

ESCOLA BÁSICA E SECUNDÁRIA DA CALHETA

Física e Química A – 11.º Ano

Resumo Q2.1

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos / 2.1: Reações ácido-base

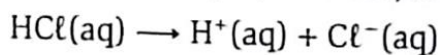
- 2.1.1. Soluções aquosas ácidas, básicas e neutras.
- 2.1.2. Autoionização da água. Ionização de ácidos e de bases.
- 2.1.3. Aplicação das constantes de equilíbrio à ionização de ácidos e de bases.
- 2.1.4. Soluções aquosas de sais.
- 2.1.5. Neutralização de ácidos e de bases.
- 2.1.6. Aspetos ambientais das reações ácido-base.

I CONCEITO DE ÁCIDO E DE BASE

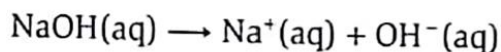
O conceito de ácido e de base tem sofrido uma evolução ao longo dos tempos. Inicialmente, considerava-se que os ácidos eram materiais que avermelhavam a tintura de tornesol e apresentavam um sabor azedo e as bases eram materiais que tornavam azul a tintura de tornesol e eram escorregadios ao tato.

Mais tarde, foram surgindo teorias que tentaram explicar e interpretar as suas propriedades como, em 1887, a **Teoria de Arrhenius**.

Um **ácido de Arrhenius** é uma substância que, em solução aquosa, origina iões H^+ .



Uma **base de Arrhenius** é uma substância que, em solução aquosa, origina iões OH^- e iões positivos.



No entanto, esta teoria não permitia explicar o comportamento ácido e básico de alguns sais nem o comportamento básico de uma substância molecular como o NH_3 . A Teoria de Arrhenius foi, assim, substituída pela **Teoria de Brönsted e Lowry**, ou **Teoria Protónica**. De acordo com esta teoria:

Um **ácido** é toda a espécie que cede um protão (H^+).

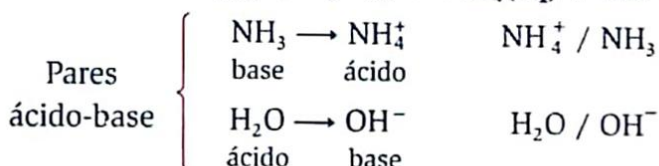
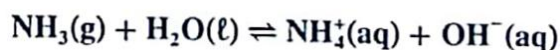
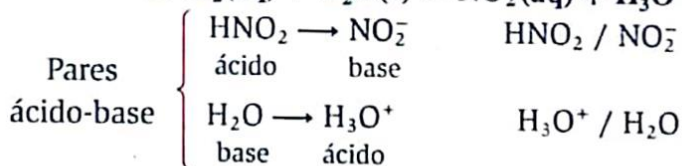
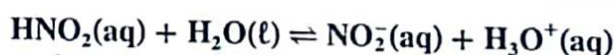
Uma **base** é toda a espécie que recebe um protão (H^+).

Reação ácido-base de Brönsted e Lowry – reação em que ocorre transferência de um protão entre as espécies. Um ácido, espécie dadora de protões, transfere um ião hidrogénio (H^+) para a base, que é a espécie aceitadora de protões.

Quando um ácido cede um protão H^+ transforma-se numa base e, analogamente, quando uma base recebe um protão H^+ transforma-se num ácido. A todo o ácido corresponde uma base conjugada, e a toda a base corresponde um ácido conjugado.

Par conjugado ácido-base – corresponde a uma base e um ácido que diferem apenas num protão H^+ ; escreve-se na forma *ácido/base*.

Numa reação ácido-base de Brönsted e Lowry, existem sempre dois pares conjugados ácido-base.

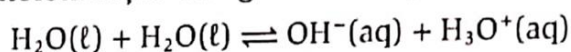
EXEMPLO

Nas duas reações apresentadas atrás, no exemplo, a água apresenta um comportamento tanto de base como de ácido, dependendo da espécie com a qual reage, pelo que se diz que se comporta como uma **espécie anfotérica**.

Espécies anfotéricas – são espécies que podem apresentar um comportamento de ácido ou de base, dependendo das características da espécie com que se encontram a reagir.

2 AUTOIONIZAÇÃO DA ÁGUA. CONCEITO DE pH

A água conduz corrente elétrica. Isso acontece porque contém iões, OH^- e H_3O^+ , provenientes da reação de **autoionização da água** ou **autoprotólise da água**:



A constante de equilíbrio para esta reação denomina-se **produto iónico da água**, K_w , e obtém-se a partir da expressão:

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

Como a água é um líquido puro, o valor de K_w não vai depender da sua concentração, pelo que é omitida da expressão. Como qualquer constante de equilíbrio, o valor de K_w depende da temperatura. À temperatura de 25 °C, tem o valor de $1,00 \times 10^{-14}$.

Autoionização da água:

- é uma reação muito pouco extensa;
- com o aumento de temperatura verifica-se um aumento do K_w , logo, ocorre um aumento da $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e da $[\text{OH}^-]$. Conclui-se assim que o aumento de temperatura favorece a reação direta. Como de acordo com Princípio de Le Châtelier, o aumento de temperatura favorece a reação endotérmica, conclui-se que reação de autoionização da água é uma reação endotérmica.

Para **qualquer temperatura**, verifica-se que:

- Em água pura e em todas as soluções aquosas neutras:

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

- Em soluções aquosas ácidas:

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

- Em soluções aquosas básicas:

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

CONCEITO DE pH

O pH é um parâmetro importante na caracterização de soluções aquosas. Relaciona-se com a menor ou maior acidez / basicidade de uma solução aquosa, a 25 °C, está compreendido entre 0 e 14 (escala de Sorensen) e é adimensional.

É calculado através da concentração de H_3O^+ , expressa em mol dm^{-3} , a partir da expressão:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Para uma solução aquosa neutra ou para água pura, a 25 °C:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = x \text{ e } K_w = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] \Leftrightarrow 1,0 \times 10^{-14} = x^2 \Leftrightarrow x = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log (1,0 \times 10^{-7}) = 7,0$$

Numa solução aquosa a 25 °C:

- se $\text{pH} = 7 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow$ a solução é **neutra**;
- se $\text{pH} > 7 \Rightarrow [\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow$ a solução é **básica** (ou **alcalina**);
- se $\text{pH} < 7 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \Rightarrow$ a solução é **ácida**.

Quanto maior for o carácter ácido de uma solução, maior será a sua concentração em iões H_3O^+ e menor será o seu valor de pH.

Verifica-se também que:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \Leftrightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

A 25 °C:

$$\text{pH} + \text{pOH} = -\log (1,0 \times 10^{-14}) \Leftrightarrow \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

3 DISSOCIAÇÃO E IONIZAÇÃO

A força relativa de um ácido ou de uma base pode ser avaliada a partir da tendência que uma espécie tem para se ionizar ou dissociar, que pode ser avaliada através do grau de ionização ou de dissociação.

Grau de ionização ou de dissociação – relação entre a quantidade de matéria ionizada ou dissociada e a quantidade de matéria dissolvida.

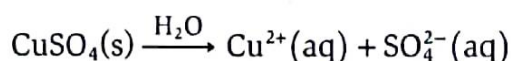
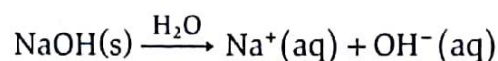
$$\alpha_{\text{dissociação}} = \frac{n_{\text{dissociado}}}{n_{\text{dissolvidas}}} \times 100$$

$$\alpha_{\text{ionização}} = \frac{n_{\text{ionizado}}}{n_{\text{dissolvidas}}} \times 100$$

Para ácidos e bases com concentração semelhantes, quanto maior for o grau de ionização ou de dissociação, mais forte é o ácido ou a base.

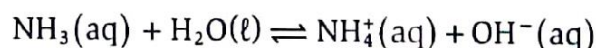
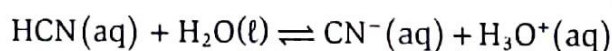
Dissociação – processo de separação dos iões constituintes de uma substância iónica (soluto) por ação das moléculas do solvente.

EXEMPLO



Ionização – processo de formação dos iões do soluto a partir da reação entre as moléculas do soluto e do solvente.

EXEMPLO



EXERCÍCIO RESOLVIDO

Considere 500 cm³ de uma solução aquosa de HCN de concentração 0,200 mol dm⁻³. Determine a quantidade de matéria presente quando o ácido se ioniza 1,5%, a 25 °C.

$$n(\text{HCN})_{\text{inicial}} = 0,500 \times 0,200 = 0,100 \text{ mol}$$

$$1,5\% = \frac{n_{\text{ionizado}}}{0,100} \times 100 \Leftrightarrow n_{\text{ionizado}} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Quantidade de matéria (mol)	HCN(aq)	+	H ₂ O(aq)	$\rightleftharpoons$	CN ⁻ (aq)	+	H ₃ O ⁺ (aq)
início	0,100		-		0		≈ 0
Variação	-x		-		+x		+x
equilíbrio	0,100 - x		-		x		x

$$n(\text{HCN})_{\text{equilíbrio}} = 0,100 - 1,5 \times 10^{-3} = 0,0985 \text{ mol} \quad ; \quad n(\text{CN}^-)_{\text{equilíbrio}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{equilíbrio}} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

3 DISSOCIAÇÃO E IONIZAÇÃO

A força relativa de um ácido ou de uma base pode ser avaliada a partir da tendência que uma espécie tem para se ionizar ou dissociar, que pode ser avaliada através do grau de ionização ou de dissociação.

Grau de ionização ou de dissociação – relação entre a quantidade de matéria ionizada ou dissociada e a quantidade de matéria dissolvida.

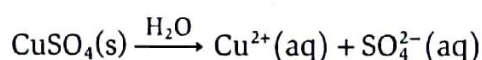
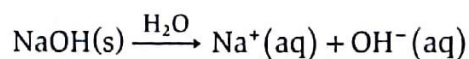
$$\alpha_{\text{dissociação}} = \frac{n_{\text{dissociado}}}{n_{\text{dissolvidas}}} \times 100$$

$$\alpha_{\text{ionização}} = \frac{n_{\text{ionizado}}}{n_{\text{dissolvidas}}} \times 100$$

Para ácidos e bases com concentração semelhantes, quanto maior for o grau de ionização ou de dissociação, mais forte é o ácido ou a base.

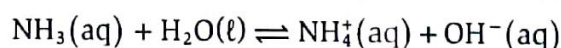
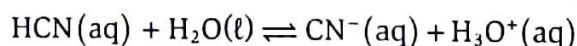
Dissociação – processo de separação dos iões constituintes de uma substância iónica (soluto) por ação das moléculas do solvente.

EXEMPLO



Ionização – processo de formação dos iões do soluto a partir da reação entre as moléculas do soluto e do solvente.

EXEMPLO



EXERCÍCIO RESOLVIDO

Considere 500 cm³ de uma solução aquosa de HCN de concentração 0,200 mol dm⁻³. Determine a quantidade de matéria presente quando o ácido se ioniza 1,5%, a 25 °C.

$$n(\text{HCN})_{\text{inicial}} = 0,500 \times 0,200 = 0,100 \text{ mol}$$

$$1,5\% = \frac{n_{\text{ionizado}}}{0,100} \times 100 \Leftrightarrow n_{\text{ionizado}} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Quantidade de matéria (mol)	HCN(aq)	+	H ₂ O(aq)	⇌	CN ⁻ (aq)	+	H ₃ O ⁺ (aq)
início	0,100		-		0		≈ 0
Variação	-x		-		+x		+x
equilíbrio	0,100 - x		-		x		x

$$n(\text{HCN})_{\text{equilíbrio}} = 0,100 - 1,5 \times 10^{-3} = 0,0985 \text{ mol} \quad ; \quad n(\text{CN}^-)_{\text{equilíbrio}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{equilíbrio}} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

4 CONSTANTES DE ACIDEZ, BASICIDADE E FORÇA RELATIVA DE ÁCIDOS E BASES

A força relativa de um ácido ou de uma base, em solução aquosa, também pode ser avaliada através dos valores das constantes de equilíbrio das respetivas reações de ionização com água. A constante de equilíbrio permite avaliar o grau de ionização (ou de dissociação) de um ácido ou de uma base, pois, quanto maior for o valor da constante de equilíbrio, mais extensa é a reação no sentido direto (e, consequentemente, menos extensa é no sentido inverso).

1.º: Ácidos e bases fortes

Quando uma reação de ionização ou de dissociação de uma espécie apresenta uma elevada extensão, pode considerar-se completa. Por esse motivo, na equação que a representa usa-se uma seta de um só sentido ($\rightarrow$).

Quando a reação de ionização de um ácido é praticamente completa, este é considerado um **ácido forte**. Quando a reação de dissociação de uma base é praticamente completa, esta é considerada uma **base forte**.

EXEMPLO

• pH de uma solução de um ácido forte

Os ácidos fortes em solução aquosa diluída têm praticamente ionização completa. Nestes casos, a quantidade de H_3O^+ é igual à quantidade inicial do ácido.

Determinação do pH de uma solução de ácido clorídrico (ácido forte) de concentração de $0,010 \text{ mol dm}^{-3}$.

	HCl(aq)	+	$\text{H}_2\text{O(l)}$	$\rightarrow$	$\text{Cl}^{\text{--}}(\text{aq})$	+	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
n_{i}	0,010 mol		–		0		≈ 0
n_{f}	0		–		0,010 mol		0,010 mol

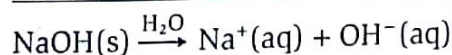
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,010 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,010) = 2$$

• pH de uma solução de uma base forte

O raciocínio é idêntico aos dos ácidos fortes.

Determinação do valor do pH, a 25°C , de uma solução aquosa de hidróxido de sódio (base forte) de concentração $0,010 \text{ mol dm}^{-3}$.



$$[\text{NaOH}] = [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] \rightarrow \text{pH} = ?$$

$$[\text{OH}^-] = 0,010 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log(0,010) = 2$$

$$K_w = [\text{OH}^-] [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{0,010} = 1,0 \times 10^{-12}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,0 \times 10^{-12}) = 12 \quad \text{ou}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \text{ (a } 25^\circ\text{C)} \Rightarrow \text{pH} = 14 - 2 = 12$$

2.º: Ácidos fracos

Quando se dissolve um ácido em água e apenas algumas das suas moléculas sofrem ionização, isso significa que a reação é pouco extensa e é incompleta. Nesse caso, a representação da reação faz-se com recurso a uma seta dupla ($\rightleftharpoons$) e designa-se o ácido por **ácido fraco**, de que é exemplo o ácido acético.

A constante de equilíbrio desta reação é dada por:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_e [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_e [\text{H}_2\text{O}]_e}$$

Como a água é o solvente, a sua concentração não varia. Assim, $K_c \times [\text{H}_2\text{O}]_e$ tem um valor constante, correspondente à constante de acidez, K_a :

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_e [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_e}$$

$K_a \Rightarrow$ é uma medida da força de um ácido.

Quanto maior for o valor de K_a , mais extensa é a reação de ionização e mais forte é o ácido, uma vez que a $[\text{H}_3\text{O}^+]$ será maior, logo, menor será o valor de pH.

EXEMPLO

• pH de uma solução de um ácido fraco

A ionização de um ácido fraco em água não é completa, estabelece-se o equilíbrio, por isso, é possível calcular o pH de uma solução de ácido fraco desde que se conheça o seu valor de K_a .

Determinação do valor de pH de uma solução de ácido acético (ácido fraco) de $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$, a 25°C ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$).

Quantidade de matéria (mol)	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$			
início	0,10	–	0	≈ 0
Variação	$-x$	–	$+x$	$+x$
equilíbrio	$0,10 - x$	–	x	x

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

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_e [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_e} \Rightarrow 1,8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,10 - x}$$

$$\Leftrightarrow 1,8 \times 10^{-5} (0,10 - x) = x^2 \Rightarrow x \approx 1,34 \times 10^{-3} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,34 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log (1,34 \times 10^{-3}) = 2,9$$

3.º: Bases fracas

Quando se dissolve uma substância básica em água e apenas algumas das suas moléculas sofrem ionização, isso significa que a reação é pouco extensa e incompleta. Nesse caso, a representação da reação faz-se com recurso a uma dupla seta ($\rightleftharpoons$) e designam-se por **bases fracas**, de que é exemplo o amoníaco.

A constante de equilíbrio desta reação é dada por:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_4^+]_e [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e [\text{H}_2\text{O}]_e}$$

Assim, a constante de basicidade, K_b , é dada pela expressão:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e}$$

Como o valor de K_b é muito pequeno ($1,8 \times 10^{-5}$), diz-se que o amoníaco é uma **base fraca**.

Quanto maior for o K_b , mais extensa é a reação de ionização da base, mais forte é a base, uma vez que a $[\text{OH}^-]$ será maior, logo, maior será o valor de pH.

EXEMPLO

• pH de uma solução de uma base fraca

Determinação do valor de pH de uma solução de amoníaco (base fraca) de concentração $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$, a 25°C .

$$K_b = 1,8 \times 10^{-5}$$

Quantidade de matéria (mol)	$\text{NH}_3(\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+(\text{aq})$	+	$\text{OH}^-(\text{aq})$
início	0,10		-		0		≈ 0
Variação	$-x$		-		$+x$		$+x$
equilíbrio	$0,10 - x$		-		x		x

$$K_w = 1,0 \times 10^{-14} \Leftrightarrow [\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] = K_w$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e} \Leftrightarrow 1,8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,10 - x} \Leftrightarrow x = 1,34 \times 10^{-3}$$

$$[\text{OH}^-] = x = 1,34 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,34 \times 10^{-3}} = 7,52 \times 10^{-12} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log(7,52 \times 10^{-12}) = 11,1$$

A força relativa dos ácidos e das bases permite explicar, por exemplo, a diferença nos valores de pH das soluções de ácidos (base) fortes e de ácidos (bases) fracos de igual concentração.

- **Para ácidos e bases fortes**, como a sua reação de ionização ou de dissociação é completa, o valor do pH da solução depende apenas da concentração da solução e da estequiometria da reação;
- **Para ácidos e bases fracas**, como a sua reação de ionização ou de dissociação é incompleta, o valor do pH da solução depende da concentração da solução, da estequiometria da reação e também do valor de K_a ou de K_b .

RELAÇÃO ENTRE K_a , K_b e K_w

Para qualquer par ácido-base conjugado:

$$K_a \times K_b = K_w$$

Desta relação, podemos inferir que, para uma dada temperatura, quanto maior for o valor de K_a (mais forte for o ácido), menor será o valor de K_b (mais fraca é a sua base conjugada).

Da mesma forma, para uma dada temperatura quanto maior for o valor de K_b (mais forte é a base), menor será o valor de K_a (mais fraco é o ácido conjugado).

5 ACIDEZ E BASICIDADE DE UMA SOLUÇÃO AQUOSA DE UM SAL

Quando são dissolvidos em água, os sais podem originar soluções neutras, ácidas ou básicas. A natureza dos iões resultantes da dissociação de cada sal determina o carácter químico da solução resultante. Assim:

- um sal derivado de ácido forte e base fraca dá origem a uma solução aquosa ácida.
- um sal derivado de ácido fraco e base forte dá origem a uma solução aquosa básica.
- um sal derivado de ácido forte e base forte dá origem a uma solução aquosa neutra.
- um sal derivado de ácido fraco e base fraca dá origem a uma:
 - solução aquosa ácida, quando $K_a > K_b$, ou seja, $[H_3O^+] > [OH^-]$;
 - solução aquosa básica, quando $K_a < K_b$, ou seja, $[H_3O^+] < [OH^-]$;
 - solução aquosa neutra, quando $K_a = K_b$, ou seja, $[H_3O^+] = [OH^-]$;

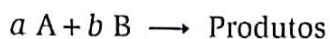
6 NEUTRALIZAÇÃO DE ÁCIDOS E DE BASES – TITULAÇÃO ÁCIDO-BASE

Uma **reação de neutralização** é uma reação completa entre um ácido e uma base, dando origem a um sal e água. A formação de água resulta da reação entre os iões OH^- e os iões H_3O^+ presentes em solução.

Uma **titulação** é uma técnica analítica utilizada para determinar a concentração de uma solução a partir de outra de concentração conhecida, através de uma reação de neutralização. Ocorre pela adição de uma solução contida na bureta, o **titulante**, a uma solução contida no balão de Erlenmeyer, o **titulado**, até ser atingido o **ponto de equivalência**.

A reação de neutralização permite conhecer a concentração de uma solução (ácido ou base) a partir de outra solução (ácido ou base) de concentração conhecida (solução padrão).

Ponto de equivalência – refere-se ao instante em que o titulado reagiu completamente com o titulante; é o instante em que as quantidades de ácido e de base estão nas proporções estequiométricas da reação.



$$\text{No ponto de equivalência: } \frac{n_{\text{ácido}}}{a} = \frac{n_{\text{base}}}{b}$$

Assim, com base no conhecimento rigoroso de alguns parâmetros, nomeadamente da concentração do titulante, do volume adicionado de titulante e do volume de titulado presente no balão de Erlenmeyer, pode determinar-se a concentração do titulado.

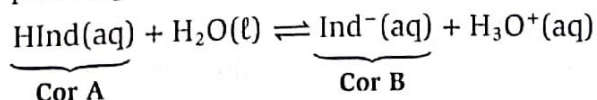
À medida que se adiciona o titulante ao titulado, o valor do pH da solução vai variando; perto do ponto de equivalência sofre uma variação brusca, o que permite a deteção com recurso a **indicadores ácido-base** ou a um medidor de pH. O ponto de equivalência é difícil de observar na prática, pelo que se determina o **ponto final**, que corresponde ao instante em que se verifica uma mudança de cor do indicador. Se o indicador escolhido for o mais adequado, o ponto final da titulação ocorrerá muito próximo do ponto de equivalência.

INDICADORES ÁCIDO-BASE

Os indicadores ácido-base são ácidos ou bases fracas em que a forma ácida apresenta cor diferente da cor da forma básica, estando associado a um par conjugado ácido-base (HInd/Ind^-).

De acordo com o Princípio de Le Châtelier, se o indicador for adicionado a um meio ácido, o aumento da concentração de iões H_3O^+ vai favorecer a reação inversa, ou seja, a formação de HInd e o aparecimento da cor A. Da mesma forma, se o indicador for adicionado a um meio básico, a diminuição da concentração de iões H_3O^+ vai favorecer a reação direta, ou seja, a formação de Ind^- e o aparecimento da cor B.

A reação de ionização pode representar-se através da equação química:

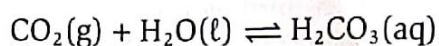


Ao intervalo de valores de pH onde coexistem as duas cores dá-se o nome de **zona de viragem** do indicador.

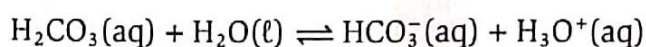
7 ASPETOS AMBIENTAIS DAS REAÇÕES ÁCIDO-BASE

ÁGUA DA CHUVA

Na ausência de poluição, a água da chuva é ligeiramente ácida, apresentando valores de pH próximos de 5,6 devido à dissolução de CO_2 presente na atmosfera:



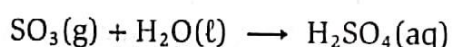
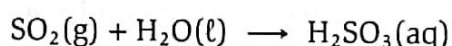
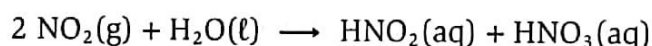
O ácido carbónico, H_2CO_3 , produzido nesta reação é um ácido fraco que se ioniza em água, originando iões H_3O^+ responsáveis pela acidez natural da chuva, de acordo com a equação:



CHUVA ÁCIDA

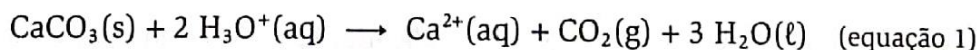
No entanto, em zonas de elevada atividade vulcânica ou atividade industrial e tráfego rodoviário, o valor do pH da água da chuva diminui para valores inferiores a 5, originando as **chuvas ácidas**.

Nestas zonas, os óxidos de enxofre (SO_2 e SO_3) e óxidos de nitrogénio (NO e NO_2) resultantes da poluição (natural e, principalmente, da antropogénica) reagem com a água da chuva, dando origem a ácidos fortes como o ácido sulfúrico (H_2SO_4) e o ácido nítrico (HNO_3), de acordo com as equações abaixo, o que provoca uma diminuição do valor do pH da água da chuva, para valores inferiores a 5,6 (chuva ácida).



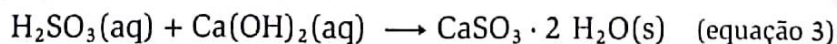
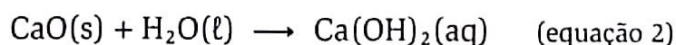
As chuvas ácidas têm consequências negativas a vários níveis:

- provocam a acidificação dos solos e das águas superficiais e subterrâneas;
- destroem as florestas;
- aceleram a corrosão dos metais e a decomposição de monumentos feitos de calcário e mármore, pois são rochas constituídas por carbonato de cálcio (equação 1).



Os iões H_3O^+ existentes nas chuvas ácidas dissolvem o $\text{CaCO}_3(\text{s})$, originando $\text{CO}_2(\text{g})$, e desgastando, assim, os monumentos feitos de mármore e de calcário.

Uma forma de reduzir o SO_2 produzido industrialmente e, consequentemente, a formação de chuva ácida, é conduzir esse composto por uma torre, na qual se faz passar água por óxido de cálcio, originando hidróxido de cálcio (equação 2). Este reage com o ácido forte formado na reação do SO_2 com a água, dando origem a um sal (equação 3).



Esta última equação (3) representa uma reação de neutralização do ácido resultante da reação dos óxidos de enxofre com a água.

Nos carros são usados catalisadores nos tubos de escape que facilitam a combustão dos óxidos de nitrogénio, transformando-os em substâncias não poluentes (CO_2 , H_2O e N_2).