

Química

12.º ano

12



Ministério
da Educação



Recursos digitais acessíveis por
QR Code no manual. Versão digital
em www.escolavirtual.cv

Química

12.º ano



Manual Revisto

O presente manual foi revisto e validado pela Universidade de Cabo Verde.

Explora o teu manual digital



<https://escolavirtual.cv>

Acesso e condições de utilização em
www.escolavirtual.cv



**Ministério
da Educação**

Conhece o teu manual

Separador

Fotografia relacionada com o tema



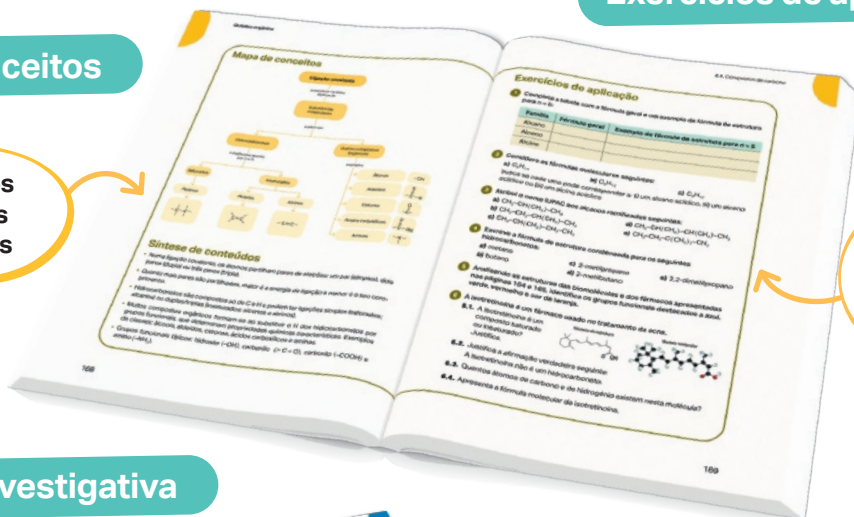
Subtemas

Objetivos de aprendizagens

Exercícios de aplicação

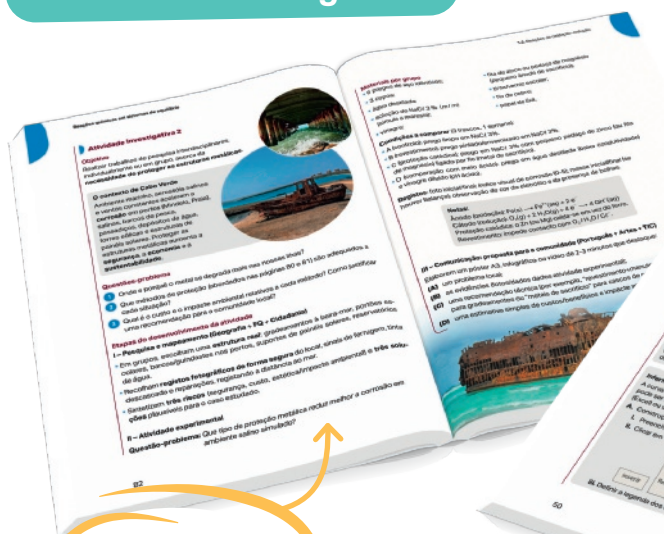
Mapa de conceitos

Síntese dos conteúdos aprendidos



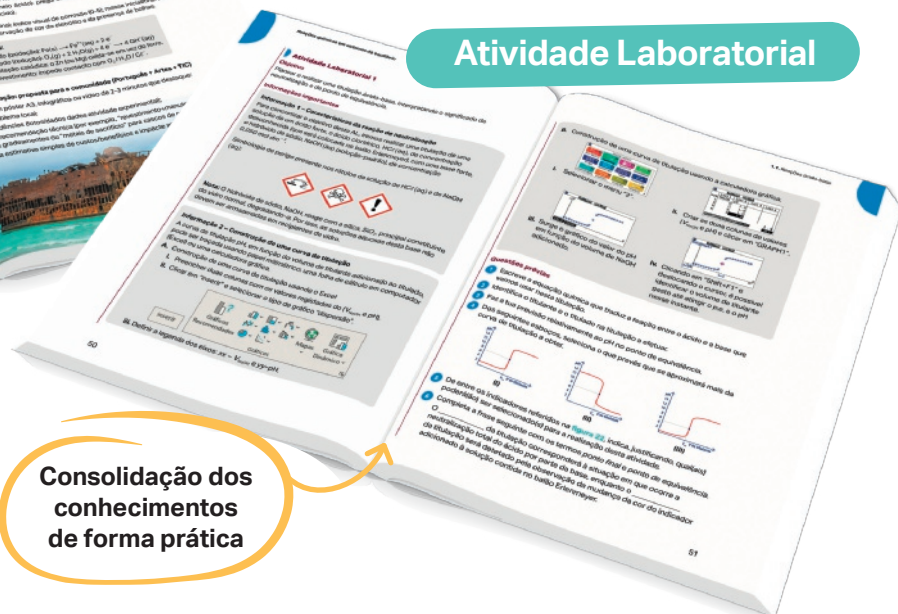
Questões de verificação de aprendizagens

Atividade Investigativa



Contextualização e aprofundamento das aprendizagens

Atividade Laboratorial



Consolidação dos conhecimentos de forma prática

Teste diagnóstico	4
--------------------------	---

1

Reações químicas em sistemas de equilíbrio	6
---	---

Ponto de partida	8
------------------	---

1.1. Reações ácido-base	10
--------------------------------	----

1.2. Reações de oxidação-redução	64
---	----

1.3. Solubilidade e reações de precipitação	105
--	-----

2

Química orgânica	152
-------------------------	-----

Ponto de partida	154
------------------	-----

2.1. Compostos de carbono	156
----------------------------------	-----

Anexos	170
---------------	-----

Soluções	172
-----------------	-----

Teste diagnóstico

1. As substâncias, em solução aquosa, podem apresentar um carácter ácido, básico ou neutro.

- 1.1. No laboratório, o pH de uma solução pode ser medido através de um medidor de pH. De forma menos rigorosa, podemos avaliar o carácter químico de uma solução através do uso de substâncias que mudam de cor quando em contacto com soluções com valores bem definidos de pH, designadas por indicadores ácido-base.



Selecione a opção que contém os termos que completam corretamente as frases seguintes.

- 1.1.1. Quanto for a concentração de iões H^+ de uma solução aquosa, é o seu pH e é a sua acidez.
- (A) maior ... maior ... maior
(B) menor ... menor ... menor
(C) menor ... menor ... maior
(D) menor ... maior ... menor
-
- 1.1.2. A tintura azul de tornesol fica na presença de soluções ácidas e a solução alcoólica de fenolftaleína fica na presença de soluções básicas.
- (A) azul-arroxeadada ... carmim
(B) vermelha ... carmim
(C) azul-arroxeadada ... incolor
(D) vermelha ... incolor
-

- 1.2. Uma reação entre uma solução ácida e uma solução básica, também designada por reação de neutralização, dá origem a um sal e a água.

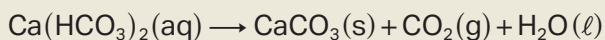
- 1.2.1. Escreve a equação química que traduz a reação entre o ácido clorídrico (HCl) e o hidróxido de sódio ($NaOH$).
-

- 1.2.2. Adicionaram-se sucessivos volumes de HCl , contido numa bureta, a um gobelé contendo uma solução de $NaOH$.

Selecione uma possível sequência de valores de pH registados por um medidor de pH digital mergulhado na solução contida no gobelé.

- (A) 2,0; 5,0; 7,0; 10,0
(B) 7,0; 10,0; 5,0; 2,0
(C) 5,0; 2,0; 7,0; 10,0
(D) 10,0; 7,0; 5,0; 2,0
-

2. As estalactites e estalagmites formadas no interior das grutas resultam da ação das águas das chuvas. Durante o processo de infiltração das águas nas grutas, o carbonato de cálcio deposita-se, e, com a evaporação da água, formam-se estalactites (no teto) e estalagmites (no solo), com libertação de dióxido de carbono, de acordo com a equação química:



Selecione a opção que apresenta a fórmula química do principal constituinte das estalactites e estalagmites formadas nas grutas.

- (A) $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ (B) $\text{CaCO}_3(\text{s})$
(C) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{aq})$ (D) $\text{Ca}(\text{s})$

3. A dureza da água de utilização doméstica deve-se à elevada concentração de cátions cálcio e magnésio.

Das seguintes opções, selecione a(s) que corresponde(m) a inconveniente(s) da dureza da água.

- (A) Deposição de calcário nas canalizações.
(B) Aumento da acidez da água.
(C) Diminuição da acidez da água.
(D) Diminuição da eficácia dos sabões na ação de limpeza.

FIM

Item	1.1.1.	1.1.2.	1.2.1.	1.2.2.	2.	3.
Cotação (valores)	2,0	2,0	4,0	2,0	5,0	5,0



Subtema 1.1. Reações ácido-base

- Identificar marcos históricos importantes na interpretação de fenómenos ácido-base, culminando na definição de ácido e base de acordo com Brønsted e Lowry.
- Interpretar reações ácido-base de acordo com Brønsted e Lowry, explicando o que é um par conjugado ácido-base.
- Interpretar o significado de espécie química anfotérica.
- Caracterizar a autoionização da água, relacionando-a com o produto iónico da água.
- Relacionar as concentrações dos iões H_3O^+ e OH^- , bem como o pH e o pOH, com aquelas concentrações em soluções aquosas e determinar o pH de soluções de ácidos (ou bases) fortes.
- Relacionar as concentrações de equilíbrio das espécies químicas envolvidas na ionização de ácidos monoproticos fracos (ou de bases) com o pH, pOH e a constante de acidez (ou basicidade), tendo em consideração a estequiometria da reação.
- Avaliar o caráter ácido, básico ou neutro de soluções aquosas de sais com base nos valores das constantes de acidez ou de basicidade dos iões do sal em solução.
- Reconhecer uma solução-tampão e a sua eficiência.
- Reconhecer a importância de soluções-tampão no domínio biológico e ambiental.
- Interpretar curvas de titulação de ácido-base justificando a escolha do indicador.
- Determinar a concentração de um ácido ou base forte por titulação.
- Determinar, experimentalmente, a concentração de um ácido forte ou base forte, a partir de uma titulação, interpretando o significado de neutralização e de ponto de equivalência.
- Interpretar a acidez da chuva normal e a formação de chuvas ácidas, explicando algumas das suas consequências ambientais.
- Pesquisar, numa perspetiva intra e interdisciplinar, formas de minimizar a chuva ácida, a nível pessoal, social e industrial, e comunicar as conclusões.

Reações químicas em sistemas de equilíbrio

1.1. Reações ácido-base

1.2. Reações de oxidação-redução

1.3. Solubilidade e reações de precipitação

Subtema 1.2. Reações de oxidação-redução

- Interpretar reações de oxidação-redução, escrevendo as equações das semirreações, identificando as espécies químicas oxidada (reduzidor) e reduzida (oxidante), utilizando o conceito de número de oxidação.
- Acertar equações químicas relativas a reações de oxidação-redução em meio ácido e em meio básico.
- Comparar o poder redutor de alguns metais e prever se uma reação de oxidação-redução ocorre usando uma série eletroquímica adequada, interpretando a corrosão dos metais como um processo de oxidação-redução.
- Organizar uma série eletroquímica a partir da realização laboratorial de reações entre metais e soluções aquosas de sais contendo cátions de outros metais.
- Relacionar os fenômenos de oxidação-redução com a necessidade de proteção de estruturas metálicas, fixas ou móveis, submetidas a condições de humidade (pontes, navios, caminhos de ferro, etc.).
- Prever a extensão relativa de uma reação de oxidação-redução com base na série eletroquímica de potenciais-padrão de redução e interpretar o conceito de potencial-padrão de redução.
- Planificação e construção de uma pilha com determinada diferença de potencial elétrico (opcional).


Subtema 1.3. Solubilidade e reações de precipitação

- Relacionar as características das águas (naturais ou tratadas), enquanto soluções aquosas, com a dissolução de sais e do dióxido de carbono da atmosfera numa perspetiva transversal da importância da água no planeta e no desenvolvimento da sociedade humana.
- Avaliar se há formação de um precipitado, com base nas concentrações de iões presentes em solução e nos valores de produtos de solubilidade, classificando as soluções de um dado soluto em não saturadas, saturadas e sobressaturadas.
- Compreender a influência da temperatura sobre a solubilidade de sais em água.
- Interpretar equilíbrios de solubilidade, relacionando a solubilidade com a constante de produto de solubilidade.
- Investigar, experimentalmente, o efeito da temperatura na solubilidade de um soluto sólido em água.
- Interpretar, com base no Princípio de Le Châtelier, o efeito do ião-comum na solubilidade de sais em água.
- Interpretar, com base no Princípio de Le Châtelier, a solubilidade de alguns sais através da formação de iões complexos.
- Pesquisar sobre a dureza total da água e processos para a minimizar e sobre a utilização de reações de precipitação na remoção de poluentes da água, e comunicar as conclusões.


1 Reações químicas em sistemas de equilíbrio

Ponto de partida

- Neste tema são estudadas as reações de ácido-base, as reações de oxidação-redução e o conceito de solubilidade e as reações de precipitação.
- Ao longo deste tema vais perceber a importância da Química no estudo...



... das reações químicas que tornam possível aliviar a azia com um antiácido!



... de como a eletricidade pode ser gerada a partir de reações químicas, tal como acontece nas pilhas!



... das reações que explicam o motivo de certos sais se formarem e outros permanecerem dissolvidos na água!



... dos métodos de proteção de estruturas metálicas do enferrujamento, como barcos, pontes e tubagens!

Vamos começar o estudo?

1.1. Reações ácido-base

Caraterísticas dos ácidos e das bases

História da Química: ácido e base

As definições de ácido e de base, à semelhança de outros conceitos de Química, foram evoluindo ao longo dos tempos.

Químico e físico irlandês, caracterizou, em **1661**, os ácidos como substâncias que apresentam sabor azedo, corrosivas, que mudam a cor do tornesol de azul para vermelho e que se tornam menos ácidas quando combinadas com bases. Caracterizou as bases, por seu lado, como sendo escorregadias ao tato, manterem azul a cor do tornesol e por se tornarem menos básicas na presença de ácidos.



Robert Boyle
(1627-1691)

Teólogo e filósofo britânico, descobriu, em **1772**, o gás HCl por reação do ácido sulfúrico concentrado com cloreto de sódio. Ao dissolver HCl em água formou-se uma solução tipicamente ácida, à qual deu o nome de ácido muriático.



Joseph Priestley
(1733-1804)

Químico francês a quem se atribui a invenção, em **1777**, da palavra oxigênio (do grego *oxys* = azedo e *genes* = nascer), que significa "gerador de ácido". Acreditava que todos os ácidos (entre os quais H_2SO_4 e HNO_3) continham oxigênio, cuja propriedade associou à presença desse elemento.



Antoine Lavoisier
(1743-1794)

Químico britânico, ficou conhecido pela descoberta da eletrólise, em **1811**, permitindo isolar elementos como potássio, sódio, cálcio, estrôncio, bário e magnésio. Questionou a teoria de Lavoisier, pois alguns ácidos, como o HCl , não continham oxigênio.



Humphry Davy
(1778-1829)

Em **1838**, este químico alemão afirmou que os ácidos eram substâncias que continham um ou mais átomos de hidrogênio que, quando substituídos por átomos metálicos, originavam sais. A definição de ácido viria a ser reformulada mais tarde por Arrhenius.



Justus von Liebig
(1803-1873)

Fig. 1 Marcos históricos importantes na interpretação de fenômenos ácido-base.

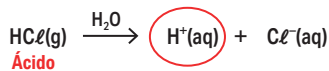
Teoria de Lewis

No mesmo ano da apresentação da definição de Brønsted-Lowry, este físico-químico americano propôs outra generalização mais ampla, apresentando as definições de ácido e de base baseadas em propriedades associadas às configurações eletrônicas de átomos e moléculas. Esta teoria está relacionada com o compartilhamento de dupletos (pares de elétrons emparelhados) entre a espécie ácida e a espécie básica.

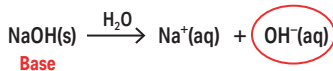
Teoria de Arrhenius

Segundo o químico sueco:

- **Ácido** é toda a substância que tem na sua constituição íons H^+ e que origina íons H^+ em solução aquosa.



- **Base** é toda a substância que tem na sua constituição íons OH^- e que origina íons OH^- em solução aquosa.



Esta teoria, de **1887**, era demasiado restritiva, apresentando algumas **limitações**:

- as definições de ácido e de base foram formuladas admitindo apenas como solvente a água, não explicando o comportamento ácido/básico noutros solventes;
- não consegue explicar a basicidade de substâncias que não têm na sua constituição OH^- , como é o caso do amoníaco (NH_3), ou de soluções aquosas de sais, tais como o carbonato de sódio (Na_2CO_3).

Segundo Lewis, uma reação ácido-base consiste na formação de uma ligação covalente entre:

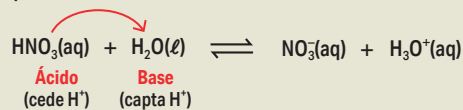
- **Ácido** – espécie aceitadora de um par de elétrons
- **Base** – espécie dadora de um par de elétrons



Teoria de Brønsted-Lowry

Em **1923**, trabalhando independentemente, o físico e químico dinamarquês Brønsted e o químico inglês Lowry formularam uma definição de ácido e base que inclui e amplia a teoria de Arrhenius, e que, por ser a teoria mais utilizada, iremos aprofundá-la nas páginas seguintes:

- **Ácido** – espécie dadora de íons H^+
- **Base** – espécie aceitadora de íons H^+



Limitações: Não prevê o carácter ácido-base de substâncias que não cedem ou recebem íons H^+ .

A teoria de Arrhenius é restrita ao meio aquoso e à presença de H^+ no ácido e de OH^- na base.

A teoria de Brønsted-Lowry abrange a de Arrhenius e amplia o conceito para substâncias que não se encontram em meio aquoso, mas é restrita à presença de H^+ (protões).

A teoria de Lewis engloba as teorias de Arrhenius e Brønsted-Lowry e amplia o conceito para substâncias que não se encontram em meio aquoso e não fazem transferência de H^+ .



Svant Arrhenius
(1859-1927)



Johannes Brønsted
(1879-1947)



Thomas Lowry
(1874-1936)



Gilbert Lewis
(1875-1946)

Ácidos e bases segundo Brønsted e Lowry

As definições apresentadas por Brønsted e Lowry não obrigam a que os ácidos e as bases estejam dissolvidos em água (limitação da teoria de Arrhenius).



Vídeo

Teoria protónica de Brønsted e Lowry



Exercício

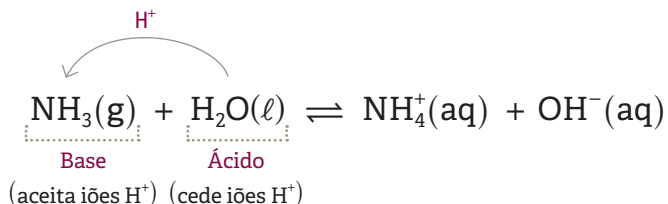
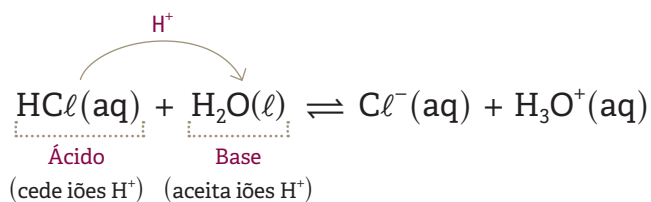
Classificar as substâncias em ácidas ou básicas

Segundo a teoria de Brønsted-Lowry (teoria protónica):

- **Ácido** é a espécie química, ião ou molécula, capaz de ceder iões H^+ (protões) a uma base. Exemplos de ácidos de Brønsted-Lowry: HCl ; H_2SO_4 ; H_3PO_4 ; NH_4^+ ; H_3O^+ .
- **Base** é a espécie química, ião ou molécula, capaz de aceitar iões H^+ (protões) de um ácido. Exemplos de bases de Brønsted-Lowry: NH_3 ; CH_3NH_2 ; OH^- .

De acordo com esta teoria, uma substância só se comporta como ácido (dadora de H^+) na presença de uma base (aceitadora de H^+) e vice-versa.

Vejamos dois exemplos:

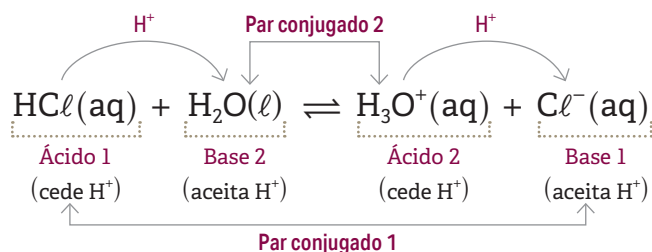


Verificamos, analisando estes dois exemplos, que a água pode comportar-se como base ou como ácido. Por apresentar esta característica é designada por substância **anfotérica** ou **anfiprótica** (outros exemplos de substâncias anfotéricas ou anfipróticas: HS^- ; $H_2PO_4^-$; HSO_4^- ; HCO_3^-).

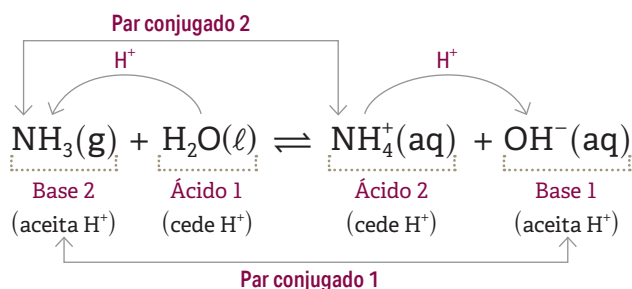
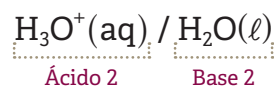
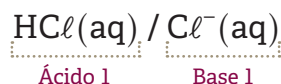
Segundo a teoria protónica, uma reação ácido-base é uma reação química que se dá por transferência de protões entre um ácido (espécie dadora de iões H^+) e uma base (espécie aceitadora de iões H^+).

As espécies químicas que, numa reação ácido-base de Brønsted e Lowry, diferem entre si em apenas um ião (um protão) constituem um par conjugado ácido-base.

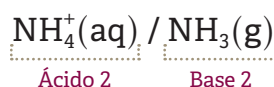
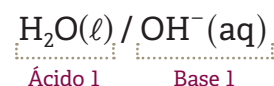
Nos exemplos anteriores:



Pares conjugados ácido-base



Pares conjugados ácido-base



Um par conjugado ácido-base é o conjunto de duas espécies químicas (um ácido e uma base) que se distinguem apenas num próton (ião H⁺).

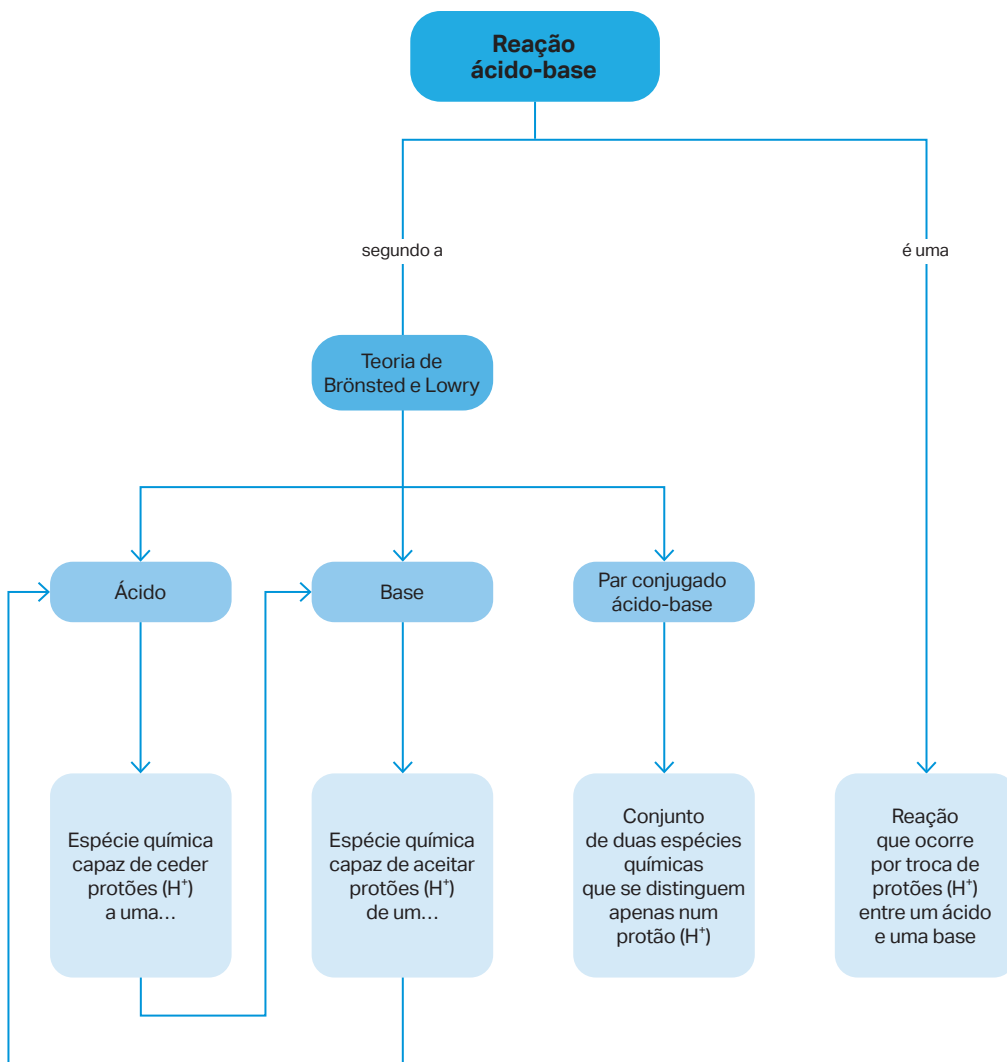
Exercício resolvido

1. Considera as substâncias seguintes com comportamento básico, de acordo com a teoria de Brønsted e Lowry: CN⁻ (cianeto), NH₂⁻ (amideto) e NH₃ (amoníaco).
 - 1.1. Justifica a afirmação seguinte: As três substâncias não são consideradas básicas de acordo com a definição de Arrhenius.
 - 1.2. Em água, o NH₂⁻ aceita um próton de H₂O. Classifica NH₂⁻, NH₃, OH⁻ e H₂O (nesta reação) de ácido ou de base segundo Brønsted-Lowry.
 - 1.3. Escreve a equação química que traduz a reação de CN⁻ em água e identifica os pares conjugados ácido-base.

Resolução:

- 1.1. De acordo com Arrhenius, base é toda a substância que tem na sua constituição OH⁻ e que origina iões OH⁻ em solução aquosa. As três substâncias não reúnem a primeira condição.
- 1.2. O ião NH₂⁻ recebe um ião H⁺ da água. Logo, a água apresenta um comportamento ácido e o ião NH₂⁻ um comportamento básico; por sua vez, a molécula NH₃ cede um ião H⁺ ao ião OH⁻. Logo, o NH₃ apresenta um comportamento ácido e o ião OH⁻ um comportamento básico.
- 1.3. Equação química: $\text{CN}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HCN}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$. As substâncias que constituem um par conjugado ácido-base, segundo a teoria protónica, distinguem-se apenas num ião H⁺. Assim, relativamente a esta reação, os dois pares conjugados ácido-base são: H₂O(ℓ)/OH⁻(aq) e HCN(aq)/CN⁻(aq).

Mapa de conceitos



Síntese de conteúdos

- A interpretação de fenómenos ácido-base evoluiu ao longo do tempo.
- Segundo a teoria de Brønsted-Lowry (também designada por teoria protónica):
 - ácido é toda a espécie química, ião ou molécula, capaz de ceder iões H^+ a uma base;
 - base é toda a espécie química, ião ou molécula, capaz de aceitar iões H^+ de um ácido;
 - uma reação ácido-base é uma reação química que se dá por transferência de protões entre um ácido (dador de iões H^+) e uma base (aceitadora de iões H^+);
 - um par conjugado ácido-base é o conjunto de duas espécies químicas (um ácido e uma base) que se distinguem apenas num protão (ião H^+).

Exercícios de aplicação

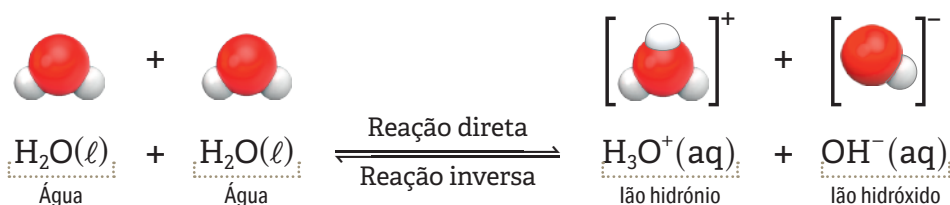
- 1** Das seguintes afirmações referentes às teorias de Arrhenius e de Brønsted-Lowry, seleciona a verdadeira.
- (A) A teoria de Arrhenius é restrita ao meio aquoso e à presença de H^+ no ácido e de OH^- na base.
- (B) A teoria de Arrhenius abrange a de Brønsted-Lowry e amplia o conceito para substâncias que não se encontram em meio aquoso, mas é restrita à presença de H^+ (protões).
- (C) Uma base segundo Brønsted-Lowry é simultaneamente uma base segundo Arrhenius.
- (D) Na teoria de Brønsted-Lowry, o ácido é aceitador de par eletrónico e a base é doadora de par eletrónico.
- 2** Considera as reações químicas representadas pelas seguintes equações químicas.
- I. $HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$
- II. $NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$
- III. $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(aq)$
- IV. $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$
- 2.1.** Indica a(s) equação(ões) que traduz(em) reações ácido-base, segundo Brønsted-Lowry.
- 2.2.** Seleciona a opção que apresenta corretamente as substâncias que atuam como ácidos e como bases na reação química II.
- (A) Ácidos: H_2O ; NH_3 ; bases: NH_4^+ ; OH^- .
- (B) Ácidos: OH^- ; NH_4^+ ; bases: H_2O ; NH_3 .
- (C) Ácidos: OH^- ; NH_3 ; bases: NH_4^+ ; H_2O .
- (D) Ácidos: NH_4^+ ; H_2O ; bases: OH^- ; NH_3 .
- 2.3.** Na reação química II, seleciona a opção que identifica corretamente os pares conjugados ácido-base.
- (A) NH_4^+/NH_3 e H_2O/OH^-
- (B) NH_3/OH^- e H_2O/OH^-
- (C) NH_4^+/OH^- e NH_3/H_2O
- (D) NH_3/H_2O e NH_4^+/OH^-

Autoionização da água e pH de soluções aquosas

Autoionização da água

Vimos já no 10.º ano que as moléculas de água ligam-se entre si por ligações intermoleculares denominadas ligações por pontes de hidrogénio, que se estabelecem entre átomos de H de uma molécula e átomos de O de outra molécula.

Assim, não é de estranhar que esses átomos de H possam transitar de uma molécula para outra sob a forma de H^+ , dando origem à reação de autoionização da água, uma reação pouco extensa:



A expressão que traduz a constante de equilíbrio desta reação é:

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e}{[\text{H}_2\text{O}]_e^2}$$

Dado que a extensão da reação direta é muito reduzida, a “concentração” da água é praticamente constante.

$$K_c \times [\text{H}_2\text{O}]_e^2 = \text{constante}$$

$$\frac{K_c \times [\text{H}_2\text{O}]_e^2}{K_w} = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e$$

Assim:

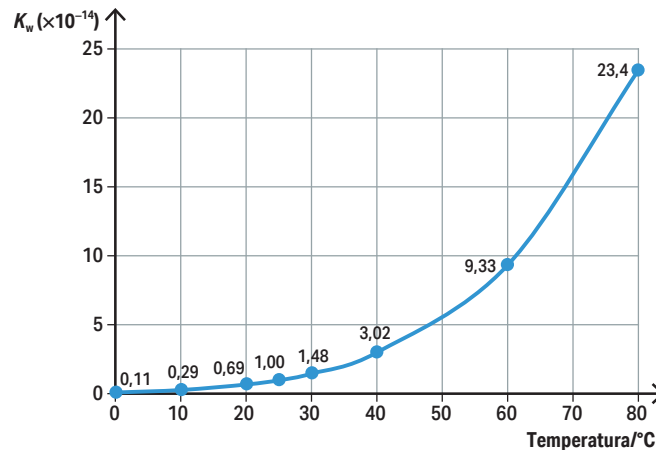
$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e$$

em que K_w é denominado produto iónico da água ou constante de autoionização da água e é adimensional. Aplica-se à água pura e a todas as soluções aquosas.

A reação de autoionização (ou autoprotólise) da água é responsável pela presença de iões H_3O^+ e OH^- na água pura.

O produto iónico da água, K_w , tal como nas restantes constantes de equilíbrio, varia com a temperatura. O gráfico da figura 2 apresenta alguns K_w em função da temperatura.

$T/^\circ\text{C}$	$K_w (\times 10^{-14})$
0	0,11
10	0,29
20	0,69
25	1,00
30	1,48
40	3,02
60	9,33
80	23,4



Note que:
A qualquer temperatura, os valores de K_w são muito baixos, o que significa que os íons H_3O^+ e OH^- , resultantes da autoionização da água, existem sempre em pequenas quantidades.

Fig. 2 K_w para diferentes temperaturas.

Analisando os dados da tabela e do gráfico da **figura 2**:

- comprova-se que a reação de autoionização da água (reação direta) é muito pouco extensa a qualquer temperatura;
- verifica-se que quanto maior é o valor da temperatura, maior é o produto iônico da água, K_w .

Então, com base no Princípio de Le Châtelier, conclui-se que:

O aumento da temperatura faz aumentar a extensão da reação de autoionização da água, provocando um crescimento da concentração dos produtos (H_3O^+ e OH^-) e de K_w .

A reação de autoionização da água é, assim, um processo endotérmico e:

$$K_w = 1,00 \times 10^{-14}, \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

Isto significa que, a 25°C :

$$1,00 \times 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e$$

Para qualquer solução neutra:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{OH}^-]_e = \sqrt{1,00 \times 10^{-14}} \text{ mol dm}^{-3}$$

Assim, a esta temperatura:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{OH}^-]_e = 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$$



Por cada litro de água "pura", a 25°C , existem:

$1,00 \times 10^{-7}$ mol de íons H_3O^+
 $1,00 \times 10^{-7}$ mol de íons OH^-

A "água pura" e qualquer outra solução aquosa neutra apresentam:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{OH}^-]_e, \text{ a } 25^\circ\text{C}: [\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{OH}^-]_e = 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$$

Manual Digital

Vídeo
Reação da autoionização da água



pH e concentrações de H_3O^+ e de OH^-

Dado que as concentrações de H_3O^+ (e de OH^-) em solução são, usualmente, muito baixas (valores com exponenciais negativos), para facilitar o tratamento de dados, Soren Sorensen propôs simplificar esses valores através do seu logaritmo, criando o **potencial hidrogeniônico, pH**.

Assim, para determinar o pH a partir da $[\text{H}_3\text{O}^+]_e$ **(1)**, ou a $[\text{H}_3\text{O}^+]_e$ a partir do pH **(2)**, aplicam-se as expressões:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]_e \quad \text{(1)} \quad \text{e} \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_e = 10^{-\text{pH}} \quad \text{(2)}$$

À semelhança do pH, define-se pOH como o logaritmo (base 10) da inversa da concentração de iões hidróxido em solução aquosa:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]_e$$

Como, em água, ocorre a autoionização $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$, o produto $[\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e$ é constante à mesma temperatura:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e = K_w$$

Tomando logaritmos, obtém-se:

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_w$$

A 25°C , $K_w = 1,00 \times 10^{-14} \rightarrow \text{p}K_w = 14,00$; por isso, nestas condições:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14,00, \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

Para determinar o carácter químico (ácido, básico ou neutro) de uma solução utiliza-se uma **escala de pH**. A 25°C , a escala de pH varia entre 0 e 14.



Fig. 3 Escala de pH a 25°C . Quanto menor é o pH, maior é a $[\text{H}_3\text{O}^+]_e$.



Fig. 4 Escala de pH a 25°C . Quanto maior é o pH, maior é a $[\text{OH}^-]_e$.



O bioquímico dinamarquês Soren Sorensen (1868-1939) criou a escala de pH.

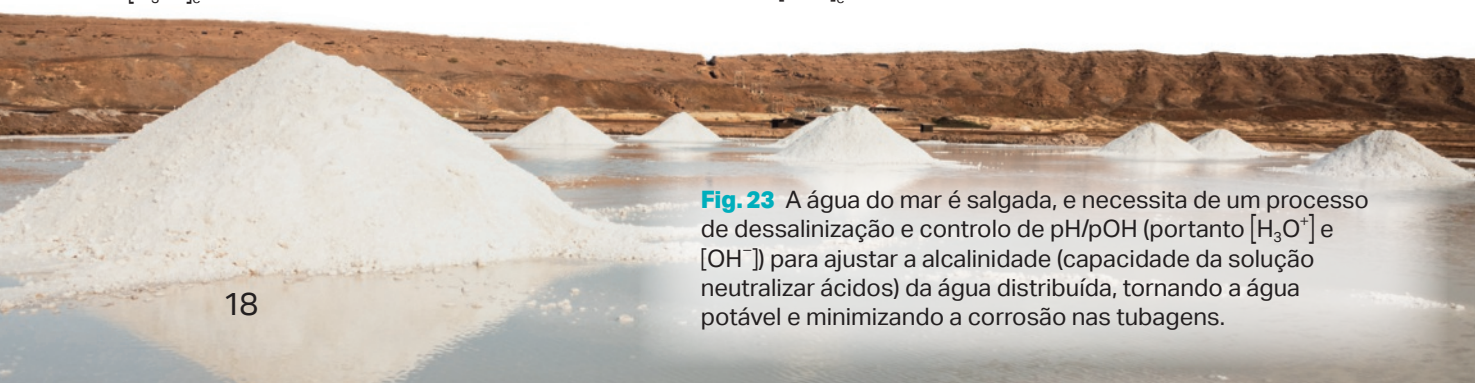


Fig. 23 A água do mar é salgada, e necessita de um processo de dessalinização e controlo de pH/pOH (portanto $[\text{H}_3\text{O}^+]_e$ e $[\text{OH}^-]_e$) para ajustar a alcalinidade (capacidade da solução neutralizar ácidos) da água distribuída, tornando a água potável e minimizando a corrosão nas tubagens.



Soluções neutras

Já vimos que, no caso das soluções neutras, a 25 °C:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{OH}^-]_e = 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$$

Calculando o valor de pH nestas condições, vem:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]_e \Leftrightarrow \text{pH} = -\log(1,00 \times 10^{-7}) \Leftrightarrow \text{pH} = 7,00$$



A água destilada é neutra:
A 25 °C, possui pH = 7,00.

Solução neutra

A qualquer temperatura: A 25 °C:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{OH}^-]_e$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{OH}^-]_e = 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{pH} = 7,00 \text{ e } \text{pOH} = 7,00$$

Soluções ácidas

Uma solução aquosa é ácida se a concentração em iões H_3O^+ (ácido) for superior à de iões OH^- (provenientes da ionização da água e da base).

Vejamos o exemplo seguinte da solução aquosa de ácido clorídrico.

(I) Reação de ionização do HCl	(II) Reação de autoionização da água
$\text{HCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	$\text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

Quando se adiciona o ácido à água, a concentração de H_3O^+ aumenta (reação I), fazendo, de acordo com o Princípio de Le Châtelier, evoluir a reação II no sentido inverso, diminuindo a concentração de OH^- (diminuindo o pH).

Solução ácida

A qualquer temperatura: A 25 °C:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_e > [\text{OH}^-]_e$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_e > 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{OH}^-]_e < 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{pH} < 7,00 \text{ e } \text{pOH} > 7,00$$

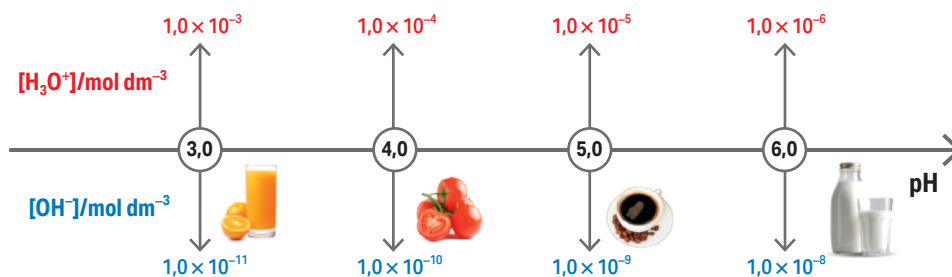


Fig. 5 $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ em materiais ácidos do dia a dia.

Soluções básicas

Uma solução aquosa é básica quando a concentração de íons OH^- supera a de íons H_3O^+ . Vejamos o exemplo da solução aquosa de hidróxido de sódio.



Interatividade
Soluções ácidas,
básicas e neutras

(I) Reação de dissociação do hidróxido de sódio	(II) Reação de autoionização da água
$\text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

Ao se adicionar base, a concentração de OH^- aumenta, e, pelo o Princípio de Le Châtelier, a reação (II) evolui no sentido inverso, diminuindo a $[\text{H}_3\text{O}^+]_e$ e aumentando o pH.

Solução básica

A qualquer temperatura: A 25 °C:

$$[\text{OH}^-]_e > [\text{H}_3\text{O}^+]_e \quad [\text{OH}^-] > 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3} \text{ e } [\text{H}_3\text{O}^+]_e < 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{pH} > 7,00 \text{ e } \text{pOH} < 7,00$$

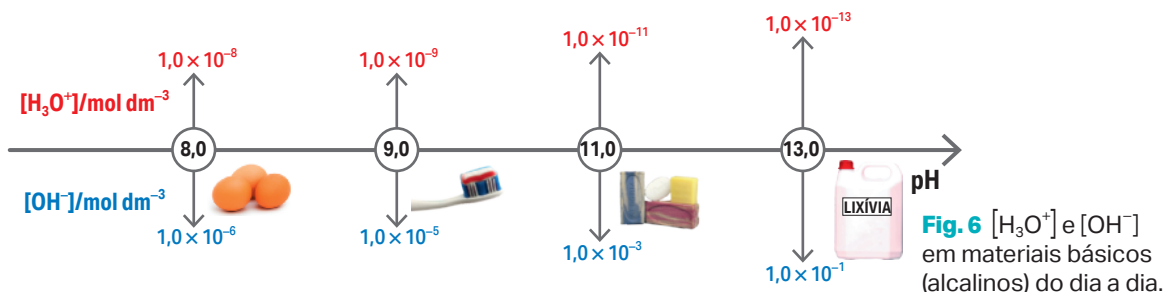


Fig. 6 $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ em materiais básicos (alcalinos) do dia a dia.

Resumindo:

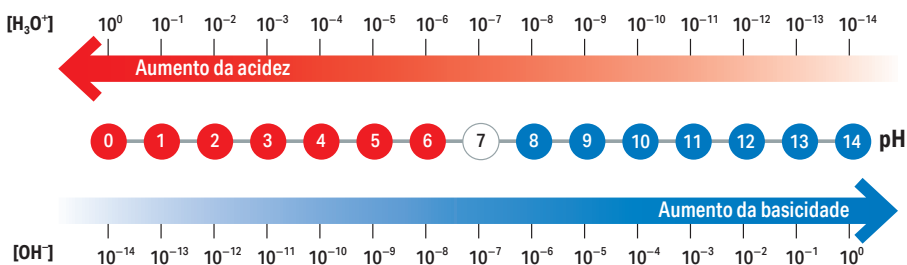


Fig. 7 Valores de pH para soluções ácidas e soluções básicas à temperatura de 25 °C e relação entre $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e $[\text{OH}^-]$: quanto maior for o valor de pH, menor será a $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e maior será a $[\text{OH}^-]$.

	A qualquer temperatura	À temperatura de 25 °C
Água "pura" ou solução neutra	$[\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{OH}^-]_e$	$[\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{OH}^-]_e = 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$ $\text{pH} = 7,00; \text{pOH} = 7,00$
Solução ácida	$[\text{H}_3\text{O}^+]_e > [\text{OH}^-]_e$	$[\text{H}_3\text{O}^+]_e > 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}; [\text{OH}^-]_e < 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$ $\text{pH} < 7,00; \text{pOH} > 7,00$
Solução básica (ou alcalina)	$[\text{H}_3\text{O}^+]_e < [\text{OH}^-]_e$	$[\text{H}_3\text{O}^+]_e < 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}; [\text{OH}^-]_e > 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$ $\text{pH} > 7,00; \text{pOH} < 7,00$

Tabela 1 Comparação de $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$ e pH para soluções ácidas, básicas e neutras.

Exercício resolvido

- 2 A tabela a seguir apresenta alguns dados relativos a diversos materiais à temperatura de 25 °C.

Material	pH	$[\text{H}_3\text{O}^+]_e$	$[\text{OH}^-]_e$
Vinagre	(a)	(b)	$1,00 \times 10^{-11} \text{ mol dm}^{-3}$
Sangue humano	(c)	$5,00 \times 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$	(d)
Detergente	11,4	(e)	(f)

- 2.1. Completa a tabela, apresentando os valores de (a) a (f).
 2.2. Qual dos materiais é mais básico (ou alcalino)? Justifica.
 2.3. Comprova, a partir da comparação entre os valores das concentrações de OH^- e de H_3O^+ , o caráter ácido do vinagre.

Resolução:

- 2.1. Antes de calcular o valor de (a) será necessário calcular o de (b).

Cálculo de (b):

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e$$

$$\text{A } 25 \text{ °C: } 1,00 \times 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e$$

Sendo $[\text{OH}^-]_e = 1,00 \times 10^{-11} \text{ mol dm}^{-3}$, vem:

$$1,00 \times 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times 1,00 \times 10^{-11} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_e = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{1,00 \times 10^{-11}} = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{Assim, (b)} = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

Cálculo de (a):

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]_e$$

Sendo $[\text{H}_3\text{O}^+]_e = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$, vem:

$$\text{pH} = -\log(1,00 \times 10^{-3}) = 3,00$$

$$\text{Assim, (a)} = 3,00$$

Cálculo de (c):

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]_e = -\log(5,00 \times 10^{-8}) = 7,30$$

$$\text{Assim, (c)} = 7,30.$$

Cálculo de (d):

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow 1,00 \times 10^{-14} = 5,0 \times 10^{-8} \times [\text{OH}^-]_e \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow [\text{OH}^-]_e = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{5,00 \times 10^{-8}} = 2,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{Assim, (d)} = 2,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$$

Cálculo de (e):

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_e = 10^{-\text{pH}} = 10^{-11,4} = 3,98 \times 10^{-12} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{Assim, (e)} = 3,98 \times 10^{-12} \text{ mol dm}^{-3}$$

Cálculo de (f):

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e \Leftrightarrow$$

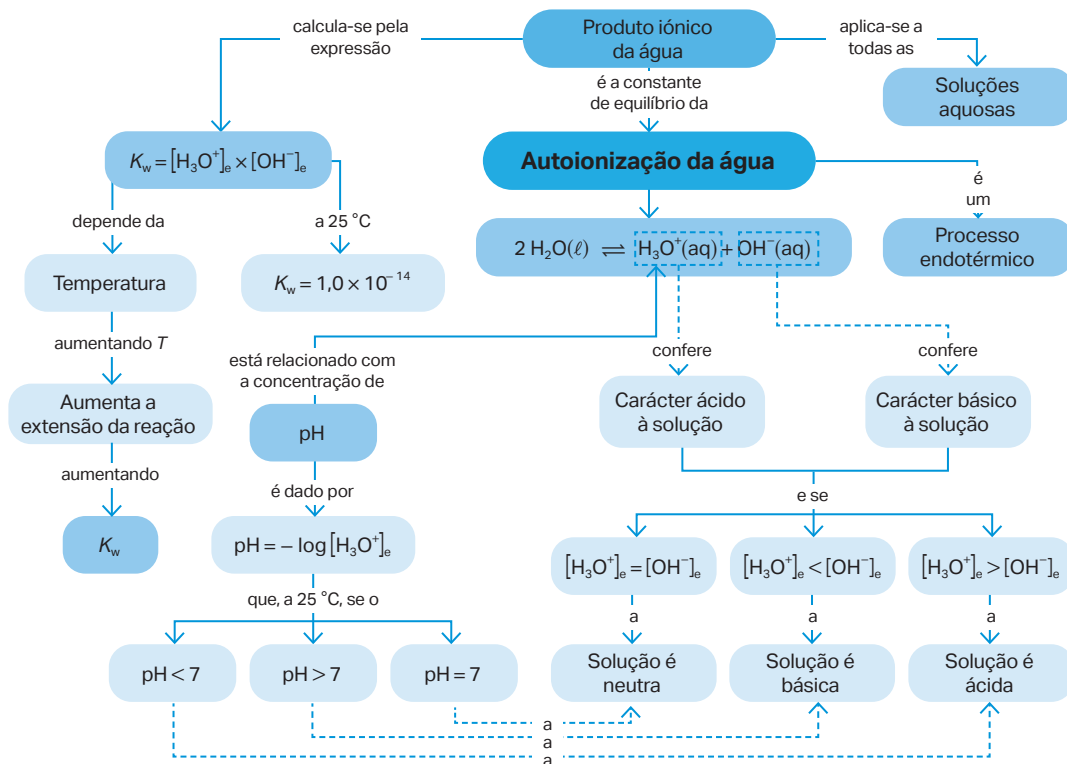
$$\Leftrightarrow 1,00 \times 10^{-14} = 3,98 \times 10^{-12} \times [\text{OH}^-]_e \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow [\text{OH}^-]_e = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{3,98 \times 10^{-12}} = 2,51 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{Assim, (f)} = 2,51 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

- 2.2. Quanto maior for o valor do pH, mais básica (ou alcalina) será a solução.
 Logo, o detergente, por apresentar maior valor de pH, será o mais básico (ou alcalino).
 2.3. O vinagre é ácido pois:
 $[\text{H}_3\text{O}^+]_e > [\text{OH}^-]_e \Leftrightarrow 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3} > 1,00 \times 10^{-11} \text{ mol dm}^{-3}$.

Mapa de conceitos



Síntese de conteúdos

- A autoionização da água é a reação química que acontece entre moléculas de água: $\text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
- A expressão que traduz a constante de equilíbrio desta reação, aplicável a todas as soluções aquosas, designada por produto iónico da água, é: $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e$
- Dado que a reação de autoionização da água é um processo endotérmico, o aumento da temperatura aumenta a extensão da reação no sentido direto, aumentando também a concentração dos produtos (H_3O^+ e OH^-) e o K_w .
- A 25 °C: $K_w = 1,00 \times 10^{-14}$; $\text{p}K_w = 14,00$; $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.
- Uma solução é **neutra** quando $[\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{OH}^-]_e$:
 - a 25 °C: $[\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{OH}^-]_e = 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$; $\text{pH} = 7,00$ e $\text{pOH} = 7,00$.
- Uma solução é **ácida** quando $[\text{H}_3\text{O}^+]_e > [\text{OH}^-]_e$:
 - a 25 °C: $[\text{H}_3\text{O}^+]_e > 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$ e $[\text{OH}^-]_e < 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$; $\text{pH} < 7,00$ e $\text{pOH} > 7,00$.
- Uma solução é **básica** (alcalina) quando $[\text{H}_3\text{O}^+]_e < [\text{OH}^-]_e$:
 - a 25 °C: $[\text{H}_3\text{O}^+]_e < 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$ e $[\text{OH}^-]_e > 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$; $\text{pH} > 7,00$ e $\text{pOH} < 7,00$.

Exercícios de aplicação

- 1 Considera as seguintes concentrações relativas a duas soluções aquosas A e B, a 25 °C:



1.1. Determina o pH e o pOH de cada uma das soluções.

1.2. Classifica as duas soluções como ácida, básica ou neutra.

- 2 A ficha técnica de uma água tratada indica pH = 8,1 a 25 °C. Calcula $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ desta água.

- 3 Considera as informações referentes a três soluções a 30 °C.

Vinagre	Água da chuva	Lixívia
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$	pH = 5,6	pOH = 2

3.1. Determina o pH desta amostra de vinagre.

3.2. Das afirmações seguintes, seleciona a verdadeira.

(A) A lixívia possui maior acidez do que a água da chuva.

(B) A água da chuva é mais básica que a lixívia.

(C) Das três soluções, a água da chuva tem maior concentração de H_3O^+ .

(D) Das três soluções, a lixívia é a que apresenta menor acidez.

3.3. Relativamente à água da chuva, seleciona a opção que relaciona corretamente as concentrações de H_3O^+ e OH^- em solução.

(A) $[\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{OH}^-]_e$

(B) $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$

(C) $[\text{H}_3\text{O}^+]_e > [\text{OH}^-]_e$

(D) $[\text{OH}^-]_e > [\text{H}_3\text{O}^+]_e$

3.4. Seleciona a opção com a expressão que permite obter a concentração em anião hidróxido na lixívia, a 30 °C, expressa em mol dm^{-3} .

$$K_w(30 \text{ °C}) = 1,48 \times 10^{-14}$$

(A) $\frac{1,48 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{12}}$

(B) $\frac{1 \times 10^{-12}}{1,48 \times 10^{-14}}$

(C) $\frac{1,48 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-5,6}}$

(D) $\frac{1,48 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-12}}$

Força relativa de ácidos e de bases

Extensão das reações ácido-base

As reações ácido-base podem ser muito ou pouco extensas no sentido direto. Lembra que no sentido direto e no equilíbrio:

- a concentração dos produtos é muito superior às dos reagentes numa reação muito extensa;
- a concentração dos reagentes é muito superior às dos produtos numa reação pouco extensa.

Quando a reação é **muito extensa no sentido direto**, na equação química que a representa a **seta** que separa reagentes de produtos tem um **único sentido** (\rightarrow). Do ponto de vista prático, os reagentes reagem quase totalmente.

É o que acontece, por exemplo, na reação de um **ácido forte** com água:



Se, pelo contrário, a reação for **pouco extensa no sentido direto**, usa-se uma **dupla seta** (\rightleftharpoons) para indicar reversibilidade, como em **ácidos** ou **bases fracos**.

Exemplo de uma reação de um **ácido fraco** com água:



Dissociação e ionização

Na **ionização** de ácidos e de algumas bases, a molécula sofre uma rutura das ligações, por interação com a água, originando iões positivos e negativos.

Na tabela seguinte apresentam-se alguns exemplos de dissociações e ionizações que originam soluções ácidas, básicas e neutras.

	Ionização	Dissociação
Soluções ácidas	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	$\text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
Soluções básicas	$\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
Substâncias ou soluções neutras	$\text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{NaCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

Tabela 2 Exemplos de reações de ionização e de dissociação.



Vídeo
Ionização e
dissociação



Constantes de acidez e de basicidade

Resumindo, de acordo com a teoria de Brønsted-Lowry:

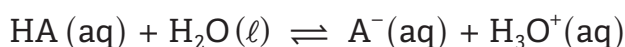
Ácido forte ou base forte	Ácido fraco ou base fraca
<p>Ionização/dissociação praticamente total: reação muitíssimo mais extensa no sentido direto do que no inverso – reação que praticamente só acontece no sentido direto (\rightarrow).</p>	<p>Ionização/dissociação parcial: reação muito menos extensa no sentido direto do que no inverso – reação que acontece nos dois sentidos (\rightleftharpoons).</p>
<p>Exemplo de ácido forte:</p> $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ <p>Em que:</p> $[\text{H}_3\text{O}^+]_e \text{ e } [\text{Cl}^-]_e \gg [\text{HCl}]_e$ <p>e:</p> $[\text{H}_3\text{O}^+]_e \text{ e } [\text{Cl}^-]_e \approx [\text{HCl}]_{\text{inicial}}$ <p>Mais exemplos: HBr, HI, H_2SO_4 e HClO_4.</p>	<p>Exemplo de ácido fraco:</p> $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ <p>Em que:</p> $[\text{CH}_3\text{COOH}]_e \gg [\text{H}_3\text{O}^+]_e \text{ e } [\text{CH}_3\text{COO}^-]_e$ <p>Mais exemplos: HNO_2, H_3PO_4 e HCN.</p>
<p>Exemplo de base forte:</p> $\text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ <p>Em que:</p> $[\text{OH}^-]_e \text{ e } [\text{Na}^+]_e \gg [\text{NaOH}]_e$ <p>e:</p> $[\text{OH}^-]_e \text{ e } [\text{Na}^+]_e \approx [\text{NaOH}]_{\text{inicial}}$ <p>Mais exemplos: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KOH e $\text{Ba}(\text{OH})_2$.</p>	<p>Exemplo de base fraca:</p> $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ <p>Em que:</p> $[\text{NH}_3]_e \gg [\text{OH}^-]_e \text{ e } [\text{NH}_4^+]_e$ <p>Mais exemplos: $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ e CH_3NH_2.</p>

Tabela 3 Comparação entre as concentrações de reagentes e produtos em reações de ionização/dissociação de ácido (ou base) forte e de ácido (ou base) fraco.

Assim, para iguais concentrações de ácidos, ou de bases, fortes e fracos, e dado que a extensão da ionização/dissociação do ácido, ou da base, forte é superior à da ionização/dissociação do ácido, ou da base, fraco:

$[H_3O^+]_e$ derivada do ácido forte $>$ $[H_3O^+]_e$ derivada do ácido fraco;
 pH da solução do ácido forte $<$ pH da solução do ácido fraco;
 $[OH^-]_e$ derivada da base forte $>$ $[OH^-]_e$ derivada da base fraca;
 pH da solução da base forte $>$ pH da solução da base fraca.

No caso das reações de ionização de **ácidos fracos**, a constante de equilíbrio ou constante de ionização do ácido (K_a) é, genericamente, expressa por:



$$K_a = K \times [H_2O](l)$$

$$K_a = \frac{[A^-]_e \times [H_3O^+]_e}{[HA]_e}$$

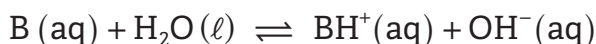
Só se associam valores de K_a a ácidos fracos.
 \uparrow Força do **ácido** $\uparrow \Rightarrow K_a$

Esta constante de equilíbrio K_a , que para ácidos fracos apresenta valores muito baixos, é denominada **constante de acidez** (por ser relativa à ionização de um ácido).

A constante de acidez, K_a , é uma medida da força de um ácido:

- quanto maior for K_a , mais extensa é a reação de ionização, maior é a $[H_3O^+]_e$, menor é o valor de pH e mais forte é o ácido.

No caso das reações de ionização de **bases fracas**, a constante de equilíbrio ou constante de ionização da base K_b é, genericamente, expressa por:



$$K_b = \frac{[BH^+]_e \times [OH^-]_e}{[B]_e}$$

Só se associam valores de K_b a bases fracas.
 \uparrow Força da **base** $\uparrow \Rightarrow K_b$

Exemplo: $NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$

$$K_b = \frac{[NH_4^+]_e \times [OH^-]_e}{[NH_3]_e}$$

Neste exemplo $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ à temperatura de 25 °C.

Esta constante de equilíbrio K_b , que para bases fracas apresenta valores muito baixos, é denominada **constante de basicidade** (por ser relativa à ionização de uma base).

A constante de basicidade, K_b , é uma medida da força de uma base:

- quanto maior for K_b , mais extensa é a reação de ionização, maior é a $[OH^-]_e$, maior é o valor de pH e mais forte é a base.

Exercício resolvido

- 3 A tabela apresenta exemplos de ácidos e bases fracos e respectivas constantes de ionização, a 25 °C.

Ácidos		Bases	
HF	$K_a = 7,2 \times 10^{-4}$	NH ₃	$K_b = 1,8 \times 10^{-5}$
HCN	$K_a = 4,9 \times 10^{-10}$	C ₅ H ₅ N	$K_b = 1,5 \times 10^{-9}$

- 3.1. Escreve as equações químicas que traduzem as reações do ácido cianídrico, HCN, e da piridina, C₅H₅N, com a água.
- 3.2. Escreve as expressões da constante de acidez do ácido cianídrico e da constante de basicidade da piridina.
- 3.3. Considera que as soluções aquosas dos dois ácidos apresentam a mesma concentração. Podemos afirmar que, no equilíbrio:
- (A) $[H_3O^+]_e$ na solução de HF $>$ $[H_3O^+]_e$ na solução de HCN.
 (B) $[OH^-]_e$ na solução de HF $>$ $[OH^-]_e$ na solução de HCN.
 (C) $[F^-]_e$ na solução de HF $<$ $[CN^-]_e$ na solução de HCN.
 (D) nas duas soluções $[H_3O^+]_e \times [OH^-]_e < 1,0 \times 10^{-14}$.
- 3.4. Considera que as soluções aquosas das duas bases são equimolares (apresentam a mesma concentração). Podemos afirmar que:
- (A) A piridina é uma base mais forte do que o amoníaco.
 (B) O pH da solução de piridina é inferior ao da solução de amoníaco.
 (C) $[OH^-]_e$ na solução de amoníaco $<$ $[OH^-]_e$ na solução de piridina.
 (D) Nas duas soluções não existem iões $[H_3O^+]_e$.

Resolução:

- 3.1. Reação de ionização do ácido: $HCN(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons CN^-(aq) + H_3O^+(aq)$
 Reação de ionização da base: $C_5H_5N(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons C_5H_5NH^+(aq) + OH^-(aq)$

- 3.2. Expressão da constante de acidez do HCN: $K_a = \frac{[CN^-]_e \times [H_3O^+]_e}{[HCN]_e}$

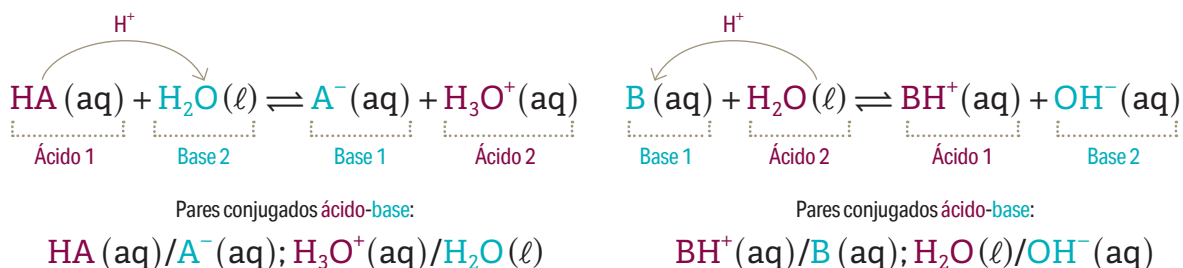
$$\text{Expressão da constante de basicidade da } C_5H_5N: K_b = \frac{[C_5H_5NH^+]_e \times [OH^-]_e}{[C_5H_5N]_e}$$

- 3.3. (A). Quanto maior for K_a , maior será a extensão da reação de ionização do ácido e maior será $[H_3O^+]_e$
- 3.4. (B). K_b do amoníaco é superior ao da piridina. Assim, a $[OH^-]_e$ na solução de amoníaco é maior do que a $[OH^-]_e$ na solução de piridina e, conseqüentemente, (dado que $[H_3O^+]_e \times [OH^-]_e = 1,0 \times 10^{-14}$) na solução de amoníaco é menor do que na solução de piridina. Dado que, pela expressão $pH = -\log[H_3O^+]_e$ se conclui que quanto maior for a $[H_3O^+]_e$ menor é o pH, logo o pH da solução de piridina é inferior ao da solução de amoníaco.

Força relativa de pares conjugados ácido-base

Já estudámos que um par conjugado ácido-base é o conjunto de duas espécies químicas (um ácido e uma base) que se distinguem num protão (H^+).

Para estas reações genéricas:



De notar que:

- se um ácido HA tem muita tendência em ceder um ião H^+ , transformando-se na base conjugada A^- , esta tem pouca tendência em aceitar um ião H^+ para se converter em HA;
- se uma base B tem muita tendência em aceitar um ião H^+ , transformando-se no ácido conjugado BH^+ , este tem pouca tendência em ceder um ião H^+ para se converter em B.

Quanto mais forte é um ácido, mais fraca é a sua base conjugada e vice-versa.

Quanto mais forte é a base, mais fraco é o seu ácido conjugado e vice-versa.

	Ácido conjugado		Base conjugada		
Aumento da força do ácido	Ácido perclórico	$HClO_4$	ClO_4^-	Perclorato	Aumento da força da base
	Ácido iodídrico	HI	I^-	Iodeto	
	Ácido clorídrico	HCl	Cl^-	Cloreto	
	Ácido sulfúrico	H_2SO_4	HSO_4^-	Hidrogenossulfato	
	Ácido nítrico	HNO_3	NO_3^-	Nitrato	
	Hidrónio	H_3O^+	H_2O	Água	
	Ácido fluorídrico	HF	F^-	Fluoreto	
	Ácido nitroso	HNO_2	NO_2^-	Nitrito	
	Ácido acético	CH_3COOH	CH_3COO^-	Etanoato	
	Ácido carbónico	H_2CO_3	HCO_3^-	Hidrogenocarbonato	
	Ácido cianídrico	HCN	CN^-	Cianeto	

Fig. 8 Ácidos e bases conjugados mais comuns.

pH de ácidos e bases fortes

O ácido acético, CH_3COOH , e o ácido clorídrico, HCl , exemplos já estudados, por cederem apenas um próton (H^+), são designados por **ácidos monopróticos**. O amoníaco, NH_3 , pelo facto de aceitar apenas um ião H^+ , é uma **base monoprótica**.

Num ácido monoprótico, por cada mol de ácido que sofre ionização, forma-se um mol de H_3O^+ ; numa base monoprótica, por cada mol de base que sofre ionização, forma-se também um mol de OH^- (estequiometria 1:1).

Já aprendeste a determinar o valor do pH de um ácido ou base forte. Considera os exemplos para as reações genéricas da **tabela 4**.

pH de um ácido forte				pH de uma base forte			
Qual é o valor do pH de um ácido forte, HA, de concentração $0,001 \text{ mol dm}^{-3}$, a 25°C ?				Qual é o valor do pH de uma base forte, B, de concentração $0,001 \text{ mol dm}^{-3}$, a 25°C ?			
A reação de ionização do ácido forte HA é dada por:				A reação de ionização da base forte B é dada por:			
$\text{HA}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$				$\text{B}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{BH}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$			
Admitindo que todo o ácido se ionizou:				Admitindo que toda a base se ionizou:			
$\text{HA}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$				$\text{B}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{BH}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$			
$c_{\text{início}}/\text{mol dm}^{-3}$	0,001	0,000	0,000	$c_{\text{início}}/\text{mol dm}^{-3}$	0,001	0,000	0,000
$c_{\text{equilíbrio}}/\text{mol dm}^{-3}$	0,000	0,001	0,001	$c_{\text{equilíbrio}}/\text{mol dm}^{-3}$	0,000	0,001	0,001
Em que:				Em que:			
$[\text{H}_3\text{O}^+]_e$ e $[\text{A}^-]_e \approx [\text{HA}]_{\text{inicial}} = 0,001 \text{ mol dm}^{-3}$				$[\text{OH}^-]_e$ e $[\text{BH}^+]_e \approx [\text{B}]_{\text{inicial}} = 0,001 \text{ mol dm}^{-3}$			
Assim, dado que:				Assim, dado que:			
$[\text{H}_3\text{O}^+]_e \approx [\text{HA}]_{\text{inicial}} = 1 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$				$[\text{OH}^-]_e \approx [\text{B}]_{\text{inicial}} = 1 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$			
e que:				e que:			
$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_e$				$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e$			
vem:				vem:			
$\text{pH} = -\log(1 \times 10^{-3}) = 3$				$[\text{H}_3\text{O}^+]_e \times 1 \times 10^{-3} = 1,00 \times 10^{-14} \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_e = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11} \text{ mol dm}^{-3}$			
Dado que:				Dado que:			
				$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_e$			
vem:				vem:			
				$\text{pH} = -\log(1 \times 10^{-11}) = 11$			

Tabela 4 Cálculo do pH de um ácido forte e de uma base forte.

E como determinar o valor de pH no caso dos ácidos fracos e das bases fracas?



Fig. 9 As formigas segregam ácido metanoico.

pH de um ácido fraco

Para exemplificar o cálculo da determinação do pH de um ácido fraco monoprotónico, usaremos o ácido metanoico, HCOOH , também designado por ácido fórmico por ser segregado pelas formigas como defesa.

Manual Digital

 Interatividade
Equilíbrio
ácido-base

 Vídeo
Constantes de
acidez e de
basicidade


Exemplo

Determine o pH de uma solução de HCOOH , à temperatura de $25\text{ }^\circ\text{C}$, de concentração $0,200\text{ mol dm}^{-3}$, sabendo que o K_a , a esta temperatura, é $1,78 \times 10^{-4}$.

Etapas	Resolução												
1 Escrever a equação da reação do ácido com a água.	Como o HCOOH é um ácido fraco, a protólise não é total: $\text{HCOOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HCOO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$												
2 Exprimir as concentrações iniciais e de equilíbrio de todas as substâncias em termos de concentração inicial do ácido, representando as variações de concentração por uma mesma incógnita: x.	$\text{HCOOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HCOO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td>$c_{\text{início}}/\text{mol dm}^{-3}$</td> <td>0,200</td> <td>0,000</td> <td>0,000</td> </tr> <tr> <td>variação</td> <td>$-x$</td> <td>$+x$</td> <td>$+x$</td> </tr> <tr> <td>$c_{\text{equilíbrio}}/\text{mol dm}^{-3}$</td> <td>$(0,200 - x)$</td> <td>$+x$</td> <td>$+x$</td> </tr> </table>	$c_{\text{início}}/\text{mol dm}^{-3}$	0,200	0,000	0,000	variação	$-x$	$+x$	$+x$	$c_{\text{equilíbrio}}/\text{mol dm}^{-3}$	$(0,200 - x)$	$+x$	$+x$
$c_{\text{início}}/\text{mol dm}^{-3}$	0,200	0,000	0,000										
variação	$-x$	$+x$	$+x$										
$c_{\text{equilíbrio}}/\text{mol dm}^{-3}$	$(0,200 - x)$	$+x$	$+x$										
3 Escrever a constante de acidez, substituir os valores relativos às concentrações de equilíbrio.	$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-]_e \times [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{HCOOH}]_e} \Leftrightarrow 1,78 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{0,200 - x}$												
4 Resolver em ordem a x.	<p>Dado que é um ácido fraco, e os ácidos fracos ionizam-se pouco, podemos prever que x deve ser pequeno, quando comparado com 0,200. Assim, podemos fazer a aproximação: $0,200 - x \approx 0,200$</p> $1,78 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{0,200} \Leftrightarrow x = \sqrt{1,78 \times 10^{-4} \times 0,200} \Leftrightarrow x = 5,97 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ <p>Nota: Considera-se a aproximação válida se $\frac{x}{[\text{ácido}]_{\text{inicial}}} \times 100\%$ for inferior a 5%, que é o caso deste exemplo.</p>												
5 Calcular as concentrações de equilíbrio de todas as espécies.	$\text{HCOOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HCOO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td>$c_{\text{início}}/\text{mol dm}^{-3}$</td> <td>0,200</td> <td>0,000</td> <td>0,000</td> </tr> <tr> <td>variação</td> <td>$-x$</td> <td>$+x$</td> <td>$+x$</td> </tr> <tr> <td>$c_{\text{equilíbrio}}/\text{mol dm}^{-3}$</td> <td>$(0,200 - 5,97 \times 10^{-3})$</td> <td>$5,97 \times 10^{-3}$</td> <td>$5,97 \times 10^{-3}$</td> </tr> </table>	$c_{\text{início}}/\text{mol dm}^{-3}$	0,200	0,000	0,000	variação	$-x$	$+x$	$+x$	$c_{\text{equilíbrio}}/\text{mol dm}^{-3}$	$(0,200 - 5,97 \times 10^{-3})$	$5,97 \times 10^{-3}$	$5,97 \times 10^{-3}$
$c_{\text{início}}/\text{mol dm}^{-3}$	0,200	0,000	0,000										
variação	$-x$	$+x$	$+x$										
$c_{\text{equilíbrio}}/\text{mol dm}^{-3}$	$(0,200 - 5,97 \times 10^{-3})$	$5,97 \times 10^{-3}$	$5,97 \times 10^{-3}$										
6 Determinar o valor de pH.	$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_e \Leftrightarrow \text{pH} = -\log (5,97 \times 10^{-3}) = 2,22$												

pH de uma base fraca

Para exemplificar o cálculo do pH de uma base fraca monoprotónica, usaremos a anilina (também conhecida por fenilamina ou benzenamina), usada para fabricar uma ampla variedade de produtos, como, por exemplo, tintas sintéticas.

Fig. 10 As tintas sintéticas contêm anilina.



Exemplo

Determine o pH de uma solução de anilina, à temperatura de 25 °C, de concentração 0,010 mol dm⁻³, sabendo que o K_b, a esta temperatura, é 4,0 × 10⁻¹⁰.

Etapas	Resolução												
1 Escrever a equação da reação da base com a água.	Como o C ₆ H ₅ NH ₂ é uma base fraca, a protólise não é total: $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$												
2 Exprimir as concentrações iniciais e de equilíbrio de todas as substâncias, em termos de concentração inicial da base, representando as variações de concentração por uma mesma incógnita: x.	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td style="text-align: center;">c_{início}/mol dm⁻³</td> <td style="text-align: center;">0,010</td> <td style="text-align: center;">0,000</td> <td style="text-align: center;">0,000</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">variação</td> <td style="text-align: center;">- x</td> <td style="text-align: center;">+ x</td> <td style="text-align: center;">+ x</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">c_{equilíbrio}/mol dm⁻³</td> <td style="text-align: center;">(0,010 - x)</td> <td style="text-align: center;">+ x</td> <td style="text-align: center;">+ x</td> </tr> </table>	c _{início} /mol dm ⁻³	0,010	0,000	0,000	variação	- x	+ x	+ x	c _{equilíbrio} /mol dm ⁻³	(0,010 - x)	+ x	+ x
c _{início} /mol dm ⁻³	0,010	0,000	0,000										
variação	- x	+ x	+ x										
c _{equilíbrio} /mol dm ⁻³	(0,010 - x)	+ x	+ x										
3 Escrever a constante de basicidade, substituindo os valores relativos às concentrações de equilíbrio.	$K_b = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+]_e \times [\text{OH}^-]_e}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]_e} \Leftrightarrow 4,0 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0,010 - x}$												
4 Resolver em ordem a x.	Dado que é uma base fraca, e as bases fracas ionizam-se pouco, podemos prever que x deve ser pequeno, quando comparado com 0,010. Assim, podemos fazer a aproximação: 0,010 - x ≈ 0,010 $4,0 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0,010} \Leftrightarrow x = \sqrt{4,0 \times 10^{-10} \times 0,010} \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow x = 2,0 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$ <p style="text-align: center;">Nota: Considera-se a aproximação válida se $\frac{x}{[\text{base}]_{\text{inicial}}} \times 100\%$ for inferior a 5%, o que é o caso deste exemplo.</p>												
5 Calcular as concentrações de equilíbrio de todas as espécies.	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td style="text-align: center;">c_{início}/mol dm⁻³</td> <td style="text-align: center;">0,010</td> <td style="text-align: center;">0,000</td> <td style="text-align: center;">0,000</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">variação</td> <td style="text-align: center;">- x</td> <td style="text-align: center;">+ x</td> <td style="text-align: center;">+ x</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">c_{equilíbrio}/mol dm⁻³</td> <td style="text-align: center;">(0,010 - 2,0 × 10⁻⁶)</td> <td style="text-align: center;">2,0 × 10⁻⁶</td> <td style="text-align: center;">2,0 × 10⁻⁶</td> </tr> </table>	c _{início} /mol dm ⁻³	0,010	0,000	0,000	variação	- x	+ x	+ x	c _{equilíbrio} /mol dm ⁻³	(0,010 - 2,0 × 10 ⁻⁶)	2,0 × 10 ⁻⁶	2,0 × 10 ⁻⁶
c _{início} /mol dm ⁻³	0,010	0,000	0,000										
variação	- x	+ x	+ x										
c _{equilíbrio} /mol dm ⁻³	(0,010 - 2,0 × 10 ⁻⁶)	2,0 × 10 ⁻⁶	2,0 × 10 ⁻⁶										
6 Determinar o valor da [H ₃ O ⁺] _e e o valor de pH.	$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow 1,00 \times 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times 2,0 \times 10^{-6} \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_e = 5,0 \times 10^{-9} \text{ mol dm}^{-3}$ $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_e \Leftrightarrow \text{pH} = -\log (5,0 \times 10^{-9}) = 8,3$												

Exercício resolvido

- 4 Considera as constantes de acidez de algumas substâncias ácidas, em solução aquosa, à temperatura de 25 °C. As três soluções possuem a mesma concentração: 0,100 mol dm⁻³.


$$K_a(\text{HCN}) = 6,0 \times 10^{-10}; K_a(\text{HCl}) = 1,3 \times 10^6; K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$$

- 4.1. Dispõe os três ácidos por ordem crescente de força.
- 4.2. Coloca as substâncias CN⁻, Cl⁻ e CH₃COO⁻ por ordem crescente de concentração.
- 4.3. Comparando a força do ácido clorídrico, HCl, com a força do ácido cianídrico, HCN, conclui-se que o HCl é cerca de _____ vezes mais _____ do que o HCN.
(A) 10⁴ ... forte **(B)** 10⁴ ... fraco **(C)** 10¹⁵ ... forte **(D)** 10¹⁵ ... fraco
- 4.4. Comprova que o K_a do ácido acético (pH (CH₃COOH) = 2,88) é o apresentado.

Resolução:

- 4.1. K_a é uma medida da força do ácido. Quanto maior for K_a, mais forte é o ácido (maior percentagem de ácido ionizado, isto é, maior concentração de H₃O⁺ no equilíbrio devido à sua ionização). Assim, por ordem crescente da força do ácido, vem: HCN, CH₃COOH e HCl.
- 4.2. Quanto maior for K_a, maior é a força do ácido (mais extensa é a reação no sentido direto) e maior é a concentração dos produtos. Assim, para soluções ácidas de iguais concentrações, à mesma temperatura, quanto maior for K_a, maior será a concentrações dos iões resultantes da ionização dos ácidos. Assim, por ordem crescente de concentração, vem: CN⁻; CH₃COO⁻; Cl⁻.
- 4.3. **(C)**. A força de um ácido, a uma determinada temperatura, é traduzida pela constante de acidez.

$$\frac{K_a(\text{HCl})}{K_a(\text{HCN})} = \frac{1,3 \times 10^6}{6,0 \times 10^{-10}} = 2,2 \times 10^{15} \Rightarrow \text{OG} = 10^{15}$$

OG  ordem de grandeza

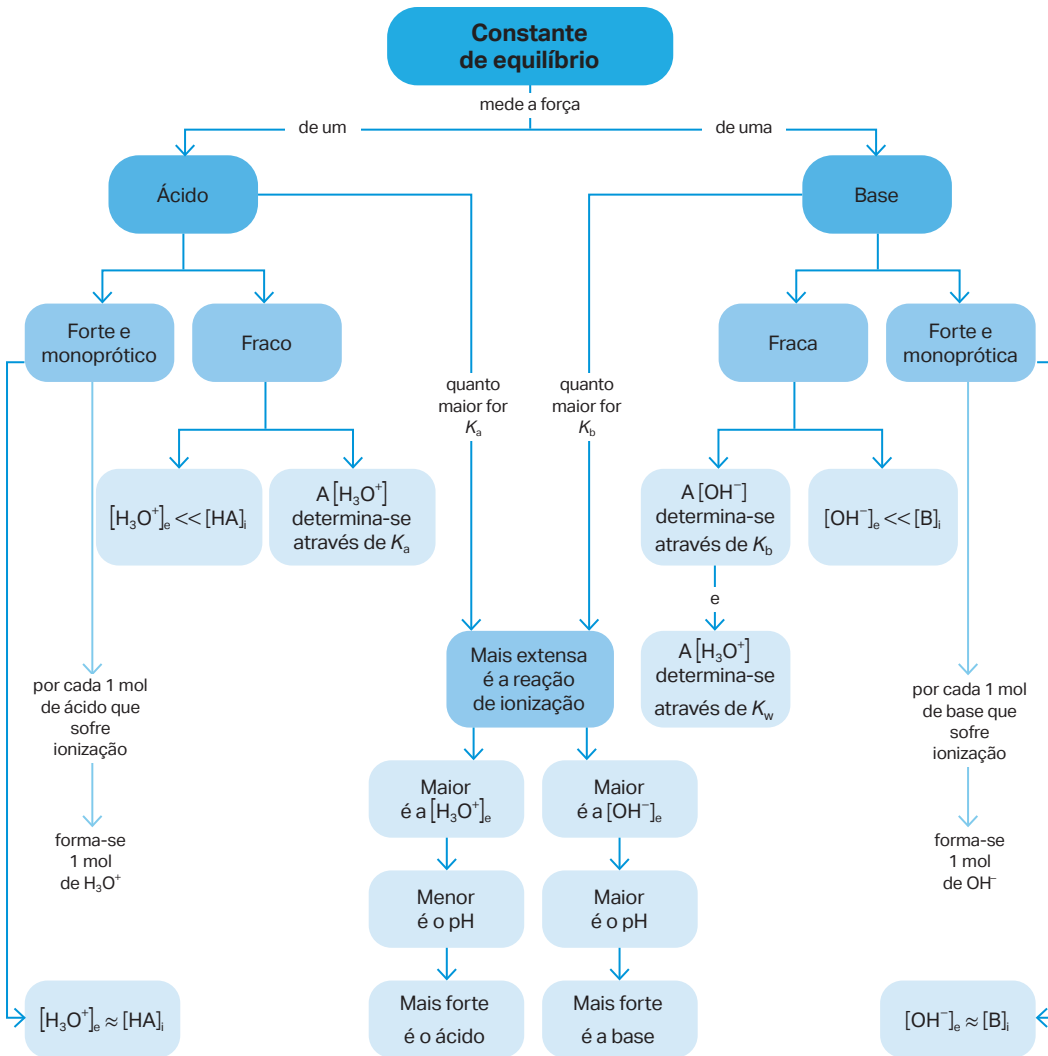
- 4.4. **(i)** Representação do equilíbrio químico:

	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
$c_{\text{início}}/\text{mol dm}^{-3}$	0,100 0,000 $\approx 0,000$
variação	- x + x + x
$c_{\text{equilíbrio}}/\text{mol dm}^{-3}$	(0,100 - x) + x + x

(ii) Cálculo da [H₃O⁺]_e: [H₃O⁺]_e = 10^{-pH} ⇔ [H₃O⁺]_e = 10^{-2,88} = 1,32 × 10⁻³ mol dm⁻³

(iii) Cálculo de K_a: $K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_e \times [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_e} = \frac{(1,32 \times 10^{-3})^2}{0,100 - 1,32 \times 10^{-3}} = 1,76 \times 10^{-5} \approx 1,8 \times 10^{-5}$

Mapa de conceitos



Síntese de conteúdos

- No caso das reações de ionização de ácidos fracos e de bases fracas, as constantes de equilíbrio ou constantes de acidez, K_a , e de basicidade, K_b , respetivamente, medem a força do ácido e da base e são expressas por:



$$K_a = \frac{[\text{A}^-]_e \times [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{HA}]_e}$$

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e}{[\text{B}]_e}$$

- Quanto maior for K_a , mais extensa é a reação de ionização, maior é a $[\text{H}_3\text{O}^+]_e$, menor é o valor de pH e mais forte é o ácido. Quanto maior for K_b , mais extensa é a reação de ionização, maior é a $[\text{OH}^-]_e$, maior é o valor de pH e mais forte é a base.

Soluções aquosas de sais

Os sais, quando dissolvidos em água, podem originar:

- soluções neutras ($[H_3O^+]_e = [OH^-]_e$);
- soluções ácidas ($[H_3O^+]_e > [OH^-]_e$);
- soluções básicas ($[H_3O^+]_e < [OH^-]_e$).

Regra geral:

- um catião cuja base conjugada é fraca hidrolisa-se (origina iões H_3O^+);
- os catiões dos metais dos grupos 1 e 2 da TP não se hidrolisam (são iões neutros);
- um anião cujo ácido conjugado é fraco hidrolisa-se (origina iões OH^-);
- um anião cujo ácido conjugado seja forte não se hidrolisa. Diz-se neutro.

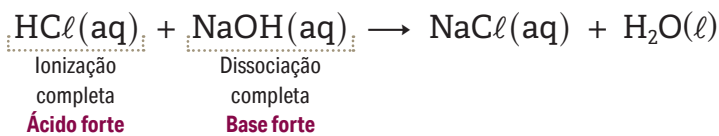
As reações de iões, provenientes da dissociação de sais, com a água, são designadas por **hidrólises** – casos particulares de reações ácido-base, dado que acontecem por troca de iões H^+ com a água.

Já vimos que os sais podem ser obtidos por reação de ácidos com bases. Consoante a força relativa do ácido e da base, o sal formado irá ter um carácter químico diferente.

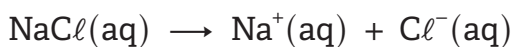
Sal proveniente de ácido forte e base forte

Fazendo reagir um ácido forte com uma base forte, em proporções estequiométricas, obtém-se uma **solução neutra** ($pH = 7$, a $25\text{ }^\circ\text{C}$), uma vez que os iões que constituem o sal obtido quando em contacto com a água não se hidrolisam, ou seja, não reagem com a água – dizem-se **neutros** ou **espectadores**.

Vejamos um exemplo já estudado:

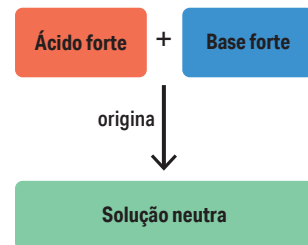


O sal formado dissocia-se de acordo com:

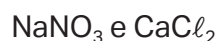


Não se hidrolisa
Catião de um metal alcalino – ião neutro.

Não se hidrolisa
Base conjugada de um ácido forte, por isso não sofre hidrólise – ião neutro.



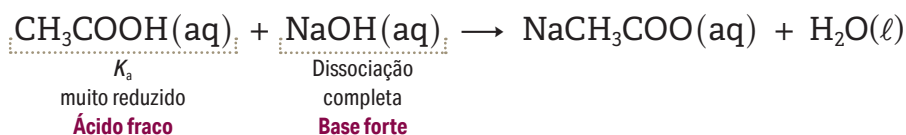
Constituem outros exemplos destes sais:



O sal resultante da adição de um ácido forte a uma base forte, em solução aquosa, origina uma solução neutra.

Sal proveniente de ácido fraco e base forte

Considera, a título exemplificativo, o acetato de sódio, NaCH_3COO . Este sal pode formar-se a partir da reação do ácido acético com hidróxido de sódio:

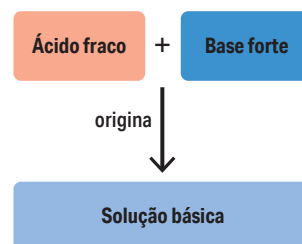


O sal formado dissocia-se de acordo com:



Não se hidrolisa
Catião de um metal alcalino – ião neutro.

Sofre hidrólise
Base conjugada de um ácido fraco:
 $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$



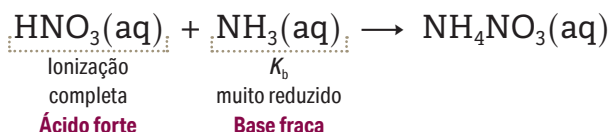
Como, no equilíbrio, $[\text{OH}^-]_e > [\text{H}_3\text{O}^+]_e$, a solução deste sal em água origina uma solução básica ou alcalina ($\text{pH} > 7$, a 25°C).

Outros exemplos: carbonato de sódio, Na_2CO_3 , e cianeto de potássio, KCN .

O sal resultante da adição de um ácido fraco a uma base forte, em solução aquosa, origina uma solução básica.

Sal proveniente de ácido forte e base fraca

São exemplos destes sais o nitrato de amónio, NH_4NO_3 , e o cloreto de amónio, NH_4Cl . O NH_4NO_3 pode formar-se a partir da reação:

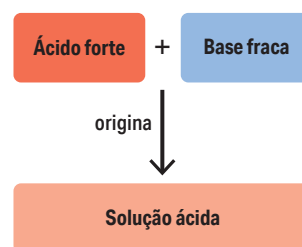


O sal formado dissocia-se de acordo com:



Sofre hidrólise
Ácido conjugado de uma base fraca:
 $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

Não se hidrolisa
Base conjugada de um ácido forte,
por isso não sofre hidrólise – ião neutro.

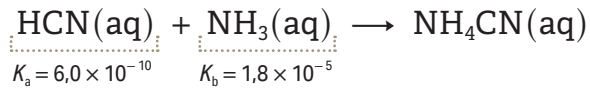


Como, no equilíbrio, $[\text{H}_3\text{O}^+]_e > [\text{OH}^-]_e$, a solução deste sal em água origina uma solução ácida ($\text{pH} < 7$, a 25°C).

O sal resultante da adição de um ácido forte a uma base fraca, em solução aquosa, origina uma solução ácida.

Sal proveniente de ácido fraco e base fraca

São exemplos destes sais o cianeto de amónio, NH_4CN , e o acetato de amónio, $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$. O primeiro pode formar-se a partir da reação:



O sal formado dissocia-se de acordo com:



Sofre hidrólise

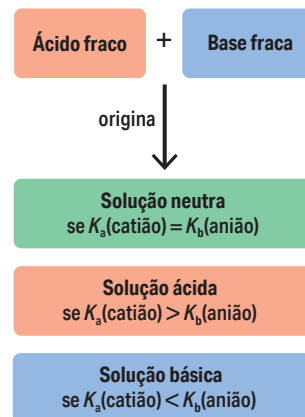
Ácido conjugado de uma base fraca.

Sofre hidrólise

Base conjugada de um ácido fraco.

O catião NH_4^+ , ácido conjugado de uma base fraca, origina H_3O^+ por hidrólise. O anião CN^- , base conjugada de um ácido fraco, forma OH^- .

Como $K_b(\text{CN}^-) > K_a(\text{NH}_4^+)$, a hidrólise do CN^- predomina. Logo, $[\text{OH}^-]_e > [\text{H}_3\text{O}^+]_e$ e, a 25 °C, a solução é básica ($\text{pH} > 7$).



O sal resultante da adição de um ácido fraco a uma base fraca, em solução aquosa, pode originar uma solução: ácida, se $K_a(\text{catião}) > K_b(\text{anião})$; básica, se $K_a(\text{catião}) < K_b(\text{anião})$; neutra, se $K_a(\text{catião}) = K_b(\text{anião})$.

Exercício resolvido

5 Prevê o carácter ácido, básico ou neutro das soluções aquosas dos sais obtidos por reação, em quantidades estequiométricas, das soluções aquosas de:

- 5.1. HI (ionização completa) com LiOH (dissociação completa);
- 5.2. HCN ($K_a = 6,0 \times 10^{-10}$) com KOH (dissociação completa);
- 5.3. CH_3COOH ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$) com NH_3 ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$).

Resolução:

- 5.1. O sal, LiI, resulta da adição de um ácido e de uma base fortes. Os iões Li^+ e I^- não reagem com a água. Logo, a solução aquosa deste sal apresentará um carácter neutro.
- 5.2. O sal formado, KCN, resulta da reação entre um ácido fraco (HCN) e uma base forte (KOH). Neste caso, o anião CN^- sofre hidrólise (base conjugada de um ácido fraco), originando OH^- .
- 5.3. O sal formado, $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, dissocia-se nos iões NH_4^+ (ácido conjugado da base fraca NH_3) e CH_3COO^- (base conjugada do ácido fraco CH_3COOH). Uma vez que $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = K_b(\text{NH}_3)$, $K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) = K_a(\text{NH}_4^+)$, logo, a solução aquosa deste sal apresentará um carácter neutro.

Efeito tampão e solução-tampão

O sangue é vital para o funcionamento do organismo. Para que as trocas gasosas ocorram normalmente, o sangue humano deve estar tamponado, de forma que o seu pH esteja compreendido entre 7,35 e 7,45. O sangue constitui, assim, um exemplo de um sistema-tampão.



Fig. 11 O sangue, essencial à vida, é um exemplo de uma solução-tampão.

Um **sistema-tampão** é uma solução que tem a capacidade de manter o seu pH sensivelmente constante, mesmo quando se adicionam pequenas quantidades de ácido forte ou base forte.

São exemplos de sistemas-tampão:

(I) Mistura de um ácido fraco com um sal com o mesmo anião desse ácido	(II) Mistura de uma base fraca com um sal com o mesmo catião dessa base
Exemplo: Mistura de ácido acético , $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$, e acetato de sódio , $\text{NaCH}_3\text{COO}(\text{aq})$.	Exemplo: Mistura de solução de amônia , $\text{NH}_3(\text{aq})$, e cloreto de amônio , $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq})$.
(1) Equação de ionização do ácido: $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	(1) Equação de ionização da base: $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
(2) Equação de dissociação do sal: $\text{NaCH}_3\text{COO}(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$	(2) Equação de dissociação do sal: $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
Adicionando um ácido (H_3O^+) ao sistema-tampão, que causaria diminuição de pH, é favorecido o sentido inverso da reação (1), sentido da formação do CH_3COOH e do consumo de CH_3COO^- , levando à diminuição da concentração de H_3O^+ . Desta forma, os iões H_3O^+ serão imediatamente consumidos, levando a que a acidez não aumente e o pH não varie significativamente . Note que haverá constantemente reposição de CH_3COO^- necessário para o primeiro equilíbrio se deslocar para a esquerda, dado que a segunda reação fornece paralelamente esse anião. Por outro lado, adicionando uma base ao solução-tampão, os iões OH^- serão imediatamente consumidos pelos iões provenientes da ionização do CH_3COOH , ocorrendo a reação: $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$. Assim, a basicidade não aumenta e o pH não varia significativamente .	Adicionando um ácido à solução-tampão, os iões H_3O^+ serão imediatamente consumidos pelos iões provenientes da ionização do NH_3 , ocorrendo a reação: $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$. Assim, a acidez não aumenta e o pH não varia significativamente . Adicionando uma base (OH^-) ao sistema-tampão, que causaria aumento de pH, é favorecido o sentido inverso da reação (1), sentido da formação do NH_3 e do consumo de NH_4^+ , levando à diminuição da concentração de OH^- . Desta forma, os iões OH^- serão imediatamente consumidos, levando a que a basicidade não aumente e o pH não varie significativamente . Note que haverá constantemente reposição de NH_4^+ necessário para o primeiro equilíbrio se deslocar para a esquerda, dado que a segunda reação fornece paralelamente esse anião.



Vídeo
Funcionamento
de uma
solução-tampão



Justifica-se, assim, a partir do estudo destes dois exemplos, que, no caso das soluções resultantes da mistura de um ácido fraco com um sal com o mesmo anião desse ácido e da mistura de uma base fraca com um sal com o mesmo catião dessa base, **o pH fica praticamente inalterado mesmo quando se adicionam pequenas quantidades de ácidos ou de bases fortes.**

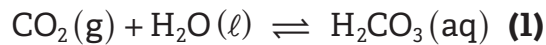
Soluções-tampão em sistemas biológicos

As soluções-tampão têm grande importância nos processos biológicos. Por exemplo, os fluidos que existem no nosso corpo são todos tamponados com o auxílio de vários ácidos, bases e sais existentes no organismo.

Como já referimos, o sangue humano é tamponado para manter o pH entre 7,35 e 7,45 e o suco gástrico é tamponado para manter o pH entre 1,6 e 1,8.

Durante o esforço físico, por exemplo, a produção de ácidos orgânicos seria suficiente para baixar o pH e comprometer o transporte de oxigénio; o tampão plasmático neutraliza-os e o sistema respiratório elimina parte do dióxido de carbono formado, fechando o ciclo regulatório.

Tampão plasmático sanguíneo:



Em caso de **acidose**, provocada, por exemplo, por excesso de exercício físico, o organismo liberta HCO_3^- e H_3O^+ , forçando, de acordo com o Princípio de Le Châtelier, a evolução da reação **(2)** no sentido inverso, levando ao conseqüente aumento de pH. O excesso de H_2CO_3 formado é compensado, de acordo com o equilíbrio químico **(1)**, pela libertação de CO_2 nos pulmões.

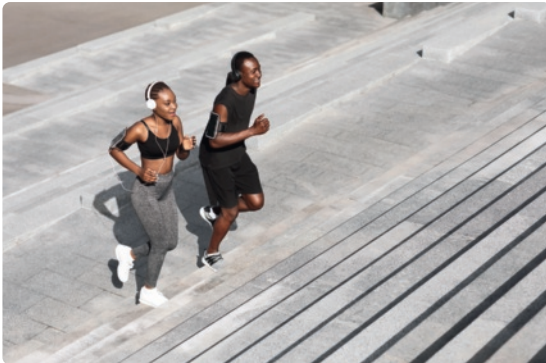


Fig. 12 Excesso de exercício físico pode originar o estado de acidose.



Fig. 13 Os ataques de pânico podem originar estados de alcalose.

Em caso de **alcalose**, estimulada, por exemplo por ataques de pânico, o organismo reage retendo CO_2 , forçando, de acordo com o Princípio de Le Châtelier, a evolução dos equilíbrios **(1)** e **(2)** no sentido direto, libertando HCO_3^- e H_3O^+ , diminuindo o pH.



Fig. 14 O pH varia muito ao longo do trato digestivo, sendo tamponado por uma solução libertada pelo pâncreas.

No trato digestivo, onde o pH varia de muito ácido no estômago para ligeiramente básico no intestino, a liberação de bicarbonato pelo pâncreas e pela mucosa intestinal evita oscilações bruscas, protegendo tecidos e assegurando a eficiência das enzimas digestivas.

Até a saliva atua como tampão, diminuindo a desmineralização do esmalte dentário após ingestão de alimentos ácidos, contribuindo para a nossa saúde oral.

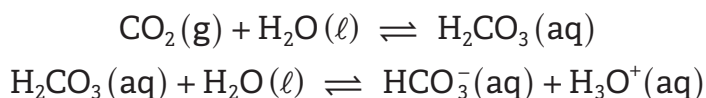
Fig. 15 A saliva também atua como tampão.



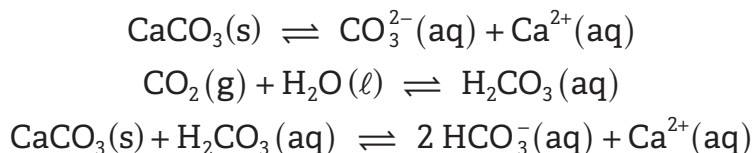
Soluções-tampão em sistemas ambientais

No ambiente, a ideia de “tamponar” o pH é igualmente central.

O oceano é o maior sistema-tampão natural do planeta:



O equilíbrio entre dióxido de carbono dissolvido, ácido carbônico, hidrogenocarbonato e carbonato estabiliza o pH marinho e condiciona a vida de organismos calcificadores (seres vivos que produzem estruturas de carbonato de cálcio, como conchas ou esqueletos, através da calcificação).



Em arquipélagos como Cabo Verde, em que a pesca e a maricultura são estratégicas, pequenas alterações desse equilíbrio afetam a disponibilidade de carbonato para conchas e esqueletos, repercutindo-se na cadeia alimentar.

Fig. 16 O mar está repleto de organismos calcificadores cujas conchas e esqueletos dependem do pH da água.





Fig. 17 Reservatório de colheita de água da chuva.

Em terra, a água da chuva que abastece cisternas domésticas é pobre em íons e não tamponada. Por isso, o seu pH pode oscilar facilmente no contacto com superfícies ou resíduos, favorecendo corrosão de tubagens.

Já a água dessalinizada por osmose inversa, importante nas ilhas, sai das membranas praticamente “desmineralizada” e com pH instável.

A etapa de remineralização – tipicamente com calcite e dióxido de carbono, ou com cal/bicarbonato – repõe a alcalinidade (bicarbonatos/carbonatos), cria capacidade tampão e estabiliza o pH para transporte e consumo, reduzindo simultaneamente o risco de corrosão ou de incrustação nas redes.



Fig. 18 Água do mar e água potável.

Em ecossistemas costeiros e salinas, compreender que a presença de carbonatos e hidrogenocarbonatos funciona como “tampão” ajuda a explicar por que certos corpos de água resistem melhor a descargas ácidas ou básicas do que outros.

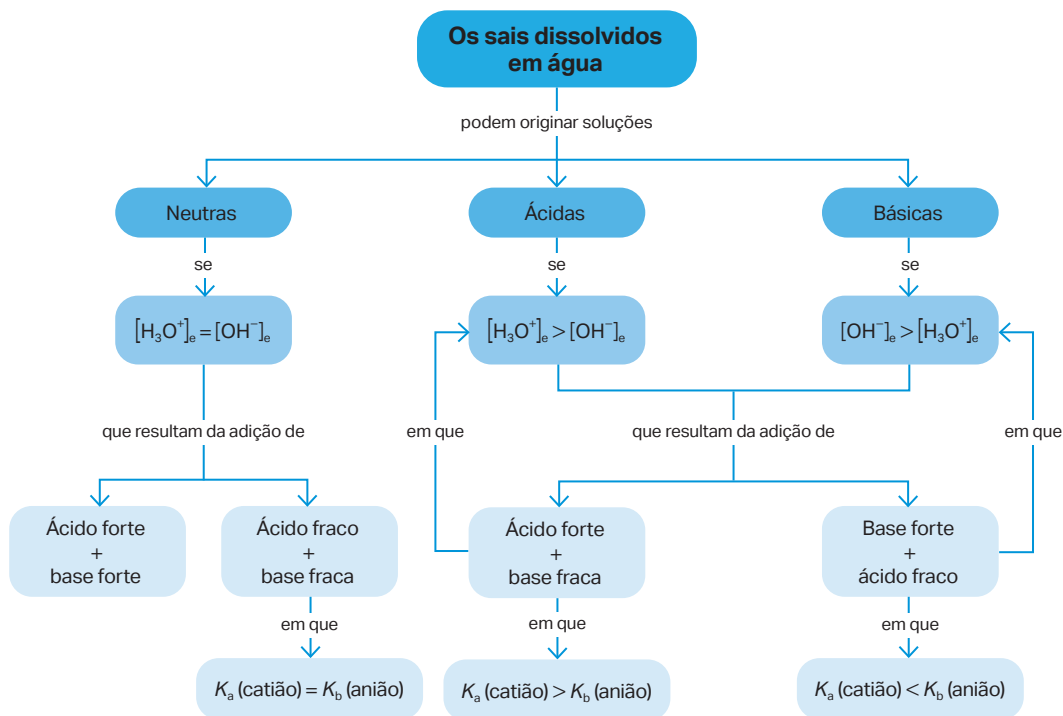
Exercício resolvido

- 6 A produção diária de dióxido de carbono por um organismo é elevada e depende do esforço metabólico do indivíduo, o que afeta diretamente a quantidade de CO_2 dissolvido no plasma e é determinante para a propriedade tampão do sangue.
- 6.1. Identifica as substâncias responsáveis pelo efeito tampão do sangue.
 - 6.2. Escreve as equações químicas que traduzem a formação do ácido carbónico e a sua ionização no plasma.
 - 6.3. Explica de que forma uma insuficiência respiratória fará diminuir o valor do pH do sangue.
 - 6.4. De que forma o pH do sangue aumenta de forma a voltar ao seu nível normal?

Resolução:

- 6.1. CO_2 e H_2CO_3 .
- 6.2. $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$; $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$
- 6.3. A insuficiência respiratória provoca um aumento da taxa de CO_2 no sangue, que, de acordo com o princípio de Le Châtelier, faz evoluir os equilíbrios representados em 6.2. no sentido direto, originando aumento da $\text{H}^+(\text{aq})$ (ou H_3O^+) e conseqüente diminuição do pH do sangue.
- 6.4. O aumento do ritmo respiratório promove a oxigenação do sangue e tende a diminuir a concentração de CO_2 , fazendo evoluir os equilíbrios de 6.2. no sentido inverso e aumentando o pH. A administração de $\text{NaHCO}_3(\text{aq})$ faz evoluir a segunda reação de 6.2. no sentido inverso (por introdução de HCO_3^-), diminuindo a concentração de $\text{H}^+(\text{aq})$ e fazendo aumentar o valor do pH do sangue.

Mapa de conceitos

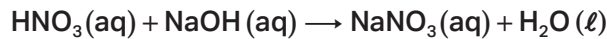


Síntese de conteúdos

- O sal resultante da adição:
 - de um ácido forte a uma base forte, em solução aquosa, origina uma solução neutra;
 - de um ácido fraco a uma base forte, em solução aquosa, origina uma solução básica;
 - de um ácido forte a uma base fraca, em solução aquosa, origina uma solução ácida;
 - de um ácido fraco a uma base fraca, em solução aquosa, pode originar uma solução: ácida, se $K_a(\text{catião}) > K_b(\text{anião})$; básica, se $K_a(\text{catião}) < K_b(\text{anião})$; neutra, se $K_a(\text{catião}) = K_b(\text{anião})$.
- Um sistema-tampão é uma solução que tem a capacidade de manter o seu pH sensivelmente constante, mesmo quando se adicionam pequenas quantidades de ácido forte ou base forte. A este fenómeno dá-se o nome de efeito tampão.
- No domínio biológico, as soluções-tampão asseguram a estabilidade do pH nos fluidos corporais: o sangue mantém-se perto de 7,4 (tampões bicarbonato, fosfato e proteínas), o conteúdo gástrico ácido é neutralizado no duodeno por bicarbonato, e a saliva amortece ácidos alimentares, protegendo o esmalte.
- No domínio ambiental, atenuam variações de pH em massas de água: o oceano é tamponado pelo sistema $\text{CO}_2/\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$, enquanto águas pobres em iões (chuva, cisternas e permeado de osmose inversa) apresentam pH instável. Em Cabo Verde, a remineralização (calcite + CO_2 ou cal/bicarbonato) repõe a alcalinidade, estabiliza o pH e reduz a corrosão/incrustação nas redes.

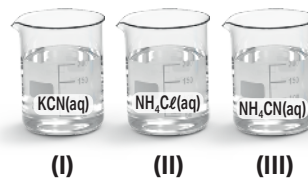
Exercícios de aplicação

- 1** O nitrato de sódio pode formar-se a partir da reação entre o ácido nítrico (ionização completa) e o hidróxido de sódio (dissociação completa) de acordo com:



- 1.1.** Representa a equação química que traduz a dissociação, em água, do sal formado na reação de neutralização apresentada.
- 1.2.** Das afirmações seguintes seleciona a correta.
- (A) O anião do sal é a base conjugada de um ácido forte, sofrendo, por isso, ionização.
- (B) O anião do sal é o ácido conjugado de um metal alcalino, por isso não se hidrolisa.
- (C) O catião do sal é um catião de um metal alcalino, por isso não sofre ionização.
- (D) O catião do sal é o ácido conjugado de uma base fraca, por isso não sofre ionização.
- 1.3.** Indica o carácter químico da solução aquosa de nitrato de sódio.

- 2** Considera as soluções aquosas de sais ao lado:



- 2.1.** A solução de (I) pode ser preparada por reação de uma solução de KOH que sofre dissociação total, com HCN ($K_a = 6,0 \times 10^{-10}$).
- 2.1.1.** Escreve a equação química que representa a formação do sal.
- 2.1.2.** Justifica o facto de a solução (I) ser básica, escrevendo a equação de ionização dos iões que sofrem hidrólise.
- 2.2.** Sabendo que o sal presente na solução (III) resulta da reação de NH_3 com HCl , $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$ e HCl é um ácido forte, indica o carácter químico da solução (II).
- 2.3.** Seleciona a opção que completa corretamente a frase seguinte.
A solução (III) apresenta carácter básico porque...
- (A) a ionização do catião NH_4^+ é mais extensa do que a do anião CN^- .
- (B) a ionização do anião CN^- é mais extensa do que a do catião NH_4^+ .
- (C) a concentração do anião CN^- é maior do que a do catião NH_4^+ .
- (D) a concentração do catião NH_4^+ é maior do que a do anião CN^- .

- 3** Considera as substâncias químicas seguintes:

(I) CH_3COOH (II) NaCH_3COO (III) Na_2CO_3 (IV) NH_4OH

A única opção que pode permitir preparar uma solução-tampão é:

- (A) (I) e (II). (B) (I) e (IV). (C) (II) e (IV). (D) (II) e (III).

Titulação ácido-base

Neutralização

Já estudamos as reações de ácidos e de bases com a água e a reação de autoionização da água. Agora, iremos abordar as reações entre ácidos e bases: a neutralização de soluções ácidas por adição de soluções básicas e a neutralização de soluções básicas através da adição de soluções ácidas.

A **tabela 5** apresenta, a partir de alguns exemplos já estudados, uma reação entre soluções aquosas de um ácido, HCl , e de uma base, NaOH .



Fig. 19 Acidente com derrame de um ácido, o ácido sulfúrico, H_2SO_4 , na via. É utilizado hidróxido de sódio, NaOH , para neutralizar o ácido derramado.

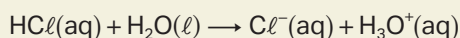


Vídeo
Reação de
neutralização

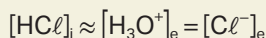


Reação entre um ácido e uma base

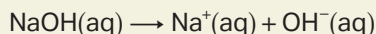
Reação de ionização do HCl :



Sendo HCl um ácido forte:



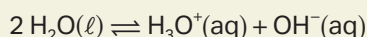
Reação de dissociação do NaOH :



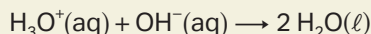
Sendo NaOH uma base forte:



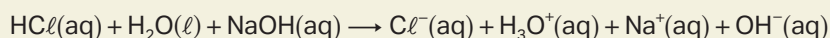
Reação de autoionização da água:



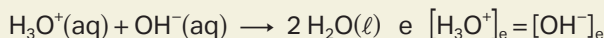
Dado que esta reação é muito pouco extensa no sentido direto ($K_w = 1 \times 10^{-14}$), é praticamente completa no sentido inverso ($K_w^{-1} = 1 \times 10^{14}$):



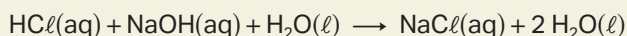
Adição do ácido à base:



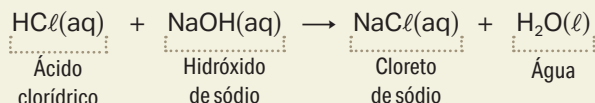
Sendo:



a **equação global** é:



Simplificando, fica:



Assim:

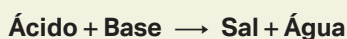


Tabela 5 Exemplo de uma reação entre uma solução aquosa de um ácido (HCl) e de uma base (NaOH) originando um sal (NaCl) e água (H_2O).

No exemplo da reação entre o ácido e a base em estudo pode afirmar-se que a solução aquosa do sal resultante é neutra, dado que, no final da realização, $[\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{OH}^-]_e$.

Uma reação de neutralização é uma reação completa (\rightarrow) que resulta da reação entre um ácido e uma base, originando um sal e água.

O termo neutralização está associado à reação entre os iões H_3O^+ e OH^- , originando a espécie neutra H_2O .

As reações de neutralização são usadas em análise química quantitativa para determinar as concentrações de soluções de ácidos e de bases.

A adição progressiva de uma solução ácida a uma solução básica (ou vice-versa) possibilita-nos medir a concentração (ou título) de uma dessas soluções. Esta técnica designa-se por **titulação** ou **volumetria ácido-base**.

Titulação ácido-base – técnica que permite determinar a concentração (ou título) de uma solução de um ácido ou de uma base (titulado), através da medição do volume de uma segunda solução básica ou ácida, respetivamente, de concentração conhecida (titulante), necessária para “neutralizar” a primeira solução.

Como verificaremos experimentalmente, adiciona-se lentamente uma solução ácida ou básica, contida numa bureta (solução titulante), a uma solução básica ou ácida, respetivamente, contida num balão de Erlenmeyer ou num gobelé (solução titulada), na qual se juntaram previamente algumas gotas de indicador ácido-base para nos indicar quando devemos parar de adicionar o titulante.

Titulante – solução na bureta (mesmo que a sua concentração seja desconhecida).

Titulado – solução num balão de Erlenmeyer ou gobelé que recebe o conteúdo da bureta.

A **figura 21** ilustra as etapas a seguir para a determinação experimental da concentração de um ácido numa determinada amostra.

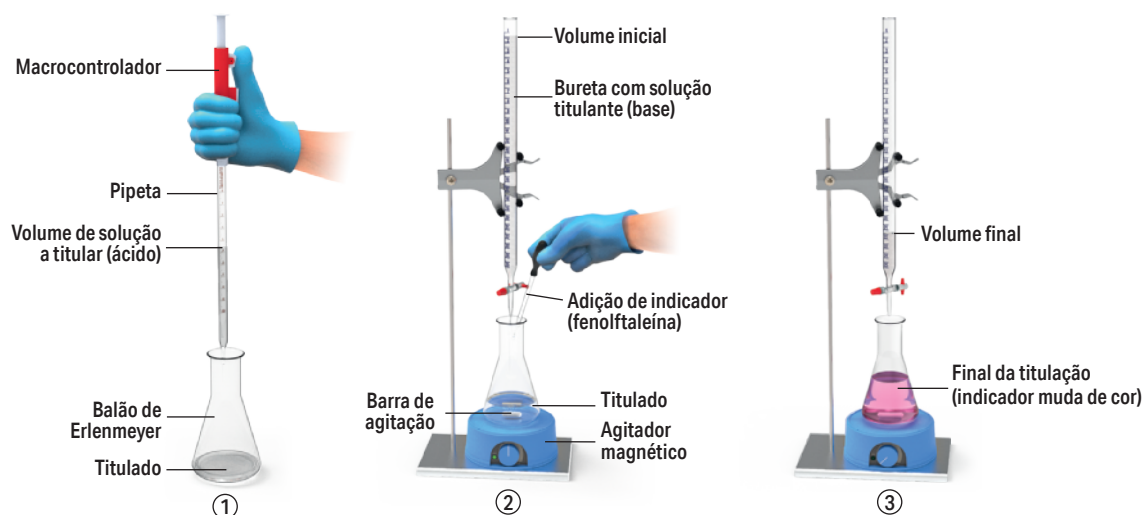


Fig. 20 Etapas de uma titulação ácido-base.

Ponto de equivalência

A representação gráfica do pH da solução resultante (medido com um medidor de pH), em função do volume de titulante que vai sendo adicionado, constitui a curva de titulação. A partir da curva de titulação será possível identificar o **ponto de equivalência** (p.e.).

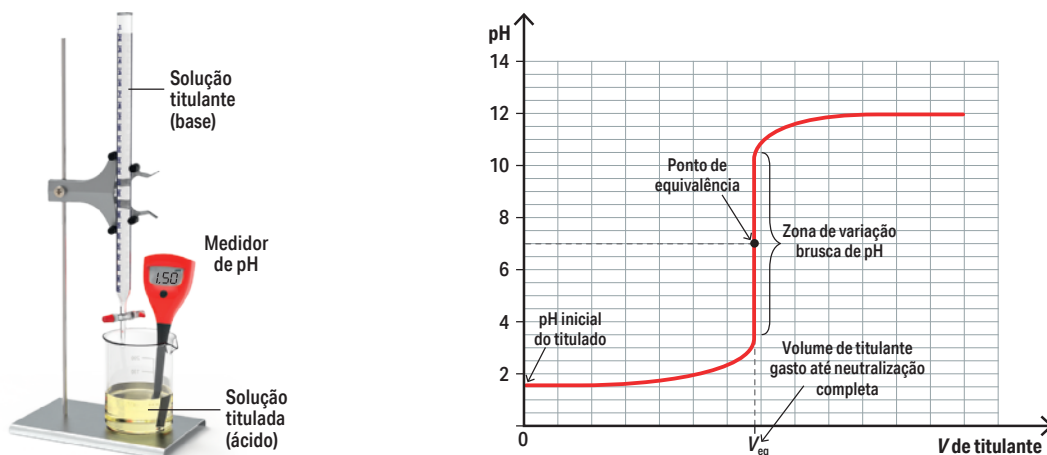


Fig. 21 Titulação ácido forte-base forte e determinação do ponto de equivalência.

O **ponto de equivalência** de uma titulação corresponde à situação em que nenhum dos reagentes se encontra em excesso, isto é, foram adicionados em quantidades equivalentes de acordo com a estequiometria da reação.

Vejamos dois exemplos que se realizam de acordo com a figura:

Titulação do ácido clorídrico pela base hidróxido de potássio	Titulação do ácido sulfúrico pela base hidróxido de sódio
$\text{HCl}(\text{aq}) + \text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{KCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$	$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2 \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
No ponto de equivalência: $n_{\text{HCl}} = n_{\text{KOH}}$ $C_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}} = C_{\text{KOH}} \times V_{\text{KOH}}$	No ponto de equivalência: $n_{\text{NaOH}} = 2 \times n_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ $C_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}} = 2 \times C_{\text{H}_2\text{SO}_4} \times V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$

Tabela 6 Relação entre as concentrações de um ácido monoprotico (HCl) e de uma base monoprotica (KOH) e as concentrações de um ácido diprotico (H₂SO₄) e de uma base monoprotica (NaOH).

Numa titulação, como identificar o momento que o titulante foi adicionado em quantidades equivalentes de titulado?

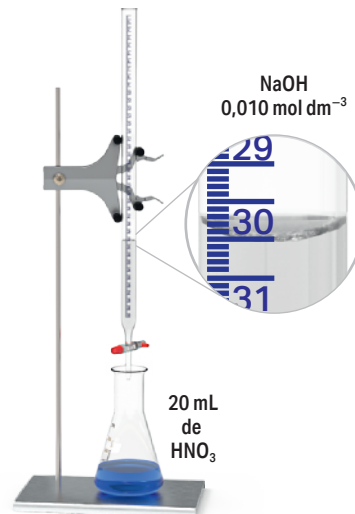
Dado que na vizinhança do ponto de equivalência se verifica uma variação brusca de pH, utilizando indicadores de ácido-base é possível saber quando devemos terminar a titulação através da detecção do ponto final, que ocorre quando se dá a mudança brusca de cor do indicador.

O **ponto final** de uma titulação verifica-se quando a cor do indicador se altera e, geralmente, não coincide com o ponto de equivalência. O ideal é que sejam tão próximos quanto possível.

Exercício resolvido

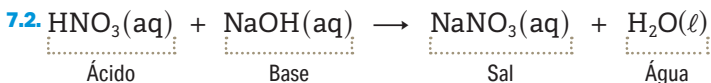
7 A figura ao lado apresenta os dados obtidos quando foi atingido o ponto final de uma titulação ácido-base, detetado pela mudança de cor do indicador ácido-base (azul de bromotimol) adicionado ao conteúdo do balão de Erlenmeyer.

- 7.1. Identifica o titulante e o titulado nesta titulação.
- 7.2. Escreve a equação que traduz a reação que ocorre na titulação considerada (reação de neutralização) e indica o nome do sal formado.
- 7.3. Calcula a concentração do ácido clorídrico, admitindo que o ponto final coincide com o ponto de equivalência.



Resolução:

- 7.1. Titulante – solução que se encontra na bureta, hidróxido de sódio (NaOH).
Titulado – solução que se encontra no balão de Erlenmeyer, ácido nítrico (HNO_3).



O sal formado a partir da reação de neutralização do ácido nítrico com o hidróxido de sódio é o nitrato de sódio (NaNO_3).

- 7.3. No ponto de equivalência, de acordo com a estequiometria da reação:

$$n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}}$$

$$c_{\text{HNO}_3} \times V_{\text{HNO}_3} = c_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}} \Leftrightarrow c_{\text{HNO}_3} \times 20 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 = 0,010 \text{ mol dm}^{-3} \times 30 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow c_{\text{HNO}_3} = \frac{0,010 \text{ mol dm}^{-3} \times 30 \times 10^{-3} \text{ dm}^3}{20 \times 10^{-3} \text{ dm}^3} = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

Indicadores ácido-base

Como já vimos, numa titulação é importante escolher um indicador ácido-base capaz de detetar, através da mudança de cor, o ponto final, que deverá ser o mais próximo possível do ponto de equivalência.

Para uma titulação deve escolher-se um indicador ácido-base cuja zona de viragem:

- esteja contida na região de variação brusca de pH que contém o ponto de equivalência que ocorre durante a titulação;
- seja o mais estreita possível.

A **figura 23** apresenta as cores e as zonas de viragem dos indicadores ácido-base frequentemente usados em titulações.

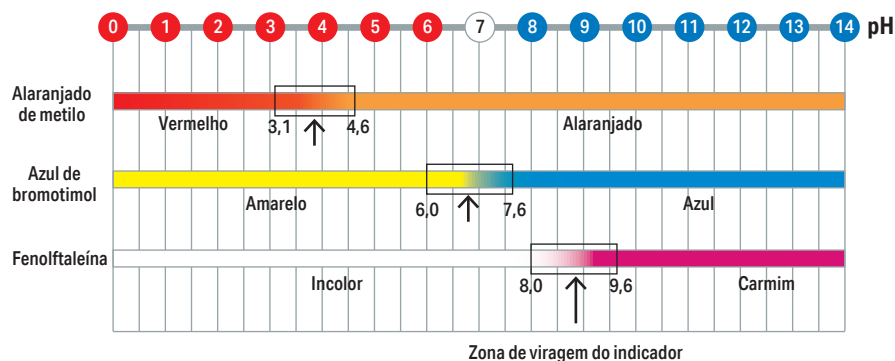


Fig. 22 Indicadores ácido-base e respetivas zonas de viragem. A zona de viragem do indicador corresponde ao intervalo de valores de pH entre os quais se verifica a alteração de cor do indicador.

A escolha do indicador mais adequado a cada titulação depende da força do ácido e da base usados na titulação, como é exemplificado na **tabela 7**.

Tipo de titulação	Curva de titulação						
<p>A) Ácido forte-base forte $\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{NaNO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Titulante</th> <th>Titulado</th> <th>Possível indicador</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>NaOH</td> <td>HNO₃</td> <td>Azul de bromotimol</td> </tr> </tbody> </table>	Titulante	Titulado	Possível indicador	NaOH	HNO ₃	Azul de bromotimol	<p>Dado que a região onde o indicador azul de bromotimol muda de cor está incluída na zona de variação brusca de pH que contém o ponto de equivalência, este pode ser usado nesta titulação. Pela mesma razão, a fenolftaleína também poderá ser usada. Já o alaranjado de metilo não é adequado para esta titulação.</p>
Titulante	Titulado	Possível indicador					
NaOH	HNO ₃	Azul de bromotimol					
<p>B) Ácido forte-base fraca $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq})$</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Titulante</th> <th>Titulado</th> <th>Possível indicador</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>HCl</td> <td>NH₃</td> <td>Alaranjado de metilo</td> </tr> </tbody> </table>	Titulante	Titulado	Possível indicador	HCl	NH ₃	Alaranjado de metilo	<p>Dado que a região onde o indicador alaranjado de metilo muda de cor está incluída na zona de variação brusca de pH que contém o ponto de equivalência, este pode ser usado nesta titulação. Pela mesma razão, o azul de bromotimol também poderá ser usado. Já a fenolftaleína não é adequada para esta titulação.</p>
Titulante	Titulado	Possível indicador					
HCl	NH ₃	Alaranjado de metilo					
<p>C) Ácido fraco-base forte $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COOK}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Titulante</th> <th>Titulado</th> <th>Possível indicador</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>KOH</td> <td>CH₃COOH</td> <td>Fenolftaleína</td> </tr> </tbody> </table>	Titulante	Titulado	Possível indicador	KOH	CH ₃ COOH	Fenolftaleína	<p>Dado que a região onde o indicador fenolftaleína muda de cor está incluída na zona de variação brusca de pH que contém o ponto de equivalência, este pode ser usado nesta titulação. Pela mesma razão, o azul de bromotimol também poderá ser usado. Já o alaranjado de metilo não é adequado para esta titulação.</p>
Titulante	Titulado	Possível indicador					
KOH	CH ₃ COOH	Fenolftaleína					

Tabela 7 Curvas de titulação para diferentes tipos de titulação ácido-base. Nestes exemplos, todos os ácidos e bases possuem a mesma concentração ($c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$).

Exercício resolvido

- 8 Considere os indicadores ácido-base da figura e as seguintes titulações ácido-base:
- (I) titulação de HI (ácido forte) com KOH (base forte);
 - (II) titulação de NH_4Cl (ácido fraco) com NaOH (base forte).

8.1. O gráfico ao lado representa o esboço a variação do pH de uma solução de HI quando se adiciona gradualmente uma solução de KOH de igual concentração.

8.1.1 Das seguintes afirmações, seleciona as corretas.

- (A) O ponto **i** corresponde ao pH inicial da base.
- (B) O ponto **ii** corresponde à neutralização parcial do HI.
- (C) O ponto **iii** corresponde ao pH no ponto de equivalência (neutralização do HI pelo KOH).
- (D) O ponto **iv** corresponde ao pH da mistura com excesso de KOH.
- (E) O ponto **v** corresponde ao ponto final da titulação.

8.1.2 Justifica a afirmação seguinte: Os indicadores azul de bromotimol e fenolftaleína são adequados à deteção da proximidade do ponto de equivalência da titulação considerada.

8.2. Será possível para o pH no ponto de equivalência na titulação (II) ser 8,6? Justifica.

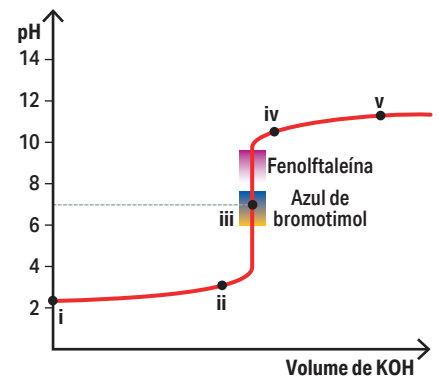
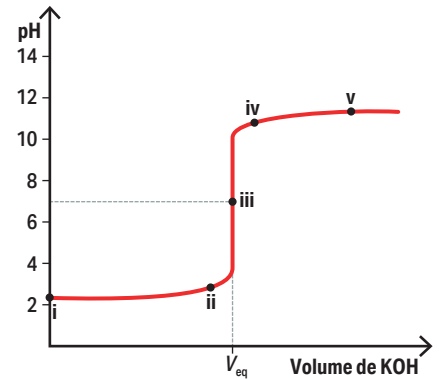
Resolução:

8.1.1. Afirmações verdadeiras: **(B)**, **(C)** e **(D)**.

A afirmação (A) é falsa, dado que o ponto **i** representa o pH inicial do titulado, que neste caso é o ácido (HI). A afirmação (E) é falsa, dado que o ponto final de uma titulação se deteta no momento em que o indicador ácido-base muda de cor. Deve escolher-se, por isso, um indicador ácido-base cuja zona de viragem esteja contida na zona de variação brusca de pH da curva de titulação, estando o ponto **v** muito afastado desta zona.

8.1.2. A curva de titulação apresenta uma variação brusca de pH que abrange um intervalo bastante largo na vizinhança do ponto de equivalência. O azul de bromotimol e a fenolftaleína são adequados à deteção da proximidade do ponto de equivalência uma vez que as zonas de viragem destes indicadores estão contidas no intervalo de valores de pH que corresponde àquela variação.

8.2. Tratando-se de uma titulação de um ácido fraco com uma base forte, o pH no ponto de equivalência será maior do que 7. Assim, o valor de $\text{pH} = 8,6$ será possível para o ponto de equivalência desta titulação.



A próxima proposta de atividade laboratorial consiste em planear e realizar uma titulação ácido-base com o objetivo de determinar experimentalmente a concentração (título) de um ácido.

Atividade Laboratorial 1

Objetivo

Planejar e realizar uma titulação ácido-base, interpretando o significado de neutralização e de ponto de equivalência.

Informações importantes

Informação 1 – Características da reação de neutralização

Para concretizar o objetivo desta AL, iremos realizar uma titulação de uma solução de um ácido forte, o ácido clorídrico, HCl (aq), de concentração desconhecida (que será colocada no balão Erlenmeyer), com uma base forte, o hidróxido de sódio, NaOH (aq) (solução-padrão), de concentração $0,050 \text{ mol dm}^{-3}$.

Simbologia de perigo presente nos rótulos da solução de HCl (aq) e de NaOH (aq):



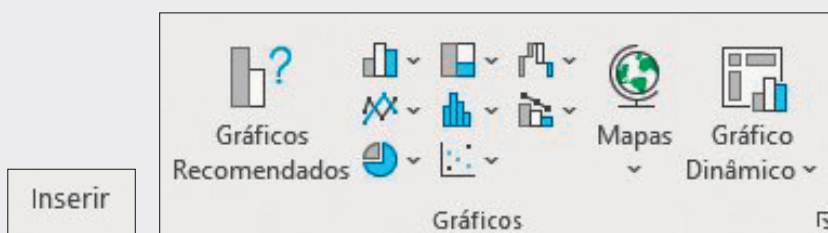
Nota: O hidróxido de sódio, NaOH , reage com a sílica, SiO_2 , principal constituinte do vidro normal, degradando-o. Por isso, as soluções aquosas desta base não devem ser armazenadas em recipientes de vidro.

Informação 2 – Construção de uma curva de titulação

A curva de titulação pH, em função do volume de titulante adicionado ao titulado, pode ser traçada usando papel milimétrico, uma folha de cálculo em computador (Excel) ou uma calculadora gráfica.

A. Construção de uma curva de titulação usando o Excel

- Preencher duas colunas com os valores registados do (V_{NaOH} e pH).
- Clicar em "inserir" e selecionar o tipo de gráfico "dispersão".



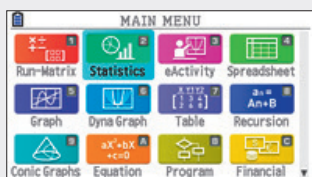
- Definir a legenda dos eixos: $xx - V_{\text{NaOH}}$ e $yy - \text{pH}$.



Vídeo
Atividade
Laboratorial:
Titulação
ácido-base



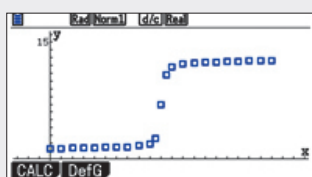
B. Construção de uma curva de titulação usando a calculadora gráfica.



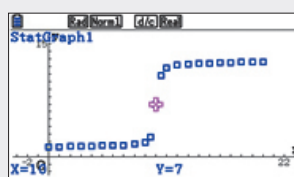
i. Selecionar o menu "2".

	List 1	List 2	List 3	List 4
SUB	VNaOH	pH		
1	0	1.3		
2	1	1.3		
3	2	1.4		
4	3	1.4		

ii. Criar as duas colunas de valores (V_{NaOH} e pH) e clicar em "GRAPH1".



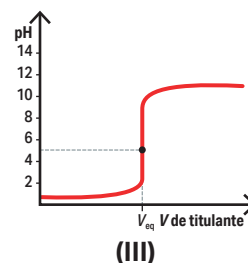
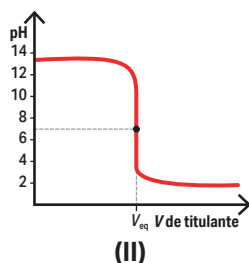
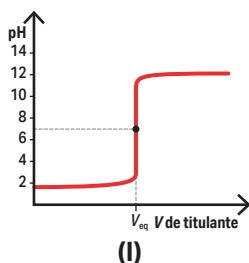
iii. Surge o gráfico do valor do pH em função do volume de NaOH adicionado.



iv. Clicando em "Shift+F1" e deslocando o cursor, é possível identificar o volume de titulante gasto até atingir o p.e. e o pH nesse instante.

Questões prévias

- 1 Escreva a equação química que traduz a reação entre o ácido e a base que vamos usar nesta titulação.
- 2 Identifica o titulante e o titulado na titulação a efetuar.
- 3 Faz a tua previsão relativamente ao pH no ponto de equivalência.
- 4 Dos seguintes esboços, seleciona o que prevês que se aproximará mais da curva de titulação a obter.



- 5 De entre os indicadores referidos na **figura 23**, indica, justificando, qual(ais) poderá(ão) ser selecionado(s) para a realização desta atividade.
- 6 Completa a frase seguinte com os termos *ponto final* e *ponto de equivalência*.
O _____ da titulação corresponderá à situação em que ocorre a neutralização total do ácido por parte da base, enquanto o _____ da titulação será detetado pela observação da mudança da cor do indicador adicionado à solução contida no balão Erlenmeyer.

Material

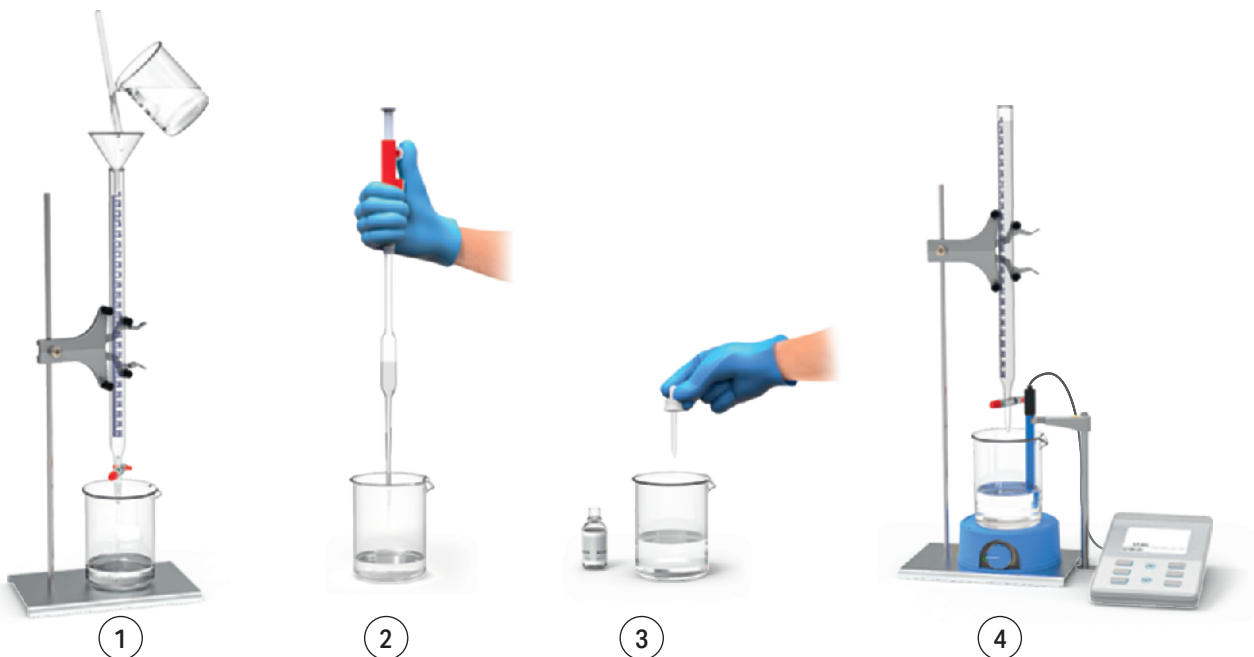
- Suporte universal com garra
- Agitador magnético + barra magnética
- Medidor de pH ou sensor de pH associado à calculadora gráfica
- Pompete ou macrocontrolador
- Conta-gotas
- Gobelés (ou balões de Erlenmeyer) de 200 mL
- Funil
- Proveta de 50 mL
- Bureta de 25 mL
- Pipeta volumétrica de 20 mL
- Solução alcoólica de fenolftaleína ou de azul de bromotimol (indicador ácido-base)
- Solução de NaOH de concentração rigorosa (solução-padrão) $0,050 \text{ mol dm}^{-3}$
- Solução de HCl de concentração desconhecida
- Garrafa de esguicho com água destilada

Procedimento experimental

Para reflexão – Parte I

1. Deve realizar-se uma titulação preliminar, seguindo o procedimento seguinte, para ter ideia do volume de titulante a usar.
2. Se possível, repetir os ensaios até ter duas titulações concordantes (volume de titulante gasto a diferir 0,2 e 0,3 mL).

- 1 Preparar a bureta passando-a internamente com a solução de NaOH e recolhendo o seu conteúdo no gobelé (fig. ①)
- 2 Com a pipeta volumétrica, medir rigorosamente 20,00 mL da solução a titular (HCl (aq)) e transferir o seu conteúdo para o gobelé, no qual se colocaram previamente 50 mL de água destilada (fig. ②)
- 3 Adicionar 4 gotas de solução alcoólica de fenolftaleína ao conteúdo do gobelé (fig. ③).
- 4 Preparar a montagem para a titulação (fig. ④).



- 5 Encher a bureta com a solução de NaOH com o auxílio do funil até ao traço inicial, mantendo a torneira fechada (nesta fase, colocar um gobelé vazio por baixo da bureta).
- 6 Verificar que não existem bolhas de ar. No caso de existirem, abrir a torneira da bureta até ao desaparecimento de todas as bolhas. Voltar a aferir o volume de base até ao traço inicial.
- 7 Ligar o agitador magnético e o medidor de pH (ou sensor pH) e fazer o primeiro conjunto de registos: pH inicial (atendendo ao número correto de algarismos significativos) e cor inicial do titulado para $V_{\text{titulante}} = 0 \text{ mL}$.
- 8 Adicionar cuidadosamente incrementos sucessivos de 0,5 mL do titulante ao titulado até se observar a mudança de cor do indicador. Registrar o $V_{\text{titulante}}$, o pH da solução e a cor da solução na tabela de registos.
- 9 Registrar o volume de titulante gasto quando for visível a mudança de cor do indicador e esta permanecer após 30 s de agitação.
- 10 Continuar a adicionar incrementos sucessivos de 0,5 mL de solução básica até se verificar uma estabilização de pH.
- 11 Lavar de imediato e abundantemente a bureta com água da torneira.

Para reflexão – Parte II

1. Na etapa 2 podemos substituir a pipeta volúmetica por uma proveta? Justifica.
2. Em vez da fenolftaleína, poderia ser usado outro indicador ácido-base? Qual?
3. Qual é a importância da utilização do agitador magnético + barra magnética?
4. Qual é a mudança de cor esperada na etapa 9?
5. O que ocorre na etapa 9?
6. Porque se deve lavar de imediato a bureta no final da atividade?

Registo de dados e observações

Regista os dados obtidos ($V_{\text{titulante}}$, pH solução, cor da solução) numa tabela a construir para o efeito.

Apresenta os resultados das três medições ($V_{\text{titulante}}$, V_{titulado} e pH) respeitando o número correto de algarismos significativos e atendendo à incerteza experimental associada à leitura no aparelho de medida no ponto final da titulação (ao ser visível a mudança de cor do indicador ácido-base).

Tratamento de resultados

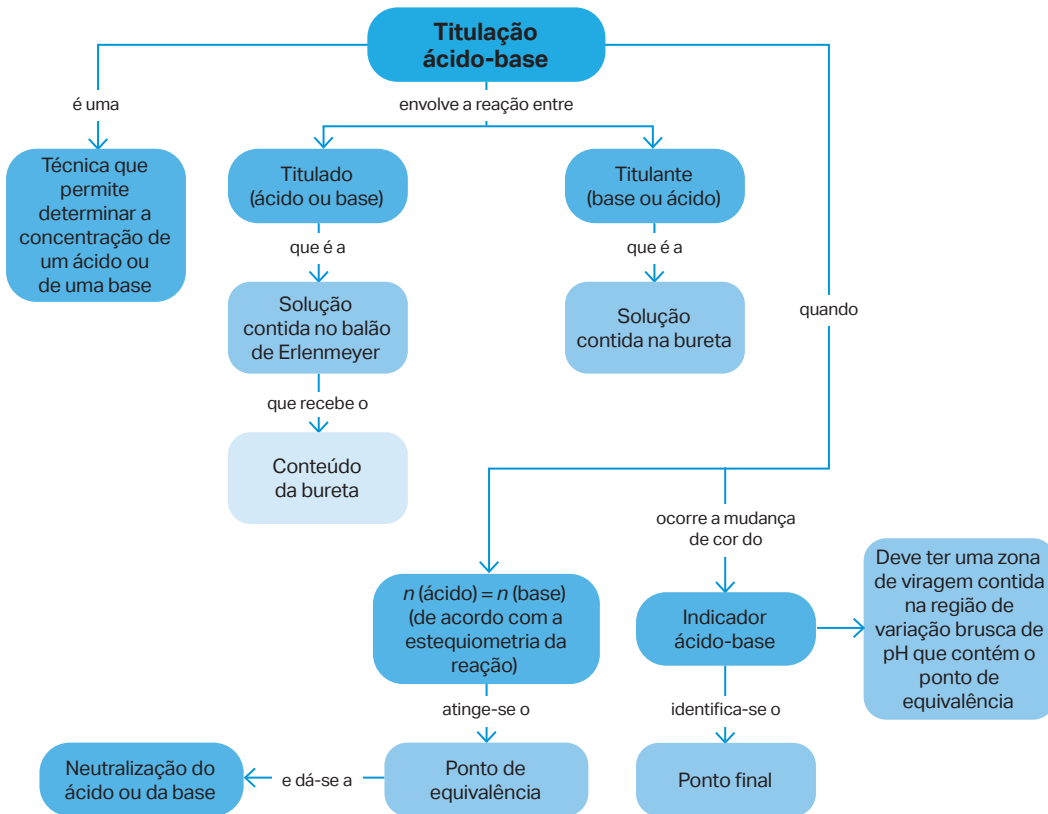
- Traça, em papel milimétrico, numa folha de cálculo ou numa calculadora gráfica, o gráfico da variação do pH em função do volume de titulante adicionado.
- Determina graficamente o pH no ponto de equivalência (p.e.) e o volume de titulante gasto até ser atingido esse ponto.
- Determina, apresentando todos os cálculos necessários, a concentração do titulado.

Conclusões

Elabora as conclusões a extrair da realização desta AL, dando resposta às seguintes questões:

- Como determinar experimentalmente a concentração de uma solução aquosa de um **ácido** a partir de uma **base de concentração conhecida**?
- Como verificar experimentalmente o **ponto final** da titulação?
- Como determinar experimentalmente o **pH no ponto de equivalência**?

Mapa de conceitos



Síntese de conteúdos

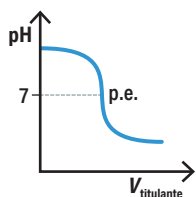
- Uma reação de neutralização é uma reação completa (\rightarrow) que resulta da reação entre um ácido e uma base, originando um sal e água. O termo neutralização está associado à reação entre os iões H_3O^+ e OH^- , originando a espécie neutra H_2O .
- Titulação ácido-base – técnica que permite determinar a concentração de uma solução de um ácido ou de uma base (titulado) através da medição do volume de uma segunda solução básica ou ácida, respetivamente, de concentração conhecida (titulante), necessária para “neutralizar” a primeira solução.
- O ponto de equivalência de uma titulação corresponde à situação em que nenhum dos reagentes se encontra em excesso, isto é, foram adicionados em quantidades equivalentes de acordo com a estequiometria da reação.
- O ponto final de uma titulação (detetado através da mudança de cor do indicador ácido-base), geralmente, não coincide com o ponto de equivalência. O ideal é que sejam tão próximos quanto possível.
- Para uma titulação deve escolher-se um indicador ácido-base cuja zona de viragem esteja contida na região de variação brusca de pH que contém o ponto de equivalência que ocorre durante a titulação e que seja o mais estreita possível.

Exercícios de aplicação

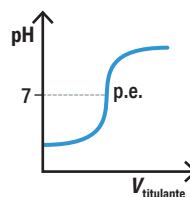
- 1** Num balão de Erlenmeyer colocaram-se 20,0 mL de uma solução aquosa de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , e encheu-se a bureta com uma solução aquosa de hidróxido de potássio, KOH, de concentração $0,200 \text{ mol dm}^{-3}$.

A medição do valor do pH do titulado durante a titulação permitiu a elaboração de uma curva de titulação e o ponto de equivalência ocorreu após a adição de 10,50 mL de solução aquosa de hidróxido de sódio.

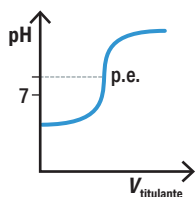
- 1.1.** Identifica o titulante e o titulado.
- 1.2.** Escreve a equação da reação de neutralização descrita e indica o nome do sal formado.
- 1.3.** Calcula a concentração da solução aquosa de ácido sulfúrico. Começa por calcular a quantidade (em mol) de KOH utilizada.
- 1.4.** Selecciona o gráfico que traduz a curva de pH correspondente à titulação em causa, a 25°C .



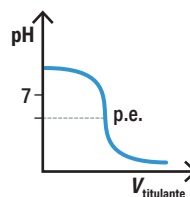
(A)



(C)



(B)



(C)

- 1.5.** Caso se adicionasse água à solução inicial de H_2SO_4 a titular, o volume de titulante gasto, até se atingir o ponto de equivalência, seria maior, menor ou igual a 10,50 mL? Justifica.
- 1.6.** Consulta a tabela dos indicadores na [figura 23](#) e indica, justificando, qual dos indicadores ácido-base é o mais adequado para a titulação em causa.
- 1.7.** Justifica a afirmação seguinte: O ponto de equivalência e o ponto final de uma titulação não são termos equivalentes.
- 1.8.** A neutralização do ácido pela base acontece no ponto final ou no ponto de equivalência da titulação?

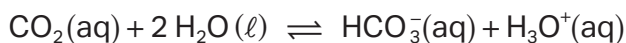
Fenómenos ambientais envolvendo reações ácido-base

Em condições ideais de laboratório, a água pura contém $[H_3O^+] = [OH^-]$ e, a 25 °C, apresenta pH = 7,0. Fora do laboratório, a água em contacto com o ar dissolve CO_2 , formando pequenas quantidades de ácido carbónico; por isso, a água de chuva não é exatamente neutra.

De forma geral, as águas naturais em Cabo Verde apresentam pH entre 5,5 e 8,5, resultante de processos como a dissolução de minerais, trocas com a atmosfera e interações com matéria orgânica e as atividades humanas).

Acidez da chuva normal e chuvas ácidas

A água da chuva, durante a precipitação, dissolve algumas substâncias constituintes da atmosfera, entre as quais o dióxido de carbono, CO_2 , produzido por plantas durante a noite, animais e outros fenómenos naturais. Em ambientes não poluídos, este gás é o responsável pela acidez normal da água da chuva, que apresenta, em média, pH igual a 5,6. Esta ligeira acidez resulta da reação química:

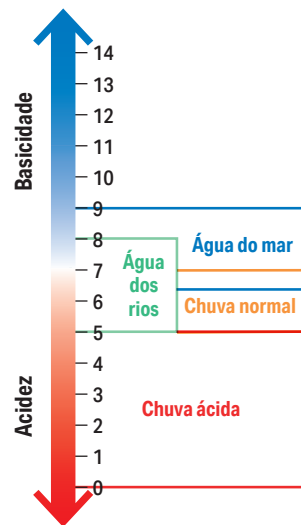


Em zonas com intensa atividade vulcânica, incêndios florestais, atividade industrial, produção energética e/ou tráfego rodoviário, verifica-se que o pH da chuva é inferior a 5,6, podendo chegar a valores próximos de 2,0. Neste caso, a chuva é designada por **chuva ácida**.

Os principais gases que provocam a chuva ácida são os óxidos de enxofre, SO_2 e SO_3 (cerca de 60%) e de nitrogénio, NO_2 (cerca de 35%).

Vejamos algumas transformações que esses gases sofrem para produzir ácidos na atmosfera.

A acidificação dos oceanos é abordada no subtema 1.3.



Os NO_x e SO_x são formados pelos automóveis e indústrias que usam combustíveis fósseis:

$$S(g) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$$

$$N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 NO(g)$$

Na atmosfera:

$$2 SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 SO_3(g)$$

$$2 NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2 NO_2(g)$$

Reação do SO_2 e SO_3 com a água da chuva	Reação do NO_2 com a água da chuva
$SO_2(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3(aq)$ <p style="text-align: center;">Ácido sulfuroso</p>	$2 NO_2(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons \text{HNO}_2(aq) + \text{HNO}_3(aq)$ <p style="text-align: center;">Ácido nitroso Ácido nítrico</p>
$H_2SO_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons HSO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$	$HNO_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons NO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$
$SO_3(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4(aq)$ <p style="text-align: center;">Ácido sulfúrico</p>	$\text{HNO}_2(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons NO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$ <p style="text-align: center;">Ácido nitroso</p>
$H_2SO_4(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons HSO_4^-(aq) + H_3O^+(aq)$	

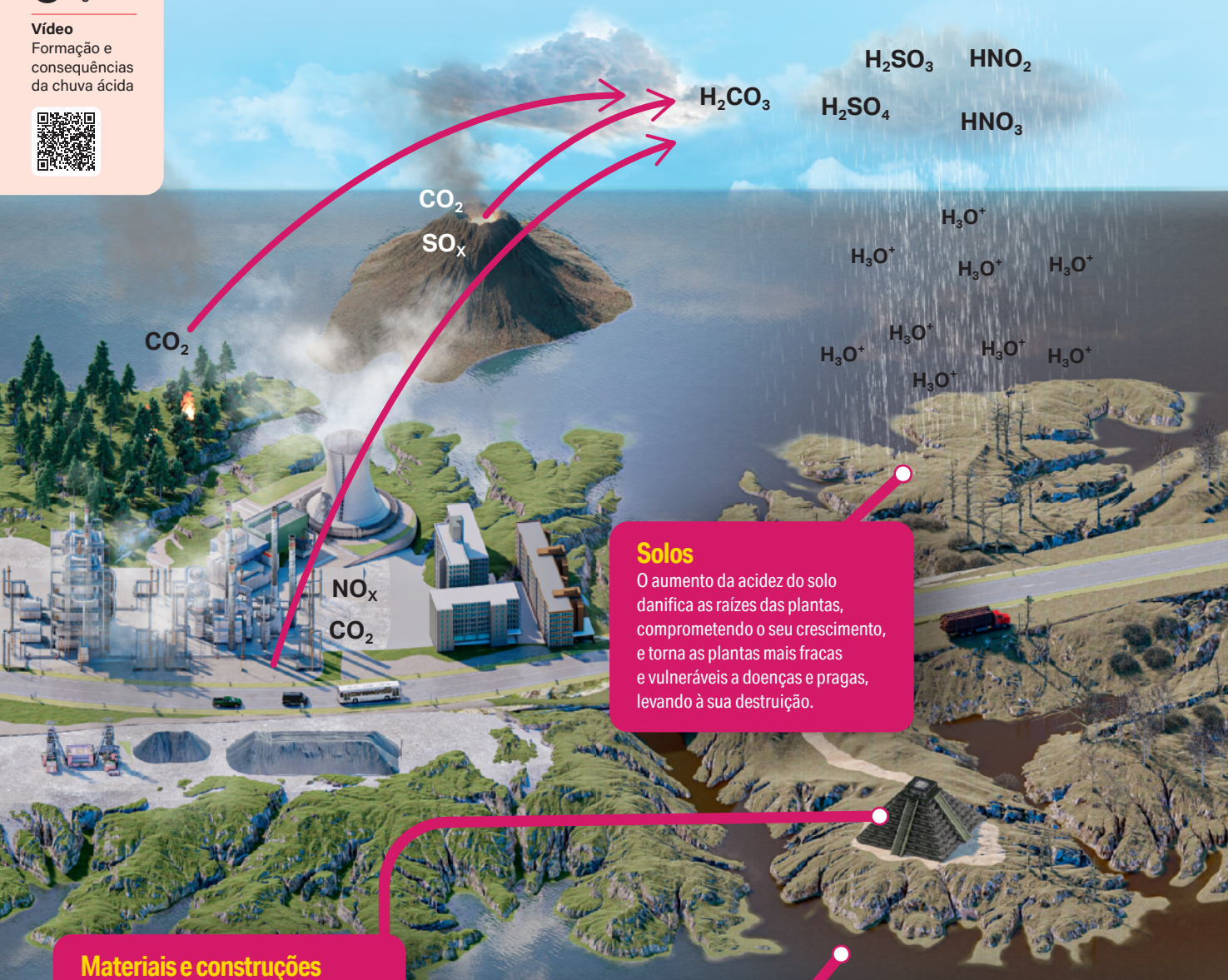


Formação e consequências da chuva ácida

A presença de certos gases poluentes, como o dióxido de carbono (CO_2), os óxidos de enxofre (SO_x) e os óxidos de nitrogénio (NO_x), provocam uma diminuição do pH da água da chuva, formando a designada chuva ácida. O aumento da acidez da chuva provocada por causas antropogénicas, tem consequências nefastas no solo, na água e nos materiais e construções.

Manual Digital

Vídeo
Formação e consequências da chuva ácida



Solos

O aumento da acidez do solo danifica as raízes das plantas, comprometendo o seu crescimento, e torna as plantas mais fracas e vulneráveis a doenças e pragas, levando à sua destruição.

Materiais e construções

A chuva ácida é responsável pela destruição de monumentos e estruturas contruídas em calcário e mármore, pois acelera a dissolução carbonato de cálcio, CaCO_3 . A chuva ácida também acelera a corrosão de metais e tintas.

Águas

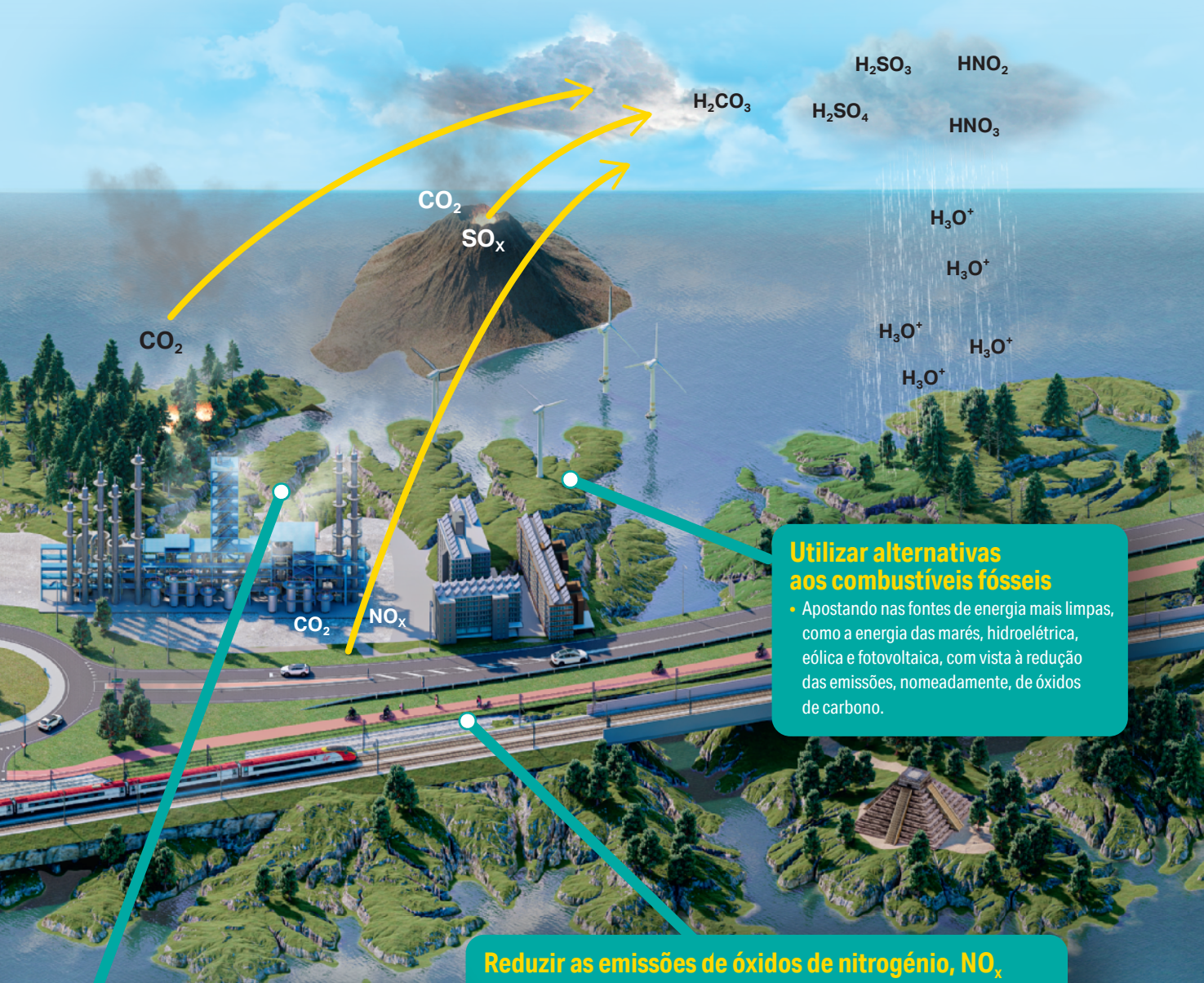
A diminuição significativa do pH das águas dos oceanos prejudica gravemente os recifes de coral, as algas, as conchas, os moluscos e as carapaças dos equinodermes, devido à dissolução do carbonato de cálcio, CaCO_3 :



Para valores de pH inferiores a 5,0, muitas espécies de peixes não conseguem sobreviver. Por outro lado, o aumento da acidez da água prejudica a reprodução de peixes, além de comprometer o crescimento do fitoplâncton.

Como minimizar os efeitos da chuva ácida?

Com o objetivo de minimizar as consequências e o impacto da chuva ácida, houve a 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*. Em dezembro de 2020, os líderes europeus, reunidos em Bruxelas, chegaram a um acordo para reduzir as emissões de dióxido de carbono (CO_2) em 55% até 2030, em relação aos níveis de 1990.



Diminuir as emissões de óxidos de enxofre, SO_x

- Utilizando combustíveis de baixo teor em enxofre (biocombustíveis);
- Instalando filtros especiais nas chaminés, que permitem reter a emissão de óxidos de enxofre para a atmosfera.

Utilizar alternativas aos combustíveis fósseis

- Apostando nas fontes de energia mais limpas, como a energia das marés, hidroelétrica, eólica e fotovoltaica, com vista à redução das emissões, nomeadamente, de óxidos de carbono.

Reduzir as emissões de óxidos de nitrogénio, NO_x

- Utilizando reatores químicos especiais nos tubos de escape dos veículos que utilizam combustíveis fósseis (que convertem os hidrocarbonetos e o monóxido de carbono, CO , em CO_2 e H_2O , e os óxidos de nitrogénio, NO_x , em N_2 , O_2 e H_2O);
- Utilizando de transportes públicos e veículos elétricos.

Atividade Investigativa 1

Objetivo

Investigar, numa perspetiva intra e interdisciplinar, formas de minimizar a chuva ácida a nível pessoal e industrial, e comunicar conclusões fundamentadas para a realidade cabo-verdiana.

Questões-problema

- 1 Quais são as principais fontes locais de SO_2 e NO_x ?
- 2 Que processos químicos originam a chuva ácida e que impactos ocorrem nas ilhas (materiais, ambiente, saúde)?
- 3 Que medidas exequíveis existem nos planos individual/comunitário e industrial/setorial?



Etapas do desenvolvimento da atividade

I – Planeamento e recolha documental (Biologia + Geografia + FQ)

- Mapear **fontes locais** de poluição (tráfego, portos, geradores, oficinas).
- Selecionar 3 medidas de mitigação para estudar (exemplo: manutenção de motores/catalisadores, redução de teor de enxofre no combustível, mobilidade ativa/ transportes públicos, proibição de queimas a céu aberto, transição para solar/eólica nos edifícios).
- Definir indicadores simples (pH da chuva, registos de fumo/odores, número de deslocações a pé/autocarro, existência de planos de manutenção).

II – Trabalho de campo e laboratório

A) pH da precipitação/local

- Recolher amostras de água da chuva (ou do primeiro escoamento de telhados) em 2 ou 3 pontos.
- Medir o pH nas primeiras 24 h e comparar com a água de rede.
- Registrar a data, o local, o vento e outras observações pertinentes (tráfego, queimas).

B) Efeitos em materiais

- Expor giz/argamassa a soluções com pH entre 3 e 4 (vinagre diluído).
- Observar efervescência e perda de massa e relacionar esta experiência com a degradação de fachadas.

III – Comunicação

Realiza um dos produtos abaixo para divulgar resultados e conclusões à turma e/ou comunidade escolar:

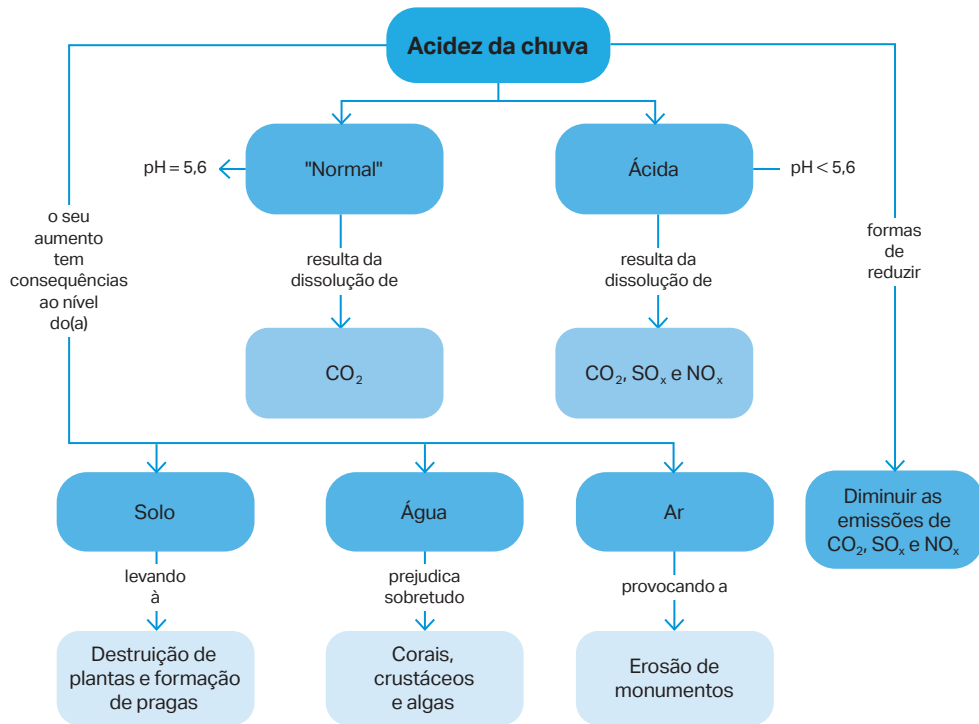
- infográfico A3;
- pôster científico;
- vídeo (2 a 3 min) ou carta aberta à câmara municipal com 3 propostas realistas de mitigação dos efeitos da chuva ácida.

O produto deve incluir: problema e fontes locais, dados recolhidos (pH, observações), medidas sugeridas com breve justificação científica e indicadores de acompanhamento, além de referências.

Produtos a entregar

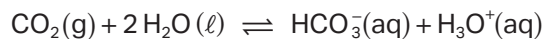
- 1 Relatório (6- 8 páginas) com: objetivo, métodos, resultados (tabelas de pH), discussão e plano de mitigação.
- 2 Peça de comunicação pública (no formato escolhido em III).
- 3 Anexo com avaliação crítica das limitações do estudo e próximos passos.

Mapa de conceitos



Síntese de conteúdos

- Em ambientes não poluídos, o dióxido de carbono, CO_2 , é o gás responsável pela acidez normal da água da chuva, que apresenta, em média, pH igual a 5,6:



- Quando o pH é inferior a 5,6, a chuva é designada por chuva ácida. Os principais gases que provocam a chuva ácida, para além do CO_2 , são os óxidos de enxofre, SO_2 e SO_3 , e de nitrogénio, NO_2 .
- O aumento da acidez da chuva tem consequências nefastas no solo, na água e nos materiais e construções.
- Formas de minimizar os efeitos da chuva ácida: diminuir as emissões de óxidos de enxofre, SO_x , utilizando combustíveis de baixo teor em enxofre (biocombustíveis) e instalando filtros especiais nas chaminés, que permitem reter a emissão de óxidos de enxofre para a atmosfera; reduzir as emissões de óxidos de nitrogénio, NO_x , utilizando reatores químicos especiais nos tubos de escape dos veículos que transformam combustíveis fósseis (que convertem os hidrocarbonetos e o monóxido de carbono, CO , em CO_2 e H_2O , e os óxidos de nitrogénio, NO_x , em N_2 , O_2 e H_2O) e utilizando transportes públicos e veículos elétricos; utilizar alternativas aos combustíveis fósseis, apostando em fontes de energia mais limpas, como a energia das marés, hidroelétrica, eólica e fotovoltaica.

Exercícios de aplicação

1 A designação de chuva ácida é atribuída à água da chuva cuja acidez seja substancialmente maior do que a resultante do dióxido de carbono atmosférico dissolvido na chuva.

1.1. Indica o principal gás responsável pela acidez da chuva normal e escreve a equação química que representa a formação da chuva ácida normal.

1.2. Selecciona a opção que contém os termos que completam corretamente a frase seguinte.

A concentração em iões H_3O^+ na chuva ácida é _____ do que na água da chuva ácida normal, por isso a chuva ácida possui um _____ pH.

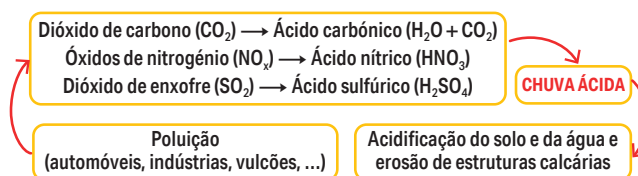
(A) menor ... maior

(B) maior ... menor

(C) maior ... maior

(D) menor ... menor

2 A formação da chuva ácida tem como origem principal a reação entre a água e os poluentes gasosos, existentes naturalmente ou emitidos pelo ser humano para a atmosfera, sendo responsável por diversos prejuízos ambientais.



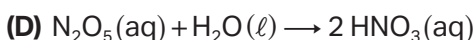
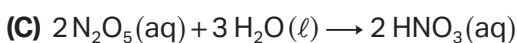
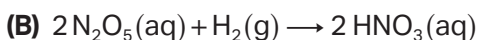
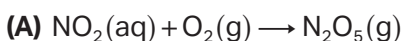
2.1. Indica três exemplos de problemas ambientais causados pelas chuvas ácidas ao nível do solo e das águas.

2.2. Explica de que forma as chuvas ácidas contribuem para a deterioração das construções de calcário e de mármore.

2.3. Indica as principais formas de minimizar a chuva ácida a nível pessoal, social e industrial.

3 A elevadas temperaturas, o óxido de nitrogénio é convertido em pentóxido de dinitrogénio, N_2O_5 , que em solução aquosa dá origem ao ácido nítrico.

Selecciona a opção que contém a equação química relativa à reação de formação do ácido nítrico.



1.2. Reações de oxidação-redução

Características das reações de oxidação-redução

Nos laboratórios, o H_2 é obtido por reação de alguns metais com soluções diluídas de ácidos ou de bases. Um dos exemplos é a reação entre o magnésio e o ácido clorídrico:

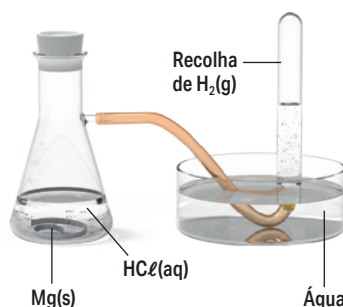
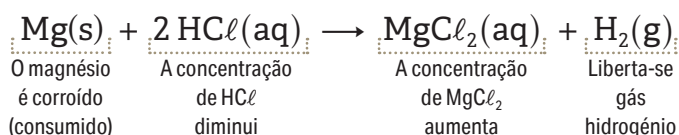


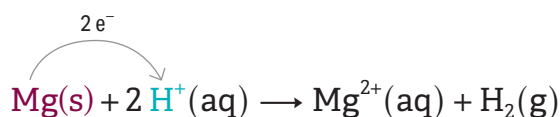
Fig. 24 Oxidação do magnésio por reação com o ácido clorídrico e representação à escala microscópica.



Esta reação, de destruição do magnésio, ocorre pelo facto dos átomos de $Mg(s)$ ceder eletrões aos iões $H^+(aq)$, constituintes do ácido, e se transformarem em iões $Mg^{2+}(aq)$. Desta forma, o magnésio deixa de ser sólido, passando para a solução na sua forma iónica:



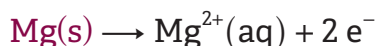
Dado que os iões $Cl^-(aq)$ não participam na reação (são iões espectadores), a equação química pode escrever-se de forma abreviada:



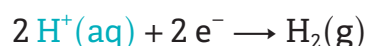
A seta curva evidencia a transferência de eletrões (e^-) do $Mg(s)$ para o $H^+(aq)$.

Neste exemplo:

Cada átomo de magnésio
perde 2 eletrões:



Cada catião de hidrogénio
ganha 1 eletrão:



Enquanto nas reações ácido-base os reagentes transferem entre si iões H^+ (protões), neste tipo de reações os reagentes transferem entre si eletrões (e^-).

Denominam-se **reações de oxidação-redução**.

Conceitos de oxidação, redução, oxidante e redutor

À semelhança do que aconteceu com os conceitos de ácido e de base, os termos oxidação e redução também evoluíram ao longo dos tempos.

Atualmente, a oxidação e a redução, processos que acontecem simultaneamente, associam-se à transferência de elétrons entre substâncias envolvidas numa reação química.

No exemplo apresentado, o magnésio perdeu elétrons e o catião hidrogénio ganhou elétrons. Por perder elétrons, o Mg(s) sofre oxidação (espécie oxidada) e o $\text{H}^+(\text{aq})$, pelo facto de ganhar elétrons, sofre redução (espécie reduzida).



A designação **oxidação**, apresentada pela primeira vez por Lavoisier (1743-1794), começou por se aplicar a processos de combinação de substâncias com o dióxigénio.

Oxidação – processo no qual uma espécie química perde elétrons, ficando mais positiva ou menos negativa.

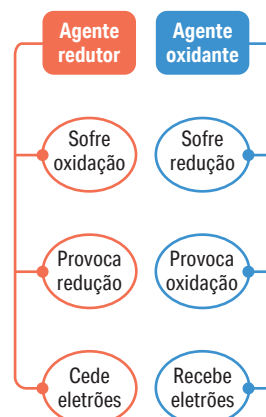
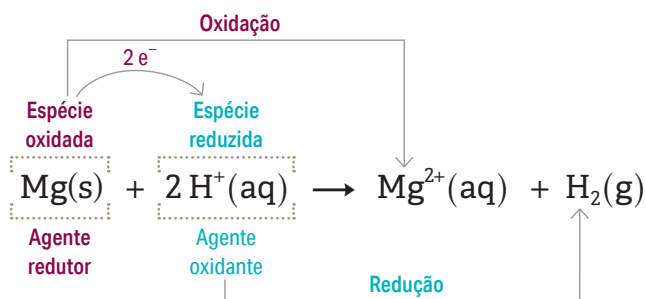
Redução – processo no qual uma espécie química ganha elétrons, ficando mais negativa ou menos positiva.

A oxidação do átomo de magnésio e a redução do ião hidrogénio acontecem simultaneamente. A este processo químico simultâneo de transferência de elétrons designa-se reação de oxidação-redução ou, abreviadamente, reação redox.

Reação de oxidação-redução – reação química que acontece por transferência de elétrons entre as espécies químicas reagentes.

Neste exemplo, a oxidação do magnésio metálico foi provocada pelo catião hidrogénio. Por essa razão, a espécie H^+ é designada por agente oxidante (ou, simplesmente, oxidante). Por outro lado, a redução do catião hidrogénio é provocada pelo Mg . Por esta razão, o Mg designa-se agente redutor (ou redutor).

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.

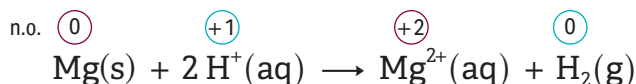


Número de oxidação

Para facilitar a análise das reações químicas quanto à transferência de elétrons entre as espécies envolvidas, criou-se o conceito de número de oxidação (n.o.).

Número de oxidação (n.o.) é a carga que um átomo adquire ao passar do estado elementar ao estado considerado.

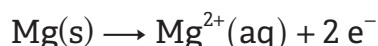
Para o exemplo em estudo:



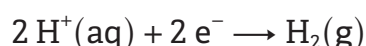
O acerto de cada semiequação de oxidação e de redução deve repetir a Lei da Conservação da Massa e a conservação da carga elétrica.

Esta equação pode ser desdobrada em duas semiequações:

Semirreação de oxidação



Semirreação de redução



O reagente Mg no seu estado metálico (ou seja, na forma elementar) tem número de oxidação zero. Já o reagente H, ao passar a H^+ , perdeu 1 elétron e ficou mais positivo: o seu número de oxidação é + 1.

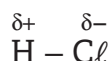
O Mg, ao passar de Mg a Mg^{2+} , perdeu 2 elétrons: o seu número de oxidação é + 2.

O número de oxidação do H_2 é zero, pois encontra-se no estado elementar.

Verifica-se, assim, que o número de oxidação de iões monoatômicos é igual à sua carga elétrica.

E em substâncias em que não há iões, como, por exemplo, em HCl , como se definem os números de oxidação?

Vimos já que, se os átomos ligados forem diferentes, a ligação química está polarizada. No caso do HCl , teríamos:



e os números de oxidação calculam-se como se a ligação fosse iónica:



Assim, o hidrogénio terá n.o. = + 1 e o cloro n.o. = -1.

O mesmo se passa com, por exemplo, a água, em que os n.o. são - 2 e + 1:



O número de oxidação é o número de cargas elétricas que um átomo teria ganho numa molécula se houvesse transferência completa de elétrons das ligações.



Vídeo
Número de
oxidação



A determinação do **número de oxidação** (n.o.) obedece a um conjunto de **regras** que se aplicam à maioria dos compostos:

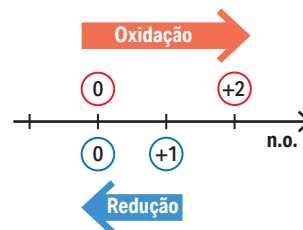
Regras	Exemplos	
1 O n.o. de cada elemento que constitui uma substância elementar é 0 (por definição).	Mg	n.o. (Mg) = 0
	O ₂	n.o. (O) = 0
	S ₆	n.o. (S) = 0
2 O n.o. de um ião monoatômico é igual à carga do ião.	Fe ³⁺	n.o. (Fe) = +3
	O ²⁻	n.o. (O) = -2
3 Todos os metais alcalinos (grupo 1 da TP) têm n.o. = +1 e todos os metais alcalinoterrosos (grupo 2 da TP) têm n.o. = +2.	NaOH	n.o. (Na) = +1
	CaO	n.o. (Ca) = +2
4 Na maioria dos compostos, o n.o. do oxigénio em substâncias compostas é -2.	CO ₂ ; H ₂ O	n.o. (O) = -2
5 Na maioria dos compostos, o n.o. do hidrogénio em substâncias compostas é +1.	H ₂ O; CH ₄	n.o. (H) = +1
6 A soma algébrica de todos os n.o. dos átomos que constituem uma espécie química eletricamente neutra é igual a 0.	CO ₂ n.o. (C) = ?	$1 \times \text{n.o. (C)} + 2 \times \text{n.o. (O)} = 0 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow 1 \times \text{n.o. (C)} + 2 \times (-2) = 0 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow \text{n.o. (C)} = +4$
	HNO ₃ n.o. (N) = ?	$1 \times \text{n.o. (H)} + 1 \times \text{n.o. (N)} + 3 \times \text{n.o. (O)} = 0 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow 1 \times 1 + 1 \times \text{n.o. (N)} + 3 \times (-2) = 0 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow \text{n.o. (N)} = +5$
	H ₂ SO ₄ n.o. (S) = ?	$2 \times \text{n.o. (H)} + 1 \times \text{n.o. (S)} + 4 \times \text{n.o. (O)} = 0 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow 2 \times 1 + 1 \times \text{n.o. (S)} + 4 \times (-2) = 0 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow \text{n.o. (S)} = +6$
7 A soma algébrica de todos os n.o. dos átomos que constituem um ião poliatômico é igual à carga do ião.	SO ₄ ²⁻ n.o. (S) = ?	$1 \times \text{n.o. (S)} + 4 \times \text{n.o. (O)} = -2 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow 1 \times \text{n.o. (S)} + 4 \times (-2) = -2 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow \text{n.o. (S)} = +6$
	NH ₄ ⁺ n.o. (N) = ?	$1 \times \text{n.o. (N)} + 4 \times \text{n.o. (H)} = +1 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow \text{n.o. (N)} + 4 \times (+1) = +1 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow \text{n.o. (N)} = -3$
	HCO ₃ ⁻ n.o. (C) = ?	$1 \times \text{n.o. (H)} + 1 \times \text{n.o. (C)} + 3 \times \text{n.o. (O)} = -1 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow 1 \times (+1) + 1 \times \text{n.o. (C)} + 3 \times (-2) = -1 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow \text{n.o. (C)} = +4$

Os exemplos seguintes constituem algumas das **exceções** a estas regras:

Exceções às regras	Exemplos	
1 O n.º do oxigénio nos peróxidos (constituídos pelo ião O_2^{2-}) é - 1.	H_2O_2 n.º. (O) = ?	$2 \times \text{n.º. (H)} + 2 \times \text{n.º. (O)} = 0 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow 2 \times (+1) + 2 \times \text{n.º. (O)} = 0 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow \text{n.º. (O)} = -1$
	Na_2O_2 n.º. (O) = ?	$2 \times \text{n.º. (Na)} + 2 \times \text{n.º. (O)} = 0 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow 2 \times (+1) + 2 \times \text{n.º. (O)} = 0 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow \text{n.º. (O)} = -1$
2 O n.º do hidrogénio quando ligado a metais de elementos representativos é - 1.	LiH n.º. (H) = ?	$1 \times \text{n.º. (Li)} + 1 \times \text{n.º. (H)} = 0 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow 1 \times (+1) + 1 \times \text{n.º. (H)} = 0 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow \text{n.º. (H)} = -1$
	CaH_2 n.º. (H) = ?	$1 \times \text{n.º. (Ca)} + 2 \times \text{n.º. (H)} = 0 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow 1 \times (+2) + 2 \times \text{n.º. (H)} = 0 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow \text{n.º. (H)} = -1$

Os números de oxidação permitem identificar rapidamente os elementos que são oxidados e os que são reduzidos:

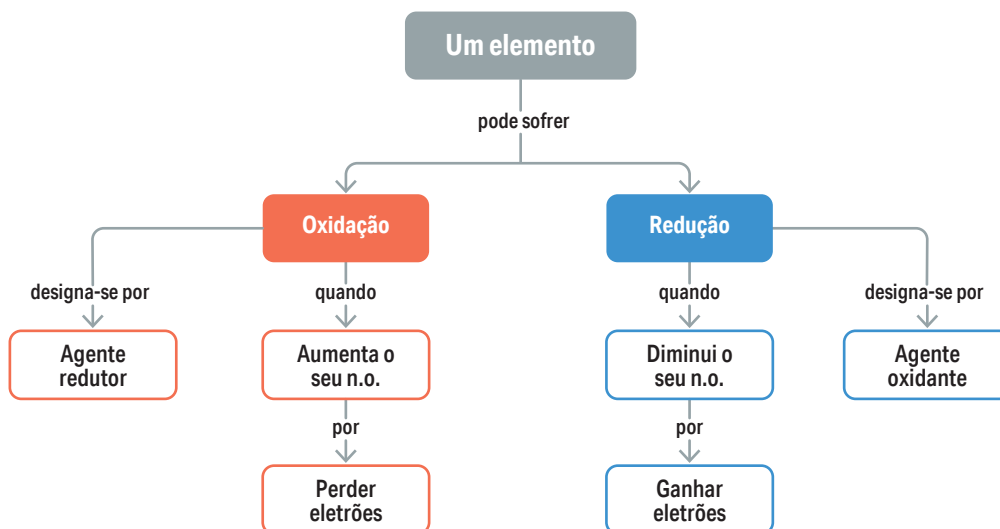
- os que sofrem um aumento do n.º. são oxidados (ficam mais positivos ou menos negativos) – no exemplo estudado é o Mg;
- os que sofrem uma diminuição do n.º. são reduzidos (ficam menos positivos ou mais negativos) – no exemplo estudado é o H.



Um **aumento** do n.º. indica uma **oxidação**.

Uma **diminuição** do n.º. indica uma **redução**.

Em resumo:



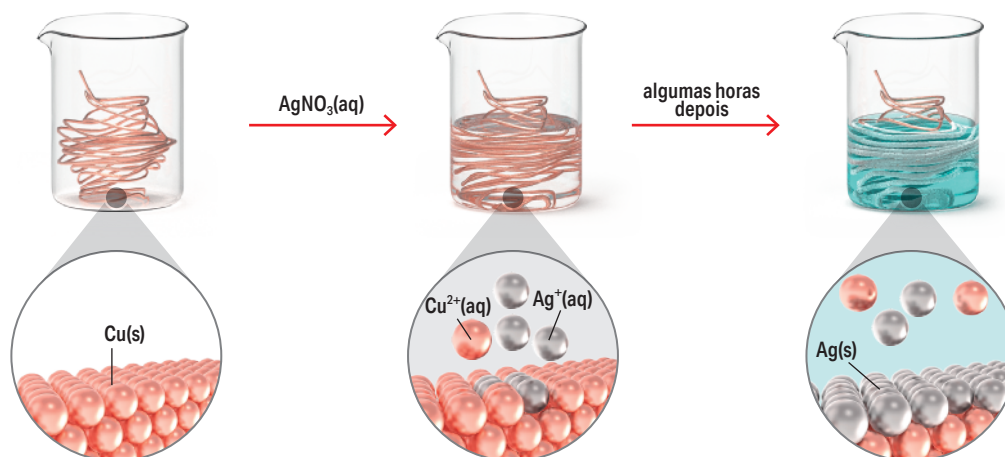
Exercício resolvido

9 O enxofre faz parte da constituição de várias substâncias, tais como:

H_2S	H_2SO_4	SO_3	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
S_8	SO_2	H_2SO_3	SO_4^{2-}

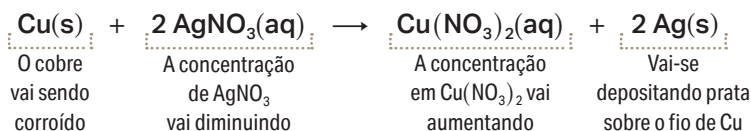
Determina os números de oxidação do enxofre (S) em cada uma das espécies químicas apresentadas.

10 Ao inserir um fio de cobre numa solução que contém iões prata, verifica-se um acentuar da cor azul da solução e, simultaneamente, um depósito prateado na placa de cobre.



A reação química ocorrida no gobelé pode ser traduzida por uma das seguintes equações:

(I) Equação completa:



(II) Equação iónica:



10.1. Esta reação química é uma reação de oxidação-redução. Justifique esta afirmação.

10.2. Identifica, nesta reação:

10.2.1. a espécie oxidada;

10.2.2. a espécie reduzida;

10.2.3. o agente oxidante;

10.2.4. o agente redutor.

10.3. Escreve a equação química que representa:

10.3.1. a semirreação de oxidação;

10.3.2. a semirreação de redução.

Resolução:

9.

H_2S	$2 \times \text{n.o. (H)} + 1 \times \text{n.o. (S)} = 0 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow 2 \times (+1) + \text{n.o. (S)} = 0 \Leftrightarrow \text{n.o. (S)} = -2$
H_2SO_4	$2 \times \text{n.o. (H)} + 1 \times \text{n.o. (S)} + 4 \times \text{n.o. (O)} = 0 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow 2 \times (+1) + \text{n.o. (S)} + 4 \times (-2) = 0 \Leftrightarrow \text{n.o. (S)} = +6$
SO_3	$1 \times \text{n.o. (S)} + 3 \times \text{n.o. (O)} = 0 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow \text{n.o. (S)} + 3 \times (-2) = 0 \Leftrightarrow \text{n.o. (S)} = +6$
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; $2 \text{Al}^{3+}; 3 \text{SO}_4^{2-}$	$2 \times \text{n.o. (Al)} + 3 \times \text{n.o. (S)} + 12 \times \text{n.o. (O)} = 0 \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow 2 \times (+3) + 3 \times \text{n.o. (S)} + 12 \times (-2) = 0 \Leftrightarrow \text{n.o. (S)} = +6$
S_8	$8 \times \text{n.o. (S)} = 0 \Leftrightarrow \text{n.o. (S)} = 0$
SO_2	$1 \times \text{n.o. (S)} + 2 \times (-2) = 0 \Leftrightarrow \text{n.o. (S)} = +4$
H_2SO_3	$2 \times (+1) + 1 \times \text{n.o. (S)} + 3 \times (-2) = 0 \Leftrightarrow \text{n.o. (S)} = +4$
SO_4^{2-}	$1 \times \text{n.o. (S)} + 4 \times (-2) = -2 \Leftrightarrow \text{n.o. (S)} = +6$

10.1. Uma reação de oxidação-redução caracteriza-se por ocorrer transferência de elétrons entre as espécies reagentes.

Uma forma fácil de verificar a ocorrência ou não de transferência de elétrons é através do cálculo da variação do n.o. dos elementos envolvidos, uma vez que o número de elétrons cedidos ou recebidos coincide com esse valor algébrico. Se um dos elementos aumentar o n.o. e outro reduzir, então ocorre uma reação redox.

Dado que os íons nitrato (NO_3^-) não participam efetivamente na reação (são íons espectadores), os elementos oxigênio e nitrogênio não sofrem variação do n.o.. Assim, iremos considerar apenas os restantes elementos químicos.

Cálculo dos números de oxidação:

$$\text{n.o. (Cu)} = 0; \text{n.o. (Ag}^+) = +1; \text{n.o. (Cu}^{2+}) = +2; \text{n.o. (Ag)} = 0$$

Cálculo da variação dos números de oxidação:

$$\Delta \text{n.o. (Cu)} = +2 - 0 \Leftrightarrow \Delta \text{n.o. (Cu)} = +2 \Rightarrow \text{cada átomo de Cu perde 2 elétrons}$$

$$\Delta \text{n.o. (Ag)} = 0 - (+1) \Leftrightarrow \Delta \text{n.o. (Ag)} = -1 \Rightarrow \text{cada átomo de Ag ganha 1 elétron}$$

Assim, por uma espécie química perder elétrons (aumenta o seu n.o.) e outra, simultaneamente, os ganhar (diminui o seu n.o.), comprova-se que a reação química em análise é uma reação de oxidação-redução.

10.2.1. e 10.2.2. A espécie que sofre oxidação é designada por espécie oxidada (perda de elétrons \Leftrightarrow aumento do n.o.) e a que sofre redução por espécie reduzida (ganho de elétrons \Leftrightarrow diminuição do n.o.). Assim, nesta reação química: a espécie oxidada é o Cu e a espécie reduzida é o Ag^+ .

10.2.3. e 10.2.4. O agente oxidante é o responsável pela oxidação da espécie com a qual está a reagir (recebe dela elétrons) e o agente redutor é o responsável pela redução da espécie com a qual reage (por lhe ceder elétrons). Assim, na reação redox em análise: o agente redutor é o Cu e o agente oxidante é o Ag^+ .

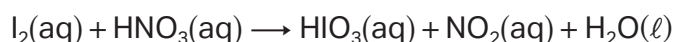


Acerto de equações redox em meio ácido

O acerto das equações de oxidação-redução deve respeitar a Lei da Conservação da Massa e a conservação da carga elétrica:

- o número total de átomos de cada elemento deve ser igual nos dois membros da equação – acerto em termos de massa;
- o número de elétrons cedidos pela espécie química redutora deve ser igual ao número total de elétrons recebidos pela espécie oxidante – acerto em termos de carga.

Consideremos o seguinte exemplo de equação para acerto em meio ácido:



Etapa	Representação
<p>1 Escrever a equação na forma iônica e determinar o n.o. (número de oxidação) de todos os elementos e as suas variações. Neste caso, as substâncias moleculares I_2, NO_2 e H_2O não se ionizam em água.</p>	$\text{I}_2(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{IO}_3^-(\text{aq}) + \text{NO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$ <p>Ocorre oxidação [(+5) - 0 = +5] Ocorre redução [(+4) - (+5) = -1]</p>
<p>2 Escrever separadamente as equações das semirreações de oxidação e de redução.</p>	<p>Semirreação de oxidação: $\text{I}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{IO}_3^-(\text{aq})$</p> <p>Semirreação de redução: $\text{NO}_3^-(\text{aq}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g})$</p>
<p>3 Acertar os átomos, à exceção do H e O. Neste caso, coloca-se o "2" antes do $\text{IO}_3^-(\text{aq})$.</p>	<p>Semirreação de oxidação: $\text{I}_2(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{IO}_3^-(\text{aq})$</p> <p>Semirreação de redução: $\text{NO}_3^-(\text{aq}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g})$</p>
<p>4 Acertar os átomos de O com moléculas de H_2O. Neste caso, são necessárias 6 moléculas de H_2O na primeira semiequação e 1 molécula na segunda.</p>	<p>Semirreação de oxidação: $\text{I}_2(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 2 \text{IO}_3^-(\text{aq})$</p> <p>Semirreação de redução: $\text{NO}_3^-(\text{aq}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$</p>
<p>5 Acertar os átomos de H adicionando H^+. Neste caso, são necessários 12 H^+ na primeira semiequação e 2 H^+ na segunda.</p>	<p>Semirreação de oxidação: $\text{I}_2(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 2 \text{IO}_3^-(\text{aq}) + 12 \text{H}^+(\text{aq})$</p> <p>Semirreação de redução: $\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$</p>
<p>6 Acertar as cargas elétricas adicionando elétrons. Neste caso, são necessários 10 e^- na primeira semiequação e 1 e^- na segunda.</p>	<p>Semirreação de oxidação: $\text{I}_2(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 2 \text{IO}_3^-(\text{aq}) + 12 \text{H}^+(\text{aq}) + 10 \text{e}^-$</p> <p>Semirreação de redução: $\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$</p>
<p>7 Adicionar as duas semiequações de forma a igualar os elétrons. Neste caso, é necessário multiplicar a segunda semiequação por 10.</p>	$\begin{aligned} & [\text{I}_2(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 2 \text{IO}_3^-(\text{aq}) + 12 \text{H}^+(\text{aq}) + 10 \text{e}^-] \times 1 \\ & [\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)] \times 10 \\ \hline & \text{I}_2(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 10 \text{NO}_3^-(\text{aq}) + 20 \text{H}^+(\text{aq}) + 10 \text{e}^- \rightarrow \\ & \rightarrow 2 \text{IO}_3^-(\text{aq}) + 12 \text{H}^+(\text{aq}) + 10 \text{e}^- + 10 \text{NO}_2(\text{g}) + 10 \text{H}_2\text{O}(\ell) \end{aligned}$
<p>8 Simplificar as espécies químicas que se encontram nos dois membros da equação.</p>	$\text{I}_2(\text{aq}) + 10 \text{NO}_3^-(\text{aq}) + 10 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{IO}_3^-(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 10 \text{NO}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
<p>9 Escrever a equação global na sua forma molecular. Neste caso, como se deve adicionar mais 2 iões H^+ para juntar ao NO_3^-, adiciona-se o mesmo número de H^+ para juntar ao ião IO_3^-.</p>	$\text{I}_2(\text{aq}) + 10 \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{HIO}_3(\text{aq}) + 10 \text{NO}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

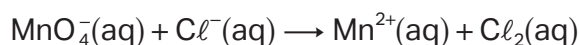


Vídeo
Acerto de equações de oxidação-redução em meio ácido



Exercício resolvido

11 Acerta a equação seguinte que ocorre em meio ácido:

**Resolução:**

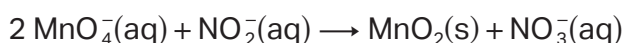
11.

Etapa 1	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
Etapa 2	Semirreação de redução: $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ Semirreação de oxidação: $\text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cl}_2(\text{g})$
Etapa 3	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ $2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cl}_2(\text{g})$
Etapa 4	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$ $2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cl}_2(\text{g})$
Etapa 5	$8 \text{H}^+(\text{aq}) + \text{MnO}_4^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$ $2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cl}_2(\text{g})$
Etapa 6	$8 \text{H}^+(\text{aq}) + \text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 5 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$ $2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^-$
Etapa 7	$[8 \text{H}^+(\text{aq}) + \text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 5 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)] \times 2$ $[2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^-] \times 5$
Etapa 8	$16 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 10 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 8 \text{H}_2\text{O}(\ell)$ $10 \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow 5 \text{Cl}_2(\text{g}) + 10 \text{e}^-$
Equação química	$2 \text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 10 \text{Cl}^-(\text{aq}) + 16 \text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 5 \text{Cl}_2(\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

Acerto de equações redox em meio básico

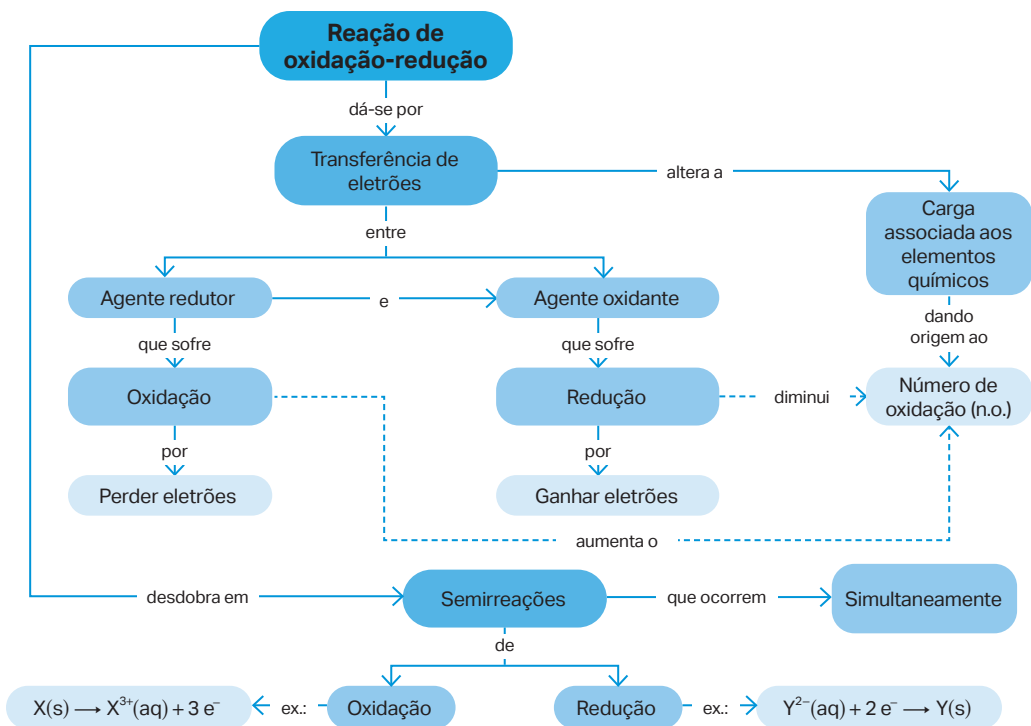
Tal como em qualquer reação redox, o acerto em meio básico deve respeitar a conservação da massa (mesmo número de átomos de cada elemento em ambos os membros) e a conservação da carga (eletrões perdidos = eletrões ganhos).

Consideremos o exemplo seguinte de equação para acerto em meio básico:



Etapa	Representação
1 Determinar o n.o. de todos os elementos e as suas variações.	<p>Ocorre redução [(+4) - (+7) = -3]</p> <p>Ocorre oxidação [(+5) - (+3) = +2]</p>
2 Separar a reação global em duas semirreações (oxidação e redução).	Semirreação de oxidação: $\text{NO}_2^- (\text{aq}) \rightarrow \text{NO}_3^- (\text{aq})$ Semirreação de redução: $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) \rightarrow \text{MnO}_2 (\text{s})$
3 Em cada semirreação, acertar: a) todos os elementos, exceto H e O; b) o oxigénio com H_2O (adicionando H_2O ao lado que precisa de O); c) o hidrogénio com H^+ .	Semirreação de oxidação: $\text{NO}_2^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightarrow \text{NO}_3^- (\text{aq}) + 2 \text{H}^+$ Semirreação de redução: $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{MnO}_2 (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\ell)$
4 Acertar as cargas elétricas adicionando eletrões.	Semirreação de oxidação: $\text{NO}_2^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightarrow \text{NO}_3^- (\text{aq}) + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$ Semirreação de redução: $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\ell)$
5 Igualar o número de eletrões das duas semirreações e somá-las, cancelando e^- , H^+ e H_2O comuns.	$2 \text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 3 \text{NO}_2^- (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{MnO}_2 (\text{s}) + 3 \text{NO}_3^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell)$
6 Converter para meio básico: para cada H^+ que restar, adicionar o mesmo número de OH^- a ambos os lados. Onde houver $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ substituir e simplificar a água, se possível.	$2 \text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 3 \text{NO}_2^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightarrow 2 \text{MnO}_2 (\text{s}) + 3 \text{NO}_3^- (\text{aq}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$

Mapa de conceitos



Síntese de conteúdos

- Oxidação: perda de elétrons → aumenta o número de oxidação (n.o.)
Redução: ganho de elétrons → diminui o n.o.
- Agente oxidante: espécie que aceita elétrons (reduz-se).
Agente redutor: espécie que cede elétrons (oxida-se).
- Uma reação redox envolve transferência de elétrons e variação de n.o. das espécies.
- Número de oxidação (n.o.): carga formal atribuída a um átomo; um mesmo elemento pode ter vários n.o. consoante o composto.
- Se o n.o. aumenta, a espécie foi oxidada; se o n.o. diminui, foi reduzida.
- Em qualquer reação redox: elétrons perdidos = elétrons ganhos; cumpre-se a conservação da massa e da carga (via semirreações).
- O n.o. é a soma das cargas que os átomos teriam se as ligações fossem iônicas; a sua determinação segue regras gerais (H geralmente + 1; O geralmente - 2; soma dos n.o. = = carga da espécie).
- No acerto das equações de oxidação-redução deve respeitar-se a Lei da Conservação da Massa e a conservação da carga elétrica:
 - o número total de átomos de cada elemento deve ser igual nos dois membros da equação – acerto em termos de massa;
 - o número de elétrons cedidos pela espécie química redutora deve ser igual ao número total de elétrons recebidos pela espécie oxidante – acerto em termos de carga.

Força relativa de oxidantes e de redutores

No exercício resolvido da página 69, estudámos a reação entre o cobre metálico e os iões prata contidos numa solução aquosa de nitrato de prata.

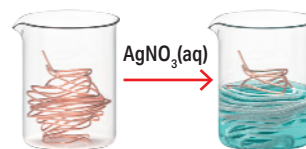
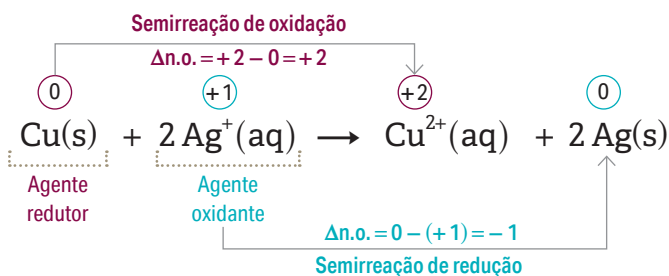
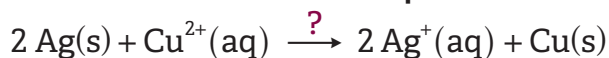


Fig. 25 Oxidação do cobre por redução da prata.

Nesta reação química, o cobre é o elemento reductor e a prata é o oxidante.

Será que a reação inversa também acontece espontaneamente?



Para responder a esta questão, inseriu-se um fio de prata numa solução aquosa de sulfato de cobre(II), que contém iões cobre(II). Se a reação ocorresse, seria expectável observar um atenuar da cor azul da solução e, simultaneamente, um depósito acobreado no fio de prata.

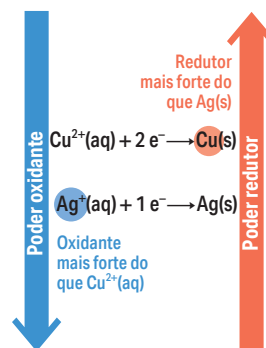


Fig. 26 Prata metálica em contacto com iões cobre(II).

Não se observou, no entanto, qualquer alteração no sistema reacional. Isto é, a prata sólida, quando em contacto com os catiões cobre(II), não atua como agente reductor. Conclui-se, assim, que o cobre é melhor reductor do que a prata e que a prata é melhor oxidante do que o cobre.

Comparando o comportamento destes e de outros metais, quando inseridos em soluções aquosas de catiões metálicos, os químicos elaboraram a designada **série eletroquímica**, ordenando esses elementos metálicos por ordem crescente de poder reductor.

A realização da seguinte proposta de atividade laboratorial tem precisamente este propósito: organizar uma série eletroquímica a partir da realização de reações entre metais e soluções aquosas de sais contendo catiões de outros metais.



Atividade Laboratorial 2

Objetivo

Organizar uma série eletroquímica a partir da realização laboratorial de reações entre metais e soluções aquosas de sais contendo cátions de outros metais.

Questões prévias

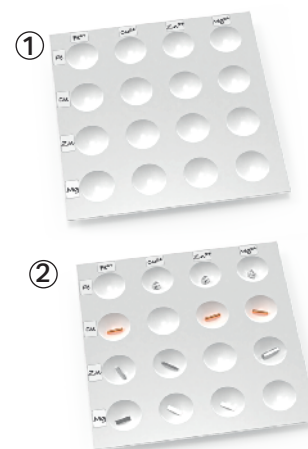
- 1 Antes de iniciar a atividade laboratorial, importa refletir sobre as variáveis a controlar.
Selecione a(s) opção(ões) que completa(m) corretamente cada uma das seguintes frases.
 - 1.1. Nesta atividade laboratorial, as amostras de metais a usar devem...
 - (A) ser da mesma cor.
 - (B) ser do mesmo grupo da TP.
 - (C) para cada metal, ter dimensões idênticas.
 - (D) ser bem limpas antes da realização da atividade.
 - 1.2. As soluções aquosas dos sais contendo os cátions metálicos a preparar devem...
 - (A) ser da mesma cor.
 - (B) ter a mesma concentração.
 - (C) estar à mesma temperatura.
 - (D) ser de sais que contêm os cátions dos metais em estudo.
- 2 Para organizar a série eletroquímica iremos usar os metais ferro, cobre, zinco e magnésio. Faz a tua previsão relativamente à ordem crescente de poder redutor destes quatro metais.

Material

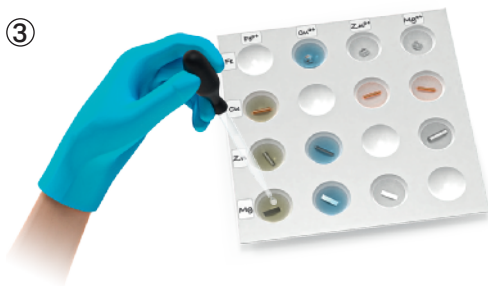
- 1 placa de microanálise com 16 cavidades
- Palha de aço
- 4 pipetas de Pasteur (conta-gotas)
- Amostras de Fe, Cu, Zn e Mg
- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$, $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$
- $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$, $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$
- $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$, $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$
- $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$, $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$

Procedimento experimental

- 1 Identificar, usando um marcador ou etiquetas, cada fila de cavidades da placa de microanálise com os símbolos químicos dos metais e cada coluna com os iões metálicos, de forma que cada amostra de metal em estudo possa estar em contacto com as três soluções de outros cátions metálicos (fig. ①).
- 2 Selecionar três pequenos fragmentos de igual tamanho de cada um dos quatro metais. Limpar muito bem as superfícies das amostras dos metais (raspando com palha de aço).
- 3 Colocar, em cada fila, uma amostra de cada metal nas cavidades respetivas (fig. ②).



③



4 Usando pipetas de Pasteur, colocar nas cavidades que contêm os metais iguais volumes/número de gotas de solução aquosa dos diferentes íons metálicos, de modo a cobrir completamente cada metal (fig. ③).

5 Esperar cerca de 30 min e anotar as observações numa tabela elaborada para o efeito.

Para reflexão:

1. Porque ficaram vazias as cavidades dispostas na diagonal da placa de microanálise (figs. ② e ③)?
2. Porque é importante usar todas as amostras de um mesmo metal do mesmo tamanho?
3. Porque é importante usar o mesmo volume e concentração das quatro soluções aquosas?
4. Qual é a pertinência de limpar as amostras de metal antes da realização dos ensaios?
5. As soluções aquosas de nitratos poderiam ser substituídas por sulfatos ou cloretos desses metais? Porquê?

Registo de dados e observações

Elabora uma tabela adequada aos registos de observações e faz o registo das mesmas.

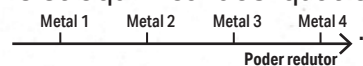
Conclusões

Elabora as conclusões da realização desta AL, dando resposta às questões-problema:

- Como construir uma série eletroquímica com os metais ferro, cobre, zinco e magnésio?
- Qual é a ordem crescente de poder redutor destes quatro metais?

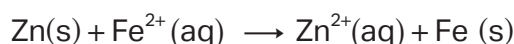
Aborda os seguintes tópicos:

- Escrita das equações químicas das reações observadas nesta atividade.
- Elaboração da série eletroquímica dos quatro metais estudados, preenchendo o esquema seguinte:



A série eletroquímica da **figura 26** apresenta alguns dos metais estudados na AL2, juntamente com outros metais. Concluímos, com a realização da atividade laboratorial, que o magnésio se oxida, reduzindo os catiões ferro, cobre e zinco (metais mais abaixo na série eletroquímica). Assim, através da análise da série eletroquímica, é possível prever se um metal sofre oxidação quando em contacto com soluções aquosas de outros iões metálicos.

Analisando os dados desta série pode inferir-se, por exemplo, que o zinco metálico oxida-se reduzindo o catião ferro, mas não se oxida na presença de catiões alumínio. Isto é, a reação seguinte acontece:



mas a seguinte reação já não ocorre:

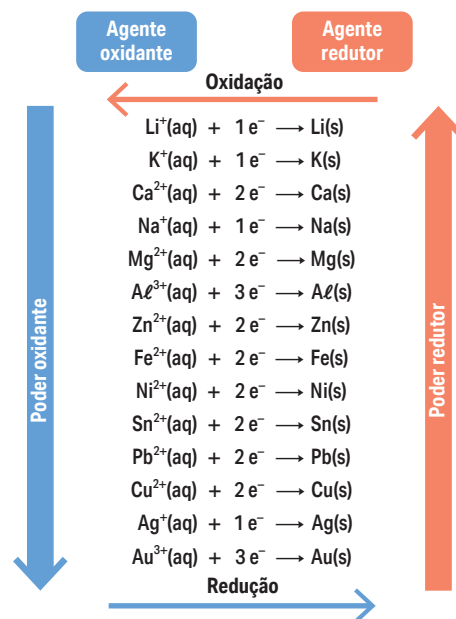


Fig. 27 Série eletroquímica: quanto maior for o poder redutor de um metal, menor será o poder oxidante do respetivo catião metálico. Quanto maior for o poder oxidante de um catião metálico, menor será o poder redutor do respetivo metal.

Exercício resolvido

12 Os cascos dos navios, constituídos maioritariamente por ferro, são protegidos da corrosão através do seu revestimento por uma camada fina de outro metal com maior poder redutor.

12.1. Consultando a série eletroquímica da **figura 27**, das seguintes opções, seleciona a que representa um conjunto de metais que podem ser usados no revestimento dos cascos destes navios.

- (A) Ag e Pb. (B) Cu e Sn. (C) Mg e Zn. (D) Ni e Al.

12.2. Admitindo que, no processo descrito, o ferro atua como oxidante e o zinco como redutor, escreve as equações químicas que representam:

12.2.1. as semirreações de oxidação e de redução;

12.2.2. a reação global de oxidação-redução.

Resolução:

12.1. (C). O Mg e o Zn, com maior poder redutor do que o ferro, oxidam-se mais facilmente do que este. Assim, o magnésio ou o zinco, em contacto com o ferro, vão-se oxidando lentamente em seu lugar (daí a denominação de metal de sacrifício). Desta forma, protege-se a superfície do ferro do seu contacto com a água e com o oxigénio, evitando que sofra oxidação.

12.2. Nesta reação redox, o zinco sofre oxidação cedendo eletrões ao catião ferro e este será reduzido, captando os eletrões cedidos pelo magnésio.

12.2.1. Semiequação de oxidação: Semiequação de redução:



12.2.2. Equação global: $\text{Zn(s)} + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Fe(s)}$

Proteção dos metais

A proteção contra a oxidação do ferro (enferrujamento) de estruturas metálicas fixas ou móveis é conseguida pela aplicação de uma ou várias técnicas, como o revestimento de peças metálicas, utilizando tintas e óxidos, e por associação de outros metais, mediante a utilização de *metais de sacrifício*.

Aplicação de tinta à base de Pb_3O_4 .



Segunda camada de tinta à cor pretendida.



Chaves banhadas a Ni ou Cr.



Peças em latão banhadas com metais nobres (Au, Cu e Ag).



Estanho na parte interior das latas de conserva.



Revestimento de peças metálicas

Esta técnica consiste em revestir a superfície metálica com uma camada de tinta ou metal, que, ao evitar o seu contacto direto com o ar, protege-a da corrosão.

- (1) **Tintas de tetróxido de chumbo, Pb_3O_4 (zarcão)** – usadas em peças metálicas, como portões, grades e janelas.
- (2) **Galvanoplastia (ou eletrodeposição)** – permite revestir uma peça de metal com outro metal diferente, a partir da realização de uma eletrólise.

Manual Digital

Interatividade Galvanoplastia

Vídeo Anodização



Anodização

É um processo de proteção de metais no qual um óxido que contém átomos do próprio metal é formado sobre o metal, protegendo-o.

Estruturas de alumínio e de cobre formam naturalmente uma camada protetora, que as protege da corrosão.

A anodização do alumínio, ao formar uma camada de óxido de alumínio, Al_2O_3 , impermeável à maior parte dos agentes químicos, ao ar e à água, protege o metal da oxidação.

Materiais de construção.



Estátua de Diogo Gomes, Santiago.



Peças de Al revestidas por Al_2O_3 .



3



contra a corrosão

Casodutos e oleodutos.



Ponte Golden Gate, San Francisco.



Conduto de água.



4

Proteção catódica

Permite proteger estruturas metálicas da corrosão por tempo indeterminado, mesmo sem qualquer tipo de revestimento, das condições agressivas do meio (subterrâneo ou aquático), através da utilização de:

- (4) **Corrente impressa** – utilizada para proteger da corrosão estruturas metálicas de maior dimensão, na qual são utilizados elétrodos ligados a uma fonte de alimentação de corrente contínua.
- (5) **Metais de sacrifício** – que consistem em associar à estrutura peças de outros metais, que, por possuírem maior poder redutor do que o metal que constitui a estrutura, ao ceder-lhe elétrons, sofre preferencialmente oxidação.

5

Casco de um navio.



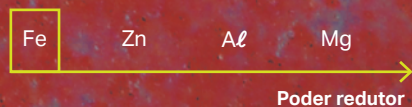
Armação metálica para estruturas de betão.



Metal de sacrifício de Zn.



O elétrodo de sacrifício, afixado sobre as estruturas de ferro, que pode ser de zinco, por possuir maior poder redutor do que o ferro, sofre oxidação, protegendo, assim, o casco do navio. Pela mesma razão, em alternativa ao zinco, poderia ser utilizado o alumínio ou o magnésio.



Atividade Investigativa 2

Objetivo

Realizar trabalhos de pesquisa interdisciplinares, individualmente ou em grupo, acerca da **necessidade de proteger as estruturas metálicas**.

O contexto de Cabo Verde

Ambiente marinho, aerossóis salinos e ventos constantes aceleram a **corrosão** em portos (Mindelo, Praia), salinas, barcos de pesca, passadiços, depósitos de água, torres eólicas e estruturas de painéis solares. Proteger as estruturas metálicas aumenta a **segurança**, a **economia** e a **sustentabilidade**.



Questões-problema

- 1 Onde e porquê o metal se degrada mais nas nossas ilhas?
- 2 Que métodos de proteção (abordados nas páginas 80 e 81) são adequados a cada situação?
- 3 Qual é o custo e o impacto ambiental relativos a cada método? Como justificar uma recomendação para a comunidade local?

Etapas do desenvolvimento da atividade

I – Pesquisa e mapeamento (Geografia + FQ + Cidadania)

- Em grupos, escolham uma **estrutura real**: gradeamentos à beira-mar, portões escolares, barcos/guindastes nos portos, suportes de painéis solares, reservatórios de água.
- Recolham **registos fotográficos de forma segura** do local, sinais de ferrugem, tinta descascada e reparações, registando a distância ao mar.
- Sintetizem **três riscos** (segurança, custo, estética/impacte ambiental) e **três soluções** plausíveis para o caso estudado.

II – Atividade experimental

Questão-problema: *Que tipo de proteção metálica reduz melhor a corrosão em ambiente salino simulado?*

Materiais por grupo

- 6 pregos de aço idênticos;
- 3 copos;
- água destilada;
- solução de NaCl 3 % (*m/m*) (simula a maresia);
- vinagre;
- fita de zinco ou pedaço de magnésio (pequeno ânodo de sacrifício);
- tinta/verniz escolar;
- fio de cobre;
- papel de lixa.

Condições a comparar (3 frascos, 1 semana):

- A (controlo): prego limpo em NaCl 3%.
- B (revestimento): prego pintado/envernizado em NaCl 3%.
- C (proteção catódica): prego em NaCl 3% com pequeno pedaço de zinco (ou fita de magnésio) ligado por fio (metal de sacrifício).
- D (comparação com meio ácido): prego em água destilada (baixa condutividade) e vinagre diluído (pH ácido).

Registos: foto inicial/final; índice visual de corrosão (0-5); massa inicial/final (se houver balança); observação de cor do eletrólito e da presença de bolhas.

Notas:

Ânodo (oxidação): $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$

Cátodo (redução): $\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 4 \text{e}^{-} \rightarrow 4 \text{OH}^{-}(\text{aq})$

Proteção catódica: o Zn (ou Mg) oxida-se em vez do ferro.

Revestimento: impede contacto com $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}/\text{Cl}^{-}$.

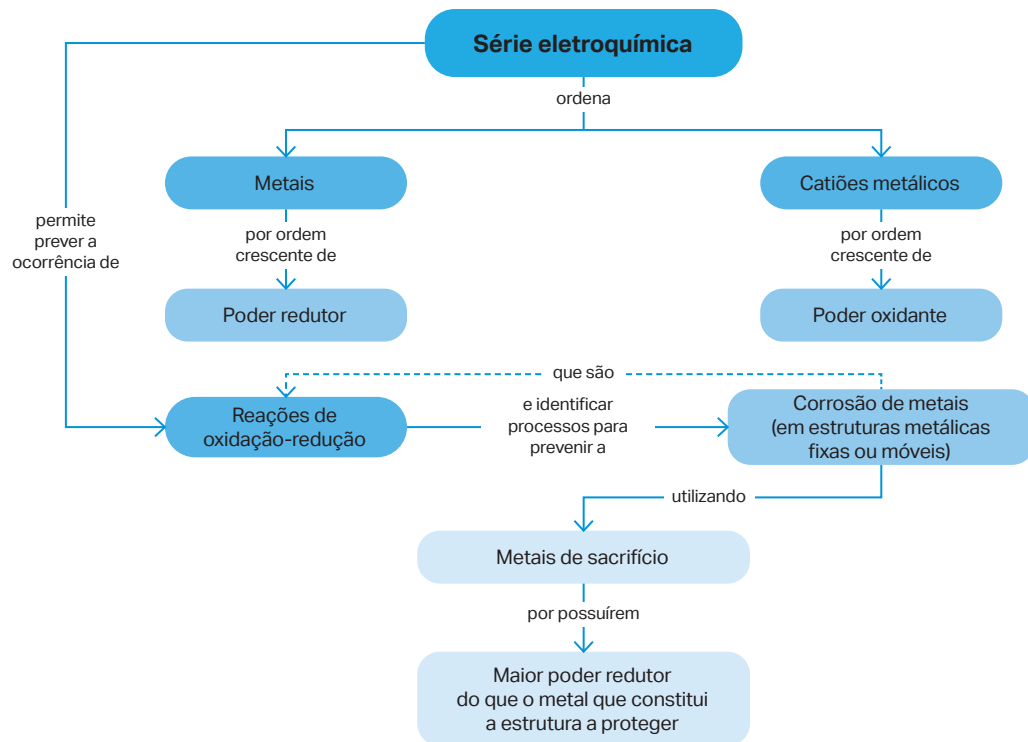
III – Comunicação: proposta para a comunidade (Português + Artes + TIC)

Elaborem um póster A3, infográfico ou vídeo de 2-3 minutos que destaque:

- (A)** um problema local;
- (B)** as evidências (fotos/dados dados atividade experimental);
- (C)** uma recomendação técnica (por exemplo, "revestimento+manutenção anual" para gradeamentos ou "metais de sacrifício" para cascos de navios);
- (D)** uma estimativa simples de custos/benefícios e impacte ambiental.



Mapa de conceitos



Síntese de conteúdos

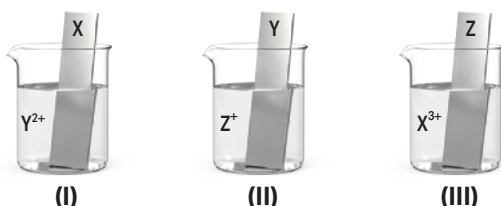
- A série eletroquímica ordena metais pelo seu poder redutor: no topo, reduzem-se com dificuldade e oxidam-se facilmente (agentes redutores fortes) e vice-versa.
- Um metal oxida quando passa de $M(s) \rightarrow M^{n+} + n e^{-}$; o seu catião faz a reação inversa (agente oxidante).
- Um metal M_1 reduz o ião de M_2 se M_1 estiver acima de M_2 na série eletroquímica.
- Quanto maior for o poder redutor do metal M , menor será o poder oxidante do seu catião M^{n+} .
- Corrosão é uma reação redox: o metal atua como ânodo (oxida-se) e O_2 ou H_2O costumam ser o agente oxidante no cátodo.
- Proteção contra a corrosão:
 - Barreiras físicas, como tintas, óxidos e revestimentos, que isolam o metal do meio circundante.
 - Proteção catódica ou ânodo de sacrifício: liga-se ao metal a proteger um metal mais reativo (mais alto na série), que se oxida preferencialmente. Esta técnica aplica-se em pontes, tubagens, cascos de navios e estruturas submersas, em que a maresia favorece a oxidação.

Exercícios de aplicação

1 Relativamente aos metais X, Y e Z, sabe-se que:

- o poder redutor do metal X é maior do que o poder redutor do metal Y;
- o poder redutor do metal Y é maior do que o poder redutor do metal Z.

Considera os seguintes ensaios, em que se colocam placas dos metais X, Y e Z em contacto com soluções que contêm cations desses metais.



1.1. Selecciona a opção que identifica o(s) ensaio(s) em que se verifica a ocorrência de reação.

(A) (I) e (II)

(B) (I) e (III)

(C) (II) e (III)

(D) (III)

1.2. Justifica a ocorrência (ou não) de reação química nos ensaios (I) e (III).

1.3. Representa as equações químicas que traduzem as reações químicas nos ensaios em que se verifica a ocorrência de reação.

2 Com o objetivo de construir uma série eletroquímica, um grupo de alunos realizou um conjunto de ensaios, colocando pequenos pedaços de metais em soluções contendo iões desses metais e construiu a tabela ("+" significa ocorrência de reação e "-" a não ocorrência).

	Mg(s)	Fe(s)	Pb(s)	Ag(s)
Mg ²⁺ (aq)	X	1	-	2
Fe ²⁺ (aq)	+	X	-	3
Pb ²⁺ (aq)	4	5	X	6
Ag ⁺ (aq)	+	+	+	X

2.1. Das seguintes opções, assinala o conjunto de ensaios em que é previsível a ocorrência de reação química.

(A) 1 e 2

(B) 1, 2 e 3

(C) 4 e 5

(D) 2, 3 e 6

2.2. Com base no registo de observações, compara, justificando, o poder redutor:

2.2.1. do Mg e do Fe;

2.2.2. do Pb e do Mg.

2.3. Escreve a equação química que representa a reação entre:

2.3.1. Mg e Fe²⁺;

2.3.2. Fe e Ag⁺.

2.4. Dispõe os metais por ordem crescente de poder redutor.

3 A oxidação dos metais tem grande impacto ambiental e económico. É responsável, por exemplo, pela corrosão dos cascos de navios e pontes. Identifica uma das técnicas usadas na proteção contra a corrosão dessas estruturas metálicas.

Pilhas

A oxidação em pilhas ou baterias

Já vimos que, quando se introduz uma placa de zinco numa solução aquosa de sulfato de cobre(II), a cor azul da solução vai atenuando e a parte da placa de zinco imersa na solução fica coberta por um depósito vermelho-acastanhado de cobre sólido (**figura 28**).

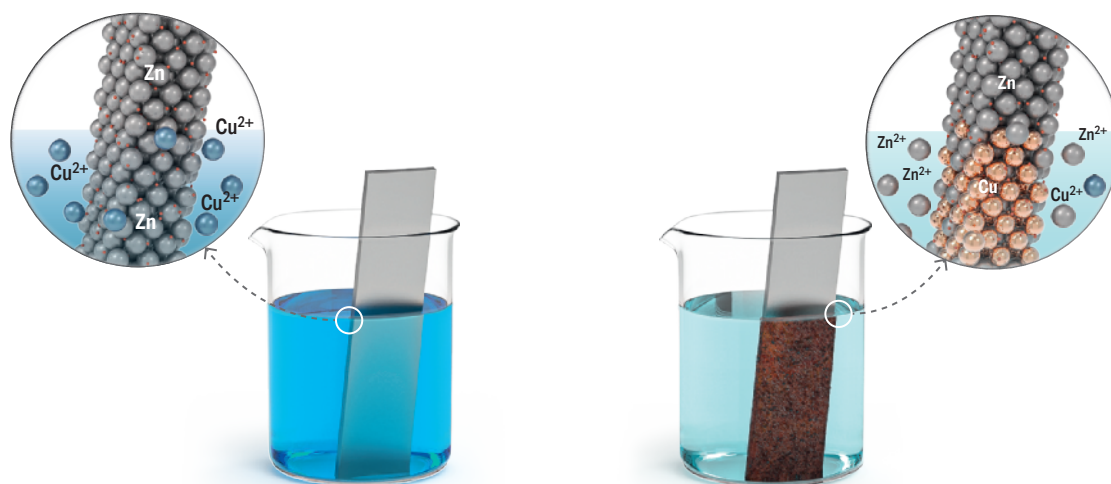
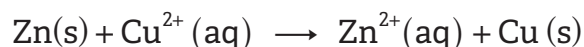


Fig. 28 Reação de oxidação-redução entre o catião cobre(II) e o zinco sólido.

Esta reação de oxidação-redução representa-se na sua forma iónica por:



Esta reação redox é **espontânea**, ocorrendo a transferência de eletrões do átomo de zinco metálico (agente redutor) para o catião cobre(II) (agente oxidante), verificando-se, assim, a oxidação do zinco e a redução do cobre.

Nesta situação, a transferência de eletrões ocorre diretamente entre os átomos de zinco e os catiões cobre(II).

Pilha, célula galvânica ou célula voltaica

É possível fazer a transferência de eletrões entre os dois metais usando um fio condutor, obtendo-se, desta forma, uma corrente elétrica e construir, assim, uma pilha. Neste caso, será necessário separar os catiões $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ do contacto direto com a placa de zinco, impossibilitando, deste modo, a transferência direta de eletrões.

Uma **pilha, célula galvânica** ou **célula voltaica**, é um dispositivo em que é produzida corrente elétrica a partir de uma reação de oxidação-redução espontânea.

Os esquemas da **figura 29** representam uma pilha ou célula galvânica ou célula voltaica.

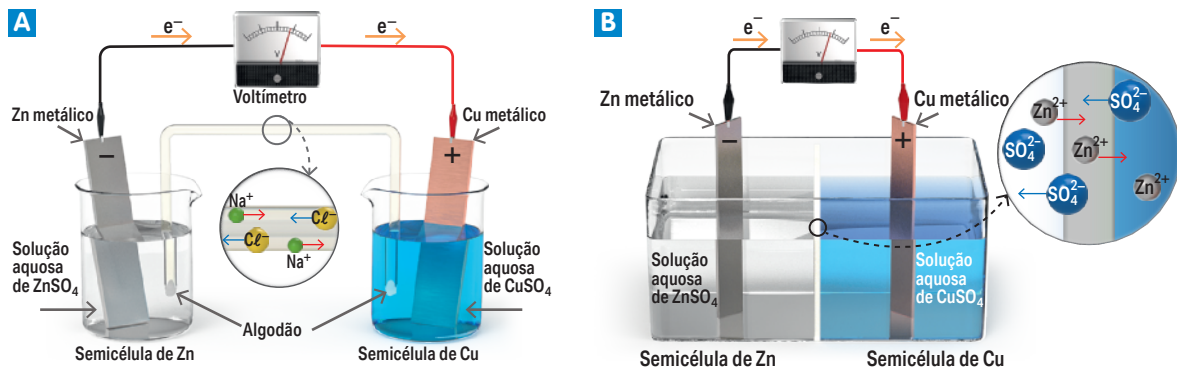


Fig. 29 A – Representação esquemática de uma pilha ou célula galvânica com ponte salina; B – Representação esquemática de uma pilha ou célula galvânica com membrana porosa. Indica-se o sentido do movimento dos elétrons. Relembra-se que, por convenção, considera-se o sentido da corrente elétrica contrário ao dos elétrons.

A pilha galvânica da **figura 29** (também designada por pilha de Daniell, por ser formada por Zn e Cu) é constituída por:

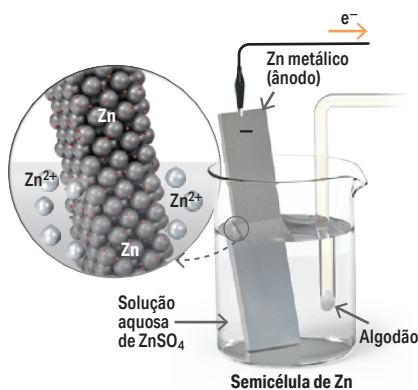
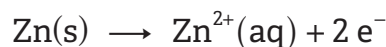


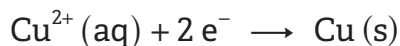
Fig. 30 Semicélula de Zn de uma pilha de Daniell.

1 – Um recipiente, no lado esquerdo, onde se encontra a **lâmina de zinco** (denominada eletrodo de zinco), mergulhada numa solução de sulfato de zinco (onde existe $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$), no qual ocorre a semirreação de oxidação:



que fornece os elétrons que irão transitar pelo fio externo no sentido da lâmina de cobre. O eletrodo de zinco é, neste exemplo, denominado **ânodo** ou **eletrodo negativo**, uma vez que é o local onde ocorre a oxidação (**figura 30**).

2 – Um recipiente, no lado direito, onde se encontra a **lâmina de cobre** (denominada eletrodo de cobre), mergulhada numa solução de sulfato de cobre(II) (onde existe $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$), no qual ocorre a semirreação de redução:



que recebe os elétrons que chegam do fio externo. O eletrodo de cobre é, neste exemplo, denominado **cátodo** ou **eletrodo positivo**, uma vez que é o local onde ocorre a redução (**figura 31**).

As semirreações de oxidação e de redução designam-se por **reações de eletrodo**.

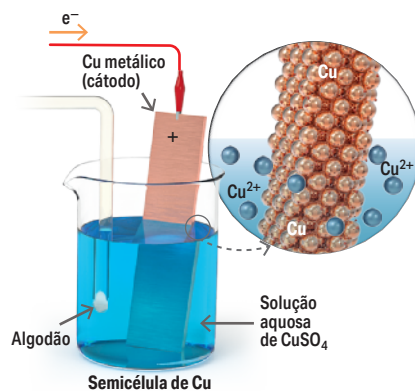


Fig. 31 Semicélula de Cu de uma pilha de Daniell.

Desta forma, consegue-se um fluxo de elétrons, através do fio externo, **do ânodo** (polo negativo; neste caso, a lâmina de zinco) **para o cátodo** (polo positivo; neste caso, a lâmina de cobre). A tensão elétrica entre os dois eletrodos é lida no voltímetro representado na **figura 29**.

Na pilha de Daniell (pilha constituída pelos eletrodos de Zn e Cu, em soluções aquosas com concentração de $1,0 \text{ mol dm}^{-3}$), a f.e.m. é **1,10 V**, à temperatura de **25 °C**.

A **força eletromotriz (f.e.m.)** de uma célula (ou tensão elétrica da célula) é a tensão elétrica entre os dois eletrodos, medida num voltímetro. As unidades SI de f.e.m. são o volt (V) ou Joule por Coulomb (J/C).

Nesta célula galvânica, esta ainda representada uma ponte salina – tubo em “U” contendo, no interior, gel de ágar-ágar saturado com um sal, como, por exemplo, KNO_3 , NaCl , KCl ou Na_2SO_4 e fechado nas extremidades com tampões porosos.

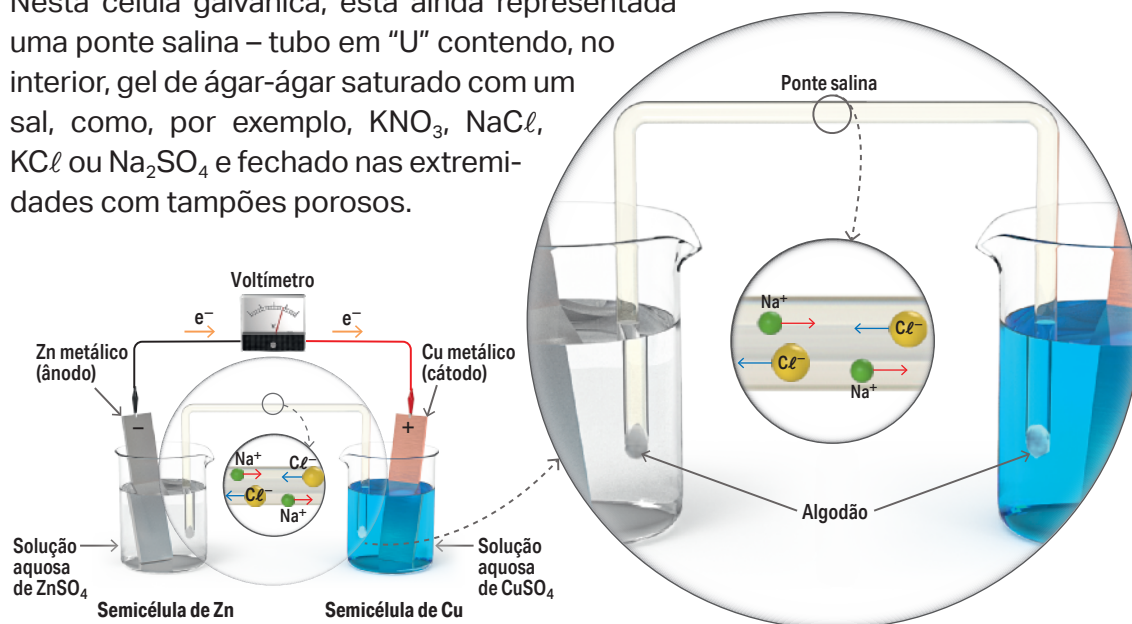


Fig. 32 Esquemática de uma célula galvânica com destaque submicroscópico da ponte salina.

Para funcionar, a célula deve manter eletricamente neutras as soluções e o circuito fechado. No entanto, verifica-se que, à medida que o zinco se oxida e o cobre se reduz, produz-se $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ na solução do lado esquerdo, ficando carregada positivamente, e que a concentração de íons $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ vai diminuindo na solução do lado direito e, por isso, ficando carregada negativamente. Esta situação impediria o necessário fluxo de elétrons externamente do ânodo para o cátodo.

À medida que a célula funciona, Cl^- move-se para o ânodo (excesso de cargas positivas) e Na^+ desloca-se para o cátodo, mantendo a eletroneutralidade.

A **ponte salina** tem duas funções: garantir o indispensável equilíbrio elétrico dentro de cada uma das soluções e fechar o circuito elétrico.

Passado algum tempo, verifica-se que há uma diminuição de massa do ânodo e um aumento de massa do cátodo (**figura 33**).

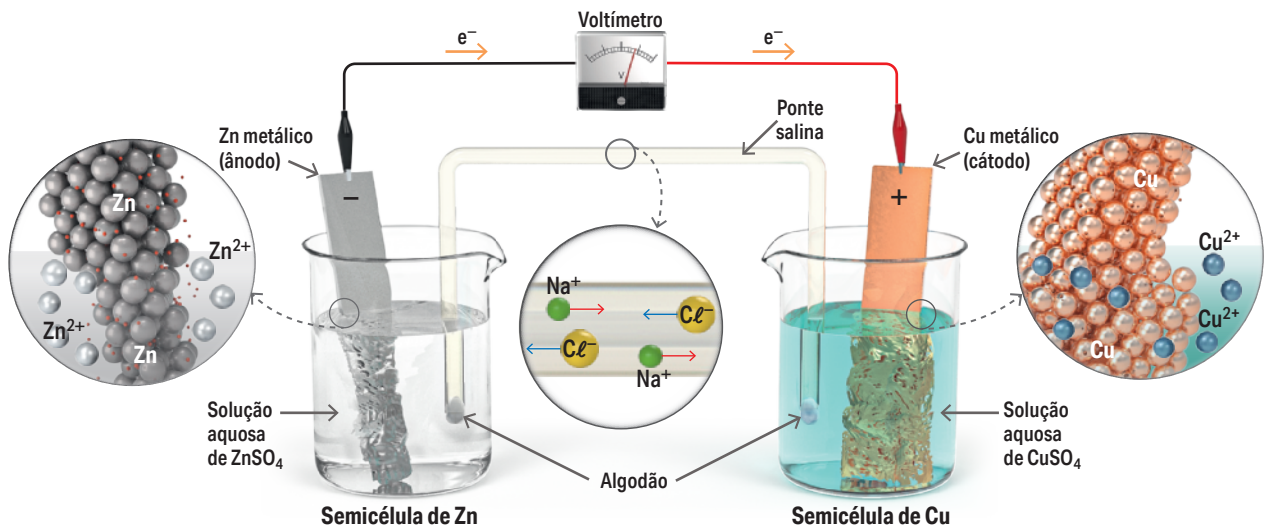
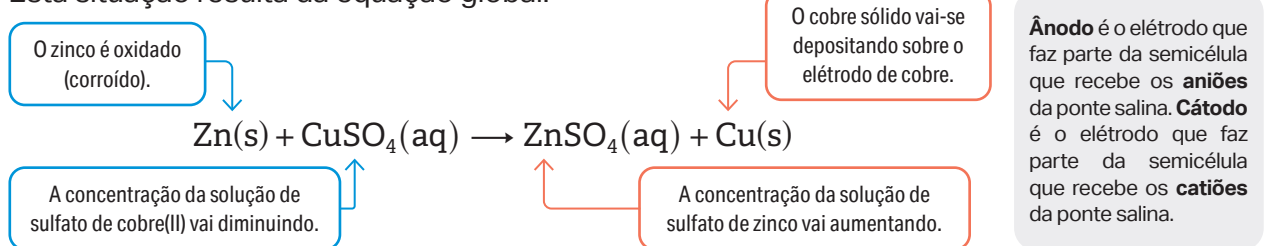


Fig. 33 Diminuição de massa que ocorre no ânodo e aumento de massa numa pilha de Daniell.

Esta situação resulta da equação global:



Exercício resolvido

- 13 Considera a reação global que ocorre numa célula galvânica representada pela seguinte equação:



- 13.1. Identifique o eletrodo que funciona como ânodo e o que funciona como cátodo.
- 13.2. Como eletrólito, foram utilizadas as soluções de nitrato de prata, AgNO_3 , e nitrato de cobre, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Identifica o eletrólito utilizado em cada um dos eletrodos.
- 13.3. Quando se fecha o circuito, o fluxo de eletrões ocorre do ânodo para o cátodo ou do cátodo para o ânodo? Justifica a tua resposta.
- 13.4. Escreve as equações que traduzem as reações ocorridas nos dois eletrodos.
- 13.5. Identifica os dois pares redox envolvidos na célula galvânica.
- 13.6. Sabendo que a ponte salina é constituída por um gel de ágar-ágar com um sal de nitrato de potássio, KNO_3 , identifica o movimento dos iões ao longo da ponte salina e explica a que se deve esse movimento.
- 13.7. Que alterações poderão ser efetuadas na célula voltaica em estudo com vista à substituição da ponte salina? Como funciona essa nova célula?



Resolução:

- 13.1. Cátodo – prata; ânodo – cobre.
- 13.2. A solução aquosa de AgNO_3 é o eletrólito onde se mergulha a placa de prata e a solução aquosa de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ é o eletrólito onde se mergulha a placa de cobre.
- 13.3. Quando se fecha o circuito, o fluxo de elétrons ocorre do ânodo (Cu) para o cátodo (Ag), porque o cobre sofre oxidação, com perda de elétrons, e a prata sofre redução, recebendo esses elétrons.
- 13.4. $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$ e $\text{Ag}^+(\text{aq}) + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$
- 13.5. Cu^{2+}/Cu e Ag^+/Ag
- 13.6. Os íons negativos da ponte salina, NO_3^- , migram para a semicélula onde se encontra o ânodo (Cu), que vai acumulando Cu^{2+} ; os íons positivos, K^+ , migram para a semicélula onde se encontra o cátodo (Ag). Este movimento de íons mantém a eletroneutralidade das soluções e permite a continuidade do fluxo de elétrons no circuito externo.
- 13.7. Se a ponte salina for substituída por uma membrana porosa, continua a existir comunicação iônica entre as semicélulas: os íons atravessam a membrana para compensar os excessos de carga, garantindo o fecho do circuito iônico e o funcionamento da célula.

Célula galvânica versus célula eletrolítica

Uma **célula eletroquímica** é um dispositivo capaz de obter energia elétrica a partir de reações químicas espontâneas ou, por outro lado, de produzir reações químicas (não espontâneas) através do fornecimento de energia elétrica. O primeiro tipo de célula, já estudado, é denominado **galvânica** (ou voltaica) e o segundo **eletrolítica**.

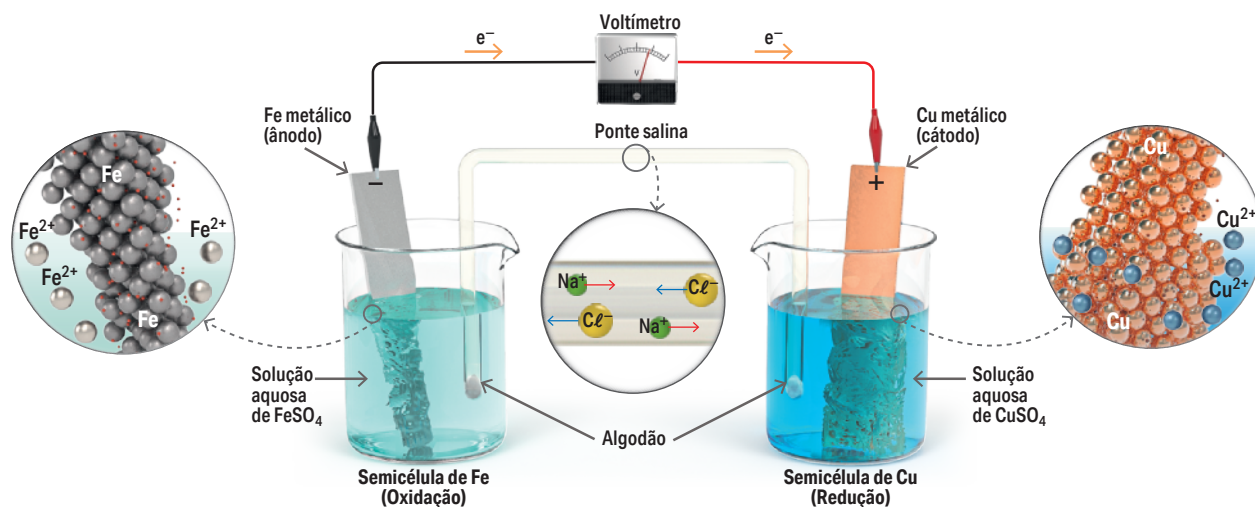


Fig. 34 Célula galvânica.



Vídeo
Célula galvânica
e célula
eletrolítica



Na célula galvânica representada na figura 34 , ocorre:	
oxidação no ânodo – polo \ominus $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$	redução no cátodo – polo \oplus $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu(s)}$
A reação global é: $\text{Fe(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$	

Este **processo é espontâneo**, transformando **energia química em energia elétrica**.

Célula galvânica (ou voltaica) é um dispositivo que transforma energia química em energia elétrica.

Na **célula eletrolítica**, a tensão elétrica estabelecida pela bateria (conjunto de pilhas) faz inverter o sentido da corrente elétrica, com transformação de energia elétrica em energia química.

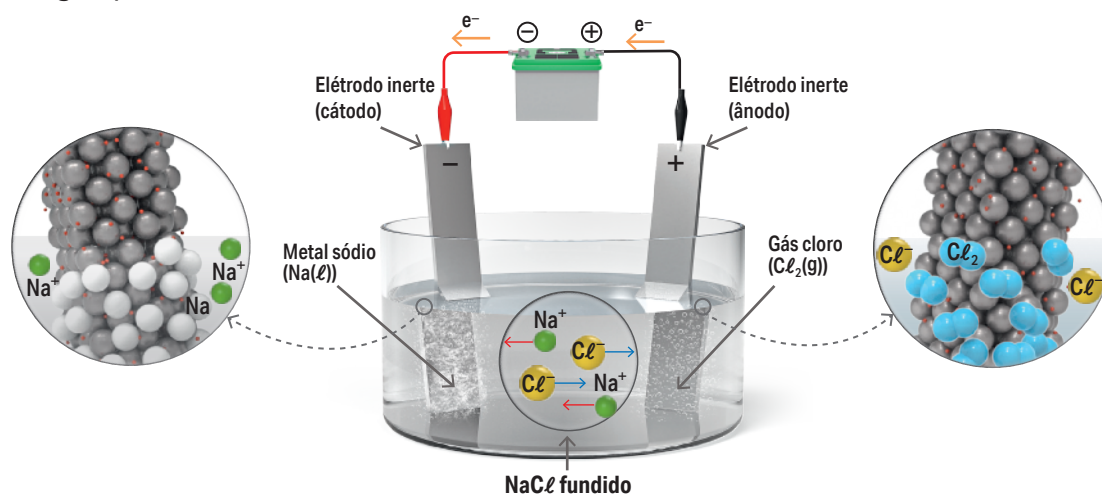


Fig. 35 Célula eletrolítica.

O sentido da corrente elétrica na célula eletrolítica é contrário ao da célula galvânica: na célula galvânica os elétrons fluem do eletrodo negativo para o eletrodo positivo, mas na célula eletrolítica, estes deslocam-se do eletrodo positivo para o eletrodo negativo.

Na célula eletrolítica representada na figura 35 (onde ocorre a eletrólise do cloreto de sódio fundido), ocorre:	
oxidação no ânodo – polo \oplus $2 \text{Cl}^{-}(\ell) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^{-}$	redução no cátodo – polo \ominus $2 \text{Na}^{+}(\ell) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow 2 \text{Na}(\ell)$
A reação global é: $2 \text{Cl}^{-}(\ell) + 2 \text{Na}^{+}(\ell) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{Na}(\ell)$	

Nesta célula, os eletrodos utilizados não intervêm na reação de oxidação-redução, sendo, por isso, eletrodos inertes.

A **célula eletrolítica** é um dispositivo que transforma energia elétrica em energia química (eletrólise).

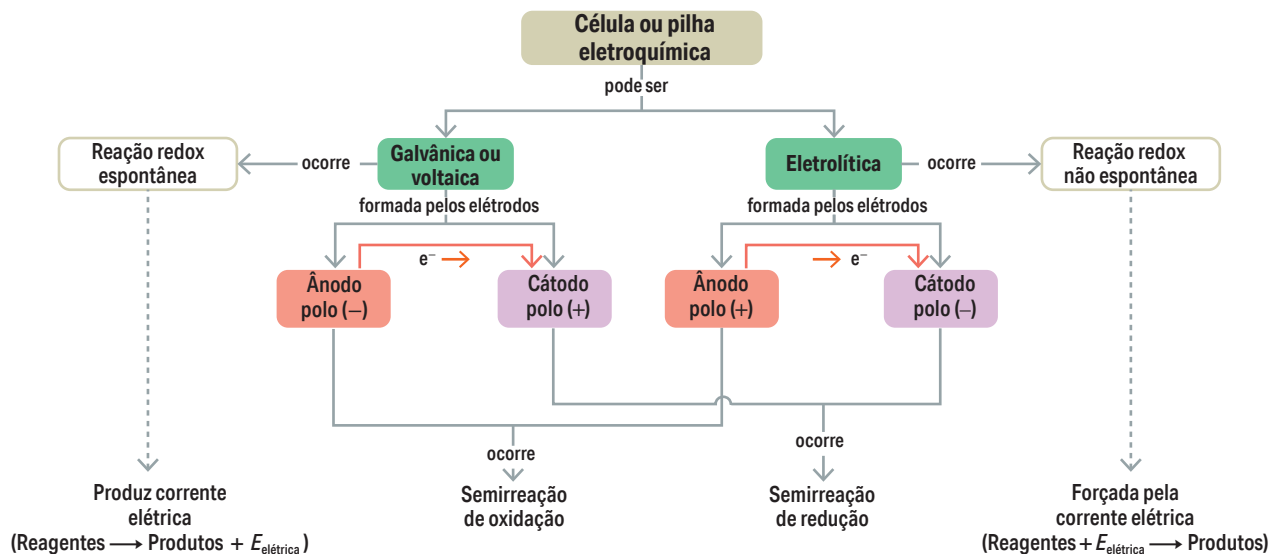


Fig. 36 Diferenças entre célula galvânica e célula eletrolítica.

Exercício resolvido

14 A purificação de cobre metálico é possível fazendo passar uma corrente elétrica por uma solução aquosa de sulfato de cobre(II), de cor azul, durante um determinado intervalo de tempo. Nessa solução, são mergulhados dois eletrodos de cobre metálico, sendo um de cobre impuro. No decorrer do processo, o cobre metálico vai-se depositando sobre um dos eletrodos, ficando livre de impurezas. A figura ao lado mostra esquematicamente o início do processo.



14.1. Indica, justificando, em qual dos eletrodos, A ou B, se depositará cobre metálico purificado.

14.2. A intensidade da cor azul é proporcional à concentração de $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ na solução. Com base nessa informação e no processo descrito, prevê, justificando, se a intensidade da cor azul da solução terá aumentado, permanecido igual ou diminuído relativamente à cor inicial.

Resolução:

14.1. Dado tratar-se de uma célula eletrolítica, será no eletrodo A, que é negativo, onde ocorre a reação: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$

14.2. Sendo uma célula eletrolítica, a cor azul permanece inalterada, pois, para cada Cu^{2+} libertado no ânodo, um outro Cu^{2+} deposita-se no cátodo.

Reatividade dos metais e o potencial-padrão de elétron

No ponto anterior, definimos a força eletromotriz de uma pilha como sendo a tensão elétrica em circuito aberto entre os dois elétrodos, medida num voltímetro. Para melhor compreensão desta definição, consideremos a analogia representada na **figura 36**.

Na barragem, à medida que a água cai de um nível superior para um nível inferior, verifica-se uma diminuição da energia potencial gravítica. Esta diminuição será tanto maior quanto maior for a massa de água e maior for a diferença de alturas entre esses dois níveis.

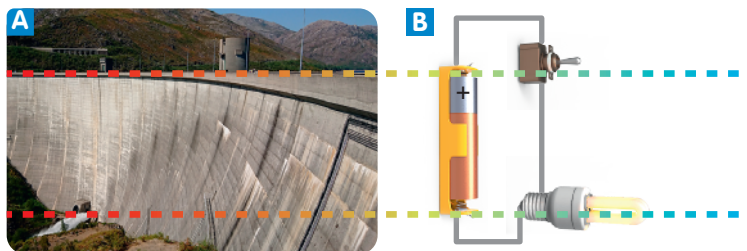


Fig. 37 A diferença de potencial gravítico numa barragem é análoga à tensão elétrica numa pilha: **A** – Barragem vs **B** – circuito elétrico.

Analogamente, dependendo dos materiais que compõem a pilha, esta debitará uma maior ou menor quantidade de energia elétrica. Nesta comparação, a diferença de alturas da água (**figura 37 A**) corresponde à tensão elétrica no circuito elétrico (**figura 37 B**). A tensão elétrica coincide com a força eletromotriz (f.e.m.) da pilha quando se liga diretamente o voltímetro aos terminais da pilha.

Fatores que influenciam a tensão elétrica de uma célula galvânica

A tensão elétrica de uma pilha (célula galvânica) depende da temperatura, da natureza dos eletrólitos e da concentração dos iões envolvidos na reação.

Natureza dos elétrodos

O elétron negativo (ânodo) da célula galvânica repele os eletrões que são atraídos pelo elétron positivo (cátodo). Assim, quanto maior for a tendência do ânodo em ceder eletrões (maior poder redutor) e, simultaneamente, maior a tendência do cátodo em receber eletrões (menor poder redutor), maior será o valor da f.e.m. da célula.

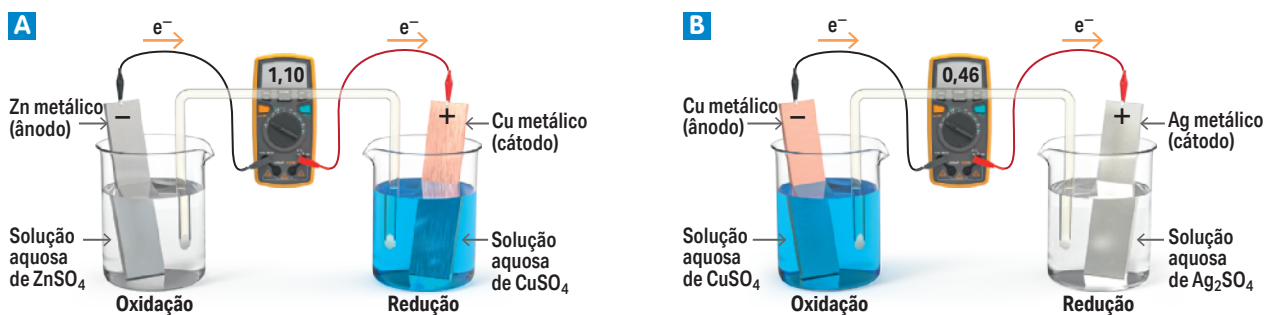
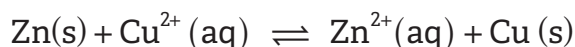


Fig. 38 Força eletromotriz em função dos elétrodos selecionados: **A** – elétrodos de cobre e zinco; **B** – elétrodos de cobre e prata.

Concentração dos íões envolvidos na reação

Continuando com o exemplo da pilha de Daniell (célula de zinco e cobre):



De acordo com o Princípio de Le Châtelier, um aumento da concentração de Cu^{2+} provoca o aumento do poder oxidante do cátodo, favorecendo a redução de Cu^{2+} .



Esta deslocação da reação no sentido direto favorece o funcionamento da pilha e conduz, conseqüentemente, ao aumento do valor da f.e.m. da pilha.

Por outro lado, um aumento da concentração da solução de sulfato de zinco(II), isto é, um aumento da concentração de Zn^{2+} , provoca a deslocação do equilíbrio no sentido inverso, diminuindo o poder redutor do ânodo. Esta situação conduz, em geral, à diminuição da f.e.m. da pilha.

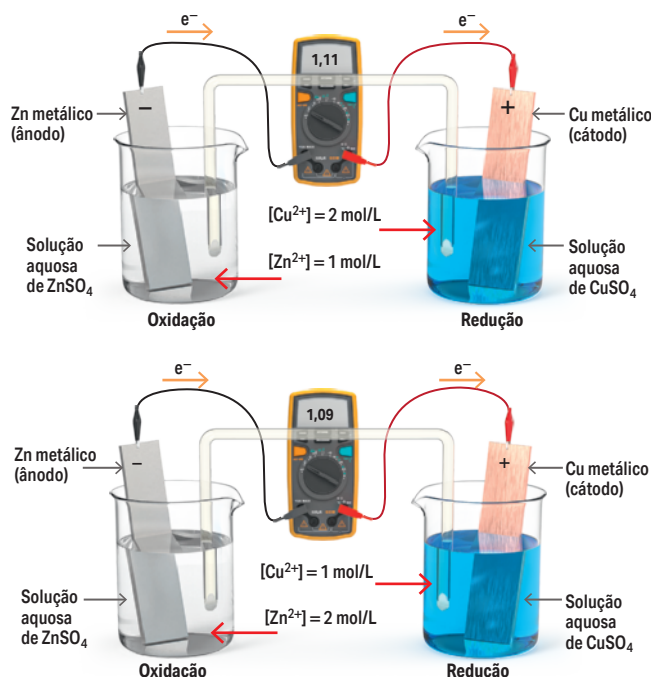


Fig. 39 Força eletromotriz em função da concentração das soluções para soluções aquosas com concentrações diferentes das concentrações-padrão.

Com o decorrer do tempo, a concentração de Cu^{2+} tende a diminuir e a concentração de Zn^{2+} a aumentar. Esta situação explica o facto de o valor da f.e.m. de uma pilha diminuir durante a reação redox (à medida que a pilha se “gasta”).

Temperatura da célula galvânica

A temperatura condiciona, de forma diferente, a maioria das reações químicas, influenciando os respetivos valores da constante de equilíbrio. Assim, influencia também a reação de oxidação-redução que ocorre na pilha, podendo aumentar ou diminuir o valor da f.e.m., dependendo da natureza da célula galvânica. Arbitrariamente, definiu-se 25 °C como a temperatura-padrão das soluções eletrolíticas.

Pressão

No caso das células galvânicas constituídas por um dos eletrodos no estado gasoso (como, por exemplo, de di-hidrogênio), o valor da f.e.m. também depende da pressão.

A **tensão-padrão**, E° , de uma célula galvânica é a tensão elétrica medida em condições-padrão: concentração 1 mol dm^{-3} para soluções, pressão $1,01 \times 10^5 \text{ Pa}$ (1 atm) para gases e temperatura de 25°C (298 K).

Eléttrodo-padrão de hidrogênio

A **figura 40** representa esquematicamente o eletrodo de di-hidrogênio.

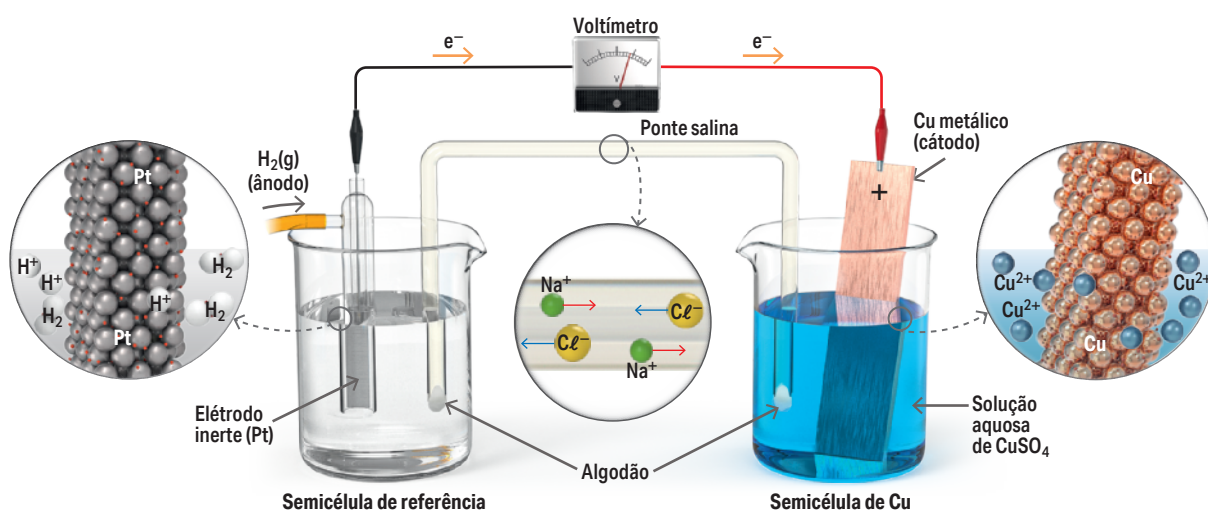


Fig. 40 Eléttrodo de di-hidrogênio a funcionar como ânodo.

As reações que podem acontecer neste eletrodo são:

- se funcionar como ânodo, a **semirreação de oxidação**, traduzida por:



- se funcionar como cátodo, a **semirreação de redução**, traduzida por:



Por convenção, nas condições-padrão ($p_{\text{H}_2} = 1 \text{ atm}$; $[\text{H}^+] = 1 \text{ mol dm}^{-3}$; $T = 25^\circ\text{C}$), o potencial-padrão do eletrodo de di-hidrogênio é zero ($E^\circ = 0,00 \text{ V}$).

Nas condições-padrão, todos os metais poderão ser comparados com o eletrodo de di-hidrogênio (eletrodo-padrão).

O par H^+/H_2 , com potencial-padrão de eletrodo zero, poderá servir como termo de comparação para outros potenciais-padrão de eletrodo.

Potencial-padrão de elétron

Considerando, por exemplo, o zinco, temos:



Fig. 41 Esquema de montagem de uma pilha para a determinação do potencial de elétron de um elemento metálico padrão (neste caso, o zinco).

O valor medido no voltímetro ($-0,76\text{ V}$) é denominado potencial-padrão de elétron (ou potencial-padrão de redução) do zinco e é indicado por E° .

Neste exemplo, as reações são representadas por:

- **Semirreação de redução** $2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$
- **Semirreação de oxidação** $\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
- **Equação global** $\text{Zn}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$

Assim, neste caso, o zinco funciona como polo negativo (ânodo) e o di-hidrogénio como polo positivo (cátodo). No entanto, substituindo o elétron de zinco por outro metal, o di-hidrogénio poderá funcionar como polo negativo:

- elétrons constituídos por metais com maior poder redutor do que o par $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$ funcionam como ânodo e o valor lido no voltímetro será negativo;
- elétrons constituídos por metais com menor poder redutor do que o par $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$ funcionam como cátodo e o valor lido no voltímetro será positivo.

No nosso dia a dia, algumas das pilhas mais comuns são:



Pilha seca (pilha comum), que fornece uma tensão elétrica de 1,5 V.



Pilha alcalina (maior durabilidade), que fornece uma tensão elétrica de 1,55 V.



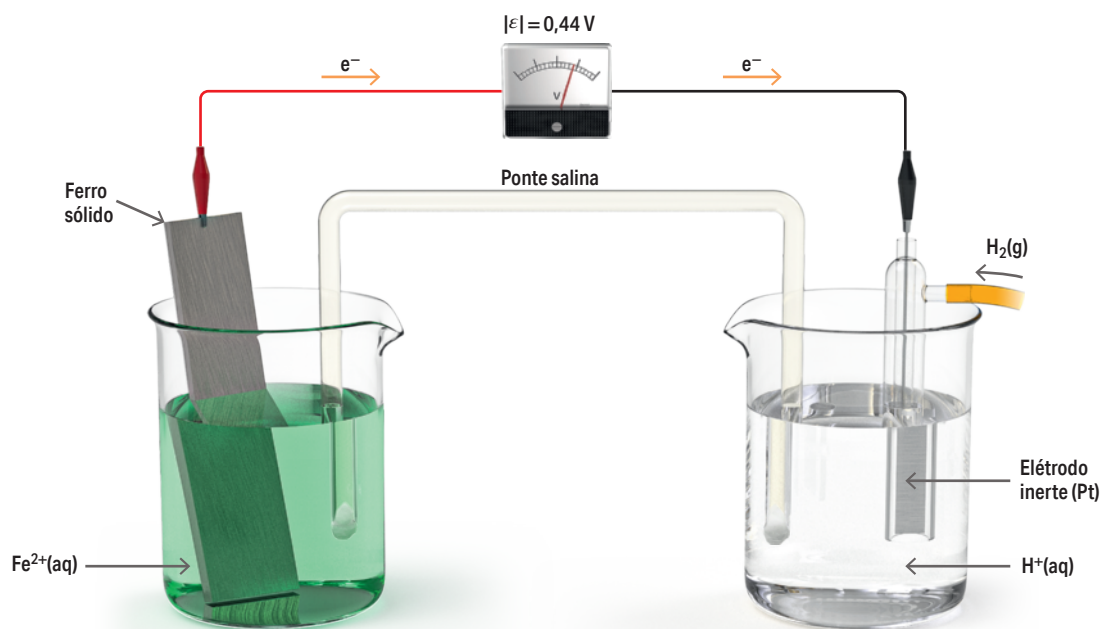
Pilha de mercúrio (na forma de botão), que fornece uma tensão elétrica de 1,55 V.



Bateria de automóvel (recarregada por um alternador), que fornece uma tensão elétrica de 12 V.

Exercício resolvido

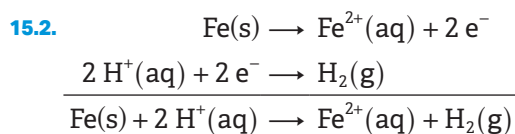
- 15 A figura seguinte representa uma célula constituída pelos elétrodos de ferro e de di-hidrogénio, nas condições-padrão.



- 15.1. Escreve as equações que representam as semirreações ocorridas no cátodo e no ânodo.
- 15.2. Escreve a equação global que traduz a reação de oxidação-redução ocorrida.
- 15.3. Selecciona a opção que completa corretamente a frase seguinte. O ânodo da célula e o potencial-padrão de eléctrodo de ferro são, respetivamente,...
- (A) eléctrodo de ferro e $-0,44\text{ V}$.
- (B) eléctrodo de ferro e $+0,44\text{ V}$.
- (C) eléctrodo de di-hidrogénio e $-0,44\text{ V}$.
- (D) eléctrodo de di-hidrogénio e $+0,44\text{ V}$.

Resolução:

- 15.1. Ânodo – semirreação de oxidação: $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$
 Cátodo – semirreação de redução: $2\text{H}^{+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$



- 15.3. (A). Dado que o ferro sofre oxidação (ânodo), o seu potencial-padrão de eléctrodo será menor do que o do di-hidrogénio, ou seja, terá de assumir um valor negativo.

Extensão das reações redox

Poderá prever-se a maior ou menor extensão de uma reação de oxidação-redução com base na série eletroquímica de potenciais-padrão de elétron. Esta série tem como referência o elétron-padrão de hidrogénio ($E^\circ = 0,00 \text{ V}$) e permite ordenar pares redox consoante os metais (e não metais) e iões metálicos tendem a ceder ou aceitar eletrões.

A **tabela 7** apresenta os potenciais-padrão de elétron (E°) para soluções aquosas 1 mol dm^{-3} a 25°C (298 K) e 1 atm (gases), de qualquer oxidante ou redutor.

Semirreação					
Oxidante			Redutor	$E^\circ \text{ (V)}$	
$\text{Li}^+(\text{aq})$	+	e^-	\rightleftharpoons	$\text{Li}(\text{s})$	-3,05
$\text{K}^+(\text{aq})$	+	e^-	\rightleftharpoons	$\text{K}(\text{s})$	-2,93
$\text{Ba}^{2+}(\text{aq})$	+	2e^-	\rightleftharpoons	$\text{Ba}(\text{s})$	-2,90
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$	+	2e^-	\rightleftharpoons	$\text{Ca}(\text{s})$	-2,87
$\text{Na}^+(\text{aq})$	+	e^-	\rightleftharpoons	$\text{Na}(\text{s})$	-2,71
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$	+	2e^-	\rightleftharpoons	$\text{Mg}(\text{s})$	-2,37
$\text{Be}^{2+}(\text{aq})$	+	2e^-	\rightleftharpoons	$\text{Be}(\text{s})$	-1,85
$\text{Al}^{3+}(\text{aq})$	+	3e^-	\rightleftharpoons	$\text{Al}(\text{s})$	-1,66
$\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$	+	2e^-	\rightleftharpoons	$\text{Mn}(\text{s})$	-1,18
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$	+	2e^-	\rightleftharpoons	$\text{Zn}(\text{s})$	-0,76
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$	+	3e^-	\rightleftharpoons	$\text{Cr}(\text{s})$	-0,74
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+	2e^-	\rightleftharpoons	$\text{Fe}(\text{s})$	-0,44
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq})$	+	2e^-	\rightleftharpoons	$\text{Cd}(\text{s})$	-0,40
$\text{Co}^{2+}(\text{aq})$	+	2e^-	\rightleftharpoons	$\text{Co}(\text{s})$	-0,28
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$	+	2e^-	\rightleftharpoons	$\text{Ni}(\text{s})$	-0,25
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	+	2e^-	\rightleftharpoons	$\text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$	+	2e^-	\rightleftharpoons	$\text{Pb}(\text{s})$	-0,13
$2 \text{H}^+(\text{aq})$	+	2e^-	\rightleftharpoons	$\text{H}_2(\text{g})$	0,00
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq})$	+	2e^-	\rightleftharpoons	$\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	+0,13
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	+	e^-	\rightleftharpoons	$\text{Cu}^+(\text{aq})$	+0,15
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	+	2e^-	\rightleftharpoons	$\text{Cu}(\text{s})$	+0,34
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$	+	e^-	\rightleftharpoons	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0,77
$\text{Ag}^+(\text{aq})$	+	e^-	\rightleftharpoons	$\text{Ag}(\text{s})$	+0,80
$\text{Br}_2(\ell)$	+	2e^-	\rightleftharpoons	$2 \text{Br}^-(\text{aq})$	+1,07
$\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq})$	+	4e^-	\rightleftharpoons	$2 \text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{Cl}_2(\text{g})$	+	2e^-	\rightleftharpoons	$2 \text{Cl}^-(\text{aq})$	+1,36
$\text{Au}^{3+}(\text{aq})$	+	3e^-	\rightleftharpoons	$\text{Au}(\text{s})$	+1,50
$\text{F}_2(\text{g})$	+	2e^-	\rightleftharpoons	$2 \text{F}^-(\text{aq})$	+2,87

Tabela 7 Potenciais-padrão de elétron. Sentido da redução: direto (\rightarrow); sentido da oxidação: inverso (\leftarrow). O potencial de elétron é exclusivamente relativo a semirreações representadas na forma de reduções.

Quanto mais positivo for o potencial-padrão de elétron (E°) de um par conjugado de oxidação-redução, maior é a tendência da substância para ser reduzida (mais forte é o oxidante).

Cálculo da força eletromotriz

Para calcular a f.e.m. de uma pilha, consulta a **tabela 7** da página anterior.

Já vimos que, no caso da pilha de Daniell, em condições-padrão, a f.e.m. é + 1,10 V. Iremos agora aprender a calcular esse valor e, a partir deste exemplo, a determinar a f.e.m. de outras pilhas.

Semirreação de oxidação (ânodo): $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$	Agente redutor: Zn	Potencial-padrão do ânodo: $E_{\text{reductor}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})}^{\circ} = -0,76 \text{ V}$
Semirreação de redução (cátodo): $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu(s)}$	Agente oxidante: Cu^{2+}	Potencial-padrão do cátodo: $E_{\text{oxidante}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})}^{\circ} = +0,34 \text{ V}$
Reação global: $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$		$\Delta E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{oxidante}}^{\circ} - E_{\text{reductor}}^{\circ} \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow \Delta E_{\text{célula}}^{\circ} = +0,34 - (-0,76) \Leftrightarrow$ $\Leftrightarrow \Delta E_{\text{célula}}^{\circ} = +1,10 \text{ V}$

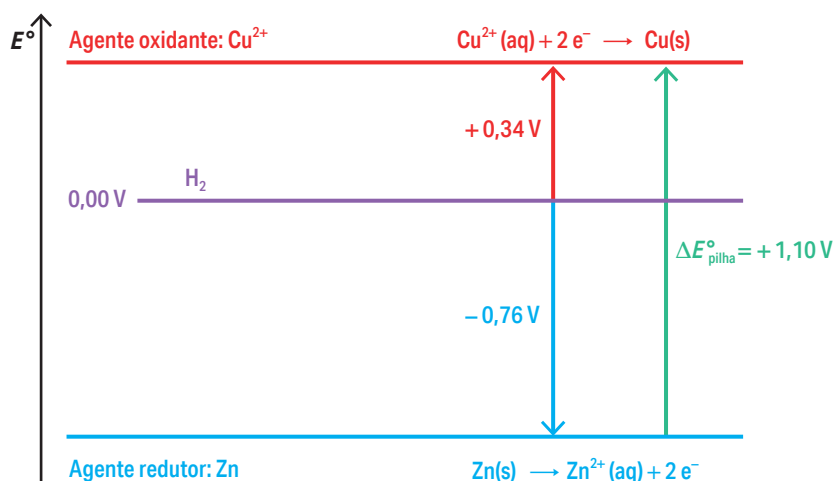


Fig. 42 Determinação gráfica de uma f.e.m. de uma pilha.

A partir deste exemplo, pode concluir-se que todo o elemento ou substância situados mais acima na tabela de potenciais-padrão de redução funciona como redutor em relação a um elemento ou substância que está mais abaixo (funcionando este, então, como oxidante).

A força eletromotriz (f.e.m.), ou potencial elétrico da célula de uma célula galvânica ($\Delta E_{\text{célula}}^{\circ}$), nas condições-padrão, é igual à diferença entre E° do oxidante e do redutor:

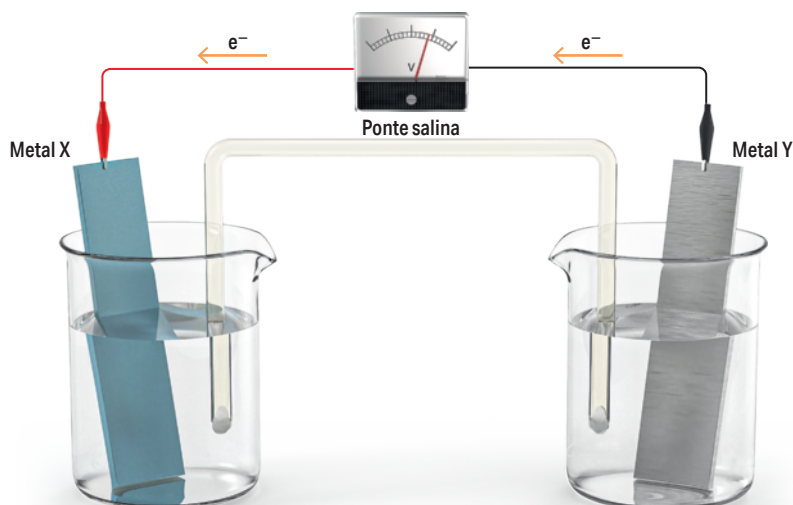
$$\Delta E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{oxidante}}^{\circ} - E_{\text{reductor}}^{\circ}$$

O valor obtido para $\Delta E_{\text{célula}}^{\circ}$ pode ser **positivo** ou **negativo**:

- se $\Delta E_{\text{célula}}^{\circ} > 0$, então, a reação é **espontânea no sentido direto** (o funcionamento da pilha é espontâneo no sentido considerado) – célula galvânica;
- se $\Delta E_{\text{célula}}^{\circ} < 0$, então, a reação **não acontece no sentido direto** (o funcionamento da pilha é espontâneo no sentido contrário ao considerado) – célula eletrolítica.

Exercício resolvido

- 16 Duas placas metálicas, de chumbo e de zinco, são colocadas, respetivamente, em solução aquosa dos seus sais e conectadas a um voltímetro, que regista a tensão elétrica no sistema e um consequente fluxo de eletrões no sentido da placa Y para a placa X.



- 16.1. Faz corresponder as placas X e Y à designação de cátodo e ânodo.
 16.2. Consultando a tabela dos potenciais-padrão de eléctrodo, indica os valores associados aos metais utilizados, nas condições-padrão.
 16.3. Qual dos dois metais sofre oxidação?
 16.4. Faz corresponder as letras X e Y aos metais que representam.
 16.5. Comprova, com base no cálculo do valor da f.e.m. da célula, que a reação é espontânea, no sentido considerado.

Resolução:

- 16.1. Y – ânodo (cede eletrões → oxidação); X – cátodo (recebe eletrões → redução).
 16.2. $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$
 16.3. O zinco, por possuir menor potencial-padrão de eléctrodo.
 16.4. X – Pb e Y – Zn.
 16.5. Zn – oxidação → agente redutor; Pb – redução → agente oxidante

$$\begin{aligned} \Delta E^\circ_{\text{célula}} &= E^\circ_{\text{oxidante}} - E^\circ_{\text{reductor}} \Leftrightarrow \Delta E^\circ_{\text{célula}} = E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) - E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) \Leftrightarrow \\ &\Leftrightarrow \Delta E^\circ_{\text{célula}} = -0,13 - (-0,76) = 0,63 \text{ V} \Leftrightarrow \\ &\Leftrightarrow \Delta E^\circ_{\text{célula}} = +0,63 \text{ V} \end{aligned}$$

Como $\Delta E^\circ_{\text{célula}} > 0$, a reação é espontânea no sentido considerado (de Y para X).

Atividade Investigativa 3

Objetivo

Planificação, discussão do procedimento experimental e construção de uma pilha com determinada tensão elétrica.



1 Contextualiza e prevê

Apresentação e discussão do percurso investigativo a conceber

Esta atividade deve ser realizada em pequeno grupo (2 a 3 alunos). De forma a dar resposta à questão-problema, será necessário conceber um projeto de investigação que deve passar por várias etapas.

I – Discussão sobre os tópicos centrais da temática em questão

Tendo em conta o “contexto teórico” em que se enquadra esta atividade investigativa:

- 1.1. Com os colegas, discute o significado da célula eletroquímica e da pilha galvânica. Enumera outros tópicos importantes a considerar na discussão.
- 1.2. Elabora um pequeno texto/resumo que apresente o enunciado e a definição dos conceitos a aplicar/reforçar ao longo da implementação desta atividade.
- 1.3. Apresenta ao(à) professor(a) o teu texto e responde às questões 1.1. e 1.2.; discute com os teus colegas e com o(a) professor(a) sobre a pertinência e correção das mesmas. Completa e corrige, se necessário, as respostas.

II – Elenco de previsões e variáveis a controlar

Com base na identificação do referencial teórico apresentado e discutido em I:

- 2.1. Define subquestões relacionadas com a questão-problema, que servirão de guia à investigação.
- 2.2. Faz previsões das respostas às questões-problema.
- 2.3. Identifica as variáveis a controlar.

III – Elaboração e discussão do procedimento experimental

Com base nas previsões efetuadas e na identificação das variáveis a controlar:

- 3.1. Sugere um procedimento experimental que permita testar as previsões, enumerando o material necessário.
- 3.2. Discute a tua proposta com o grupo-turma e com o(a) professor(a) e altere-a/ adapte-a, se necessário.

 Manual Digital

Vídeo

Como construir uma pilha com uma determinada tensão elétrica?



2 Observa e conclui

Execução do procedimento experimental proposto, recolha de dados, tratamento de resultados e conclusões

Depois de validada e, se for o caso, adaptada a tua proposta de procedimento:

1. Executa a atividade atendendo ao correto manuseamento do material e reagentes e ao cumprimento das regras de segurança.
2. Elabora uma tabela que permita a recolha de dados de forma organizada.
3. Preenche a tabela com os dados recolhidos.
4. Elabora os cálculos que julgares convenientes.
5. Apresenta as tuas conclusões.

3 Explica e reflete

Reflexões e comunicação de resultados

Após a recolha de dados, tratamento dos resultados e conclusões:

1. Confronta as tuas previsões com os resultados obtidos.
2. Sugere propostas fundamentadas de melhoria/alterações do protocolo para obteres resultados mais consoantes com os esperados.
3. Apresenta e discute as tuas conclusões e reflexões com o grupo-turma.

4 Confronta e sistematiza

Confrontação de resultados e sistematização de conclusões

Após reflexão e comunicação dos teus resultados à turma:

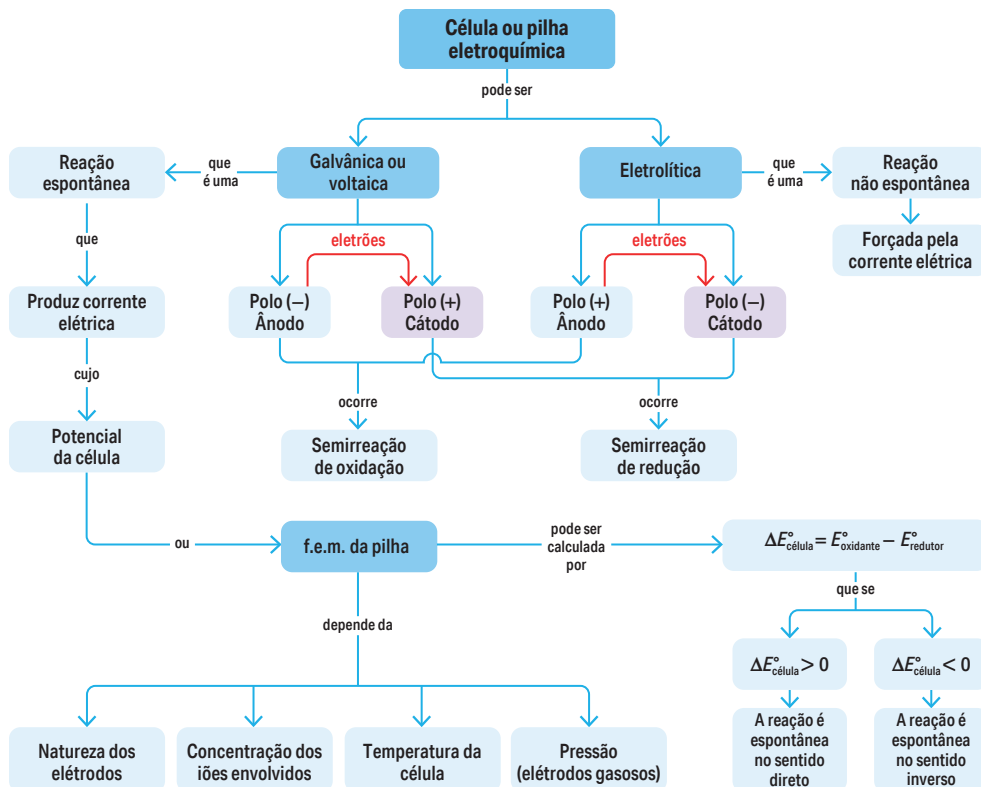
1. Confronta os teus resultados, conclusões e reflexões com os dos restantes grupos de trabalho.
2. Elabora uma síntese das conclusões gerais a partir do contributo de todos os grupos.



Alessandro Volta (1745-1827) e um modelo do seu gerador de energia elétrica que contém vários discos empilhados de zinco e cobre.



Mapa de conceitos



Síntese de conteúdos

- Célula eletroquímica: dispositivo que liga química e eletricidade.
- Célula galvânica/voltaica: reação redox espontânea que gera corrente elétrica. No ânodo (-) ocorre oxidação e é a fonte de elétrons; no cátodo (+) ocorre redução e recebe elétrons. Sentido dos elétrons: ânodo → cátodo (corrente convencional no sentido oposto).
- Célula eletrolítica: usa energia elétrica para forçar reação não espontânea (eletrólise). No ânodo (+) ocorre oxidação, e no cátodo (-) ocorre redução; a fonte externa inverte o sentido natural da corrente, convertendo energia elétrica em energia química.
- A ponte salina/membrana porosa mantém a eletroneutralidade (migração de íons do sal) e fecha o circuito iônico; sem ela, a pilha para.
- Tensão elétrica / f.e.m. (ΔE): diferença de potencial entre eletrodos medida pelo voltímetro (circuito aberto).
- Em regra: quanto mais positivo o E° , maior tendência a reduzir (oxidante mais forte).
- Cálculo da f.e.m.-padrão: $\Delta E^\circ_{\text{pilha}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ânodo}} = E^\circ_{\text{oxidante}} - E^\circ_{\text{reductor}}$
- Critério de espontaneidade: $\Delta E^\circ_{\text{pilha}} > 0 \Rightarrow$ reação espontânea no sentido considerado.
- Fatores que afetam a f.e.m.: natureza dos eletrodos, concentração dos íons, temperatura e, quando há gases, pressão (aplicação do Princípio de Le Châtelier).

Exercícios de aplicação

1 Numa célula galvânica onde intervêm as espécies Fe(s) , $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$, Cu(s) e $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, o sentido convencional da corrente elétrica é do eletrodo de cobre para o eletrodo de ferro. Foram utilizados como eletrólitos soluções aquosas de nitrato de ferro(II) e de nitrato de cobre(II).

1.1. Seleciona a opção que completa a seguinte frase: O cátodo é o eletrodo de, sendo, por isso, o eletrodo

(A) Fe ... negativo

(B) Fe ... positivo

(C) Cu ... positivo

(D) Cu ... negativo

1.2. Indica, justificando, em qual dos eletrodos, ocorre oxidação.

1.3. Estabelece o sentido de migração dos iões na ponte salina.

1.4. Refere o sentido real de movimento dos eletrões.

1.5. Escreve as equações que representam as semirreações que ocorrem:

1.5.1. no cátodo;

1.5.2. no ânodo.

1.6. Escreve a equação global da reação.

1.7. Seleciona a opção que apresenta os pares redox envolvidos na célula:

(A) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe(s)}$ e $\text{Cu(s)}/\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$

(B) $\text{Fe(s)}/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ e $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu(s)}$

(C) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe(s)}$ e $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu(s)}$

(D) $\text{Fe(s)}/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ e $\text{Cu(s)}/\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$

2 Considera a caracterização de duas pilhas X e Y e os potenciais-padrão, referentes a cada um dos eletrodos, apresentados no quadro seguinte.

Pilha X	
$\text{Co}^{3+}(\text{aq}) + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Co}^{2+}(\text{aq})$	$E^\circ = -1,84 \text{ V}$
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn(s)}$	$E^\circ = -0,76 \text{ V}$
Pilha Y	
$\text{S(s)} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}(\text{aq})$	$E^\circ = -0,48 \text{ V}$
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al(s)}$	$E^\circ = -1,66 \text{ V}$

2.1. Determina o valor da f.e.m de cada uma das pilhas.

2.2. Escreve a equação da reação que ocorre na semicélula que constitui o cátodo na pilha X.

2.3. Escreve a equação química da reação que ocorre espontaneamente na pilha Y.

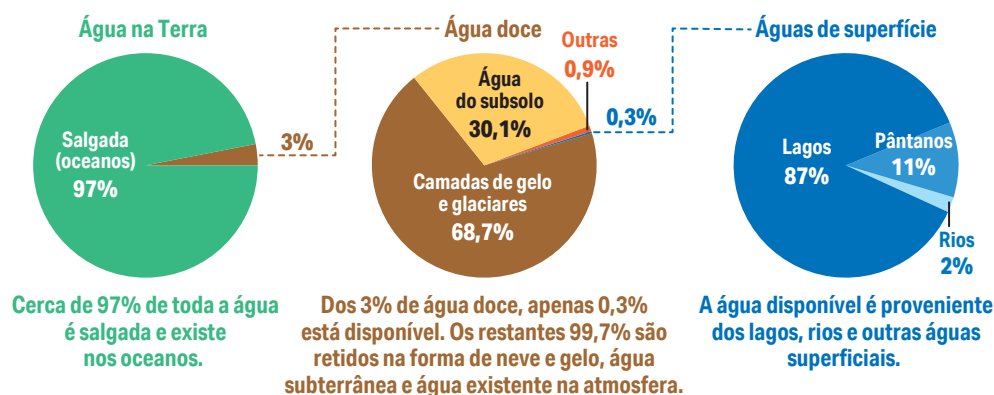
1.3. Solubilidade e reações de precipitação

Mineralização das águas e processo de dissolução

A água é um bem essencial, indispensável à vida da maior parte dos seres vivos e ao desenvolvimento da sociedade humana.

Curiosamente, a percentagem de água que compõe o corpo humano é, em média, muito próxima da percentagem da Terra coberta por água no estado líquido: 70%. Isso equivale a um volume de água próximo de 1400 milhões de km³! Será que esta quantidade é suficiente para toda a humanidade?

Fará sentido a crescente preocupação por parte dos especialistas sobre a escassez da água?



Se imaginarmos que toda a água do planeta está contida num recipiente de 1000 L, o volume de toda a água disponível seria de 0,09 L = 90 mL (meio copo de água!)

Fig. 43 Distribuição da água na Terra.

Os dados da **figura 43** confirmam a preocupação dos especialistas: embora a quantidade de água na Terra seja muito abundante e constante, a percentagem disponível para utilização traduz-se numa escassez muito preocupante em vários países, sobretudo da África e da Ásia, tendo em conta a reduzida quantidade e qualidade das reservas de água doce obtida de lagos, rios e águas superficiais.

No arquipélago de Cabo Verde, a irregularidade das precipitações num clima semiárido, as secas recorrentes e a reduzida capacidade de armazenamento superficial fazem com que a disponibilidade

Fig. 44 Santo Antão. Clima semiárido e relevo insular condicionam a disponibilidade de água e a recarga dos aquíferos.

de água dependa sobretudo de captações subterrâneas e, cada vez mais, da dessalinização da água do mar.

Vídeo

A água e sua importância no planeta e na sociedade humana



A pressão sobre aquíferos costeiros pode conduzir à intrusão salina e à perda de qualidade; por outro lado, perdas nas redes de distribuição e comportamentos de desperdício agravam a escassez. O resultado é uma distribuição desigual do recurso entre ilhas, concelhos e estações.

A quantidade de água no planeta permanece constante. No entanto, a procura crescente de água doce pela sociedade humana, somada a secas prolongadas e comportamentos que vão do desperdício à poluição, levam a uma diminuição das reservas de água e a uma desigual distribuição entre os diferentes países. No caso de Cabo Verde, acentua, ainda, desigualdades de acesso entre comunidades.

Cabo Verde não dispõe de uma vasta rede hidrográfica de caudal permanente: os cursos de água são intermitentes e os reservatórios exigem gestão cuidadosa para minimizar a evaporação e o acumular de sedimentos (areia, siltes, argilas, detritos) no leito de rios, ribeiras, barragens, portos ou charcos, transportados pela água e pelo vento.

Em contrapartida, o país possui uma extensa linha de costa e o oceano é central na vida nacional – na economia (pescas e turismo), na energia (eólica e fotovoltaica associadas à dessalinização) e na sustentabilidade ambiental.

Este enquadramento reforça a necessidade de eficiência hídrica, reutilização segura de águas residuais tratadas, captação de águas pluviais em cisternas e proteção dos aquíferos contra a sobre-exploração e a poluição.

Garantir água de qualidade, em quantidade suficiente, é um desafio científico e cívico com impacto direto na saúde, educação, emprego e coesão social das ilhas.

A ONU (Organização das Nações Unidas) criou, em 2004, o Dia Mundial da Água – 22 de março. Segundo esta organização, três em cada dez pessoas não têm acesso a água potável, mais de 2 mil milhões vivem em países com um elevado nível de stress hídrico e cerca de 4 mil milhões de pessoas passam por uma grave escassez de água potável durante, pelo menos, um mês do ano.

O que distingue a água doce da água salgada?

As águas naturais ou tratadas não são quimicamente puras: são soluções aquosas que, para além da substância H_2O (solvente), com grande poder de dissolução, apresentam outras substâncias dissolvidas (gases e sais minerais) provenientes da atmosfera, do solo e das rochas.



Fig: 45 Praia do Tarrafal, Santiago. A extensa linha de costa sustenta pescas e turismo, mas a água doce local é escassa – recorre-se a captações subterrâneas e dessalinização.

A composição química da água do mar é, em larga medida, consequência das dissoluções, ocorridas desde há 4 mil milhões de anos (altura da constituição da hidrosfera na Terra), de sais minerais e gases provenientes da crosta e do interior da Terra (sais de sódio, magnésio, cálcio, potássio e estrôncio, carbonatos e silicatos), da atmosfera terrestre (sobretudo dióxido de carbono) e das lavas e fumos vulcânicos (cloretos, brometos, dióxido de carbono e compostos de enxofre), que, em grande parte, chegaram (e chegam) ao mar “arrastados” pelos rios e pelas águas das chuvas.

A composição química da água doce (natural ou engarrafada) também resulta da dissolução em água de sais de origem geológica, tais como sais de cálcio, magnésio, potássio e sódio e, ainda, silicatos, carbonatos, hidrogenocarbonatos, cloretos e sulfatos, e do gás dióxido de carbono.

Em Cabo Verde, a mineralização das águas subterrâneas depende de rochas basálticas (fontes de Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+) e do aerosol marinho; a intrusão salina pode elevar Cl^- e Na^+ em captações costeiras. A água produzida por dessalinização é muito pobre em sais e costuma ser remineralizada (adiciona-se $\text{Ca}^{2+} / \text{HCO}_3^-$) para estabilizar o pH e proteger as tubagens. Poeiras saarianas podem contribuir com carbonatos e silicatos finos em reservatórios superficiais.

Os diferentes tipos de águas (doces ou salgadas) são soluções aquosas contendo sais e gases atmosféricos dissolvidos, tais como o dióxigénio e o dióxido de carbono.

Existem outras designações para a **água doce**, tais como:

- **água potável** – água segura para beber porque cumpre os limites legais de qualidade (não tem micróbios perigosos nem substâncias acima do permitido; sabor, cheiro e cor estão dentro do que a lei aceita);
- **água mineral natural** – água subterrânea, captada num local protegido e engarrafada na origem, com composição estável ao longo do tempo. Não passa por tratamentos químicos. Pode ter poucos ou muitos sais (mineralização baixa, média ou alta);
- **água dessalinizada remineralizada** – água do mar dessalinizada à qual se voltam a adicionar pequenas quantidades de sais (por exemplo, cálcio e bicarbonato) para ajustar o pH e proteger as tubagens.



Fig. 46 Santo Antão. Ondas a erodir rochas vulcânicas: iões libertados por dissolução entram no mar.

Atividade Investigativa 4

Que água bebemos em Cabo Verde?

Objetivo

Ler e comparar rótulos/boletins de águas (potável de rede, mineral natural, de nascente e dessalinizada remineralizada), identificando o tipo de água, origem, pH, resíduo seco, condutividade, iões principais e segurança (presença de nitratos/nitritos).

Materiais por grupo

- 3 rótulos/boletins municipais (ex.: água da rede do município, água mineral natural engarrafada, água dessalinizada remineralizada).
- Caneta/marcador; tiras de papel indicador de pH e copo limpo.

Procedimento

- 1 Identificar o tipo de água e a origem/captação indicadas no rótulo/boletim do município.
- 2 Registrar os parâmetros das águas na tabela abaixo.
- 3 Medir o pH com papel indicador e comparar com o valor do rótulo.
- 4 Comparar as amostras e responder às questões.

Tabela de registos

Amostra	Tipo	Origem/ Captação	pH	Resíduo seco (mg/L)	Condutividade ($\mu\text{S/cm}$)	Iões principais (até 3)	Nitratos/ Nitritos (mg/L)	Observações (sabor/cheiro/ cor)
1								
2								
3								

Questões-problema

- 1 Qual das amostras tem mais minerais totais? Em que baseias a tua resposta?
- 2 Qual das amostras tem menos sais (mais "leve")? O que notas em resíduo seco e condutividade?
- 3 As três águas estão com pH próximo de 7? Se uma tiver pH diferente, isso é necessariamente mau? Explica.
- 4 Em Cabo Verde, a água de rede pode ser obtida por dessalinização e remineralização da água do mar. A partir dos dados, qual das amostras se assemelha a esta descrição? Justifica.
- 5 Verifica nitratos/nitritos: estão abaixo dos limites legais no rótulo/boletim? O que isso significa para a segurança da água?

Conclusões

- O que aprendemos sobre tipos de água em Cabo Verde e por que é necessária a remineralização?
- Apresenta, com base nos dados, uma recomendação prática para consumo diário de água.

A principal diferença entre **água doce** e **água salgada** está na **quantidade de sais dissolvidos**.

- A **água do mar** tem **salinidade média** $\approx 3,5\%$, isto é, $\approx 35 \text{ g de sais por kg}$ de água.
- Considera-se **água doce** quando os **sólidos dissolvidos totais** são **inferiores a $0,5 \text{ g L}^{-1}$ (500 mg L^{-1})** – valor que corresponde, aproximadamente, a **1%** da salinidade média dos oceanos ($\approx 0,35 \text{ g por kg}$).
- Entre estes valores, fala-se em **água salobra** ($\approx 0,5 \text{ a } 30 \text{ g L}^{-1}$).

Fig. 47 Salinas de Pedra de Lume, um “laboratório natural” de evaporação e cristalização de sais do mar.



Porque é salgada a água do mar e doce a água dos rios?

A água doce tem origem na chuva que cai sobre a superfície do planeta, abastecendo rios, lagos e aquíferos.

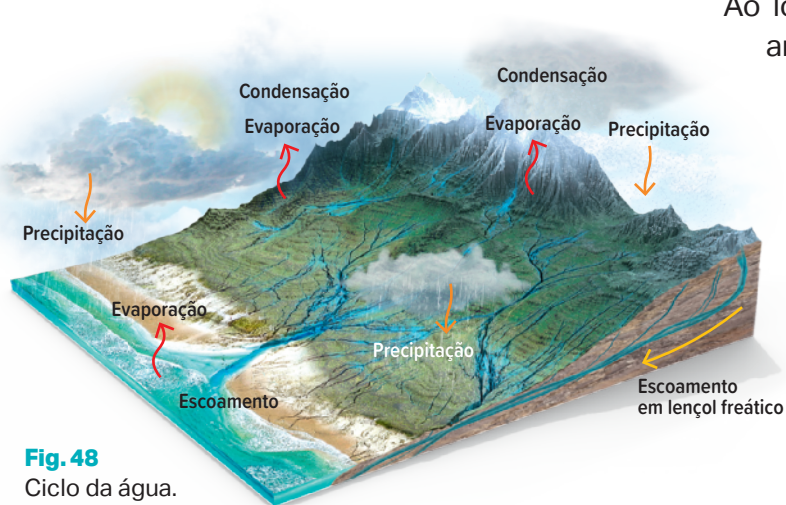


Fig. 48
Ciclo da água.

Ao longo dos 4 mil milhões de anos, à medida que a chuva foi caindo sobre o planeta e percorrendo a sua superfície (provocando a erosão das rochas, erosão esta tão mais intensa quanto maior for a acidez da chuva), arrastou sais minerais até ao oceano, tornando-o progressivamente mais salgado.

Por outro lado, a evaporação mais intensa da água no mar do que nos rios e lagos, a par da maior intensidade vulcânica no fundo do mar do que à superfície da Terra, leva a que ela contenha uma maior concentração destes sais minerais.

A água, pela sua grande capacidade de dissolução (designada, por isso, de solvente universal), arrasta, através da chuva, sais minerais dos continentes para os oceanos.

O que torna o oceano mais salgado é, sobretudo, o facto de a água, ao evaporar, não arrastar os sais dissolvidos para a atmosfera, ficando estes retidos no mar.

Como se explica o aumento da acidez dos oceanos?

A absorção de CO_2 é uma das funções ambientais dos oceanos que é vital para o sistema climático. Devemos aos oceanos a absorção de cerca de 30% do CO_2 que emitimos! A capacidade de absorção do CO_2 sem alterar a acidez da água do mar é, porém, limitada.

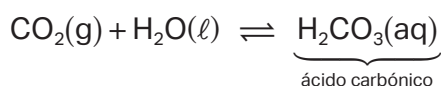
Como já estudámos no subtema *Reações ácido-base*, o aumento contínuo da emissão para a atmosfera deste gás poluente tem vindo a interferir no equilíbrio que mantém o pH da água do mar constante, levando ao preocupante fenómeno do aumento progressivo da acidificação da água do mar, o qual tem implicações muito nefastas na flora e fauna dos oceanos, sobretudo nos corais, crustáceos e moluscos.

A capacidade de dissolução do dióxido de carbono atmosférico pela água, juntamente com o aumento da emissão deste gás para a atmosfera, são responsáveis pelo aumento progressivo da acidez (diminuição de pH) da água do mar.

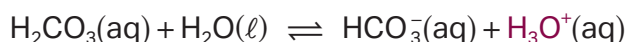
Tal como vimos, a água do mar contém gases dissolvidos provenientes da atmosfera, entre os quais o dióxigénio (O_2) e o dióxido de carbono (CO_2).

Quando o CO_2 entra em contacto com a água, dá-se a formação e posterior ionização do ácido carbónico de acordo com as equações:

- dissolução do dióxido de carbono em água:



- ionização do ácido carbónico em água (reação ácido-base):



Estes equilíbrios demonstram que se a concentração de CO_2 na atmosfera aumentar de forma contínua, os dois equilíbrios deslocam-se para a direita, aumenta a concentração de H_3O^+ e o pH diminui – resultando na acidificação da água do mar.



De que forma o aumento da acidez dos oceanos tem implicações na dissolução de sais?

A acidificação tem consequências geoquímicas diretas porque um meio mais ácido favorece a dissolução de muitos sais minerais:

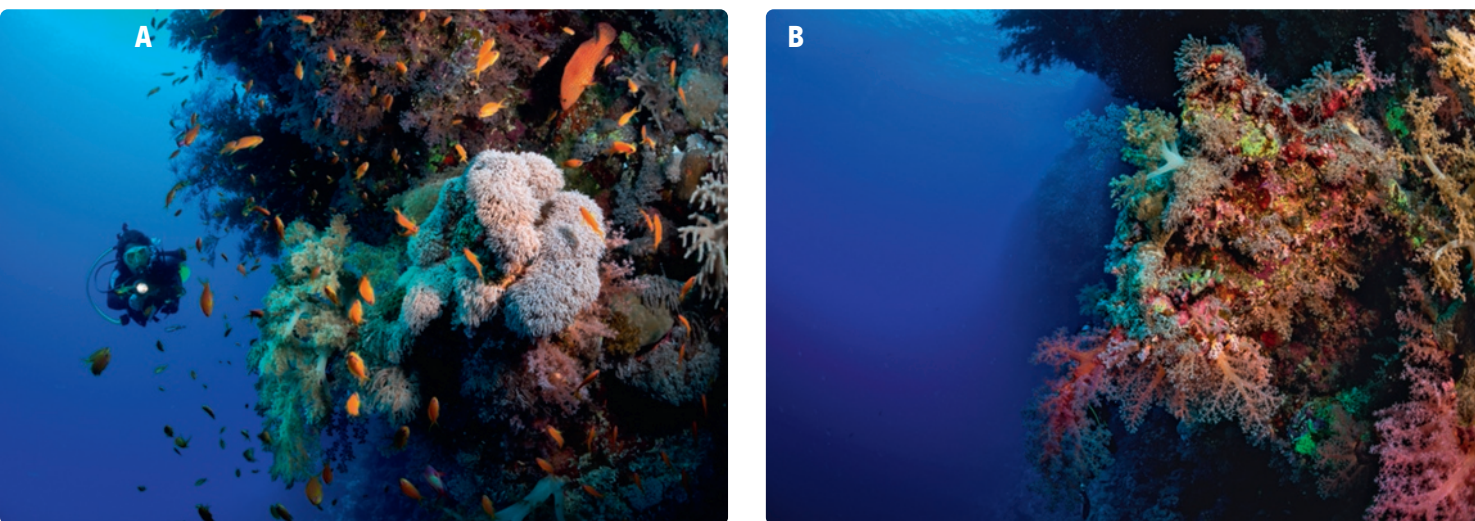
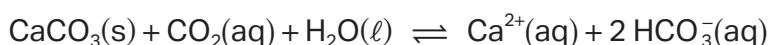


Fig. 49 A – Barreira de coral não afetada e afetada; B – barreira de coral pelo aumento da acidez da água do mar.

- **Sais de cálcio** (ex.: carbonato de cálcio, CaCO_3 , presente em conchas e corais):

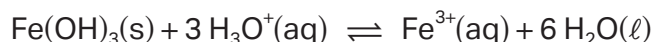


ou, de forma global, na presença de CO_2 :



Uma menor disponibilidade de carbonato de cálcio implica uma maior dificuldade de calcificação.

- **Sais de ferro** nos sedimentos (ex.: hidróxidos/carbonatos):



A dissolução de CO_2 em água (e consequente aumento de H_3O^+) favorece, assim, a dissolução de sais de ferro (aumento da concentração dos íons $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}^{3+}$).

Maior concentração de CO_2 atmosférico \rightarrow maior concentração de CO_2 dissolvido \rightarrow maior concentração de H_3O^+ \rightarrow pH mais baixo, o que favorece a dissolução de sais de cálcio e de ferro e afeta organismos marinhos calcários (corais, moluscos e crustáceos) e processos biogeoquímicos essenciais.

Exercício resolvido

17 Lê o texto seguinte.

Apesar de Cabo Verde dispor de águas subterrâneas e de capacidade de dessalinização de água do mar, a água potável é um recurso escasso e vulnerável. O clima semiárido, a irregularidade da precipitação, a elevada evaporação e a intermitência dos cursos de água explicam a baixa disponibilidade de águas de superfície. Em várias ilhas, a pressão do turismo, do crescimento urbano e da agricultura periurbana aumenta a procura, exigindo gestão eficiente e reutilização segura de águas residuais tratadas.

Ao mesmo tempo, o oceano é central para o país: a zona económica exclusiva, muito superior à área terrestre do arquipélago, sustenta pescas, transportes, turismo costeiro e a própria produção de água por dessalinização. Tornam-se, por isso, estratégicas as ligações entre oceano, energia e água: o recurso às energias eólica e fotovoltaica reduz o custo e a pegada ambiental da dessalinização, contribuindo para a sustentabilidade. Perante este enquadramento, é essencial promover literacia da água e do oceano, com responsabilidades individuais e coletivas: poupar água, proteger os aquíferos (da sobre-exploração, contaminação e intrusão salina), reduzir perdas nas redes e evitar poluição difusa que atinge o mar.



Mindelo, São Vicente: a extensa linha de costa sustenta pescas, transportes e turismo; a água potável depende de captações subterrâneas e dessalinização.

- 17.1. Justifica a afirmação: “água doce” referida no texto não tem sabor doce.
- 17.2. O que distingue a água doce da água salgada?
- 17.3. Sabendo que a quantidade total de água no planeta permanece aproximadamente constante, indica duas razões para a escassez de água no arquipélago.
- 17.4. Aponta duas responsabilidades acrescidas dos cabo verdianos, individuais ou coletivas, face ao oceano e à água.
- 17.5. Escreve a equação de dissolução do principal componente gasoso das águas naturais e a equação de ionização responsável pelo aumento gradual da acidez.

Resolução:

17.1. A “água doce” não contém açúcar; é apenas água com poucos sais dissolvidos, própria para consumo quando cumpre os limites de qualidade.

Tal como a água do mar é uma solução com muitos sais, a água doce é uma solução com poucos sais – o nome refere-se à salinidade, não ao sabor.

17.2. A distinção faz-se pelo conteúdo de sais (sólidos dissolvidos).

- Água do mar: salinidade média $\approx 3,5\%$ (≈ 35 g de sais por kg).
- Água doce: baixa mineralização (tipicamente $< 0,5$ g L⁻¹).

17.3. Razões para a escassez em Cabo Verde (exemplos, quaisquer duas):

- Clima semiárido, chuvas irregulares e elevada evaporação leva a que haja pouca água de superfície.
- Intermitência das ribeiras e armazenamento limitado.
- Sobre-exploração/Contaminação dos aquíferos e intrusão salina em captações costeiras.
- Aumento da procura (turismo, urbanização, agricultura periurbana) e perdas nas redes.

17.4. Responsabilidades (alguns exemplos):

- usar a água com eficiência (poupança doméstica, redução de perdas);
- proteger aquíferos (controlo de captações, prevenção de contaminação e intrusão salina);
- evitar poluição que chega ao mar (óleos, plásticos, descargas);
- apoiar/Requerer energias renováveis na dessalinização e reutilização segura de águas residuais tratadas.

17.5. O principal componente gasoso das águas naturais responsável pelo aumento gradual da sua acidez da água (por originar iões H₃O⁺) é o dióxido de carbono.

- Dissolução do dióxido de carbono em água: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \underbrace{\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})}_{\text{ácido carbónico}}$
- Ionização do ácido carbónico em água: $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

A formação de H₃O⁺ contribui para a acidificação; em pH mais baixo, sais minerais como CaCO₃ e compostos de ferro dissolvem-se mais facilmente.

Vamos salvar os oceanos?

Os objetivos das propostas de atividade de grupo que se seguem são:

- contextualizar e ampliar aprendizagens;
- articular conhecimentos de diferentes disciplinas.

Etapas do desenvolvimento da atividade

1

Dos dois temas propostos, cada grupo de trabalho deverá selecionar apenas um.

2

Recorrendo, se necessário, ao apoio dos professores de Física e Química e de Biologia e Geologia, responder às questões sugeridas.

Tema A

Poluição por dissolução de CO_2

A utilização intensiva de combustíveis fósseis, associada à desflorestação, tem gerado um aumento massivo de gases na atmosfera, ampliando o efeito de estufa, a acidez das chuvas e da água do mar.

As erupções vulcânicas também contribuem com a emissão de dióxido de carbono, ácido carbónico e ácido sulfúrico.

O aumento da temperatura dos oceanos e as mudanças na sua composição química, são as maiores ameaças aos recifes de coral, fundamentais para o equilíbrio do ambiente.

Parte do CO_2 que chega aos oceanos permanece no mar como gás dissolvido, mas grande parte é transformado noutras substâncias, por processos químicos e biológicos:

- Por fotossíntese, nas águas superficiais iluminadas pelo sol, o CO_2 é convertido em matéria orgânica.
- Muitos organismos usam o CO_2 para sintetizar CaCO_3 , constituinte de conchas e esqueletos.
- Outros processos químicos levam à produção de carbonato de cálcio na água.

O Secretário-Geral da ONU, António Guterres, alertou para a necessidade de se atuar rapidamente contra o que designa de uma “guerra contra a Natureza”.

Na 26.ª Conferência das Nações Unidas sobre as Mudanças Climáticas (em novembro de 2021) com vista ao alcance da meta estabelecida no acordo de Paris em 2015, de limitar o aquecimento global em até 1,5 °C, foram acordadas novas medidas, estabelecendo-se compromissos até 2040.

Mantendo as atuais concentrações atmosféricas de CO_2 , em 2100 o pH da água do mar pode diminuir para 7,9, com mudanças dramáticas nas cadeias alimentares marinhas!

Articulando os conhecimentos de Química com os de Biologia e Geologia, respondam às seguintes questões:

1. Planifique e execute uma atividade experimental que dê resposta à seguinte questão-problema:
Como varia o pH da água com a dissolução de dióxido de carbono?
2. O termo “acidificação dos oceanos” refere-se a uma mudança na química dos oceanos em resposta à absorção de dióxido de carbono da atmosfera. A partir da identificação das reações químicas envolvidas e aplicando o Princípio de Le Châtelier, justifique esta afirmação.
3. O vulcão *Cumbre Vieja*, na ilha de Palma, nas Canárias, entrou em erupção em 19 de setembro de 2021. Investigue as possíveis consequências dessa erupção vulcânica na biodiversidade dos oceanos e nas alterações dos organismos marinhos.
4. Apresente as equações químicas que traduzem os processos químicos e biológicos referidos no texto.
5. Faça uma pesquisa, utilizando diferentes fontes, que permita identificar os principais compromissos estabelecidos na 26.ª Conferência das Nações Unidas sobre as Mudanças Climáticas.
6. Elabore uma lista com cinco medidas/atitudes a tomar para reduzir a poluição dos oceanos provocada pela emissão de CO_2 .

3

Recorrendo, se necessário, ao apoio dos professores de Filosofia e de Português, preparar uma intervenção numa palestra dirigida a toda a comunidade escolar sobre o tema: *Proteger e salvar os oceanos.*

4

No grupo-turma, organizar um momento para apresentação dos trabalhos e para a preparação da palestra, convidando, para além dos professores de Física e Química e de Biologia e Geologia, os de Filosofia e de Português.

Tema B

Poluição por descarte de plásticos

Um dos objetivos de desenvolvimento sustentável definidos pela ONU, é reduzir a poluição marinha até 2025. O plástico é um dos principais resíduos que se acumula nos oceanos, lançado diretamente no mar ou provenientes das atividades humanas. Os plásticos e microplásticos (pequenas partículas, de tamanho inferior a cinco milímetros, formadas pelo desgaste dos plásticos) têm um grande impacto económico e ambiental. Estes são ingeridos por aves, peixes e outros organismos marinhos provocando vários danos, podendo mesmo levar à sua morte, afetando toda a cadeia alimentar.

A partir de 2020, com a pandemia de coronavírus, novos itens chegaram ao mar, causando uma ainda maior agressão ao meio ambiente. De acordo com a ONG *Ocean Conservancy*, 94% dos voluntários em limpezas de praias e cursos de água relataram ter encontrado equipamentos de proteção individual. Entre julho e dezembro de 2020, foram

recolhidas quase 110 mil peças, sobretudo máscaras e *face shields*.

De acordo com recentes estimativas, durante a epidemia foram usadas e deitadas fora mundialmente, todos os meses, 129 mil milhões de máscaras descartáveis. Feitas de polipropileno (o mais leve de todos os termoplásticos), cada uma destas máscaras necessita de 300 a 400 anos para se degradar. O uso de máscaras descartáveis no combate à COVID-19 pode corresponder a 25 mil toneladas de plástico que foi parar aos mares todos os meses mundialmente.

Admite-se que as emissões de gases com efeito de estufa relacionadas com a produção e uso de máscaras descartáveis podem chegar a 30 toneladas de CO₂ por tonelada de máscaras.

Nos últimos anos foram desenvolvidos vários projetos que visam contribuir para a remoção dos plásticos e microplásticos dos oceanos.

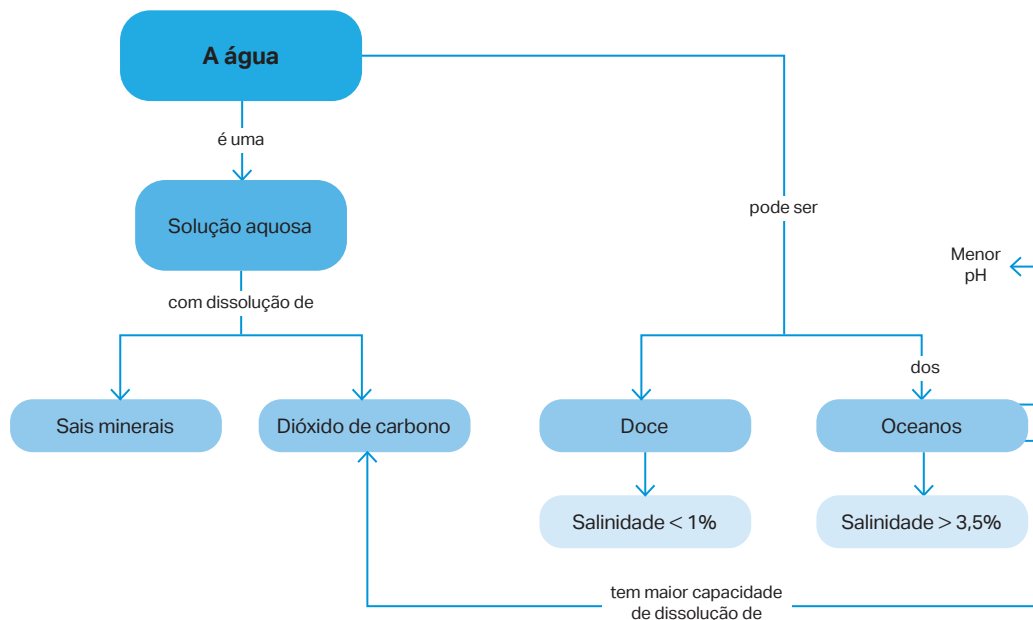
Por ano, cerca de 13 milhões de toneladas de lixo plástico acabam nos oceanos!

Articulando os conhecimentos de Química com os de Biologia, respondam às seguintes questões:

1. Planifique e execute uma atividade experimental que dê resposta à seguinte questão-problema:
Como identificar a presença de microplásticos numa amostra de água do mar?
2. Justifique a seguinte afirmação: *nós comemos o lixo do mar!*
3. O uso crescente de máscaras descartáveis durante a pandemia de COVID-19 tem implicações graves na poluição dos oceanos e, consequentemente, nos ecossistemas marinhos. Escreva um texto que justifique esta afirmação, abordando os seguintes tópicos:
 - identificação dos compostos e/ou partículas poluentes associados ao uso e descarte das máscaras;
 - implicações desses poluentes nos parâmetros químicos da água do mar, explicitando as equações químicas associadas;
 - implicações dessas causas de poluição nos ecossistemas marinhos.
4. Nos últimos anos, vários grupos de investigadores têm-se dedicado ao desenvolvimento de projetos com o objetivo de retirar plásticos e microplásticos dos oceanos. Através da realização de uma pesquisa, utilizando diferentes fontes, identifique três projetos, em curso ou ainda em estudo, com essa finalidade.
5. Elabore uma proposta de projeto para realização de uma campanha de sensibilização, a dinamizar na escola ou na comunidade, com vista a contribuir para a redução e/ou resgate de plásticos na água do mar (ou de um rio) agravados pela pandemia de coronavírus.

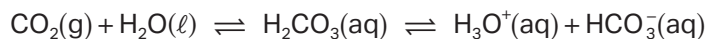


Mapa de conceitos



Síntese de conteúdos

- A água natural (doce ou salgada) é sempre uma solução aquosa: além de H_2O , contém gases e sais minerais dissolvidos (provenientes da atmosfera, do solo e das rochas).
- A água é um excelente solvente: a chuva e as ribeiras dissolvem e transportam iões (Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cl^- , SO_4^{2-} , HCO_3^- , ...) até rios, lagos e oceanos.
- Água do mar vs. água doce:
 - água do mar: salinidade média $\approx 3,5\%$ (≈ 35 g de sais por kg de água).
 - água doce: baixa mineralização (tipicamente $< 0,5$ g L^{-1}).
 - o mar é mais salgado porque a evaporação remove H_2O mas deixa os sais, que se acumulam ao longo do tempo.
- O CO_2 atmosférico dissolve-se na água e estabelece o sistema carbonato:



- A formação de H_3O^+ provoca diminuição do pH (acidificação).
- Mais CO_2 na atmosfera \rightarrow mais CO_2 dissolvido \rightarrow mais H_3O^+ \rightarrow pH mais baixo.
- Consequências da acidificação: favorecimento da dissolução de sais minerais, por exemplo:



dificultando a calcificação de corais e moluscos e alterando também a solubilidade de compostos de ferro nos sedimentos.

Exercícios de aplicação

- 1** A água do mar e a água doce contêm vários sais dissolvidos. A tabela apresenta a concentração de espécies iónicas na água do mar e numa água doce.

Ião	Concentração	
	Água do mar/ g L ⁻¹	Água do doce/ g L ⁻¹
Cl ⁻	19,22	26
Na ⁺	10,70	100,0
SO ₄ ²⁻	2,51	—
Mg ²⁺	1,29	1,9
Ca ²⁺	0,40	2,4
K ⁺	0,39	—

- 1.1.** A partir dos dados da tabela, compara a salinidade da água do mar com a da água doce, calculando a massa total destes iões presentes em 1 L de água do mar e no mesmo volume de água doce.
- 1.2.** Justifica o facto de a água do mar apresentar uma quantidade de sais minerais muito superior à da água de rios e lagos.
- 1.3.** O que significa afirmar que a água do mar contém, em média, 3,5% (em massa) de sais dissolvidos?
- 2** Apesar de a água total do planeta se manter constante, assiste-se a um problema de escassez de água potável.
- 2.1.** Apresenta as principais causas do problema de escassez de água potável no planeta.
- 2.2.** A água é um bem essencial ao desenvolvimento da sociedade humana. Justifica esta afirmação.
- 2.3.** Indica duas medidas individuais ou coletivas com vista a minimizar a escassez da água potável.
- 3** Considera as seguintes equações que acontecem em água do mar:
 $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ e $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
- 3.1.** Explica, em duas frases, por que razão o aumento da concentração de dióxido de carbono na atmosfera tende a diminuir o pH do oceano.
- 3.2.** Indica qualitativamente o que acontece às concentrações relativas de HCO_3^- e CO_3^{2-} quando o pH diminui.
- 3.3.** Escreve a equação que traduz a dissolução de carbonato de cálcio ($\text{CaCO}_3(\text{s})$) em meio mais ácido.
- 3.4.** Refere uma consequência ecológica desta dissolução para corais/moluscos e uma consequência geoquímica (sedimentos, disponibilidade de iões).

Solubilidade de sais em água e equilíbrio de solubilidade

Nas páginas anteriores deste manual, destacámos a grande capacidade de dissolução da água. A solubilidade de compostos iónicos na água não é, no entanto, infinita. Os sais apresentam diferentes solubilidades, existindo para cada sal um limite máximo para a sua dissolução.

Adicionando gradualmente um composto a um determinado solvente, a temperatura e a pressão constantes e sob agitação contínua, verifica-se que a partir de um dado momento não é possível dissolver mais soluto.

Vejamos um exemplo concreto: a solubilidade do sal da cozinha, o cloreto de sódio, NaCl , em água (**figura 50**). Assim:

- quando se adiciona 30,0 g deste sal, a uma temperatura de 20 °C e à pressão atmosférica, a 100 mL (100 g) de água (situação I), verifica-se que todo o soluto é dissolvido;
- adicionando mais 10,0 g do sal à solução anterior, verifica-se um depósito de 4,0 g de soluto e a dissolução de mais 6,0 g do sal (situação II);
- continuando a adicionar mais uma porção de 10,0 g de sal ao conteúdo do gobelé, verifica-se um depósito de 14,0 g de sal por dissolver (situação III).

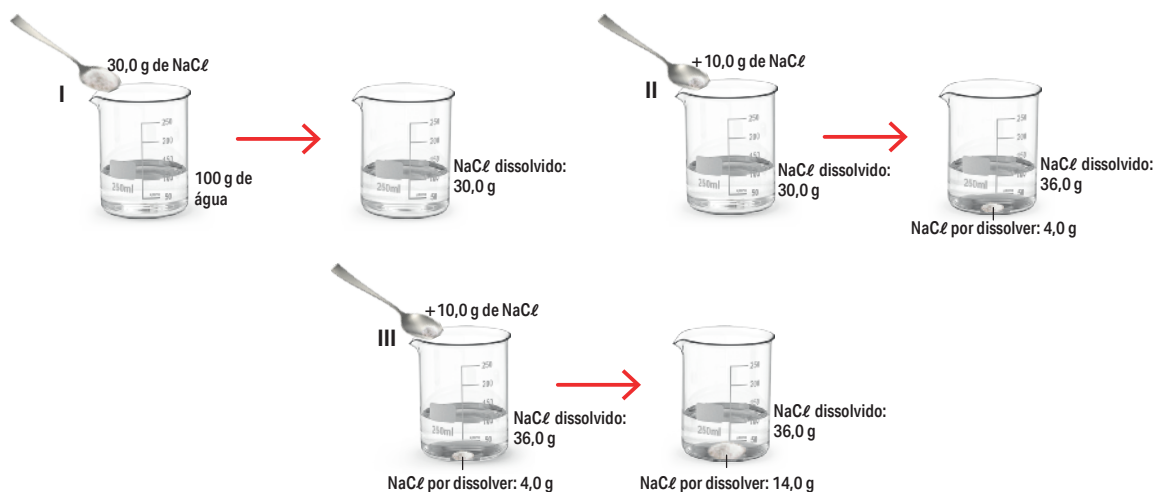


Fig. 50 Solubilidade de um soluto sólido, o NaCl , em água.

Verifica-se, assim, que a solubilidade do NaCl , a 20 °C e à pressão de 1 atm, é 36,0 g / 100 g de água.

A **solubilidade (s)** é a quantidade máxima de soluto (usualmente em massa (g)) que se pode dissolver numa quantidade específica de solvente (usualmente 100 g), em determinadas condições de pressão e temperatura.

A solubilidade pode ainda ser definida, entre outras unidades, em mol dm^{-3} (mol de soluto dissolvido por dm^3 de solvente).

No exemplo em estudo, $s = 36,0 \text{ g} / 100 \text{ g}$ de água significa que em cada 100 g (100 mL) de água, é possível dissolver, no máximo, 36,0 g de NaCl, a 20 °C e à pressão de 1 atm.

Nota que, por exemplo, o açúcar é muito mais solúvel do que o sal de cozinha!

A 20 °C:

$S_{\text{açúcar}} = 200 \text{ g} / 100 \text{ g}$ de H₂O e $S_{\text{NaCl}} = 36 \text{ g} / 100 \text{ g}$ de H₂O

A solubilidade do açúcar em água, a 20 °C é $\frac{200}{36} = 5,6$ vezes superior à do NaCl.



Manual Digital

Vídeo Solubilidade



Exercício Relacionar os conceitos de dissolução e solubilidade

Solução não saturada, saturada e sobressaturada

Continuando com o mesmo exemplo, à temperatura de 20 °C e à pressão atmosférica, considera as situações representadas na **figura 51**. Adicionando menos de 36,0 g de NaCl a 100 mL de água, por exemplo, 30,0 g, verifica-se a dissolução completa do sal (**situação I**), podendo, ainda, dissolver-se mais sal, até ao máximo de 36,0 g (**situação II**). Como já vimos, adicionando uma quantidade de sal superior a 36,0 g (no exemplo estudado, 40,0 g), verifica-se que apenas se dissolvem 36,0 g e o excesso (40,0 g – 36,0 g = 4,0 g) fica depositado no fundo do recipiente – precipitado (**situação III**).

I – Solução não saturada



II – Solução saturada



III – Solução saturada com formação de precipitado



Fig. 51 Solução não saturada e soluções saturadas, sem e com formação de precipitado, de NaCl em água.

Solução não saturada – a concentração da solução (c) é inferior ao valor da solubilidade (s). É possível dissolver mais sal.

Solução saturada – a concentração da solução (c) é igual ao valor da solubilidade (s). É impossível dissolver mais sal.

Solução sobressaturada – a concentração da solução (c) é superior ao valor da solubilidade (s). A sobressaturação de soluções é responsável por fenómenos de cristalização.

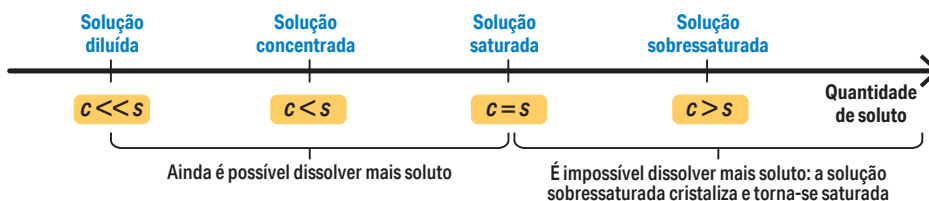


Fig. 52 Classificação de uma solução quanto à quantidade de soluto, num mesmo volume de solvente.

Exercício resolvido

- 18 Em quatro tubos de ensaio, cada um contendo 20 mL de água, foi adicionado dicromato de potássio, $K_2Cr_2O_7$, nas quantidades indicadas no quadro seguinte. Considera que $\rho_{H_2O} = 1,0 \text{ g mL}^{-1}$.

Tubo	(I)	(II)	(III)	(IV)
$m(K_2Cr_2O_7) / \text{g}$	1,0	2,5	5,0	7,0

O rótulo do frasco do reagente indica que a solubilidade do sal, a 20°C , é $12,5 \text{ g} / 100 \text{ g}$ de água.

- 18.1. Comprova que a solução (I) é não saturada e a solução (II) é saturada.
 18.2. Comprova que nos tubos (III) e (IV) precipitam $2,5 \text{ g}$ e $4,5 \text{ g}$ de $K_2Cr_2O_7$, respetivamente.

Resolução:

- 18.1. $\rho_{H_2O} = 1,0 \text{ g mL}^{-1}$

$$\rho = \frac{m}{V} \Leftrightarrow m = 1,0 \text{ g mL}^{-1} \times 20 \text{ mL} = 20 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Massa de soluto para que a solução seja saturada:

$$\frac{12,5 \text{ g de } K_2Cr_2O_7}{100 \text{ g de H}_2O} = \frac{m}{20 \text{ g de H}_2O} \Leftrightarrow m = 2,5 \text{ g de } K_2Cr_2O_7$$

Como é possível dissolver $2,5 \text{ g}$ de soluto em 20 mL de água e apenas está dissolvido $1,0 \text{ g}$ de sal, conclui-se que a solução contida no tubo (I) é não saturada (ou insaturada).

A solução no tubo (II) é saturada, pois a quantidade de sal dissolvido é igual à quantidade máxima que se pode dissolver.

- 18.2. Precipitará a quantidade que excede a quantidade máxima que se pode dissolver no volume em causa:

$$\text{Tubo (III)} \Rightarrow 5,0 - 2,5 = 2,5 \text{ g de } K_2Cr_2O_7$$

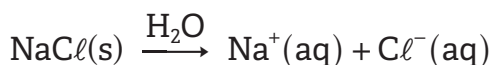
$$\text{Tubo (IV)} \Rightarrow 7,0 - 2,5 = 4,5 \text{ g de } K_2Cr_2O_7$$

Equilíbrio de solubilidade e solubilização de sais

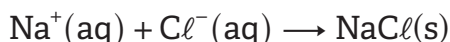
Vimos, no exemplo já estudado, que quando se adicionam $40,0 \text{ g}$ de $NaCl$ a 100 mL de água, após contínua agitação, não é possível dissolver todo o sal, verificando-se um depósito no fundo do recipiente (precipitado) de $4,0 \text{ g}$, dado que a solubilidade do sal, à temperatura e pressão do ensaio, é $36,0 \text{ g} / 100 \text{ g}$ de água.

Esta situação não significa que a dissolução acabou dentro do gobelé. O que se verifica é que na superfície de separação entre os cristais de cloreto de sódio e a solução ocorre uma troca de iões:

- iões do cristal passam para a solução:



- e outros iões regressam à superfície do cristal:



Estes dois processos ocorrem simultaneamente e com a mesma velocidade:



Logo, tal como já estudámos, esta situação caracteriza um equilíbrio químico. Neste caso, um **equilíbrio heterogéneo entre o precipitado** ($\text{NaCl}(s)$) **e os iões do soluto em solução** ($\text{Na}^+(\text{aq})$ e $\text{Cl}^-(\text{aq})$), sendo esta solução aquosa saturada e a concentração dos iões constante.

A expressão da constante de equilíbrio desta reação é:

$$K_c = \frac{[\text{Na}^+(\text{aq})]_e \times [\text{Cl}^-(\text{aq})]_e}{[\text{NaCl}(s)]_e}$$

O equilíbrio químico dinâmico que se estabelece entre um sal e os iões desse sólido iónico em solução saturada é um equilíbrio químico heterogéneo designado por equilíbrio de solubilidade.

Dado que a concentração do sólido puro NaCl é constante, na expressão da constante de equilíbrio apenas constam as concentrações dos iões $\text{Na}^+(\text{aq})$ e $\text{Cl}^-(\text{aq})$, ou seja:

$$K_c \times [\text{NaCl}(s)]_e = [\text{Na}^+(\text{aq})]_e \times [\text{Cl}^-(\text{aq})]_e$$

ou, simplesmente:

$$K_s = [\text{Na}^+]_e \times [\text{Cl}^-]_e$$

Esta constante de equilíbrio é denominada constante de produto de solubilidade ou produto de solubilidade, K_s .

Produto de solubilidade (K_s) é a designação dada à constante de equilíbrio relativa ao processo:

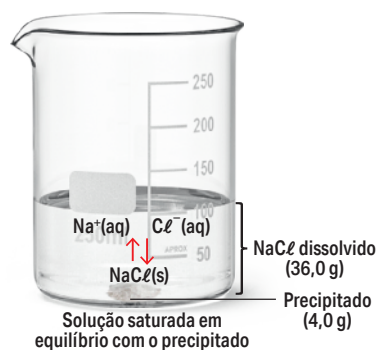
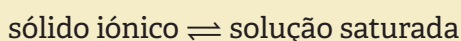


Fig. 53 Adição de 40,0 g de NaCl a 100 mL de H_2O .

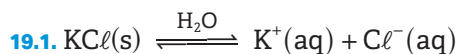
Manual Digital

Vídeo
Produto de solubilidade



Fórmula química	K_s
CaSO_4	$7,1 \times 10^{-5}$
PbCl_2	$1,6 \times 10^{-5}$
CaCO_3	$5,0 \times 10^{-9}$
AgCl	$1,8 \times 10^{-10}$
BaSO_4	$1,1 \times 10^{-10}$
CaF_2	$3,9 \times 10^{-11}$
Ag_2CO_3	$8,5 \times 10^{-12}$
CuI	$1,1 \times 10^{-12}$
AgBr	$5,0 \times 10^{-13}$
AgI	$8,3 \times 10^{-17}$
AlPO_4	$9,8 \times 10^{-21}$
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$1,3 \times 10^{-32}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$2,6 \times 10^{-39}$

Tabela 8 Produtos de solubilidade em água de alguns sais pouco solúveis, a 25 °C.

Resolução:**19.2. (C)**

Etapa A – Massa de KCl dissolvida em $1,00 \text{ dm}^3$

$$\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1,00 \text{ g/mL} = 1,00 \times 10^3 \text{ g dm}^{-3}$$

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho \times V = 1,00 \times 10^3 \text{ g dm}^{-3} \times 1 \text{ dm}^3 = 1,00 \times 10^3 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Do gráfico verifica-se que $s(\text{KCl}) = 26,0 \text{ g de KCl}/100 \text{ g de H}_2\text{O}$

$$\frac{26,0 \text{ g de KCl}}{100 \text{ g de H}_2\text{O}} = \frac{m}{1,00 \times 10^3 \text{ g de H}_2\text{O}} \Leftrightarrow m = 26,0 \times 10 \text{ g de KCl}$$

Etapa B – Solubilidade em mol dm^{-3}

$$s = \frac{n}{V} = \frac{\left(\frac{26,0 \times 10}{74,55}\right) \text{ mol}}{1,00 \text{ dm}^3} = \frac{26,0 \times 10}{74,55} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$19.3. s(\text{KCl})_{50^\circ\text{C}} = \frac{30,0 \times 10}{74,55} = 4,02 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$n(\text{KCl}) = s(\text{KCl})_{50^\circ\text{C}} \times V = 4,02 \text{ mol dm}^{-3} \times 0,250 \text{ dm}^3 = 1,00 \text{ mol}$$

$$19.4. s(\text{KCl})_{20^\circ\text{C}} = \frac{26 \times 10}{74,55} = 3,49 \text{ mol dm}^{-3} \quad \text{e} \quad s(\text{KCl})_{50^\circ\text{C}} = \frac{30,0 \times 10}{74,55} = 4,02 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$K_s(\text{KCl}) = [\text{K}^+]_e \times [\text{Cl}^-]_e = s \times s = s^2$$

$$K_s(\text{KCl})_{20^\circ\text{C}} = 3,49^2 = 12,2 \quad \text{e} \quad K_s(\text{KCl})_{50^\circ\text{C}} = 4,02^2 = 16,2$$

19.5. O processo de dissolução do cloreto de potássio é endotérmico, dado que K_s aumenta com o aumento da temperatura.

Para sais com a mesma estequiometria, quanto menor for o valor de K_s , menor será a solubilidade do sal (menor é a extensão da reação no sentido direto).

A 25°C , qual será o produto de solubilidade, K_s , em água para o NaCl?

Dado que, na solução saturada, existem 36,0 g (0,616 mol) de NaCl em 100 mL de solução, convertendo este valor para concentração molar vem: $s = 6,16 \text{ mol dm}^{-3}$. A concentração de cada um dos iões, respeitando as proporções estequiométricas (1 : 1) será $6,16 \text{ mol dm}^{-3}$. Assim:

	$\text{NaCl}(s) \rightleftharpoons \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$		
$C_{\text{início}}$	—	0	0
$C_{\text{equilíbrio}}$	—	s	s

$$K_s = [\text{Na}^+]_e \times [\text{Cl}^-]_e$$

$$K_s = s \times s = s^2 \Leftrightarrow K_s = 6,16^2 = 37,9$$

Conhecendo o valor da solubilidade (s) de um sal, a uma dada temperatura, é possível determinar o seu produto de solubilidade (K_s), e vice-versa, a essa temperatura.

A expressão que relaciona a solubilidade (s) de um sal com o seu produto de solubilidade (K_s) depende da fórmula molecular do sal e, conseqüentemente, da proporção estequiométrica com que os iões se encontram na solução saturada. A **tabela 9** apresenta alguns exemplos.

Sal	Equação de dissociação	K_s	s
AgBr	$\text{AgBr}(s) \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$	$K_s = [\text{Ag}^+]_e \times [\text{Br}^-]_e \Leftrightarrow K_s = s \times s = s^2$	$s = \sqrt{K_s}$
CaF ₂	$\text{CaF}_2(s) \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^-(\text{aq})$	$K_s = [\text{Ca}^{2+}]_e \times [\text{F}^-]_e^2 \Leftrightarrow K_s = s \times (2s)^2 = 4s^3$	$s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$
FeCl ₃	$\text{FeCl}_3(s) \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^-(\text{aq})$	$K_s = [\text{Fe}^{3+}]_e \times [\text{Cl}^-]_e^3 \Leftrightarrow K_s = s \times (3s)^3 = 27s^4$	$s = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}}$
Al ₂ O ₃	$\text{Al}_2\text{O}_3(s) \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{O}^{2-}(\text{aq})$	$K_s = [\text{Al}^{3+}]_e^2 \times [\text{O}^{2-}]_e^3 \Leftrightarrow K_s = (2s)^2 \times (3s)^3 = 108s^5$	$s = \sqrt[5]{\frac{K_s}{108}}$

Tabela 9 Relação entre s e K_s para alguns exemplos de sais.

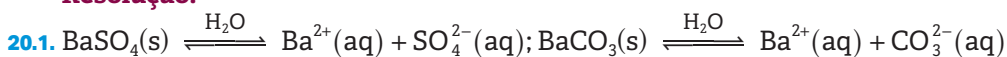
Exercício resolvido

- 20 Os sais constituídos pelo mesmo catião podem apresentar solubilidades muito distintas em água. Por exemplo, o sulfato de bário, BaSO_4 ($s = 0,0024 \text{ g dm}^{-3}$), apresenta muito menor solubilidade do que o carbonato de bário, BaCO_3 ($K_s = 8,0 \times 10^{-9}$), composto muito tóxico usado como veneno para ratos. É por isso que o BaSO_4 pode ser ingerido sem perigo para a saúde e utilizado como contraste em exames de radiologia.



- 20.1. Escreve as equações de dissociação dos dois sais.
 20.2. Determina o produto de solubilidade do sulfato de bário.
 20.3. Comprova, com cálculos, a maior solubilidade do carbonato de bário.

Resolução:



20.2. Etapa A – Solubilidade em mol dm^{-3}

$$M(\text{BaSO}_4) = 233,39 \text{ g mol}^{-1}; s = 0,0024 \text{ g dm}^{-3} = \frac{0,0024 \text{ g}}{233,38 \text{ g mol}^{-1}} = 1,03 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$

Etapa B – Cálculo de K_s

$$K_s(\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}]_e \times [\text{SO}_4^{2-}]_e \Leftrightarrow K_s = s \times s \Leftrightarrow K_s = (1,03 \times 10^{-5})^2 \Leftrightarrow K_s \approx 1,1 \times 10^{-10}$$

- 20.3. Etapa A – Cálculo da solubilidade de BaCO_3

$$K_s(\text{BaCO}_3) = [\text{Ba}^{2+}]_e \times [\text{CO}_3^{2-}]_e \Leftrightarrow K_s = s \times s = s^2 \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow s = \sqrt{K_s(\text{BaCO}_3)} = \sqrt{8 \times 10^{-9}} = 8,9 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$

Etapa B – Comparação da solubilidade de BaSO_4 e BaCO_3

$$\frac{s(\text{BaCO}_3)}{s(\text{BaSO}_4)} = \frac{8,9 \times 10^{-5}}{1,03 \times 10^{-5}} = 8,6$$

O carbonato de bário é 8,6 vezes mais solúvel do que o sulfato de bário, à mesma temperatura.

Exercício
 Calcular a quantidade máxima de uma substância que é possível dissolver numa solução

Com base nas concentrações dos iões presentes em solução e no produto de solubilidade, como avaliar a formação de precipitado?

Continuando com o exemplo da solução aquosa de NaCl , considera as situações I, II e III da **figura 54**. Multiplicando as concentrações de cada um dos iões que constituem o sal e comparando o valor obtido com o de K_s , podemos avaliar se há formação de precipitado.

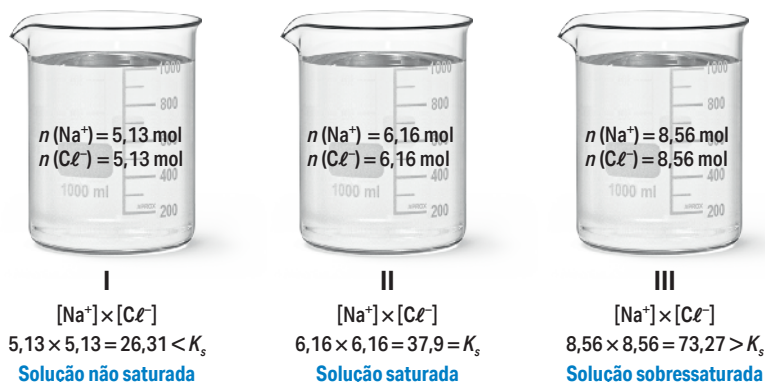


Fig. 54 Comparação entre Q_s e K_s em diferentes soluções aquosas de NaCl .

Na situação III, precipitará NaCl até que $[\text{Na}^+] \times [\text{Cl}^-]$ seja igual a 37,9 (igual a K_s).

De um modo análogo ao que vimos noutros equilíbrios, ao produto $[\text{Na}^+] \times [\text{Cl}^-]$ atribui-se a designação de quociente da reação: $Q_s = [\text{Na}^+] \times [\text{Cl}^-]$.

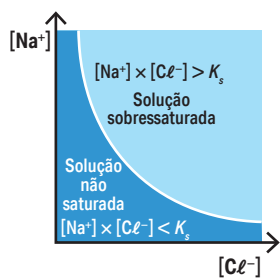


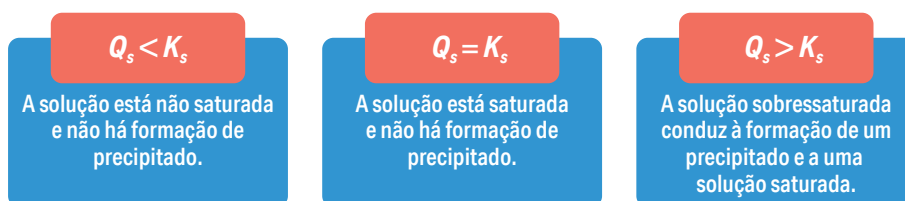
Fig. 55 Relação entre $[\text{Na}^+]$ e $[\text{Cl}^-]$ numa solução aquosa de NaCl .

Dado que K_s é constante para cada temperatura, é possível representar graficamente a relação entre a concentração dos dois iões:

$$[\text{Na}^+] = \frac{K_s}{[\text{Cl}^-]_e}$$

Os pontos pertencentes à curva do gráfico (linha a branco) são aqueles para os quais $[\text{Na}^+] \times [\text{Cl}^-] = K_s$, correspondendo ao caso em que a solução é saturada.

Em resumo e genericamente:



Exercício resolvido

- 21** O conhecimento do produto de solubilidade de um sal permite prever se uma dada quantidade desse sal (que pode resultar da mistura de duas soluções contendo os seus iões) se dissolve totalmente num determinado volume de solvente ou se há formação de um precipitado.
- 21.1.** Numa solução aquosa de cloreto de sódio (NaCl) de concentração $0,001 \text{ mol dm}^{-3}$, foi adicionada a quantidade mínima suficiente de nitrato de prata (AgNO_3), para provocar a precipitação do cloreto de prata, AgCl ($K_s = 2 \times 10^{-10}$). Determina a concentração dos catiões prata no instante em que se inicia a formação de precipitado AgCl .
- 21.2.** Num outro ensaio, adicionou-se 100 mL de uma solução aquosa de sulfato de potássio, K_2SO_4 , de concentração $3,0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$, com 50 mL de uma solução aquosa de cloreto de bário, BaCl_2 , de concentração $4,0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$. Verifica se ocorre a formação do precipitado BaSO_4 ($K_s = 1,1 \times 10^{-10}$).

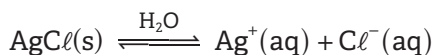
Resolução:

- 21.1.** Sendo NaCl muito solúvel em água:

$$[\text{Cl}^-] = [\text{NaCl}] = 0,001 \text{ mol dm}^{-3}$$

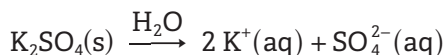
A quantidade mínima de AgNO_3 para iniciar formação do precipitado será tal que garanta que a solução se encontre saturada (em iões Na^+ e Cl^-).

De acordo com o equilíbrio representado por:

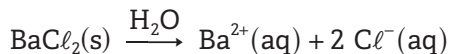


$$K_s = [\text{Ag}^+]_e \times [\text{Cl}^-]_e \Leftrightarrow [\text{Ag}^+]_e = \frac{K_s}{[\text{Cl}^-]_e} \Leftrightarrow [\text{Ag}^+]_e = \frac{2 \times 10^{-10}}{0,001} = 2 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$$

- 21.2.** Sendo K_2SO_4 e BaCl_2 sais muito solúveis em água, então:

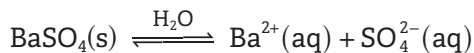


$$n(\text{K}_2\text{SO}_4) = c \times V = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3} \times 0,100 \text{ dm}^3 = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$



$$n(\text{BaCl}_2) = c \times V = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3} \times 0,050 \text{ dm}^3 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Equilíbrio de solubilidade:



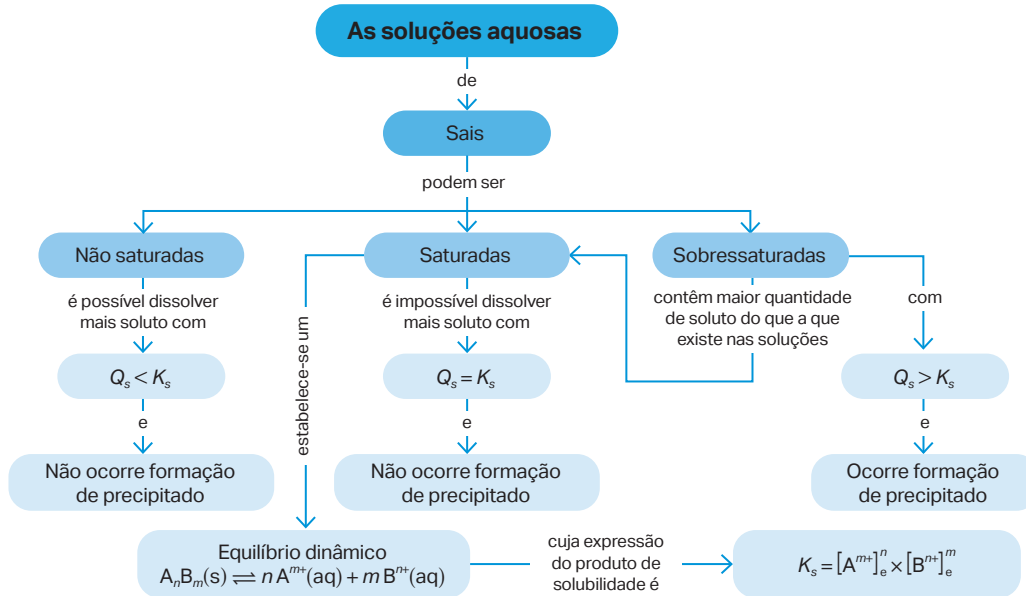
Da estequiometria da dissociação: $n(\text{SO}_4^{2-}) = n(\text{K}_2\text{SO}_4)$ e $n(\text{Ba}^{2+}) = n(\text{BaCl}_2)$

É possível prever a formação do precipitado de sulfato de bário, por comparação do quociente da reação, Q_s , com a constante de produto de solubilidade, K_s .

$$Q_s = [\text{Ba}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{2,0 \times 10^{-3}}{0,150} \times \frac{3,0 \times 10^{-3}}{0,150} = 2,7 \times 10^{-4}$$

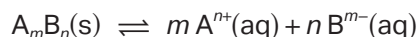
Como $Q_s(2,7 \times 10^{-4}) > K_s(1,1 \times 10^{-10})$, ocorrerá formação do precipitado BaSO_4 .

Mapa de conceitos



Síntese de conteúdos

- Solubilidade (s): quantidade máxima de soluto que se dissolve num dado solvente, a uma temperatura e pressão fixas. Usos comuns: g de soluto / 100 g de solvente ou mol dm^{-3} (mol de soluto dissolvido por dm^3 de solvente).
- Solução não saturada: $c < s \rightarrow$ o soluto ainda se dissolve; saturada: $c = s \rightarrow$ estabelece-se equilíbrio dinâmico entre o sólido e os iões em solução; sobressaturada: $c > s$ (estado metastável), pequenas perturbações provocam cristalização.
- O equilíbrio para um sal iónico puro é heterogéneo (fase sólida+fase aquosa).
- Para um sal genérico $A_n B_m(s)$ que, em água, dá:



define-se:

$$K_s = [A^{n+}]^m \times [B^{m-}]^n$$

K_s pequeno \rightarrow sal pouco solúvel; K_s elevado \rightarrow mais solúvel (à mesma T).

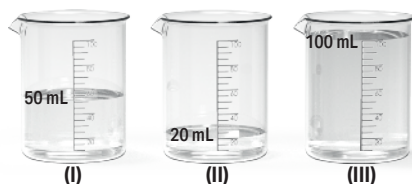
- Para verificar se há precipitação/dissolução, calcula-se o produto iónico:

$$Q_s = [A^{n+}]^m \times [B^{m-}]^n$$

- Se $Q_s < K_s$: pode dissolver mais; $Q_s = K_s$: saturada; $Q_s > K_s$: ocorre precipitação até $Q_s = K_s$.
- Conhecendo o valor da solubilidade (s) de um sal, a uma dada temperatura, é possível determinar o seu produto de solubilidade (K_s), e vice-versa, a essa temperatura.
- É possível avaliar se há formação de precipitado por comparação do quociente da reação com o produto de solubilidade: se $Q_s < K_s$, a solução está não saturada e não há formação de precipitado; se $Q_s = K_s$, a solução está saturada e não há formação de precipitado; se $Q_s > K_s$, a solução sobressaturada conduz à formação de um precipitado e a uma solução saturada.

Exercícios de aplicação

- 1** Preparou-se três soluções, utilizando 10,0 g de tricloreto de alumínio, $AlCl_3$, em diferentes volumes de água, à temperatura de 20 °C, de acordo com a informação seguinte. Dado: $\rho_{H_2O} = 1,0 \text{ g/mL}$



Noutro ensaio, realizado à mesma temperatura, a quantidade máxima de $AlCl_3$ que foi possível dissolver em 10,0 mL de água foi 4,58 g.

- 1.1.** Determina a solubilidade do tricloreto de alumínio à temperatura de 20 °C, expressa em:

1.1.1. g de soluto / 100 g de água;

1.1.2. mol dm^{-3} .

- 1.2.** Classifica as soluções (I) e (II) de não saturada, saturada ou sobressaturada.

- 1.3.** Determina a massa de $AlCl_3$ que ainda é possível adicionar à solução (III), à mesma temperatura, para obter uma solução saturada.

- 2** Em 500 mL de água foram adicionados 0,50 g de difluoreto de bário, BaF_2 , à temperatura de 25 °C. A esta temperatura, $K_s(BaF_2) = 1,8 \times 10^{-7}$. Dado: $M(BaF_2) = 175,34 \text{ g mol}^{-1}$

- 2.1.** Escreve a equação química que representa o equilíbrio de dissolução do difluoreto de bário.

- 2.2.** Selecciona a opção que apresenta a expressão que permite calcular a solubilidade de BaF_2 , a 25 °C, em mol dm^{-3} .

(A) $\sqrt{\frac{1,8 \times 10^{-7}}{4}}$

(B) $\sqrt{\frac{1,8 \times 10^{-7}}{2}}$

(C) $\sqrt[3]{\frac{1,8 \times 10^{-7}}{2}}$

(D) $\sqrt[3]{\frac{1,8 \times 10^{-7}}{4}}$

- 2.3.** Comprova que a massa utilizada na preparação da solução é superior àquela que é possível dissolver.

- 2.4.** Qual a massa de BaF_2 que não foi possível dissolver?

- 2.5.** Comprova que se trata de uma solução sobressaturada, com base no cálculo do quociente de reação.

- 2.6.** Que volume de água deveria ser adicionado à solução para permitir que todo o soluto utilizado fosse dissolvido?

Alteração da solubilidade de sais

Efeito da temperatura na solubilidade

A solubilidade de um sólido num líquido pode ser alterada pela variação da temperatura. A **tabela 10** apresenta a solubilidade de dois sais a diferentes temperaturas.

Temperatura/°C	Solubilidade/(g/100 g de água)	
	KClO ₃	Li ₂ SO ₄
0	3,4	36,0
20	6,6	34,9
40	13,3	33,7
60	23,2	32,6
80	38,4	31,4
100	58,1	30,3

Tabela 10 Variação da solubilidade em água com o aumento da temperatura dos sais KClO₃ e Li₂SO₄.

A **figura 55** evidencia, a título exemplificativo, a relação entre soluções saturadas e não saturada para a mistura da mesma massa de KClO₃ e o mesmo volume de água em situações diferentes de temperatura.

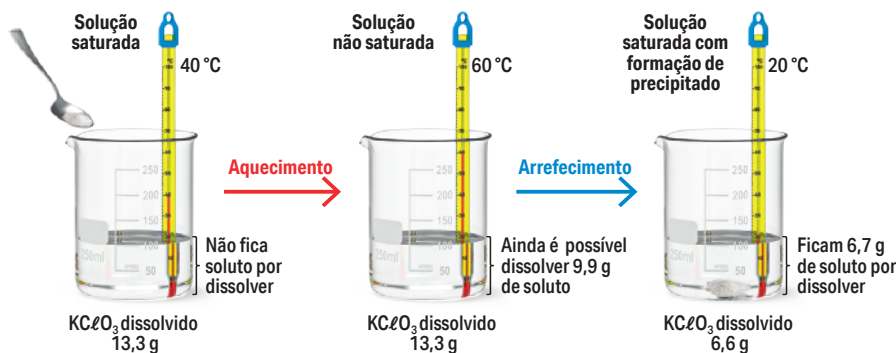


Fig. 56 Soluções saturadas e não saturada da mesma massa de KClO₃ no mesmo volume de água a diferentes temperaturas.

Estes dois sais possuem comportamentos opostos, relativamente à sua solubilidade em função da temperatura, porque, no caso do KClO₃ (e na maioria dos sais), a dissolução (sentido direto da equação que traduz o equilíbrio de solubilidade) é um processo endotérmico. Já no caso do Li₂SO₄, a dissolução é exotérmica, favorecida, de acordo com o Princípio de Le Châtelier, pela diminuição da temperatura.

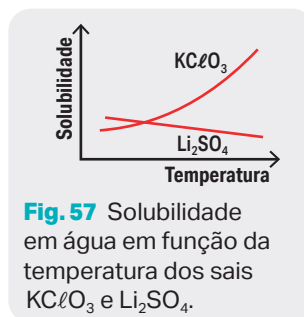
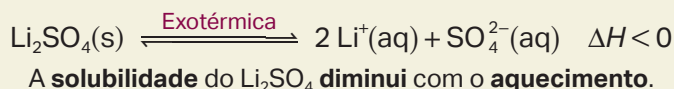
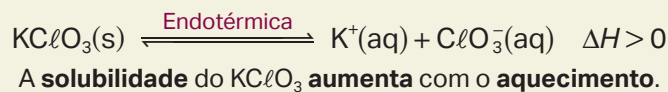


Fig. 57 Solubilidade em água em função da temperatura dos sais KClO₃ e Li₂SO₄.

Atividade Laboratorial 3

Objetivo

Investigar o efeito da temperatura na solubilidade de um soluto em água.

Questões prévias

- 1 A tabela seguinte apresenta a solubilidade do sal cloreto de potássio, a diferentes temperaturas.

Temperatura/ °C	Solubilidade/ (g de KCl/100g de água)
0	27,8
10	30,9
20	34,0
30	37,0
40	40,0
50	42,9



Este sal é amplamente utilizado na produção de fertilizantes, sendo a principal fonte de potássio na agricultura. Também é usado como substituto do sal de cozinha (mas com muitos cuidados e restrições!), como suplemento dietético e, em tratamentos médicos, como repositor de potássio no organismo.

- 1.1. A dissolução do KCl é um processo endo ou exotérmico? Justifica.
- 1.2. Uma solução saturada deste sal foi preparada usando 200 g de água a 40 °C. De seguida, arrefeceu-se a solução até à temperatura de 20 °C. Selecciona a opção correta relativamente a esta nova situação.
- (A) Não ocorre formação de precipitado.
- (B) Ocorre a formação de precipitado de massa 46 g.
- (C) Ocorre a formação de precipitado de massa 12 g.
- (D) Ocorre a formação de precipitado de massa 6 g.
- 2 Com recurso à calculadora gráfica, elabora a curva que traduz a solubilidade do KCl em água, expressa em massa de sal, em gramas (g), por 100 g de água, em função da temperatura
- 3 A partir do gráfico, determina a massa, em gramas, de KCl que é possível dissolver em 50 g de água, à temperatura de 25 °C.

Vídeo

Atividade Laboratorial: Temperatura e solubilidade de um soluto sólido em água

**Material**

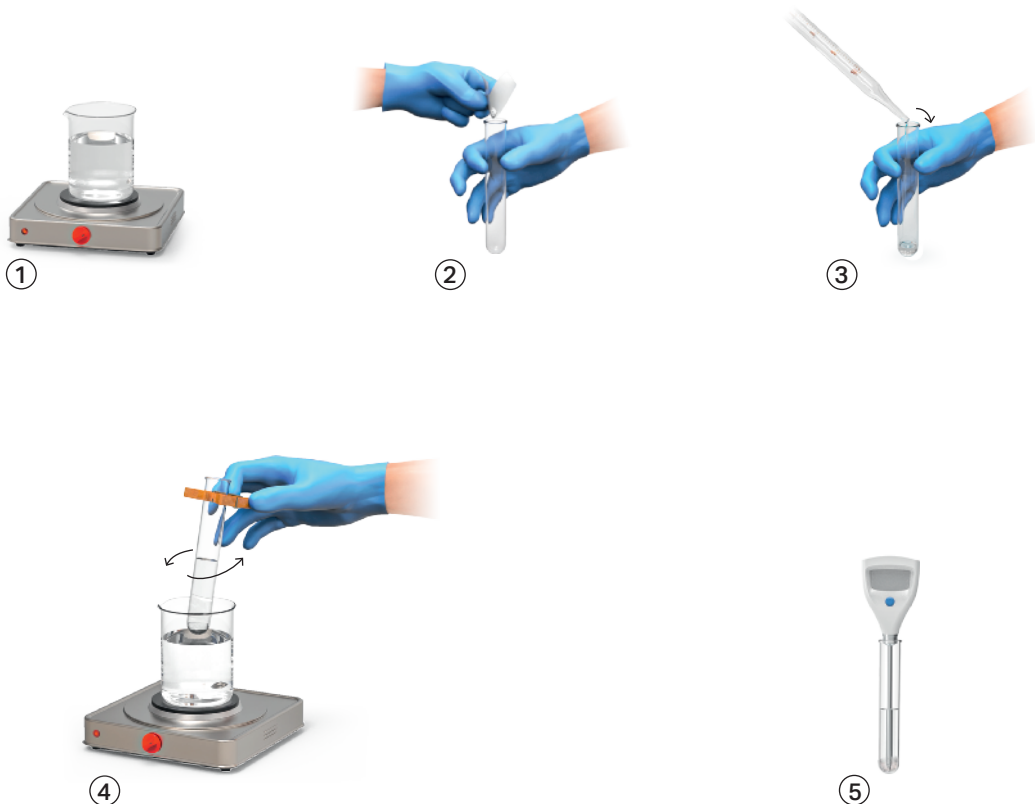
- Balança de precisão ao decigrama
- 3 tubos de ensaio (20 × 200 mm ou 15 × 150 mm)
- Placa elétrica de aquecimento
- Pipeta graduada (ou volumétrica) de 10 mL
- 2 gobelés de 250 mL ou 500 mL
- Termómetro (– 10 a 110 °C)
- Funil de sólidos
- Vidro de relógio
- Espátula
- Vareta de vidro
- Garrafa de esguicho com água destilada
- Nitrato de potássio, KNO_3

Procedimento experimental**Observações:**

1. Propõe-se o uso de cinco amostras de soluto de massas diferentes (4,0 g; 6,0 g; 8,0 g; 10,0 g; 12,0 g).
2. Por motivos de economia de reagente e de tempo, sugere-se que cada um dos grupos de alunos do mesmo turno use apenas uma amostra de sal das quatro massas sugeridas, realizando, se possível, três ensaios. A média aritmética dos valores determinados representará o valor mais provável da temperatura à qual ocorre a formação de cristais.
3. No final da atividade, os diferentes grupos devem partilhar com a turma os dados recolhidos relativos às suas amostras.
4. Para poupança de reagente, sugere-se a recuperação do sal das diferentes soluções por evaporação parcial do solvente, filtração e secagem.

- 1 Preparar o banho-maria, aquecendo, no gobelé, cerca de 2/3 da sua capacidade de água (fig. ①).
- 2 Preparar uma amostra de nitrato de potássio com uma das massas sugeridas nas observações (e previamente acordadas com a turma) colocando-a no tubo de ensaio limpo e seco (fig. ②).
- 3 Medir 10 mL de água destilada com a pipeta, transferir para o tubo de ensaio e agitar com a vareta até dissolver a maior quantidade de sal possível (fig. ③).
- 4 Aquecer em banho-maria a mistura, agitando cuidadosamente até dissolução completa do nitrato de potássio (fig. ④).
- 5 Retirar o tubo de ensaio do banho-maria. Introduzir o termómetro e continuar a agitar a mistura à medida que vai arrefecendo (fig. ⑤).

- 6 Registrar o valor da temperatura no instante em que se começa a dar a cristalização.
- 7 Repetir mais duas vezes as etapas 4., 5. e 6. do procedimento com o mesmo tubo de ensaio.
- 8 Partilhar os resultados obtidos nesta amostra com os restantes grupos de trabalho e recolher os dados obtidos pelos outros grupos para as restantes três amostras de sal.



Para reflexão:

1. Faz-se a medição da quantidade de água em volume (mL). No entanto, no cálculo da solubilidade do sal em água usa-se esse mesmo valor, mas em massa (g). Por que razão?
2. Por que razão é importante cada grupo realizar três ensaios com a mesma amostra de sal (etapa 6.)?
3. Porque é importante usar sempre o mesmo volume de água?
4. Qual é a importância de cada grupo usar diferentes massas de sal?

Registo de dados e tratamento de resultados

- 1 Completa, no teu caderno diário, a seguinte tabela, efetuando os cálculos necessários.

$m(\text{KNO}_3)/\text{g}$	Valor mais provável de temperatura/ $^{\circ}\text{C}$	s/(g de $\text{KNO}_3/100$ g de água)
4,0		
6,0		
8,0		
10,0		
12,0		

- 2 Com recurso à calculadora gráfica (e/ou outros suportes digitais) e/ou usando papel milimétrico, traça a curva que traduz a solubilidade do KNO_3 em água, expressa em massa de sal, em gramas (g), por 100 g de água, em função da temperatura.

Conclusões

Elabora as conclusões a extrair da realização desta AL, dando resposta às questões-problema:

- Como determinar experimentalmente a solubilidade de um sal a diferentes temperaturas?
- Como varia a solubilidade do nitrato de potássio, KNO_3 , com o aumento da temperatura?



Dalol é uma zona vulcânica na Etiópia que está repleta de lagos salgados, muitos deles saturados de cloreto de potássio.

Já analisámos o efeito da temperatura na solubilidade dos compostos iónicos NaClO_3 e KNO_3 . A **figura 58** apresenta estes e outros exemplos.



Interatividade
Efeito da temperatura na solubilidade

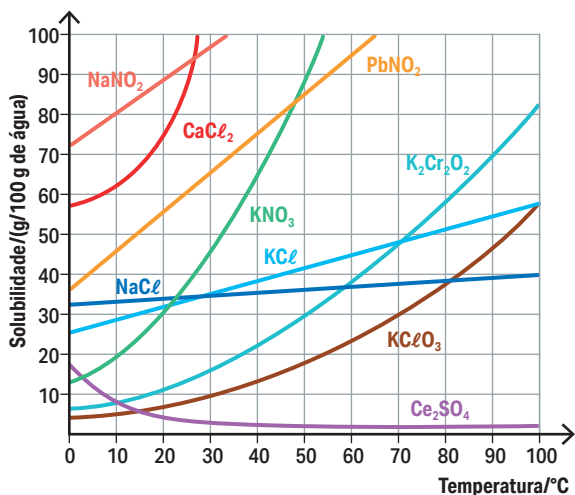


Fig. 58 Curvas de solubilidade – solubilidade em água de alguns sais em função da temperatura.

Analisando a **figura 58**:

- Com a exceção do sulfato de cério, $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$, à medida que a temperatura aumenta, a solubilidade dos restantes sais representados no gráfico também aumenta – são dissoluções endoenergéticas.
- Dos sais representados, é o NaCl que apresenta menor variação de solubilidade com o aumento da temperatura.

A análise deste gráfico permite inferir que:

Para a maioria dos sais, a solubilidade aumenta com a temperatura.
No entanto, existem sais cuja solubilidade diminui com a temperatura.

Exercício resolvido

22 Na figura está representada a curva que traduz a solubilidade do KNO_3 em água, expressa em massa de sal, em gramas (g), por 100 g de água, em função da temperatura.

22.1. Determina, em gramas, a massa deste sal que é possível dissolver em 200 mL de água à temperatura de 50°C .

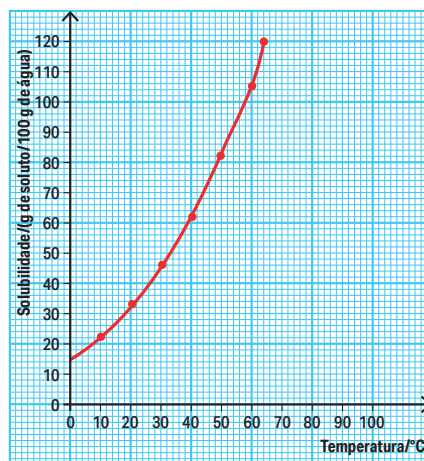
22.2. Selecciona a opção que completa corretamente a afirmação seguinte.

Quando a solução saturada deste sal, à temperatura de 50°C , contendo 50 g de água, é arrefecida para 10°C , a massa de sal cristalizado é e a massa de sal que permanece em solução é

- (A) 60 g... 22 g (B) 30 g... 11 g (C) 11 g... 30 g (D) 22 g... 60 g

22.3. Um grupo de alunos, ao realizar a atividade experimental relativa ao estudo da solubilidade de KNO_3 em água em função da temperatura, obteve o valor de 7,0 g de KNO_3 por 10 mL de água, à temperatura de 40°C .

Determina, em percentagem, o erro relativo do valor experimental da solubilidade do sal obtido pelos alunos.



Resolução:

22.1. Por leitura do gráfico, verifica-se que, a 50 °C, a solubilidade do KNO₃ em água é 82 g de KNO₃ por 100 g de água. Assim, em 200 g de água será possível dissolver, no máximo, $2 \times 82 \text{ g} = 164 \text{ g}$ de KNO₃.

22.2. (B).

Por leitura do gráfico, verifica-se que, a 50 °C, $s = 82 \text{ g de}/100 \text{ g de}$ água e, a 10 °C, $s = 22 \text{ g de KNO}_3/100 \text{ g de}$ água.

Na solução saturada inicial, em 50 g de água, à temperatura de 50 °C, estão dissolvidos 41 g de KNO₃.

Quando a temperatura baixa para 10 °C, a nova solução saturada apenas dissolve 11 g de KNO₃ no mesmo volume de água.

Como, a 10 °C, apenas é possível dissolver 11 g de KNO₃ no volume considerado, estando em solução 41 g de KNO₃, ficarão por dissolver:

$$41 \text{ g} - 11 \text{ g} = 30 \text{ g de KNO}_3$$

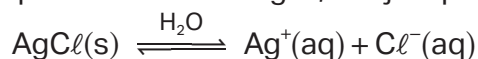
22.3. Por leitura do gráfico, verifica-se que, a 40 °C, a solubilidade do KNO₃ em água é 62 g de KNO₃ por 100 g de água (valor teórico). O valor obtido pelos alunos (valor experimental), a essa temperatura é 70 g de KNO₃ por 10 mL de água. Isto é, 70 g de KNO₃ por 100 mL de água.

O erro relativo, em percentagem, do valor experimental de solubilidade é dado por:

$$E_r(\%) = \frac{|S_{\text{experimental}} - S_{\text{teórico}}|}{S_{\text{teórico}}} \times 100\% \Leftrightarrow E_r(\%) = \frac{|70 - 62|}{62} \times 100\% = 13\%$$

Efeito do ião comum na solubilidade

Para estudar o efeito do ião comum na solubilidade iremos usar como exemplo o cloreto de prata (AgCl), sal muito pouco solúvel em água, e cuja equação de dissociação é:

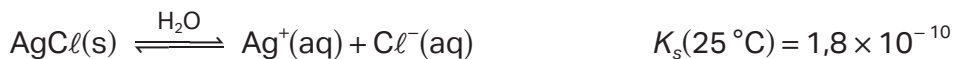


Qual é o efeito provocado numa solução saturada deste sal (em equilíbrio químico) se for aumentada a concentração de um dos iões constituintes do sal (Ag⁺ ou Cl⁻)?

Quando se acrescentam, ao sistema em equilíbrio, iões Ag⁺(aq) ou Cl⁻(aq), o aumento da concentração destes iões perturbará o equilíbrio químico inicial.

De acordo com o Princípio de Le Châtelier, para contrariar a alteração feita, o equilíbrio irá evoluir no sentido inverso (sentido do consumo dos iões Ag⁺(aq) e Cl⁻(aq)), até atingir um novo estado de equilíbrio, de modo a consumir parte dos iões adicionados. Em consequência, a perturbação realizada fará aumentar a quantidade de precipitado AgCl e será restabelecido um novo equilíbrio, verificando-se, assim, uma diminuição da solubilidade do sal.

Analisemos uma situação concreta para confirmar a previsão feita: comparação da solubilidade do AgCl em água pura e numa solução aquosa de cloreto de sódio (sal muito mais solúvel em água) de concentração $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$, com as duas soluções à temperatura de 25°C .



Equilíbrio químico 1

Solubilidade (s) do AgCl em água pura.

Resolução

	$\text{AgCl}(s) \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$		
$C_{\text{início}}$	—	0	0
$C_{\text{equilíbrio}}$	—	s	s

$$\begin{aligned} K_s(\text{AgCl}) &= [\text{Ag}^+]_e \times [\text{Cl}^-]_e \Leftrightarrow \\ \Leftrightarrow K_s &= s \times s = s^2 \Leftrightarrow \\ \Leftrightarrow s &= \sqrt{K_s(\text{AgCl})} \Leftrightarrow \\ \Leftrightarrow s &= \sqrt{1,8 \times 10^{-10}} \Leftrightarrow \\ \Leftrightarrow s &= 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3} \end{aligned}$$

Equilíbrio químico 2

Solubilidade (s') do AgCl numa solução de concentração $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ em Cl^- .

Resolução

	$\text{AgCl}(s) \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$		
$C_{\text{início}}$	—	0	$1,0 \times 10^{-3}$
$C_{\text{equilíbrio}}$	—	s'	$(1,0 \times 10^{-3} + s')$

$$\begin{aligned} K_s(\text{AgCl}) &= [\text{Ag}^+]_e \times [\text{Cl}^-]_e \\ \Leftrightarrow K_s &= s' \times (1,0 \times 10^{-3} + s') \Leftrightarrow \\ \Leftrightarrow 1,8 \times 10^{-10} &= 1,0 \times 10^{-3} \times s' + s'^2 \Leftrightarrow \\ \Leftrightarrow s'^2 + 1,0 \times 10^{-3} \times s' - 1,8 \times 10^{-10} &= \\ &= 0 \Leftrightarrow \\ \Leftrightarrow s' &= 1,8 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3} \end{aligned}$$



Vídeo
Fatores que afetam a solubilidade



Note que:

- K_s , tal como todas as constantes de equilíbrio, não depende da presença de outras substâncias em solução.
- K_s depende exclusivamente da temperatura.

A solubilidade, como estudámos na AL, também depende da temperatura.

Comparando os resultados obtidos nas duas situações de equilíbrio é possível concluir que a solubilidade do AgCl em água pura ($s = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$) é muito superior à solubilidade do AgCl numa solução que contém $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ em Cl^- ($s' = 1,8 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$).

A solubilidade do AgCl diminui ao adicionar $\text{NaCl}(\text{aq})$. Dado que o ião Cl^- é um ião comum a ambos os sais, este processo de diminuição da solubilidade dos sais provocado pela adição de um ião já existente em solução designa-se por efeito do ião comum.

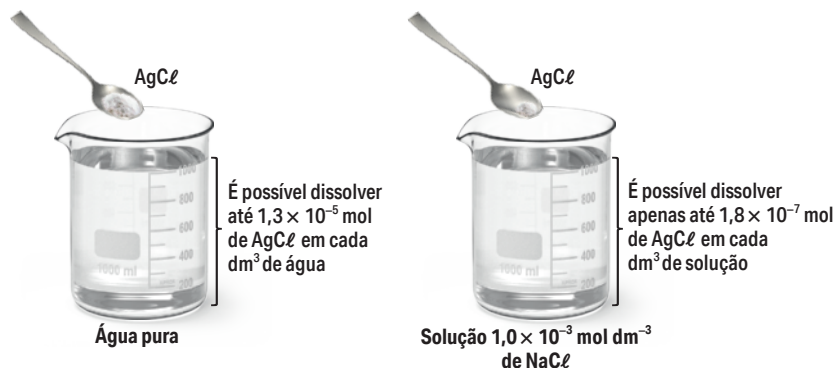


Fig. 59 Comparação da solubilidade de AgCl em água e numa solução de NaCl com concentração $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ em Cl^- .

Confirma-se, assim, a previsão feita de acordo com o Princípio de Le Châtelier: a adição, a uma solução saturada de um sal, de uma solução aquosa que contém um íon comum a esse sal provoca a diminuição da sua solubilidade (o equilíbrio evolui no sentido inverso).

A presença de um íon comum diminui a solubilidade de um sal em água ($s' < s$).
O produto de solubilidade de um sal não é alterado por efeito do íon comum.

Exercício resolvido

23 A tabela seguinte apresenta os dados extraídos a partir da realização de uma atividade laboratorial cujo objetivo era investigar o efeito da temperatura na solubilidade de dois sais em água.

Sal	Solubilidade/(g de sal/100 g de água)	
	20 °C	60 °C
NaNO ₃	80,1	122,3
Ce ₂ (SO ₄) ₃	8,8	4,3

23.1. Selecciona a afirmação correta.

- (A) A dissolução do NaNO₃ é um processo exotérmico.
- (B) A dissolução do Ce₂(SO₄)₃ é um processo endotérmico.
- (C) A adição de uma solução de KNO₃ à solução saturada de NaNO₃ favorece a solubilização do NaNO₃.
- (D) A adição de uma solução de Na₂SO₄ à solução saturada de Ce₂(SO₄)₃ diminui a solubilização do Ce₂(SO₄)₃.

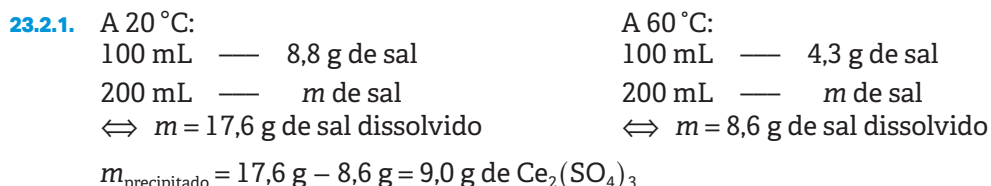
23.2. Considera 200 mL de uma solução saturada de Ce₂(SO₄)₃ a 20 °C.

- 23.2.1.** Determina a massa de precipitado formado quando a solução é aquecida a 60 °C.
- 23.2.2.** Explica, com base no Princípio de Le Châtelier, o efeito da adição de sulfato de sódio, Na₂SO₄, a essa solução concentrada.

Resolução:

23.1. (D)

- (A) Falsa, uma vez que os dados evidenciam um aumento da solubilidade com o aumento da temperatura, sendo, por isso, a dissolução do sal um processo endoenergético.
- (B) Falsa, uma vez que os dados mostram uma diminuição da solubilidade do sal com o aumento da temperatura, sendo, por isso, a dissolução, neste caso, um processo exoenergético.
- (C) Falsa, uma vez que, segundo o Princípio de Le Châtelier, o aumento da concentração de um dos íões constituintes do sal (NO₃⁻) provoca a evolução do equilíbrio no sentido inverso (sentido da precipitação do sal) e não no sentido direto (sentido da solubilização).



23.2.2. Ao adicionar uma solução concentrada de Na_2SO_4 , aumenta a concentração de iões $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ que é comum a um dos iões provenientes do $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$. De acordo com o Princípio de Le Châtelier, o equilíbrio de solubilidade irá evoluir no sentido inverso, diminuindo a solubilidade do $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ e formando-se precipitado.

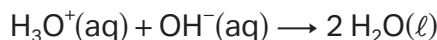
Efeito da adição de soluções ácidas na solubilidade

Quando se adiciona um ácido a uma solução saturada de um sal pouco solúvel que contém aniões básicos, o equilíbrio de dissolução desloca-se no sentido da dissolução. Isto resulta do consumo dos iões em solução por reações ácido-base que originam espécies pouco ionizadas (por exemplo, H_2O ou CO_2). É a aplicação direta do Princípio de Le Châtelier.

Exemplo 1 — Hidróxido de um sal pouco solúvel

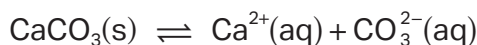


Ao adicionar um ácido, os iões H_3O^{+} reagem com os OH^{-} :

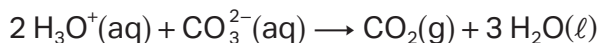


Como $[\text{OH}^{-}]$ diminui, o equilíbrio desloca-se para a direita e dissolve-se mais sólido (a solubilidade aumenta).

Exemplo 2 — Carbonato de cálcio



Em meio ácido, o anião carbonato é consumido de acordo com a equação:



A adição de um ácido provoca a diminuição de $[\text{CO}_3^{2-}]$, que, de acordo com o Princípio de Le Châtelier, favorece a dissolução do sólido. Este é um dos motivos pelos quais as chuvas ácidas deterioram calcários (estátuas e monumentos).

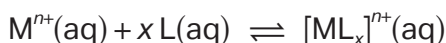
A adição de um ácido a sais pouco solúveis contendo aniões alcalinos (exemplo: hidróxidos, carbonatos e sulfatos) provoca um aumento da solubilidade desses sais.

Efeito da formação de iões complexos na solubilidade

Alguns catiões metálicos (por exemplo, Cu^{2+} , Ag^+ , Au^+ / Au^{3+} , Zn^{2+}) podem coordenar-se com moléculas ou aniões designados por **ligandos** (NH_3 , H_2O , CN^- , OH^- , Cl^- , ...), originando **espécies complexas** (ou **iões complexos**).

Constante de formação

Para um metal M^{n+} e um ligando L:



A **constante de formação** (ou estabilidade), K_f , é:

$$K_f = \frac{[\text{ML}_x]^{n+}}{[\text{M}^{n+}] \times [\text{L}]^x}$$

Exemplos típicos de iões complexos

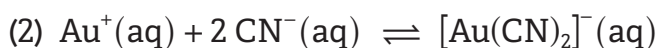
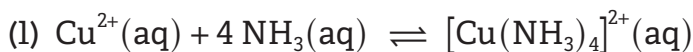
- $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}(\text{aq})$ (complexo tetraaminocobre(II))
- $\text{Ag}^+(\text{aq}) + 2 \text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+(\text{aq})$ (diaminoprata(I))
- $\text{Au}^+(\text{aq}) + 2 \text{CN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{Au}(\text{CN})_2]^-(\text{aq})$ (dicianoaurato(I))

Efeito na solubilidade de sais pouco solúveis

Alguns catiões metálicos, como, por exemplo, Cu^{2+} , Ag^+ ou Au^+ , por possuírem a capacidade de se ligar a espécies químicas como NH_3 ou CN^- , originam **iões complexos**.

Quanto **maior for a constante de formação** (K_f), **mais estável** será esse ião complexo.

Seguem-se dois exemplos:

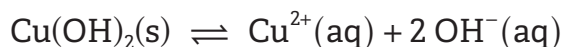


A formação de iões complexos tem um efeito importante na solubilização de um sal pouco solúvel.

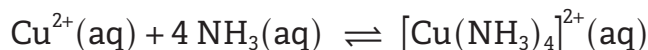


Fig. 60 Amostra de cristais vermelhos de hexacianoferrato(III) de potássio, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Vejam, por exemplo, o efeito na solubilização de hidróxido de cobre(II):



Quando se adiciona amoníaco à solução aquosa saturada desse sal, o ião cobre liga-se ao amoníaco, formando o catião **tetraaminocobre(II)**, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, de acordo com a equação química:



Deste modo, a adição de NH_3 à solução aquosa saturada de hidróxido de cobre(II) provoca uma diminuição da concentração de $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ em solução. De acordo com o Princípio de Le Châtelier, o equilíbrio de dissolução desloca-se no sentido da dissolução do sal até que a perturbação seja compensada: **umenta a solubilização do sal.**

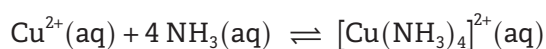
Exercício resolvido

- 24 Considera a adição de uma solução de amoníaco concentrado a uma solução saturada em equilíbrio com o sal sólido cromato de cobre, CuCrO_4 .

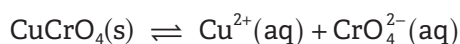
Explica, com base no Princípio de Le Châtelier, o facto de, à medida que se adiciona solução de amoníaco à solução, a quantidade de sólido não dissolvido ir diminuindo.

Resolução:

24. A adição de amoníaco à solução, que contém catiões cobre(II), leva à formação do catião **tetraaminocobre(II)**, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, muito estável, tendo como consequência a diminuição da concentração de catiões cobre(II) em solução, de acordo com a equação química:

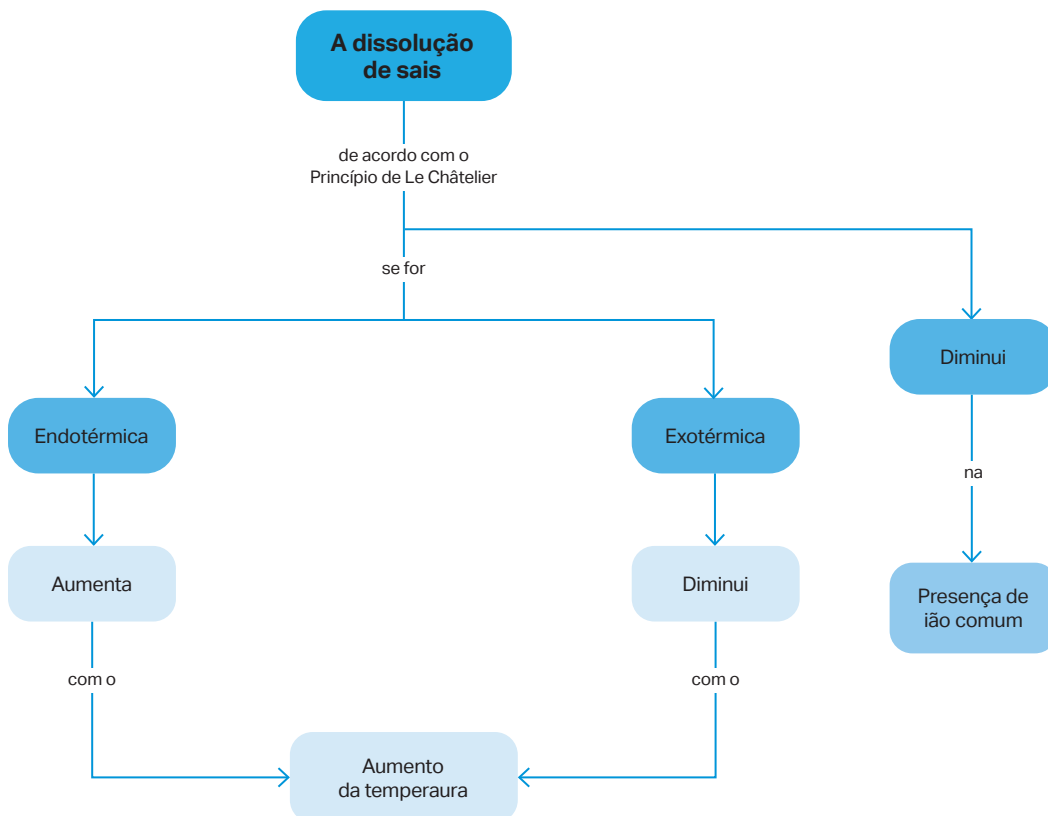


De acordo com o Princípio de Le Châtelier, a concentração de catião cobre(II) em solução tenderá a ser reposta, traduzida pela seguinte equação:



Assim, a quantidade de sólido não dissolvido diminui à medida que é adicionado amoníaco à solução.

Mapa de conceitos



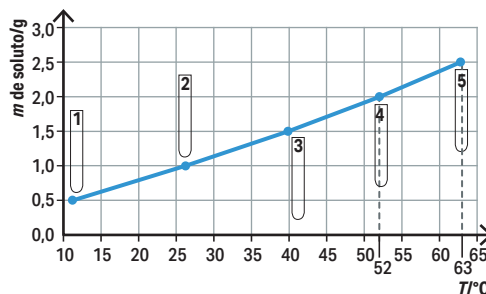
Síntese de conteúdos

- Para a maioria dos sais iónicos, a dissolução é endotérmica \Rightarrow aumentar T tende a aumentar a solubilidade (s).
- Há exceções exotérmicas (por exemplo, $\text{Ca}(\text{OH})_2$) em que aumentar T diminui s .
- Adicionar à solução um soluto que fornece um ião do sal (ex.: NaCl a AgCl) diminui s : o equilíbrio $\text{AgCl}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ desloca-se para a esquerda.
- O produto de solubilidade K_s não é alterado pelo ião comum (depende apenas da T); o que muda é o produto iónico Q_s , que pode exceder K_s e provocar precipitação até $Q_s = K_s$.
- Sais com aniões básicos tornam-se mais solúveis em meio ácido:

$$\text{CaCO}_3(s) + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O}.$$
- A presença de ligandos (NH_3 , CN^- , OH^- , etc.) pode aumentar muito a solubilidade ao remover o ião metálico livre: $\text{Ag}^+ + 2 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$
- Quanto maior for K_f (constante de formação), maior será o aumento de solubilidade.

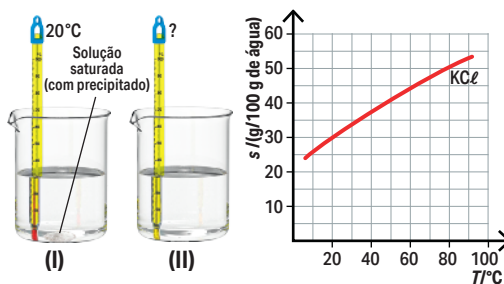
Exercícios de aplicação

1 Um grupo de alunos investigou a solubilidade do KClO_3 em função da temperatura. Realizaram 5 ensaios com 10,0 mL de água e construíram o gráfico da massa dissolvida vs temperatura.



- 1.1.** Com base nos resultados obtidos, classifica, em termos energéticos, o processo de dissolução do KClO_3 em água.
- 1.2.** Calcula a solubilidade de KClO_3 a 40°C expressa em: ($\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/mL}$)
 - 1.2.1.** g / 100 g de água;
 - 1.2.2.** mol dm^{-3} .
- 1.3.** Ao aquecer o tubo 3 até 52°C , a solução fica...
 - (A) saturada, não sendo possível dissolver mais soluto.
 - (B) não saturada, sendo possível dissolver ainda 2,0 g de KClO_3 .
 - (C) sobressaturada, existindo 0,5 g de KClO_3 não dissolvido.
 - (D) não saturada, sendo possível dissolver ainda 0,5 g de KClO_3 .
- 1.4.** Supõe que o tubo 5 foi arrefecido para a temperatura a que se realizou o ensaio 1. Determina a massa de KClO_3 que ficará depositada no tubo.
- 1.5.** Determina o produto de solubilidade do KClO_3 à temperatura de 40°C .

2 Os gobelés (I) e (II) contêm duas soluções saturadas de cloreto de potássio, KCl , resultantes da mistura de 10,0 g desse soluto em 20,0 mL de água. O gráfico traduz a solubilidade de KCl em água, em função da temperatura.



- 2.1.** Determina a temperatura a que se encontra a solução do gobelé (II).
- 2.2.** Que massa de KCl não se encontra dissolvida no gobelé (I)?
- 2.3.** Supõe que ao gobelé (I) é adicionado 1,0 g de NaCl . Justifica, com base no Princípio de Le Châtelier, se a quantidade de KCl não dissolvido aumenta ou diminui, em consequência da adição de NaCl .

3 Indica se a solubilidade aumenta ou diminui e escreve a equação resumida:

- 3.1.** adição de $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ a uma solução saturada de $\text{CaCO}_3(\text{s})$;
- 3.2.** adição de $\text{NH}_3(\text{aq})$ a uma solução saturada de $\text{AgCl}(\text{s})$, sabendo que o ião Ag^+ forma um ião complexo por coordenação com $\text{NH}_3(\text{aq})$.

Desmineralização de águas e processos de precipitação

Dureza da água

Começámos o estudo deste subdomínio por salientar que **a água é essencial à vida**: garante a biodiversidade, o equilíbrio dos ecossistemas e a existência dos seres vivos. Tem ainda um papel fundamental na qualidade de vida das populações.

Como também já estudámos, a água apresenta, infelizmente, cada vez mais poluentes, e, para ser consumida, nomeadamente pelo ser humano, sem riscos para a saúde, necessita de ser submetida a processos de purificação.

Durante o seu percurso, desde a nascente até às zonas de captação, a água dissolve muitos sais minerais. Regra geral:

- se a água atravessa um solo calcário, terá uma maior concentração em iões cálcio e magnésio (provenientes dos sais carbonato de cálcio, CaCO_3 , e carbonato de magnésio, MgCO_3);
- se a água atravessa solos graníticos ou basálticos, já terá uma menor concentração em iões Mg^{2+} e Ca^{2+} .

A **dureza de uma água** avalia-se pela soma da sua concentração em catiões cálcio e magnésio: $[\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}]$.

Quanto maior for a concentração total desses catiões na água, mais dura é essa água.

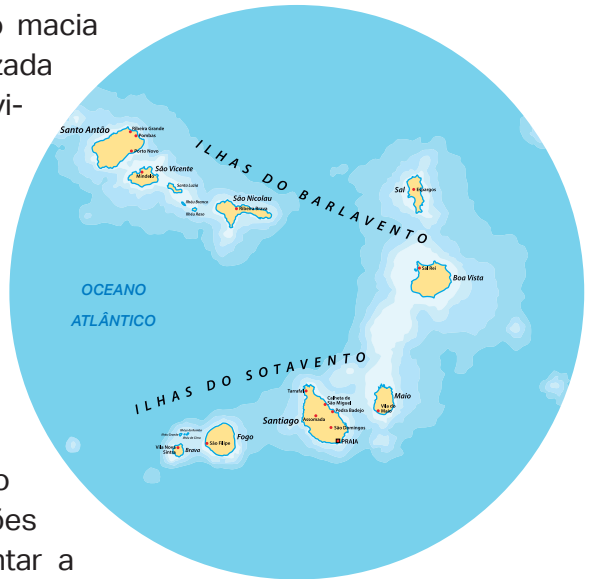
Nota que a dureza total de uma água corresponde à concentração total de sais, principalmente de cálcio e de magnésio, expressa em mg/L e que, por convenção, se considera, como padrão de medida, que é apenas devida ao CaCO_3 . No entanto, para avaliar a dureza de uma água, considera-se apenas a concentração dos catiões cálcio e magnésio.

As águas de abastecimento em Cabo Verde são classificadas, tal como noutros países, em macias, médias, duras e muito duras, consoante a concentração total de iões cálcio e magnésio (expressa em mg/L de CaCO_3 como forma padrão de apresentar o valor).



No arquipélago, a dureza da água depende sobretudo da sua origem e da mistura feita em rede:

- **água dessalinizada** – inicialmente muito macia (quase sem sais), sendo depois remineralizada para melhorar o sabor e reduzir a corrosividade nas tubagens. Em centros com forte peso da dessalinização (ex.: Sal, Boa Vista, São Vicente), a dureza final é normalmente abaixo da média;
- **águas subterrâneas** (vales e bacias hidrográficas de origem basáltica) – tipicamente médias a duras, devido à dissolução natural de minerais que libertam Ca^{2+} e Mg^{2+} (ex.: zonas de Santiago, Santo Antão, Fogo, São Nicolau). Em captações costeiras, a intrusão salina pode aumentar a mineralização total;
- **redes mistas** – em várias cidades (ex.: Praia, Mindelo), a água distribuída resulta da mistura de fontes subterrâneas com água dessalinizada remineralizada, pelo que a dureza varia ao longo do ano consoante a disponibilidade.



Grau de dureza da água	Carbonato de cálcio (mg/L de CaCO_3)
Macia	0-60
Média	60-150
Dura	150-300
Muito dura	> 300

Tabela 11 Escala de referência com a classificação do grau de dureza das águas.

É importante notar que:

- **água muito macia** (pós-dessalinização, sem remineralização) tende a ser **mais corrosiva**;
- **água dura** favorece **incrustações** (cal) em esquentadores e equipamentos.

Por isso, os operadores ajustam **pH** e **dureza** na saída das estações (remineralização) para garantir **qualidade, conforto** e **proteção das redes**.

Em centros com dessalinização, a água sai muito macia e é remineralizada para conforto e menor corrosividade.

Em zonas de água subterrânea, a dureza tende a ser média a dura (basaltos → $\text{Ca}^{2+}/\text{Mg}^{2+}$).

Nas redes mistas, a dureza varia conforme a proporção de água dessalinizada / subterrânea ao longo do ano.

Exercício resolvido

- 25 Com base nas explicações sobre a origem da água, remineralização e classes de dureza, classifica as afirmações de verdadeiras (V) ou falsas (F).
- (A) Em centros em que predomina a dessalinização, a água de saída é, por defeito, muito macia; por isso, os operadores remineralizam-na para aumentar o cálcio/bicarbonato, melhorar o sabor e reduzir a corrosividade.
 - (B) Em captações subterrâneas de ilhas basálticas é frequente a água apresentar dureza média a dura, por ter Ca^{2+} e Mg^{2+} dissolvidos.
 - (C) Em redes mistas (mistura de água dessalinizada com água subterrânea), a dureza pode variar ao longo do ano consoante a proporção de cada fonte que entra na rede.
 - (D) "Água dura" significa água poluída e imprópria para consumo.
 - (E) A dureza total é avaliada pela soma das concentrações de Ca^{2+} e Mg^{2+} , expressa por convenção em mg/L de CaCO_3 .
 - (F) A água muito macia, se não for devidamente remineralizada, tende a ser mais corrosiva; por outro lado, a água dura favorece incrustações (cal) em esquentadores e tubagens.

- 26 A tabela seguinte apresenta dados de rótulos de três amostras de água: A, B e C.

A. Água dessalinizada remineralizada	B. Água subterrânea (basáltica)	C. Água de rede mista (A+B)
Aniões:	Aniões:	Aniões:
HCO_3^- 45 mg/L	HCO_3^- 120 mg/L	HCO_3^- 80 mg/L
Cl^- 20 mg/L	Cl^- 35 mg/L	Cl^- 28 mg/L
NO_3^- <1 mg/L	NO_3^- 3 mg/L	NO_3^- 22 mg/L
Catiões:	Catiões:	Catiões:
Ca^{2+} 15 mg/L	Ca^{2+} 60 mg/L	Ca^{2+} 60 mg/L
Mg^{2+} 4 mg/L	Mg^{2+} 25 mg/L	Mg^{2+} 25 mg/L
Na^+ 5 mg/L	Na^+ 18 mg/L	Na^+ 18 mg/L

Coloca, justificando, as três amostras por **ordem crescente de dureza**.

Resolução:

25. (A) V; (B) V; (C) V; (D) F; (E) V; (F) V
26. Ordem crescente de dureza ($\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}$): A(19 mg/L) < C(47 mg/L) < B(85 mg/L).

As águas mais duras não são adequadas para algumas utilizações domésticas e industriais por, nomeadamente, os catiões Ca^{2+} e Mg^{2+} formarem sais insolúveis por ação do calor e por diminuírem a capacidade da água para dissolver o sabão. As páginas seguintes apresentam alguns processos usados na diminuição da dureza da água e na remoção de poluentes da água.

Diminuição da dureza da água

A redução da dureza da água (diminuição da concentração em íons Ca^{2+} e Mg^{2+}) pode ser conseguida através da adição de agentes amaciadores, que provocam a precipitação desses catiões, ou por permuta catiónica, usando resinas.



A água dura origina incrustações calcárias que danificam equipamentos domésticos.



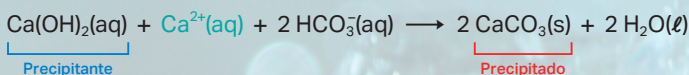
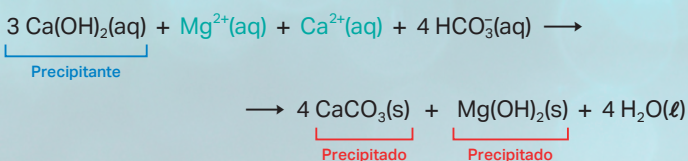
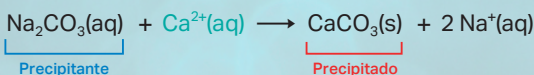
Amaciadores e anticalcários são utilizados em equipamentos domésticos para diminuir a dureza da água.



Os ferros de engomar a vapor possuem filtros de troca iónica para evitar incrustações calcárias.

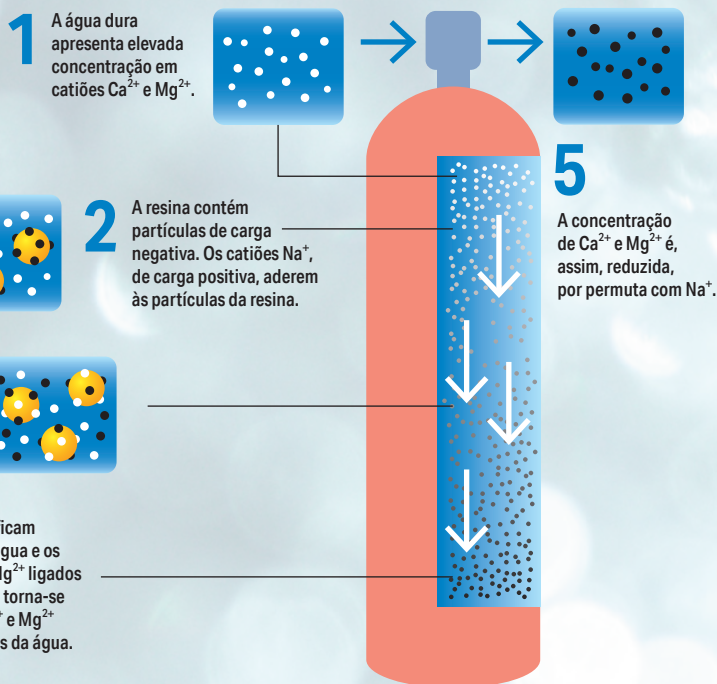
Precipitação química

Os catiões Ca^{2+} e Mg^{2+} precipitam com os íons hidróxido, OH^- , e carbonato, CO_3^{2-} :



Permuta iónica

Os catiões Ca^{2+} e Mg^{2+} são eliminados por permuta com os íons Na^+ presentes na resina.



Manual Digital

Vídeo
Diminuição da dureza da água e remoção de poluentes

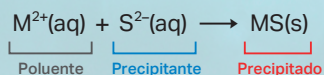


Remoção de poluentes

A remoção de poluentes, como metais pesados, no tratamento das águas residuais urbanas (ARU) e das águas residuais industriais (ARI) é possível por reações de precipitação que envolvem o uso de hidróxidos, carbonatos e sulfuretos solúveis (agentes precipitantes).

Chumbo e mercúrio

Os cátions Pb^{2+} e Hg^{2+} precipitam com o anião sulfureto, S^{2-} :

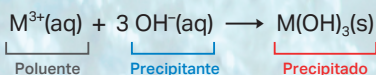


O chumbo é o poluente de maior ameaça à escala global. Pilhas e baterias devem ser recolhidas em contentores específicos.



Alumínio(III), cromo(III) e ferro(III)

Os cátions Al^{3+} , Cr^{3+} e Fe^{3+} precipitam com o anião hidróxido, OH^- :

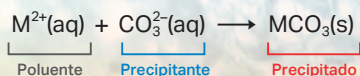


As sucatas e as indústrias metalúrgicas são as principais fontes poluidoras da água em ferro.



Cálcio, estrôncio e bário

Os cátions Ca^{2+} , Sr^{2+} e Ba^{2+} precipitam com o anião carbonato, CO_3^{2-} :



Emissões de bário na água podem decorrer da atividade nas tinturarias e na indústria do vidro, com subsequente descarte dos efluentes.



Nota: M simboliza um elemento metálico.



Atividade Investigativa 5

Objetivo

Investigar o que é a dureza total da água ($\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}$), ordenar amostras por dureza e explicar como se pode reduzir a dureza e como reações de precipitação removem iões indesejáveis em águas residuais, concluindo com duas recomendações práticas aplicáveis ao contexto de Cabo Verde.

Sugestão: Realizar esta atividade em grupos pequenos.

I – Pesquisa de informação teórica

Partindo das informações do manual e completando-a consultando outras fontes credíveis, escrever um texto abordando os tópicos seguintes:

- definição de “dureza total” da água;
- efeitos da água muito macia e água dura;
- formas de reduzir dureza: precipitação e permuta iónica;
- exemplos de precipitação para remover iões (Fe^{3+} , Cu^{2+} , Ba^{2+});
- exemplos de reagentes usados para remover iões metálicos por precipitação.



II – Observação de rótulos

- Recolher 2 ou 3 rótulos de águas engarrafadas disponíveis localmente e uma amostra de água da rede.
- Se possível, consultar relatórios de qualidade da água da rede (município/operador) e folhas técnicas de dessalinização (quando existirem) para identificar: dureza, pH, condutividade e nota de remineralização.
- Preencher a tabela seguinte.

Amostra	Ca^{2+} (mg/L)	Mg^{2+} (mg/L)	pH	Observações
Água engarrafada X				
Água engarrafada Y				
Rede (cidade A)				

III – Análise e síntese

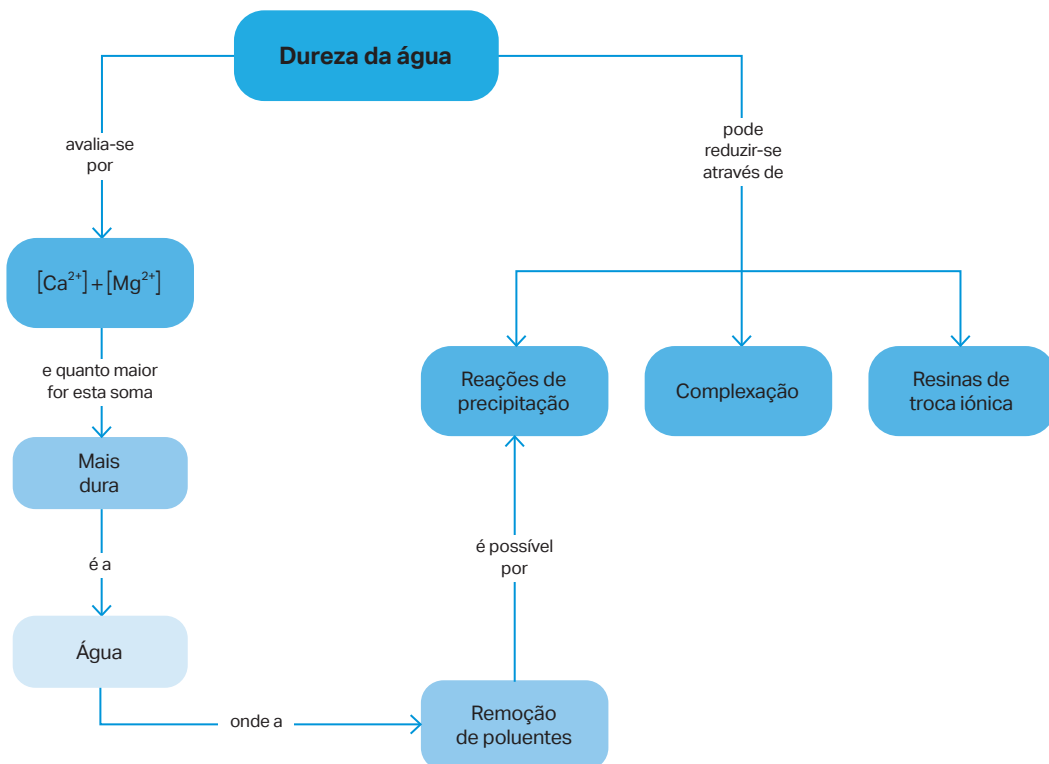
- Calcular a dureza das amostras e classificar (macia, média, dura, muito dura).
- Debater sobre os efeitos das águas analisadas (corrosão/incrustações).
- Elaborar 3 recomendações práticas para a escola/casa (ex.: verificar manual do esquentador quanto a incrustações; preferir redes com dureza moderada; poupança de detergente em água macia).

IV – Comunicação

Realizar um infográfico A3 ou relatório ou vídeo com informações, dados e conclusões recolhidos nas fases 1, 2 e 3 desta atividade por cada grupo e divulgar na comunidade escolar.



Mapa de conceitos



Síntese de conteúdos

- A dureza de uma água avalia-se pela soma da sua concentração em cationes cálcio e magnésio dissolvidos: $[Ca^{2+}] + [Mg^{2+}]$. Quanto maior for a concentração total desses cationes na água, mais dura é essa água.
- Atendendo à sua dureza, as águas podem ser classificadas em macias, médias (ou meio-duras), duras e muito duras.
- A dureza da água diminui a eficácia dos sabões e provoca incrustações calcárias que danificam canalizações e equipamentos domésticos.
- A disponibilização de água de qualidade envolve, necessariamente, a implementação de processos de correção da sua dureza e a remoção de poluentes, de forma a torná-la utilizável.
- A redução da dureza da água pode ser feita por precipitação química ou permuta iónica, com recurso a resinas de troca iónica.
- A remoção de poluentes, como metais pesados, no tratamento das águas residuais urbanas (ARU) e das águas residuais industriais (ARI) é possível por reações de precipitação de sais que envolvem o uso de sulfuretos, hidróxidos e carbonatos.

Exercícios de aplicação

1 Considera os rótulos de duas águas engarrafadas abaixo.

1.1. Selecciona a opção que completa corretamente a frase seguinte.

A dureza da água deve-se à concentração...

pH	5,7 ± 0,1		
Silica SiO ₂	13,3 ± 0,5 mg/L		
Resíduo seco (180 °C)	41,0 ± 1,0 mg/L		
Mineralização Total	47 ± 1 mg/L		
Aniões (mg/L)	Catiões (mg/L)		
Cloreto Cl ⁻	9,1 ± 0,3	Sódio Na ⁺	7,0 ± 0,4
Bicarbonato HCO ₃ ⁻	11,2 ± 0,9	Magnésio Mg ²⁺	1,63 ± 0,04
Sulfato SO ₄ ²⁻	1,47 ± 0,07	Cálcio Ca ²⁺	0,74 ± 0,03
Nitrato NO ₃ ⁻	1,63 ± 0,09	Potássio K ⁺	0,86 ± 0,05
Fluoreto F ⁻	< 0,08		

(I)

Composição química	
Resíduo seco (a 180 °C)	300 mg/L
pH (a 21 °C)	9,42
Ca ²⁺ (Cálcio)	1,1 mg/L
Na ⁺ (Sódio)	107 mg/L
Cl ⁻ (Cloreto)	39 mg/L
HCO ₃ ⁻ (Bicarbonato)	118 mg/L
SiO ₂ (Silica)	10 mg/L
Mineralização Total	360 mg/L

(II)

(A) de todos os iões presentes, em mg/L de água.

(B) apenas dos cations cálcio, Ca²⁺.

(C) apenas dos cations magnésio, Mg²⁺.

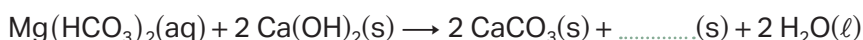
(D) dos cations cálcio e magnésio, em mg/L de água.

1.2. Compara a dureza das duas águas.

2 Uma das técnicas que permitem diminuir a concentração de cations cálcio, Ca²⁺, e magnésio, Mg²⁺, numa água dura que contém hidrogenocarbonato é a utilização de di-hidróxido de cálcio, Ca(OH)₂(s), pois origina a formação de um precipitado, o carbonato de cálcio, CaCO₃, e di-hidróxido de magnésio, muito pouco solúveis.

2.1. Escreve a equação química que representa o processo aplicado para minimizar a dureza da água, diminuindo a concentração de cations cálcio.

2.2. Completa o esquema químico, que pretende traduzir a reação responsável pela redução da dureza da água em cations magnésio.



3 A dureza significativa da água pode levar à formação de incrustações de sais formados nas tubagens das máquinas de lavar (loija e roupa). Identifica o principal responsável pelas incrustações referidas e indica uma medida a tomar para minimizar esse problema.

4 A remoção de cations chumbo(II) de águas contaminadas pode ser realizada, utilizando sulfureto de dissódio, Na₂S, dando origem a PbS(s). Na remoção do cation bário, utiliza-se, como agente precipitante, sais de carbonato (CO₃²⁻).

4.1. A remoção de Pb²⁺ da água pelo processo descrito ocorre por precipitação química ou permuta iónica?

4.2. Escreve a equação química que traduz o processo de remoção de:

4.2.1. cations Pb²⁺;

4.2.2. cations bário.



LABO

VERDE

Química orgânica


2.1. Compostos de carbono

Subtema 2.1. Compostos de carbono


- Distinguir hidrocarbonetos saturados de insaturados.
- Identificar, com base em informação selecionada, grupos funcionais (álcoois, aldeídos, cetonas, ácidos carboxílicos e aminas) em moléculas orgânicas, biomoléculas e fármacos, a partir das suas fórmulas de estrutura.

Ponto de partida

- Neste tema introduz-se conhecimentos da química orgânica, tais como as propriedades e a classificação dos hidrocarbonetos e de outros compostos de carbono e a identificação de grupos funcionais nas moléculas orgânicas.
- Ao longo deste tema vais perceber a importância da Química no estudo...



... dos medicamentos, como o paracetamol, o ibuprofeno e os antibióticos, que são imprescindíveis para a Humanidade!



... dos alimentos que ingerimos todos os dias, compostos por açúcares, gorduras e as vitaminas!



... dos combustíveis, como a gasolina e o gás natural, essenciais para o nosso quotidiano e a atividade comercial e industrial em nosso redor.

... dos materiais naturais e sintéticos que constituem um número infinito de produtos que usamos todos os dias, como os plásticos, os tecidos das roupas e os cosméticos!



Vamos começar o estudo?



2.1. Compostos de carbono

Antes de iniciarmos o estudo dos compostos de carbono, vamos fazer uma breve revisão de conteúdos essenciais já analisados em anos anteriores: a **ligação covalente**, a **notação de Lewis** e a **regra do octeto**.

Ligação covalente, notação de Lewis e regra do octeto

A **ligação covalente** é a ligação que mantém juntos átomos de muitas substâncias do nosso dia a dia. Forma-se quando dois átomos **partilham elétrons de valência**.

Esses elétrons partilhados ficam localizados na região entre os dois núcleos e a atração que se cria é suficiente para os manter unidos. É por isso que duas partículas de hidrogénio se juntam e formam a molécula H_2 ou que dois átomos de oxigénio formam O_2 .

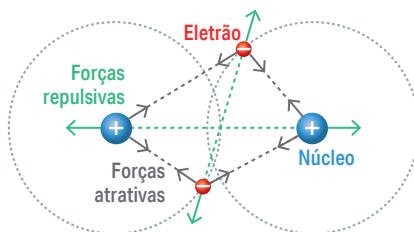


Fig. 1 Formação da molécula H_2 : quando os dois núcleos de H compartilham os seus elétrons, as forças atrativas superam as forças repulsivas entre os núcleos. Os núcleos, atraídos para os mesmos elétrons, acabam por ficar ligados.

Dizemos que há **uma ligação covalente simples** quando existe **um par de elétrons partilhado**. Se partilharem dois pares, temos uma **ligação covalente dupla**; com três pares, uma **ligação covalente tripla**.

No caso do carbono, observa-se que **quanto maior a multiplicidade da ligação, maior é a sua força e menor o seu comprimento (tabela 1)**.

Na representação de Lewis, esta multiplicidade indica-se com **um, dois ou três traços** entre os átomos.

Ligação	Energia de ligação/ kJ mol^{-1}	Comprimento de ligação/ pm
C–C	347	154
C=C	620	133
C≡C	812	120

Tabela 1 Energia de ligação e comprimento de ligação para átomos do mesmo elemento.

Regra do octeto e notação de Lewis

Ao ligarem-se, os átomos dos elementos mais comuns tendem a ficar com **oito elétrons na camada de valência**, o que causa estabilidade. A esta tendência chamamos **regra do octeto**. O hidrogénio é a exceção mais frequente, pois fica estável com **dois elétrons**.

A **notação de Lewis** ajuda a visualizar tudo isto: representamos os elétrons de valência como pontos à volta do símbolo do elemento e usamos traços para os pares partilhados.



Vídeo
Notação de Lewis e regra do octeto



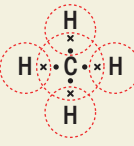
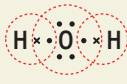
Molécula	Configuração eletrónica de cada átomo	Fórmula de estrutura	Pares de elétrons		Tipo de ligação química
			ligantes	não ligantes	
Di-hidrogénio H ₂	$1\text{H} - 1s^1$ 1 elétron de valência	$\text{H}\cdot + \cdot\text{H} \rightarrow \text{H}:\text{H}$ H—H	1	0	Partilha de 1 par de elétrons ↓ Ligação covalente simples
Dioxigénio O ₂	$8\text{O} - 1s^2 2s^2 2p^4$ 6 elétrons de valência	$:\ddot{\text{O}}\cdot + \cdot\ddot{\text{O}}: \rightarrow \text{O}::\text{O}$ $\text{O}=\text{O}$	2	4	Partilha de 2 pares de elétrons ↓ Ligação covalente dupla
Dinitrogénio N ₂	$7\text{N} - 1s^2 2s^2 2p^3$ 5 elétrons de valência	$\cdot\ddot{\text{N}}: + : \ddot{\text{N}}\cdot \rightarrow \text{N}::\text{N}$ $:\text{N}\equiv\text{N}:$	3	2	Partilha de 3 pares de elétrons ↓ Ligação covalente tripla
Metano CH ₄	$1\text{H} - 1s^1$ 1 elétron de valência (x 4) $6\text{C} - 1s^2 2s^2 2p^2$ 4 elétrons de valência	 $\text{H}-\text{C}-\text{H}$ H	4	0	Partilha de 1 par de elétrons em cada uma das 4 ligações estabelecidas ↓ 4 ligações covalentes simples
Água H ₂ O	$1\text{H} - 1s^1$ 1 elétron de valência (x 2) $8\text{O} - 1s^2 2s^2 2p^4$ 6 elétrons de valência	 $\text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$	2	2	Partilha de 1 par de elétrons em cada uma das 2 ligações estabelecidas ↓ 2 ligações covalentes simples

Tabela 2 Fórmulas de estrutura de moléculas com base no modelo de Lewis (as circunferências a vermelho evidenciam o cumprimento da regra do octeto).

Esta forma simples de representar ligações será a base para compreendermos, seguidamente, a estrutura e o comportamento dos **compostos de carbono**.

Estruturas de moléculas orgânicas e biológicas

Os compostos orgânicos, constituintes dos seres vivos e de outros materiais, como os derivados do petróleo, são substâncias que possuem átomos de carbono e hidrogénio.



Fig. 2 A gasolina e o gasóleo, derivados do petróleo, são constituídos por hidrocarbonetos.



Vídeo
Hidrocarbonetos



Hidrocarbonetos

Os compostos orgânicos mais simples, constituídos apenas por **carbono** e **hidrogénio**, são designados por **hidrocarbonetos**.

As ligações entre os átomos de carbono podem ser:

- simples (C – C): formam alcanos (saturados);
- duplas (C = C): formam alcenos (insaturados);
- ou triplas (C ≡ C): formam alcinos (insaturados).

Nos **hidrocarbonetos saturados**, os átomos de carbono estabelecem entre si apenas ligações simples e nos **insaturados** apresentam pelo menos uma ligação dupla ou tripla.

Dependendo da cadeia carbónica os hidrocarbonetos classificam-se de:

- **cadeia aberta** (acíclica);
- **cadeia fechada** (cíclica).

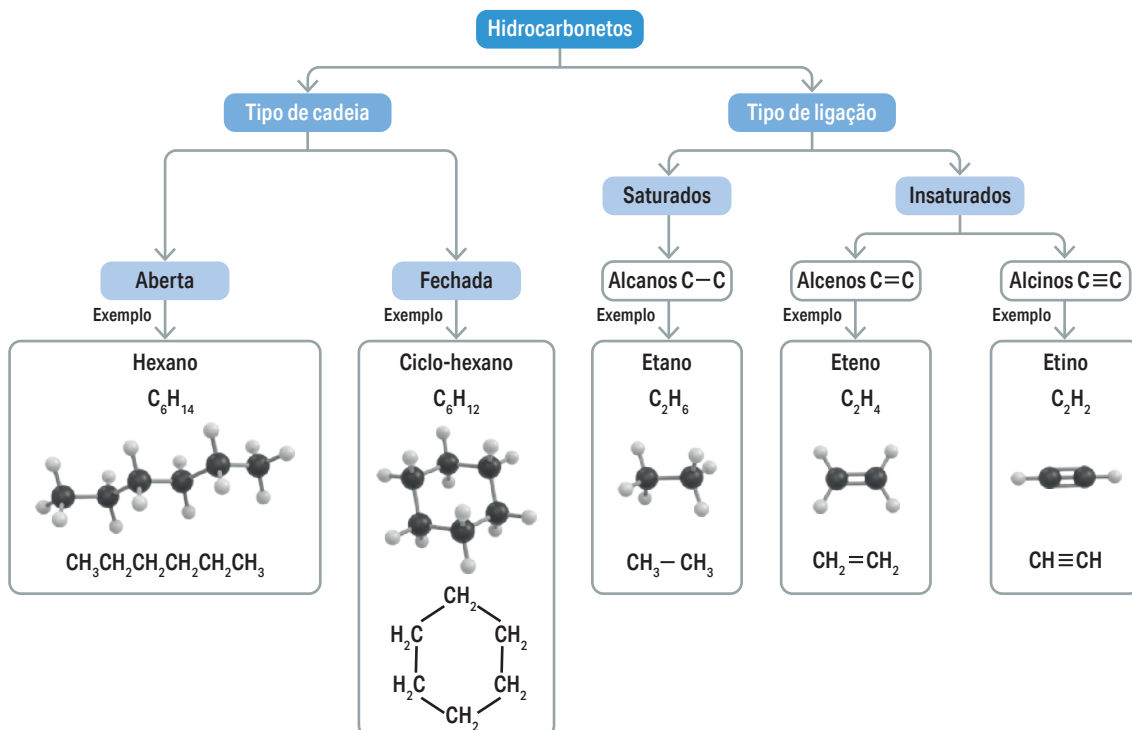


Fig. 3 Classificação dos hidrocarbonetos por tipo de cadeia e de ligação. Nos modelos, o carbono surge a preto e o hidrogénio a branco, apenas para distinção visual.

Os **alcanos** são hidrocarbonetos acíclicos que apresentam apenas **ligações simples** entre os seus carbonos, designando-se, por isso, **saturados**.

Pelo facto de os átomos de carbono se ligarem apenas por ligações simples nos alcanos, estes são constituídos por um número máximo de átomos de hidrogénio – daí dizer-se que são saturados, contrariamente aos alcenos e alcinos, que são designados por insaturados.

Os alcanos têm, portanto, a fórmula geral C_nH_{2n+2} , em que n é o número de átomos de carbono na cadeia.

As figuras seguintes apresentam alguns exemplos destes hidrocarbonetos.



O **metano** (CH_4), o **etano** (C_2H_6), o **propano** (C_3H_8) e o **butano** (C_4H_{10}) são alcanos muito usados para cozinhar (gás).

O **butano** e o **2-metilpropano** (C_4H_{10}) estão presentes no combustível utilizado em isqueiros.



O **pentano** (C_5H_{12}) e o **decano** ($C_{10}H_{22}$) e também o **hexano** (C_6H_{14}) são alcanos presentes na gasolina.

Os **alcenos** são hidrocarbonetos acíclicos **insaturados** que apresentam, pelo menos, uma **ligação dupla** entre átomos de carbono.

A fórmula geral dos alcenos lineares com apenas uma ligação dupla é C_nH_{2n} , em que n é o número de átomos de carbono na cadeia.

As figuras seguintes ilustram alguns exemplos destes hidrocarbonetos.

O **eteno** (ou etileno, C_2H_4) constitui a matéria-prima para a fabricação de muitos polímeros (plásticos).



O **propeno** (C_3H_6) é utilizado na produção do polipropileno – polímero presente em mangueiras e outros objetos de plástico flexível.

O **buteno** (C_4H_8) é utilizado na produção de isobuteno, presente em aditivos de combustível.



Os **alcinos** são hidrocarbonetos acíclicos **insaturados** que apresentam, pelo menos, **uma ligação tripla** entre átomos de carbono.

A **fórmula geral** dos alcinos lineares com apenas uma ligação tripla é C_nH_{2n-2} , em que n é o número de átomos de carbono na cadeia.

As figuras seguintes apresentam alguns exemplos destes hidrocarbonetos.



O **etino** (ou acetileno) (C_2H_2) é usado em larga escala na soldadura e no corte de metais por maçarico.



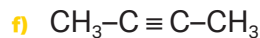
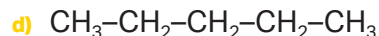
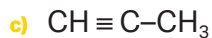
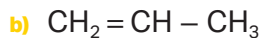
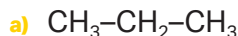
O **propino** (C_3H_4), gás mais denso do que o ar, é utilizado em soldadura, em aplicações industriais.



O **butino** (C_4H_6) é utilizado no fabrico de produtos plásticos e materiais de polietileno considerados de alta densidade (PEAD).

Exercício resolvido

1 Classifica cada composto em **saturado** ou **insaturado** e identifica-o como sendo alcano, alceno ou alcino.



Resolução:

- a) Hidrocarboneto saturado, alcano.
- b) Hidrocarboneto insaturado, alceno.
- c) Hidrocarboneto insaturado, alcino.
- d) Hidrocarboneto saturado, alcano.
- e) Hidrocarboneto insaturado, alceno.
- f) Hidrocarboneto insaturado, alcino.

Resolução:

- 2.1. As moléculas (II), (III), (IV) e (V) são hidrocarbonetos saturados, pois apenas possuem ligações simples; os hidrocarbonetos insaturados têm uma ou mais ligações duplas (ou triplas), o que apenas se verifica na molécula (I).
- 2.2. Cadeia aberta – (I), (III), (IV) e (V); cadeia fechada – (II).
- 2.3. (III) octano, C_8H_{18} ; (IV) butano, C_4H_{10} .

Outros compostos orgânicos

Existem outras classes de compostos orgânicos que resultam da substituição de um ou mais átomos de hidrogénio dos hidrocarbonetos por grupos característicos de determinada classe ou família de compostos orgânicos (grupos funcionais), conferindo-lhes propriedades específicas.

Um **grupo funcional** é um átomo ou conjunto de átomos que confere a uma molécula propriedades químicas características desse grupo de compostos.

Todos os compostos que possuem o mesmo grupo funcional pertencem a uma mesma classe de compostos orgânicos e possuem propriedades químicas semelhantes.

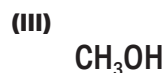
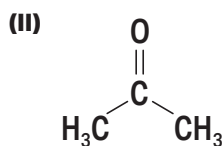
A **tabela 4** apresenta algumas dessas classes de compostos orgânicos, os respetivos grupos funcionais e alguns exemplos.

Classe de compostos orgânicos	Estrutura geral	Grupo funcional		Sufixo	Exemplo	
		Fórmula	Designação		Fórmula de estrutura	Nome
Álcoois	$R-OH$	$-OH$	Grupo hidroxilo	-ol	$\begin{array}{c} H & H \\ & \\ H-C & -C-OH \\ & \\ H & H \end{array}$	Etanol (ou álcool etílico)
Aldeídos	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-H \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-H \end{array}$	Grupo carbonilo (terminal) ou formilo	-al	$\begin{array}{c} H & O \\ & \\ H-C & -C-H \\ \\ H \end{array}$	Etanal (ou acetaldeído)
Cetonas	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-R' \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C- \end{array}$	Grupo carbonilo	-ona	$\begin{array}{c} H & O & H \\ & & \\ H-C & -C & -C-H \\ & & \\ H & & H \end{array}$	Propanona (ou acetona)
Ácidos carboxílicos	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-OH \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-OH \end{array}$	Grupo carboxilo	Ácido ...-oico	$\begin{array}{c} H & & O \\ & & \\ H-C & - & C \\ & & \\ H & & OH \end{array}$	Ácido etanoico (ou ácido acético)
Aminas	$\begin{array}{c} R-N-R' \\ \\ R'' \\ (R' \text{ e } R'' \\ \text{podem ser H}) \end{array}$	$\begin{array}{c} -N- \\ \end{array}$	Grupo amino	-amina	$\begin{array}{c} H & NH_2 \\ & \\ H-C & -C-H \\ & \\ H & H \end{array}$	Etanamina (ou etilamina)

Tabela 4 Classes de compostos orgânicos, grupos funcionais e exemplos. A letra R (inicial da palavra Radical) representa uma cadeia de átomos de carbono e hidrogénio (derivada de alcanos ou do benzeno).

Exercício resolvido

3 Considera as seguintes fórmulas químicas:



3.1. Selecciona a opção que indica os grupos funcionais presentes nas moléculas (II) e (III), respetivamente.

- (A) Hidroxilo e amino.
- (B) Carbonilo e hidroxilo.
- (C) Carboxilo e hidroxilo.
- (D) Carbonilo e carboxilo.

3.2. De que classes de compostos orgânicos é característico o grupo carbonilo?

Resolução:

3.1. (B).

Na molécula (II) existe o grupo carbonilo (destacado a verde) e na molécula (III) existe o grupo hidroxilo (destacado a vermelho).



3.2. O grupo funcional carbonilo ($\text{C}=\text{O}$) caracteriza as classes dos aldeídos e das cetonas. Consoante o posicionamento deste grupo funcional, o composto orgânico pode ser um aldeído (quando está na extremidade da cadeia carbonada) ou uma cetona (quando está intercalado na cadeia carbonada).

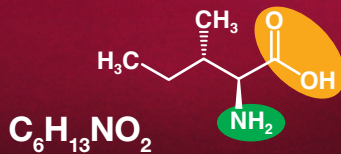
Os diferentes grupos funcionais estudados também estão presentes em biomoléculas e fármacos, determinando as suas propriedades químicas. A enorme diversidade destes compostos é justificada pela existência de inúmeras combinações de grupos funcionais, que podem repetir-se.

Nas páginas seguintes apresentam-se alguns exemplos de biomoléculas e fármacos com a respetiva identificação dos grupos funcionais.



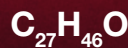
Biomoléculas

Biomoléculas são moléculas presentes nas células dos seres vivos que participam da estrutura e dos processos bioquímicos dos organismos. Estas moléculas existem nos alimentos e nos animais.



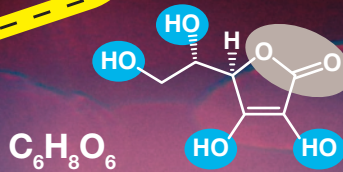
Isoleucina

Presente em alguns alimentos de origem animal e vegetal, é um aminoácido importante no desenvolvimento dos tecidos musculares.



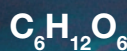
Colesterol

Presente em alimentos gordos, é um fator de risco para a ocorrência de doenças cardiovasculares.



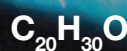
Ácido ascórbico (vitamina C)

Presente em frutas e legumes, é um importantíssimo agente antioxidante.



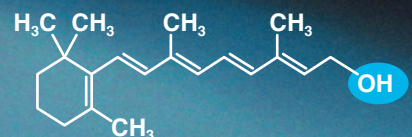
Frutose

Presente em frutas, é um açúcar e é fonte de energia para o organismo.



Vitamina A

Presente em frutas e legumes, tais como brócolos e tomate, tem ação cicatrizante.



e fármacos

Fármacos são todas as substâncias químicas utilizadas para fins medicinais que constituem o princípio ativo de um medicamento. Estão presentes nos analgésicos, antipiréticos, antibióticos e outros.

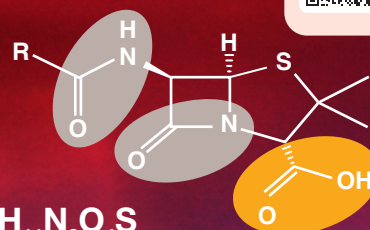
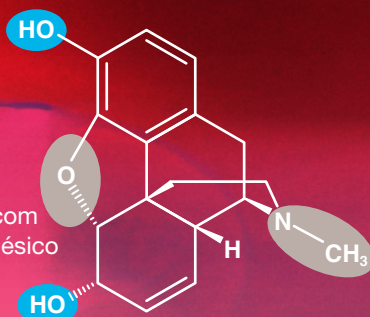
e Manual Digital

Vídeo
Biomoléculas e
fármacos



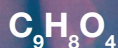
Morfina

Fármaco narcótico com elevado poder analgésico usado para aliviar dores severas.



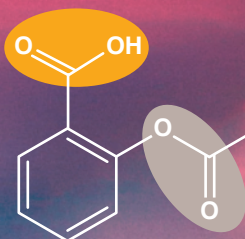
Penicilina

Presente no antibiótico utilizado no tratamento de infecções por bactérias. (R é um grupo de átomos que pode variar).



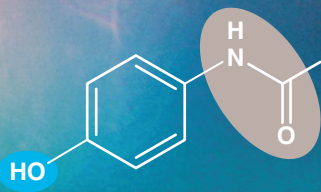
Ácido acetilsalicílico (aspirina®)

Utilizado como medicamento para tratar a dor, a febre e a inflamação.



Paracetamol

Fármaco com propriedades analgésicas e antipiréticas utilizado essencialmente para tratar a febre e a dor leve e moderada.



Atividade Investigativa

Objetivo geral:

Realizar, individualmente ou em grupo (2-4 alunos), um trabalho de **interdisciplinar** sobre **compostos orgânicos usados no cotidiano** e **apresentar** as conclusões à turma/escola em **formato analógico ou digital**.



Etapas do desenvolvimento da atividade

I – Escolha de um produto final a realizar

- **Infográfico A3** ou **póster científico**.
- **Vídeo** (2-3 min) ou **podcast** (3-5 min).
- **Dossier curto** (4-6 páginas) com resumo gráfico.
- **Mostra** com 3 cartões “estrutura → uso → segurança” para exposição na escola.

II – Escolha de um tema importante para a tua localidade

- **Etanol:** bebidas tradicionais (por exemplo, grogue), biocombustível e antisséptico – a relação destes produtos com a saúde pública e a regulação existente.
- **Detergentes e tensoativos:** roupa e loiça – impacte nas ETAR e no mar.
- **Cosméticos e produtos capilares:** álcoois, ésteres, silicões – segurança de utilização e alergénios relacionados.
- **Fármacos essenciais:** paracetamol, ibuprofeno, lidocaína – uso correto e o descarte destes fármacos.
- **Combustíveis e lubrificantes:** alcanos/aromáticos – emissões relacionadas e alternativas mais ecológicas.
- **Plásticos e bioplásticos:** PET, PEAD e ácido polilático – reciclagem e uso de economia circular para alcançar menor impacte ambiental.
- **Aromas e ésteres:** presentes em alimentos (por exemplo, sumos, iogurtes, pastelaria) – segurança e regulação existente.
- **Repelentes de mosquitos:** DEET e citronelal – eficácia e segurança.

III – Realização do guião de pesquisa (o que o trabalho deve responder)

- **Identificação** do composto (nome comum e IUPAC, fórmula global).
- **Grupo(s) funcional(is)** presente(s), classe funcional do(s) composto(s) (por exemplo, álcool ou ácido carboxílico) e **fórmula(s) de Lewis** simplificadas.
- **Propriedades relevantes** (polaridade, solubilidade, volatilidade, ponto de ebulição) e **ligação à função de uso**.
- **Ciclo de vida:** produção, transporte, uso e **destino/reciclagem/descarte** em Cabo Verde.
- **Risco e segurança:** pictogramas, manuseamento, armazenamento e alternativas “mais verdes”.
- **Impactos sociais e económicos:** custo, acesso, empregos locais, turismo e ambiente marinho.

IV – Conclusão

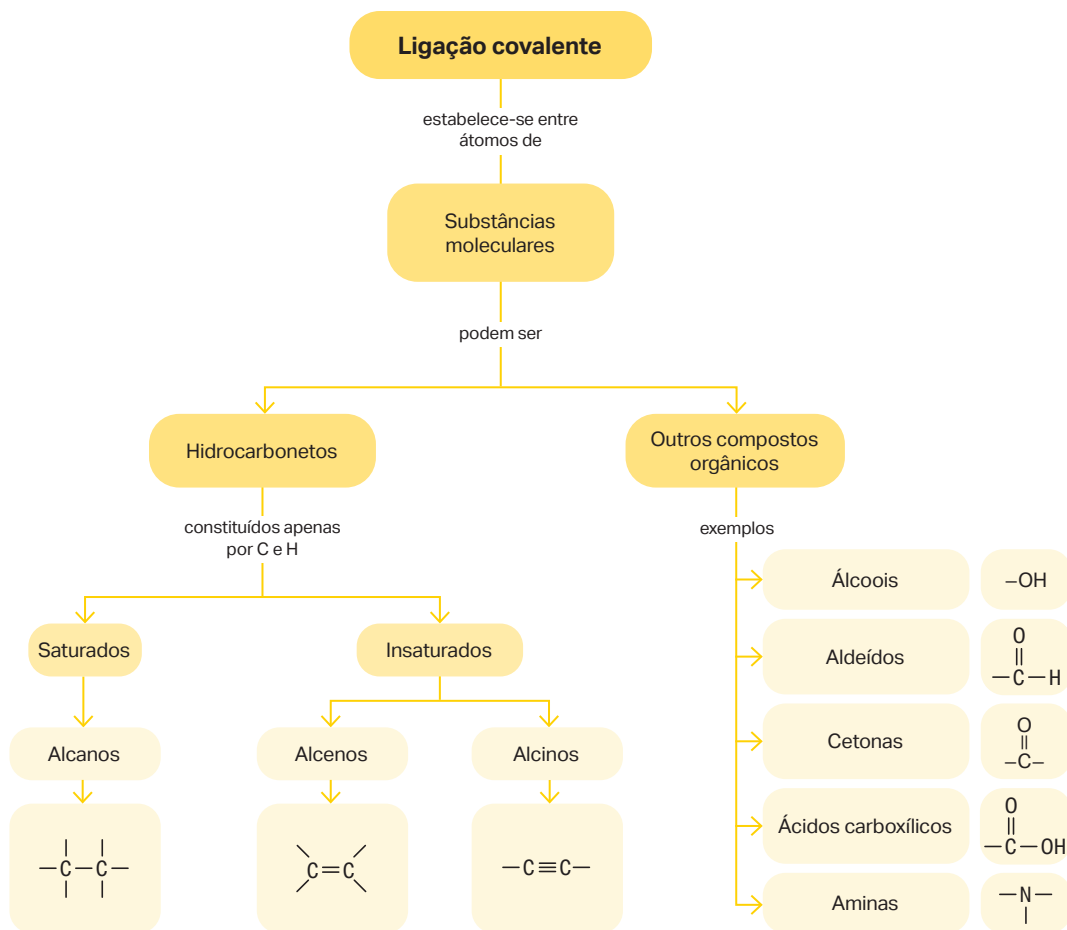
Lança três recomendações práticas para consumidores ou para a comunidade escolar.

V – Etapas e prazos (sugestão para 2-3 aulas)

- **Escolha do tema + plano** (15 min) – formular 3 perguntas-orientadoras.
- **Pesquisa orientada** (45-60 min) – livros de manual, rótulos, fichas técnicas e repositórios institucionais e registar todas as fontes usadas.
- **Síntese e design** (45 min) – organizar a informação e produzir o produto final.
- **Partilha** (até 3 min/grupo) – apresentação à turma ou realizar uma mostra na escola.



Mapa de conceitos



Síntese de conteúdos

- Numa ligação covalente, os átomos partilham pares de eletrões: um par (simples), dois pares (dupla) ou três pares (tripla).
- Quanto mais pares são partilhados, maior é a energia de ligação e menor é o seu comprimento.
- Hidrocarbonetos são compostos só de C e H e podem ter ligações simples (saturados: alcanos) ou duplas/triplas (insaturados: alcenos e alcinos).
- Muitos compostos orgânicos formam-se ao substituir o H dos hidrocarbonetos por grupos funcionais, que determinam propriedades químicas características. Exemplos de classes: álcoois, aldeídos, cetonas, ácidos carboxílicos e aminas.
- Grupos funcionais típicos: hidroxilo ($-OH$), carbonilo ($>C=O$), carboxilo ($-COOH$) e amino ($-NH_2$).

Exercícios de aplicação

- 1 Completa a tabela com a fórmula geral e um exemplo de fórmula de estrutura para $n = 5$:

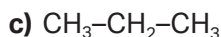
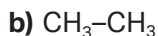
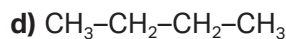
Família	Fórmula geral	Exemplo de fórmula de estrutura para $n = 5$
Alcano		
Alceno		
Alcino		

- 2 Considera as fórmulas moleculares seguintes:



Indica se cada uma pode corresponder a: (i) um alcano acíclico, (ii) um alceno acíclico ou (iii) um alcino acíclico

- 3 Atribui o nome IUPAC aos seguintes alcanos de cadeia linear:



- 4 Escreve a fórmula de estrutura condensada para os seguintes alcanos:

a) heptano

c) nonano

e) undecano

b) octano

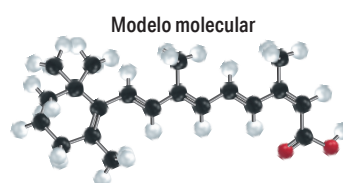
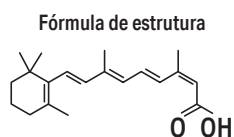
d) decano

f) dodecano

- 5 Analisando as estruturas das biomoléculas e dos fármacos apresentadas nas páginas 164 e 165, identifica os grupos funcionais destacados a azul, verde, vermelho e cor de laranja.

- 6 A isotretinoína é um fármaco usado no tratamento da acne.

6.1. A isotretinoína é um composto saturado ou insaturado? Justifica.



6.2. Justifica a afirmação verdadeira seguinte:

A isotretinoína não é um hidrocarboneto.

6.3. Quantos átomos de carbono e de hidrogénio existem nesta molécula?

6.4. Apresenta a fórmula molecular da isotretinoína.

Anexos

Material de laboratório



Picnômetro de sólidos



Picnômetro de líquidos



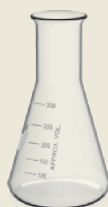
Pipeta de Pasteur



Gobelé ou copo



Pipeta conta-gotas



Balão de Erlenmeyer ou matraz



Proveta



Balão volumétrico



Garrafa de esguicho



Espátulas



Vidro de relógio



Lamparina de álcool



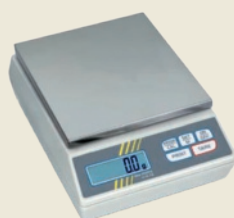
Cápsula de porcelana



Pompete



Macrocontrolador de pipetas



Balança de precisão



Balança analítica



Pipeta graduada



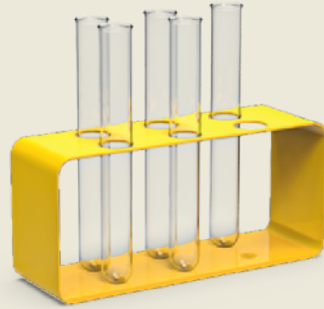
Pipeta volumétrica



Bureta



Frasco de reagentes



Suporte com tubos de ensaio



Termómetro digital



Termómetro analógico



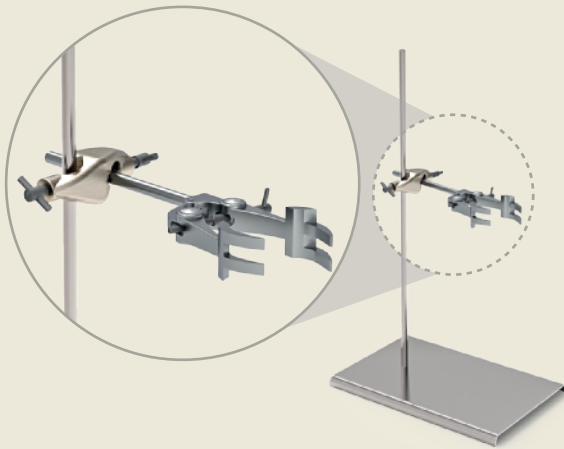
Funil de líquidos



Funil de carga



Manta de aquecimento



Suporte universal com noz e garra



Placa de aquecimento



Colher de combustão



Placa de microanálise



Agitador magnético



Medidor de pH

Soluções

TESTE DIAGNÓSTICO

Página 4

- 1.1.1. (D) 1.1.2. (B)
1.2.1. $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$
1.2.2. (D)
2. (B) 3. (A) e (D).

TEMA 1

Página 15

1. (A)
2.1. I e II.
São reações ácido-base segundo Brønsted-Lowry aquelas que envolvem transferência de prótons (H^+).
2.2. (D) 2.3. (A)

Página 23

- 1.1. (A) $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(6,3 \times 10^{-4}) = 3,2$;
 $\text{pH} + \text{pOH} = 14,0 \Rightarrow \text{pOH} = 14,0 - 3,2 = 10,8$
(B) $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,075) = 1,1$;
 $\text{pH} + \text{pOH} = 14,0 \Rightarrow \text{pH} = 14,0 - 1,1 = 12,9$
1.2. (A) Ácida; (B) Básica.
2. Sabe-se que: $\text{pH} = 8,1$, a 25°C
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-8,1} = 7,9 \times 10^{-9} \text{ mol dm}^{-3}$
 $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \Rightarrow$
 $[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{7,9 \times 10^{-9}} = 1,3 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$
3.1. $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,0 \times 10^{-4}) = 4,0$
3.2. (D)
A lixívia é a que apresenta menor acidez pois possui maior pH.
3.3. (C) 5.4. (D)
Dado $\text{pH} = 12 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{\text{pH}} = 10^{-12} \text{ mol dm}^{-3}$
Sendo $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \Leftrightarrow$
 $\Leftrightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1,48 \times 10^{-14}}{10^{-12}} \text{ mol dm}^{-3}$

Página 34

- 1.1. $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}(\text{aq})/\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-(\text{aq}); \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})/\text{H}_2\text{O}(\ell)$
1.2. (D)
O ácido propanoico, por ter uma constante de acidez baixa, é um ácido fraco, e, por isso, a extensão da sua ionização é reduzida.
1.3. Etapa A – representação do equilíbrio
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
- | | | | |
|---------------------|---------------|------|----------------|
| $c_{\text{início}}$ | 0,500 | 0,00 | $\approx 0,00$ |
| $c_{\text{eq.}}$ | $(0,500 - x)$ | $+x$ | $+x$ |

Etapa B – valor de x

$$K_a = \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-]_e \times [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}]_e} = \frac{x^2}{0,500 - x} \approx \frac{x^2}{0,500}$$
$$\Leftrightarrow 1,3 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,500} \Leftrightarrow x = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$
$$\frac{2,5 \times 10^{-3}}{0,500} = 0,005 < 5\%$$

a aproximação $(0,500 - x \approx 0,500)$ é válida

Etapa C – concentrações em equilíbrio

$$[\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-]_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_e = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$
$$[\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}]_e = 0,500 - 2,5 \times 10^{-3} = 0,498 \text{ mol dm}^{-3}$$

- 1.4. $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]_e = -\log(2,5 \times 10^{-3}) = 2,6$
1.5. (B)
Dado tratar-se de um ácido fraco, a extensão da ionização do ácido é muito baixa, pelo que
 $[\text{H}_3\text{O}^+]_e < [\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}]_{\text{início}}$.

- 2.1. (D)
À mesma temperatura, quanto maior $[\text{H}_3\text{O}^+]_e$ menor será a $[\text{OH}^-]_e$.
Assim, a solução C é a que possui menor $[\text{OH}^-]_e$ e a solução A maior $[\text{OH}^-]_e$.

- 2.2. Etapa A – cálculo de $[\text{H}_3\text{O}^+]_A$
 $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]_e \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_e = 10^{-\text{pH}} \Leftrightarrow$
 $\Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_A = 10^{-12} = 1,0 \times 10^{-12} \text{ mol dm}^{-3}$

Etapa B – valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]_B$
 $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]_e \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_e = 10^{-\text{pH}} \Leftrightarrow$
 $\Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_A = 10^{-10} = 1,0 \times 10^{-10} \text{ mol dm}^{-3}$

Etapa C – razão entre as concentrações

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_B}{[\text{H}_3\text{O}^+]_A} = \frac{1,0 \times 10^{-10}}{1,0 \times 10^{-12}} = 2 \Leftrightarrow$$
$$\Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_B = 2 \times [\text{H}_3\text{O}^+]_A$$
$$x = 2$$

- 2.3. A base com maior K_b é a que sofre uma ionização mais extensa e, por isso, apresenta maior $[\text{OH}^-]_e$. Como o pH é tanto maior quanto maior for $[\text{OH}^-]_e$, a solução A, por possuir maior pH, será a que apresenta maior K_b .

Página 43

- 1.1. $\text{NaNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$
1.2. (C)
O catião é um metal alcalino (grupo 1 da TP), logo não sofre hidrólise (ião neutro). O anião, por ser a base conjugada de um ácido forte, também não sofre hidrólise (ião neutro).
1.3. Neutro.
Nenhum dos iões que constituem o nitrato de sódio sofre hidrólise.
2.1.1. $\text{KOH}(\text{aq}) + \text{HCN}(\text{aq}) \rightarrow \text{KCN}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$
2.1.2. Na solução (I) estão presentes iões K^+ , que por ser ácido conjugado de uma base forte não se hidrolisam, e CN^- , base conjugada de um ácido fraco, que sofre, por isso, hidrólise, de acordo com a equação:
 $\text{CN}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HCN}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
A solução apresenta caráter básico, uma vez que da reação de CN^- com a água resulta um aumento da concentração de iões OH^- .

- 2.2. NH_4Cl dissocia-se nos iões NH_4^+ (que é ácido, resultando da dissociação de uma base fraca) e Cl^- , que, por ser um ião neutro, não sofre hidrólise. Assim, a solução aquosa deste sal apresentará um caráter ácido, predominando o caráter ácido-base da solução de origem HCl (ácida) por ser mais forte do que a base NH_3 .
2.3. (B)
3. (A)

Página 56

- 1.1. Titulado: $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$; Titulante: $\text{KOH}(\text{aq})$
 1.2. $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2\text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$

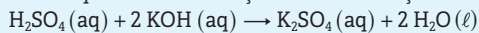
1.3. Etapa A – quantidade de KOH utilizado

$$c = \frac{n}{V} \Rightarrow n = c \times V \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow n = 0,200 \times 10,50 \times 10^{-3} = 2,10 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Etapa B – concentração de H_2SO_4

Da estequiometria de reação de neutralização vem:



$$n_{\text{KOH}} = 2 \times n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \Leftrightarrow n_{\text{KOH}} = 2 \times c_{\text{H}_2\text{SO}_4} \times V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{n_{\text{KOH}}}{2 \times V_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{2,10 \times 10^{-3}}{2 \times 20,00 \times 10^{-3}} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,0525 \text{ mol dm}^{-3}$$

1.4. Gráfico (C).

Dado o titulado ser um ácido, o valor do pH medido inicialmente será menor do que 7.

Tratando-se de uma titulação de ácido forte com uma base forte, a adição de titulante fará aumentar o valor do pH, sendo que, no p.e., à temperatura de 25 °C, pH = 7.

1.5. Seria igual a 10,50 mL, dado que a quantidade de ácido a neutralizar era a mesma.

1.6. Tópico A – Identificação do tipo de titulação

Trata-se de uma titulação de ácido forte com uma base forte.

Tópico B – escolha do indicador

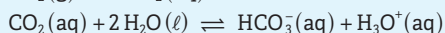
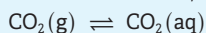
Dos três indicadores, o mais adequado seria o azul de bromotimol, uma vez que a sua zona de viragem [6,0; 7,6] inclui o valor do pH no ponto de equivalência (pH = 7).

1.7. O ponto de equivalência da titulação corresponderá à situação em que ocorre a neutralização total do ácido por parte da base, enquanto o ponto final da titulação é detetado pela observação da mudança da cor do indicador ácido-base adicionado à solução contida no balão Erlenmeyer.

1.8. No ponto de equivalência.

Página 63

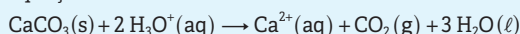
1.1. Dióxido de carbono, CO_2 .



1.2. (B)

2.1. As principais consequências ambientais provocadas pelas chuvas ácidas estão relacionadas com a destruição de florestas e plantas em geral, a acidificação dos solos, lagos e rios e a perturbação de ecossistemas marinhos.

2.2. Etapa A – Equação química de decomposição do CaCO_3 . O carbonato de cálcio descompõe-se de acordo com a equação:



Etapa B – efeito da chuva ácida

A presença de chuvas ácidas faz aumentar $[\text{H}_3\text{O}^+]$, o qual, de acordo com o Princípio de Le Châtelier, favorece a reação no sentido direto, que corresponde à decomposição do carbonato de cálcio.

2.3. Para minimizar os efeitos das chuvas ácidas terão de ser tomadas medidas, tais como:

i) diminuição das emissões, para a atmosfera, de óxidos de enxofre, utilizando combustíveis de baixo teor em enxofre

(biocombustíveis) e a instalação de filtros especiais nas chaminés, que permitem reter a emissão de óxidos de enxofre produzidos;

ii) redução das emissões de óxidos de nitrogénio, através da aplicação de reatores químicos especiais nos tubos de escape dos veículos, que utilizam combustíveis fósseis e promover a utilização de transportes públicos e veículos elétricos;

iii) aposta em alternativas aos combustíveis fósseis, investindo nas fontes de energia mais limpas, como a energia das marés, hidroelétrica, eólica e fotovoltaica.

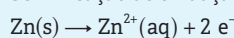
3. (D)

Página 75

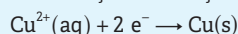
1.1. (B) e (C).

1.2. A alteração da cor da solução deve-se ao facto de os cations $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, que conferem cor azul à solução, sofrerem redução (depositando-se sobre a placa de Zn), diminuindo assim a sua concentração em solução.

1.3. Semirreação de oxidação



Semirreação de redução



1.4. $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$

1.5. (B)

$$n.o.(\text{Zn})_{\text{início}} = 0; n.o.(\text{Zn})_{\text{fim}} = +2$$

$$n.o.(\text{Cu})_{\text{início}} = +2; n.o.(\text{Cu})_{\text{fim}} = 0$$

2.1.

	Mn	Fe	H
Reagentes	+7	+2	+1
Produtos	+2	+3	+1

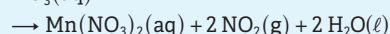
2.2. (D)

$$\Delta n.o.(\text{Mn}) = +2 - 7 = -5$$

Mn sofre redução pois o seu n.o. diminui.

2.3. $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 1\text{e}^-$

3. $\text{Mn}(\text{s}) + 4\text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow$



Página 85

1.1. (A)

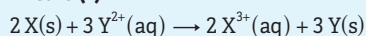
1.2. Ensaio (I)

Devido ao facto de o poder redutor de X ser maior do que o de Y, o metal X é capaz de reduzir o cation Y^{2+} , verificando-se deposição do metal Y sobre a placa metálica.

Ensaio (II)

Como o poder redutor do metal Z é menor que o do metal X, o metal Z não é capaz de reduzir o metal X, pelo que não se observará qualquer alteração perceptível.

1.3. Ensaio (I)



Ensaio (II)



2.1. (C)

2.2.1. $\text{Mg} > \text{Fe}$

2.2.2. $\text{Pb} < \text{Mg}$

Soluções

- 2.3.1. $\text{Mg(s)} + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe(s)} + \text{Mg}^{2+}(\text{aq})$
- 2.3.2. $\text{Fe(s)} + 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Ag(s)} + \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
- 2.4. Ordem crescente de poder redutor: $\text{Ag} - \text{Pb} - \text{Fe} - \text{Mg}$
3. É possível proteger os cascos dos navios e pontes (estruturas de ferro) da corrosão através da utilização de metais de sacrifício – que consiste em associar à estrutura peças de outros metais que, por possuírem maior poder redutor que o ferro, ao cederem-lhe elétrons sofrem preferencialmente oxidação. Outro método consiste na aplicação de uma corrente impressa, segundo a qual são utilizados elétrodos ligados a uma fonte de alimentação de corrente contínua, que fornece elétrons ao ferro, impedindo a sua oxidação.

Página 104

- 1.1. (C)
- 1.2. Ocorre oxidação no polo negativo, ou seja, no ânodo – elétrodo de ferro.
- 1.3. Na ponte salina, os catiões migram do ânodo (elétrodo de Fe) para o cátodo (elétrodo de Cu) e os aniões têm o sentido de migração oposto.
- 1.4. Os elétrons movem-se do ânodo (elétrodo de Fe) para o cátodo (elétrodo de Cu).
- 1.5.1. $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$
- 1.5.2. $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
- 1.6. $\text{Fe(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$
- 1.7. (C)
- 2.1. Pilha X:
 $\Delta E_{\text{pilha}}^{\circ} = E^{\circ}_{\text{oxidante}} - E^{\circ}_{\text{reductor}} \Leftrightarrow$
 $\Leftrightarrow \Delta E_{\text{célula}}^{\circ} = E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) - E^{\circ}(\text{Co}^{2+}/\text{Co}) \Leftrightarrow$
 $\Leftrightarrow \Delta E_{\text{pilha}}^{\circ} = -0,76 + 1,84 = 1,08 \text{ V}$
- Pilha Y:
 $\Delta E_{\text{pilha}}^{\circ} = E^{\circ}_{\text{oxidante}} - E^{\circ}_{\text{reductor}} \Leftrightarrow$
 $\Leftrightarrow \Delta E_{\text{célula}}^{\circ} = E^{\circ}(\text{S}/\text{S}^{2-}) - E^{\circ}(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) \Leftrightarrow$
 $\Leftrightarrow \Delta E_{\text{pilha}}^{\circ} = -0,48 + 1,66 = 1,18 \text{ V}$
- 2.2. $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn(s)}$
- 2.3. $3 \text{S(s)} + 2 \text{Al(s)} \rightarrow 3 \text{S}^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq})$

Página 117

- 1.1. **Etapa A** – massa total de iões em cada água
 $m_{\text{total}}(\text{água do mar}) = 34,51 \text{ mg}$
 $m_{\text{total}}(\text{água doce}) = 130,3 \text{ mg}$
- Etapa B** – Comparação
A salinidade da amostra de água do mar é aproximadamente 3×10^2 vezes maior do que a salinidade da água doce.
- 1.2. A maior concentração de sais na água do mar, comparativamente com as águas dos rios e lagos, deve-se às dissoluções de sais minerais e gases, provenientes da crosta e do interior da Terra, da atmosfera terrestre e das lavas e fumos vulcânicos, para além dos que chegam ao mar “arrastados” pelos rios e águas das chuvas. Acresce o facto de a evaporação da água nos oceanos ser mais intensa que nos rios e lagos (solvente).
- 1.3. Significa que, em cada 100 g de água do mar, existem, em média, dissolvidos 3,5 g de sais.
- 2.1. As principais causas do problema de escassez de água potável são: consumo excessivo da água devido ao aumento populacional, e a poluição crescente causada pela indústria, transportes e a agricultura.

- 2.2. A água é um bem essencial ao desenvolvimento da sociedade humana pois é imprescindível para o crescimento de áreas como: produção agrícola, atividade industrial e turismo.
- 2.3. Possíveis medidas: poupança de água doméstica e redução de lixo poluente.
Medidas coletivas: diminuir espaços de jardim (e consequente poupança de água de rega) e promover a reciclagem de lixos. Optar por transportes coletivos e menos poluentes reduzindo a emissão de gases de CO_2 e NO_x .
- 3.1. Porque o aumento da concentração de CO_2 diminui o pH. Maior concentração de CO_2 na atmosfera \rightarrow maior quantidade de CO_2 em solução. Pelo Princípio de Le Châtelier, o equilíbrio
 $\text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons$
 $\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$
desloca-se para a direita, aumentando $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e, por isso, baixando o pH.
- 3.2. Variação de $[\text{HCO}_3^-]$ e $[\text{CO}_3^{2-}]$ quando o pH baixa. Num meio mais ácido, CO_3^{2-} protona-se a HCO_3^- :
 $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$
Logo, $[\text{HCO}_3^-]$ aumenta e $[\text{CO}_3^{2-}]$ diminui.
- 3.3. Equação da dissolução do CaCO_3 em meio mais ácido:
 $\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons$
 $\rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$
(Equivalente global frequente:
 $\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons$
 $\rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{HCO}_3^-(\text{aq})$)
- 3.4. Consequências:
Ecológica: diminui a saturação em carbonato \rightarrow menor calcificação e maior fragilidade/dissolução de esqueletos de corais, conchas de moluscos e carapaças de alguns planctônicos.
Geoquímica: maior dissolução de minerais, por exemplo, os de ferro dissolvem-se mais facilmente:
 $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s}) + 3 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
libertando $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ para a água e alterando os fluxos bio-geoquímicos.

Página 128

- 1.1.1. A massa de AlCl_3 , que é possível dissolver em 100 mL de água, é calculada com base na solubilidade conhecida.
 $\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1,0 \text{ g/mL}$
 $\rho_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m}{V} \Leftrightarrow m = \rho_{\text{H}_2\text{O}} \times V = 1,0 \times 10 = 10 \text{ g}$
 $\frac{10 \text{ g de água}}{4,58 \text{ g de AlCl}_3} = \frac{100 \text{ g de água}}{m} \Leftrightarrow$
 $\Leftrightarrow m = 45,8 \text{ g de AlCl}_3$
 $s = 45,8 \text{ g}/100 \text{ g de água}$
- 1.1.2. **Etapa A** – quantidade de AlCl_3 presente nos 10 mL de solução
 $M(\text{AlCl}_3) = 133,33 \text{ g mol}^{-1}$
 $n = \frac{m}{M} = \frac{4,58 \text{ g}}{133,33 \text{ g mol}^{-1}} = 3,435 \times 10^{-2} \text{ mol}$
- Etapa B** – cálculo da solubilidade
 $s = \frac{n}{V} = \frac{3,435 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0,0100 \text{ dm}^3} = 3,44 \text{ mol dm}^{-3}$

- 1.2. Etapa A** – massa de $AlCl_3$ que é possível dissolver nos ensaios (I) e (II).

$$\frac{4,58 \text{ g de } AlCl_3}{10 \text{ g de água}} = \frac{m}{V_{\text{solução}}} \Leftrightarrow m = \frac{V_{\text{solução}} \times 4,58}{10}$$

$$\text{Solução (I): } m = \frac{50}{10} \times 4,58 = 22,9 \text{ g}$$

$$\text{Solução (II): } m = \frac{20}{10} \times 4,58 = 9,16 \text{ g}$$

Etapa B – classificação das soluções

Na solução (I), como ainda é possível dissolver mais soluto, a solução resultante é não saturada.

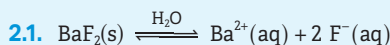
Na solução (II), a massa de soluto utilizada é superior à que é possível dissolver. Por isso, esta solução será sobresaturada, conduzindo à formação de um precipitado e a uma solução saturada.

- 1.3. Etapa A** – massa de $AlCl_3$ que é possível dissolver

$$m = \frac{100}{10} \times 4,58 = 45,8 \text{ g}$$

Etapa B – massa de $AlCl_3$ que ainda é possível dissolver em (III)

Dado que na solução é possível dissolver 45,8 g, sendo utilizados 10 g, ainda será possível dissolver $45,8 - 10 = 35,8$ g de $AlCl_3$.



2.2. (D)

$$K_s(BaF_2) = [Ba^{2+}]_e \times [F^{-}]_e^2 = s \times (2s)^2 = 4s^3 \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,8 \times 10^{-7}}{4}} \text{ mol dm}^{-3}$$

- 2.3. Etapa A** – cálculo da solubilidade de BaF_2

$$s = \sqrt[3]{\frac{1,8 \times 10^{-7}}{4}} = 3,56 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

Etapa B – quantidade de BaF_2 que é possível dissolver nos 500 mL de água

$$s = \frac{n}{V} \Leftrightarrow n = s \times V =$$

$$= 3,56 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3} \times 0,500 \text{ dm}^3 \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow n = 1,78 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Etapa C – massa de BaF_2 que é possível dissolver

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

$$= 1,78 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 175,34 \text{ g mol}^{-1} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow m = 0,31 \text{ g}$$

Etapa D – conclusão

Como foi adicionada uma massa de soluto superior à que é possível dissolver, a solução resultante é sobresaturada e confirma-se a formação de um depósito.

- 2.4.** A massa de soluto que ficará por dissolver será obtida por: $m = 0,50 - 0,31 = 0,19$ g.

- 2.5. Etapa A** – quantidade de BaF_2 utilizada

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,500 \text{ g}}{175,33 \text{ g mol}^{-1}} = 2,85 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Etapa B – concentração de BaF_2

$$[BaF_2] = \frac{n}{V} = \frac{2,85 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,500 \text{ dm}^3} = 5,70 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

Etapa C – concentrações dos iões Ba^{2+} e F^{-}

$$[Ba^{2+}] = [BaF_2] = 5,70 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[F^{-}] = 2 \times [BaF_2] = 2 \times 5,70 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow [F^{-}] = 1,14 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

Etapa D – cálculo de Q_s

$$Q_s = [Ba^{2+}]_e \times [F^{-}]_e^2 = 5,70 \times 10^{-3} \times (1,14 \times 10^{-2})^2 \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow Q_s = 7,4 \times 10^{-7}$$

Etapa E – conclusão

Como $Q_s > K_s$, comprova-se que se trata de uma solução sobresaturada.

- 2.6. Etapa A** – quantidade de BaF_2 utilizada

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,50 \text{ g}}{175,34 \text{ g mol}^{-1}} = 2,85 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Etapa B – volume de água a utilizar para preparar uma solução saturada

$$c = s = \frac{n}{V} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow V = \frac{n}{s} = \frac{2,85 \times 10^{-3} \text{ mol}}{3,56 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}} = 0,80 \text{ dm}^3$$

Etapa C – volume de água a adicionar

Deixa de existir soluto por dissolver quando o volume da solução for 800 mL. Dado que foram inicialmente utilizados 500 mL de água, será necessário adicionar $800 - 500 = 300$ mL de água para que todo o soluto seja dissolvido.

Página 142

- 1.1.** Dado que a massa de $KClO_3$ possível de dissolver em 10 mL de água aumenta com a temperatura, conclui-se que o aumento de temperatura favorece a solubilidade do sal, por isso a dissolução de $KClO_3$ é endotérmica.

- 1.2.1. Etapa A** – massa de $KClO_3$ dissolvido

Da leitura do gráfico, a 40°C é possível dissolver 1,5 g de $KClO_3$ em 10 mL de água.

Etapa B – cálculo da solubilidade a 40°C

$$\rho_{H_2O} = 1 \text{ g/mL} \Rightarrow m = \rho_{H_2O} \times V = 10 \text{ g}$$

$$\frac{1,5 \text{ g de } KClO_3}{10 \text{ g de água}} = \frac{m}{100 \text{ g de água}} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow m = 15 \text{ g de } KClO_3$$

$$s = 15 \text{ g}/100 \text{ g de água}$$

- 1.2.2. Etapa A** – quantidade de $KClO_3$ dissolvida

$$M(KClO_3) = 122,55 \text{ g mol}^{-1}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1,5 \text{ g}}{122,55 \text{ g mol}^{-1}} = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Etapa B – solubilidade

$$s = \frac{n}{V} = \frac{1,2 \times 10^{-2} \text{ mol}}{10 \times 10^{-3} \text{ dm}^3} = 1,2 \text{ mol dm}^{-3}$$

- 1.3.** (D)

O tubo 3 contém uma solução saturada com 1,5 g de soluto em 10 mL de água. À temperatura de 52°C é possível dissolver 2,0 g. Assim, a 52°C , a solução é não saturada (insaturada), sendo possível, ainda, dissolver $2,0 \text{ g} - 1,5 \text{ g} = 0,5 \text{ g}$ de $KClO_3$.

- 1.4. Etapa A** – massa de $KClO_3$ dissolvida

$$m = 2,5 \text{ g}$$

Etapa B – massa de $KClO_3$ que fica por dissolver

Como à temperatura do ensaio 1 (11°C) apenas é possível dissolver 0,5 g de $KClO_3$, ao arrefecer o tubo 5 a 11°C , fica depositado no tubo $2,0 \text{ g} - 0,5 \text{ g} = 1,5 \text{ g}$ de $KClO_3$.

- 1.5. Etapa A** – solubilidade a 40°C

Da alínea **1.1.2.** $s = 1,2 \text{ mol dm}^{-3}$

Soluções

Etapa B – cálculo de K_s

$$K_s = [K^+]_e \times [ClO_3^-]_e = s \times s \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow K_s = 1,2 \times 1,2 = 1,4$$

2.1. Etapa A – cálculo da solubilidade

$$\rho_{H_2O} = 1 \text{ g/mL} \Rightarrow m = \rho_{H_2O} \times V = 20 \text{ g}$$

$$\frac{10,0 \text{ g de } KCl}{20 \text{ g de água}} = \frac{m}{100 \text{ g de água}} \Leftrightarrow m = 50 \text{ g de } KCl$$

$$s = 50 \text{ g}/100 \text{ g de água}$$

Etapa B – temperatura a que foi preparada a solução

Da análise do gráfico, verifica-se que esse valor de solubilidade acontece à temperatura de 80 °C. Assim, a solução (II) foi preparada a 80 °C.

2.2. Etapa A – massa que é possível dissolver a 20 °C

Da análise do gráfico, $s = 30 \text{ g}/100 \text{ g de água}$

Sendo possível dissolver 30 g de KCl por cada

100 g de água, então em 20 mL vem:

$$\rho_{H_2O} = 1,0 \text{ g/mL} \Rightarrow m = \rho_{H_2O} \times V = 20,0 \text{ g}$$

$$\frac{30,0 \text{ g de } KCl}{100 \text{ g de água}} = \frac{m}{20,0 \text{ g de água}} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow m = 6,00 \text{ g de } KCl$$

Etapa B – massa de KCl que ficou por dissolver

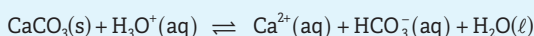
Tendo sido utilizados 10,0 g de KCl na preparação da solução e como apenas é possível dissolver 6,00 g, não se encontram dissolvidos

$$10,0 \text{ g} - 6,00 \text{ g} = 4,0 \text{ g de } KCl.$$

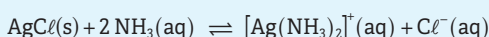
2.3. A adição de cloreto de sódio faz aumentar a concentração do anião cloreto [ião comum] em solução. De acordo com o Princípio de Le Châtelier, o aumento da concentração de um dos iões constituintes do sal (Cl^-) provoca a deslocação do equilíbrio no sentido inverso, sentido em que ocorre precipitação do sal.

Assim, a adição de cloreto de sódio à solução (I) faz aumentar a massa de KCl não dissolvido.

3.1. A solubilidade aumenta.



3.2. A solubilidade aumenta.



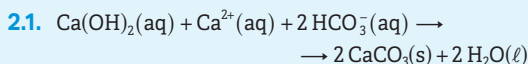
Página 151

1.1. (D)

1.2. Sendo a dureza da água avaliada pela soma das concentrações em catões cálcio e magnésio, vem: Dureza(I) = (1,63 + 0,74) mg/L = 2,37 mg/L \curvearrowright 5,92 mg/L de $CaCO_3$

$$\text{Dureza(II)} = 1,1 \text{ mg/L} \curvearrowright 2,75 \text{ mg/L de } CaCO_3$$

Assim, a água (I) apresenta uma maior dureza do que a água (II).

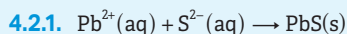


2.2. $Mg(OH)_2(s)$

3. As incrustações dos sais formados nas tubulações das máquinas de lavar loiça e roupa devem-se ao carbonato de cálcio ($CaCO_3$), pouco solúvel, que se deposita.

Para minimizar o problema são utilizados produtos anticálcios, que solubilizam os carbonatos, nomeadamente, nas máquinas de lavar roupa, amaciadores, que contêm agentes complexantes (sendo o mais comum o EDTA) e, nas máquinas de lavar loiça, sal anticalcário, à base de cloreto de sódio granulado.

4.1. Precipitação química



TEMA 2

Página 169

1.

Família	Fórmula geral	Exemplo de fórmula de estrutura para $n = 5$
Alcano	C_nH_{2n+2}	Pentano: $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
Alceno	C_nH_{2n}	Pent-2-eno: $CH_3-CH=CH-CH_2-CH_3$
Alcino	C_nH_{2n-2}	Pent-2-ino: $CH_3-C \equiv C-CH_2-CH_3$

2. a) corresponde a (i) um alcano acíclico.
b) corresponde a (i) um alceno acíclico.
c) corresponde a (iii) um alcino acíclico.

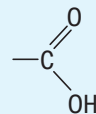
3. a) metano
b) eteno
c) propano
d) butano
e) pentano
f) hexano

4. a) $CH_3-(CH_2)_5-CH_3$
b) $CH_3-(CH_2)_6-CH_3$
c) $CH_3-(CH_2)_7-CH_3$
d) $CH_3-(CH_2)_8-CH_3$
e) $CH_3-(CH_2)_9-CH_3$
f) $CH_3-(CH_2)_{10}-CH_3$

5. Azul – grupo hidroxilo; verde – grupo amino; vermelho – grupo carbonilo; cor de laranja – grupo carboxilo.

6.1. A isotretinoína é um composto insaturado por ter ligações duplas entre átomos de carbono.

6.2. A isotretinoína não é um hidrocarboneto, dado que tem na sua estrutura um grupo funcional característico dos ácidos carboxílicos, o grupo carboxilo, logo, não é constituída exclusivamente por carbono e hidrogénio:



6.3. 20 átomos de carbono e 28 átomos de hidrogénio.

6.4. $C_{20}H_{28}O_2$

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.



www.escolavirtual.cv



Química 12.º ano

Criação intelectual
Cristina Celina Silva

Revisão
Universidade de Cabo Verde

Design
Porto Editora

Créditos fotográficos
DepositPhotos.com
Freepik.com
Pedro Moita (p. 38, 60, 61,
143, 149, 152, 153, 154,
167)
Porto Editora
Stock.Adobe.com

Edição
2026

Este manual segue o programa da disciplina, publicado pelo Ministério da Educação.

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!