



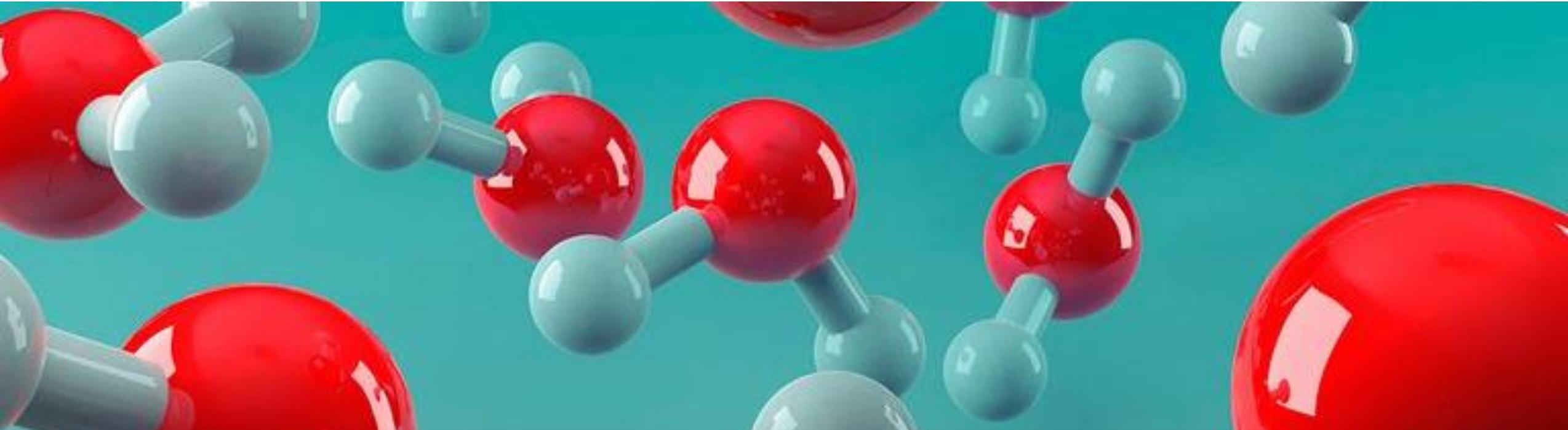
# Autoionização e produto iónico da água

## Essencial

- Caracterizar a autoionização da água, relacionando-a com o produto iônico da água.
- Relacionar as concentrações dos íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$ , bem como o pH com aquelas concentrações em soluções aquosas, e, ~~determinar o pH de soluções de ácidos (ou bases) fortes.~~

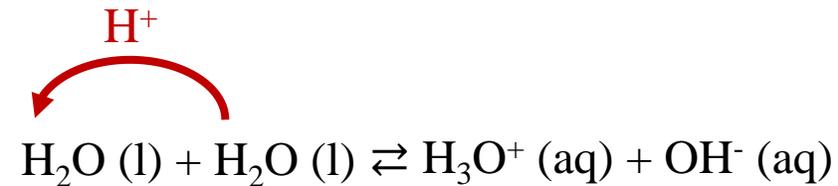
## Palavras-chave

- Autoionização da água.
- Produto iônico da água.
- pH.
- pOH.



## Autoionização da água

Como a água é uma substância **anfotérica**, acontece a **autoionização** da água (ou **autoprotólise** da água):



Isto quer dizer que **em qualquer água há sempre íons oxônio,  $\text{H}_3\text{O}^+$ , e hidróxido,  $\text{OH}^-$ .**

A constante de equilíbrio é neste caso chamada **produto iônico da água,  $K_w$ :**

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

$$K_w = 1,0 \times 10^{-14} \text{ (a } 25 \text{ }^\circ\text{C)}$$

Este **equilíbrio é muito pouco extenso.**

A reação de autoionização da água é **endotérmica**, por isso o valor de  $K_w$  aumenta com o aumento de temperatura.

## Relação entre $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e pH

O pH é uma medida da concentração do ião **oxónio**,  $\text{H}_3\text{O}^+$ , numa solução e é calculado pela expressão:

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

e, por isso:

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

## Relação entre $[\text{HO}^-]$ e pOH

Da mesma forma, o pOH é uma medida da concentração do ião **hidróxido**,  $\text{HO}^-$ , numa solução:

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

e, por isso:

$$[\text{HO}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

## Relação entre $[H_3O^+]$ e $[OH^-]$

### Na água

$$[H_3O^+] = [OH^-]$$

então,  $pH = pOH$

À temperatura de 25 °C:

$$K_w = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$

$$[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-7}$$

$$[OH^-] = 1,0 \times 10^{-7}$$

$$pH = 7$$

$$pOH = 7$$

À temperatura de 25 °C,  $pH + pOH = 14$

## Relação entre $[H_3O^+]$ e $[OH^-]$

Numa solução aquosa, as concentrações dos íons hidrónio e hidróxido são inversamente proporcionais!

Como a relação  $[H_3O^+][OH^-] = \text{constante}$ ,  $K_w$ , para uma dada temperatura, se:

$[H_3O^+] > [OH^-] \Rightarrow$  Solução ácida  $\Rightarrow pH < pOH$

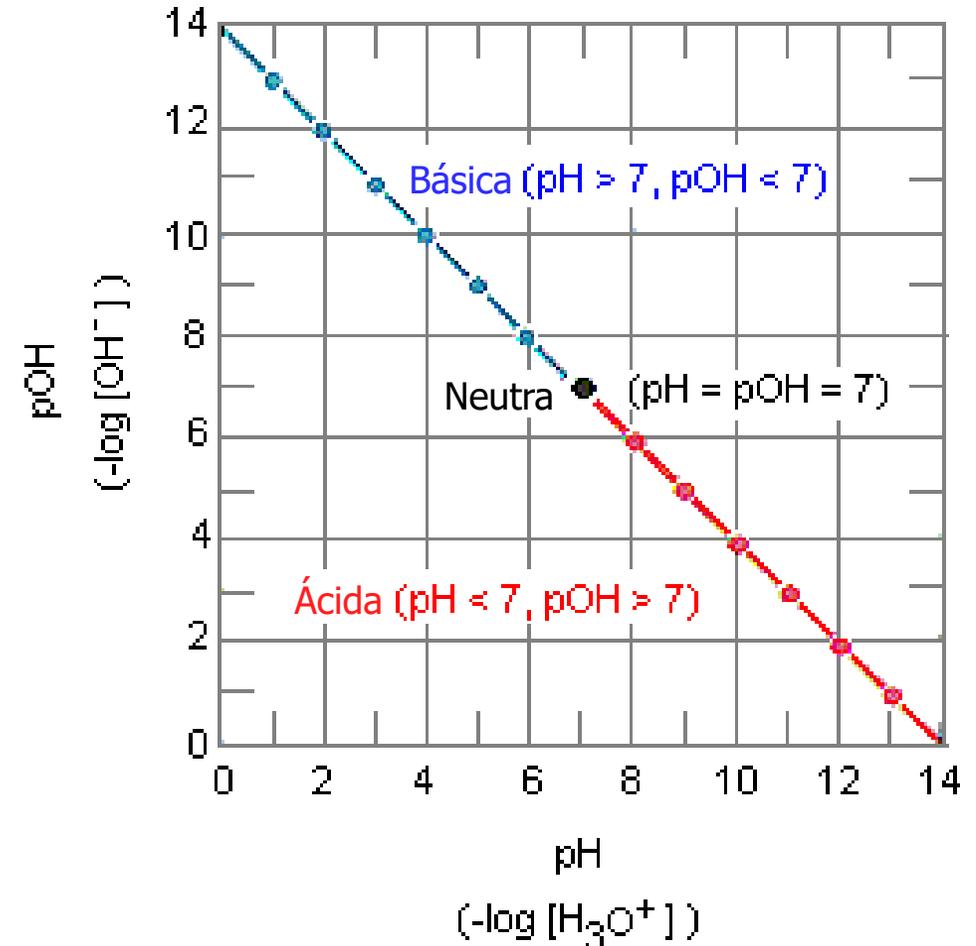
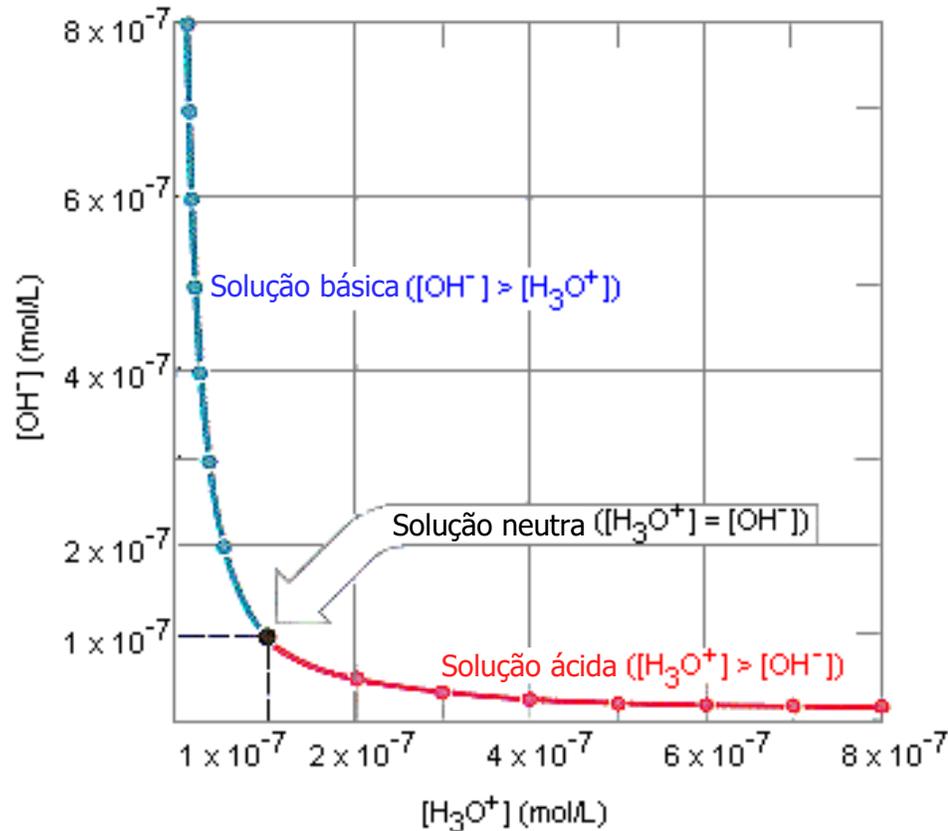
$[H_3O^+] = [OH^-] \Rightarrow$  Solução neutra  $\Rightarrow pH = pOH$

$[H_3O^+] < [OH^-] \Rightarrow$  Solução básica  $\Rightarrow pH > pOH$

## Relação entre $[H_3O^+]$ e $[OH^-]$

Numa solução aquosa, as concentração dos iões hidrónio e hidróxido são inversamente proporcionais!

A 25 °C:



[Imagens: chemed.chem.purdue.edu, adaptadas]

## Efeito da variação da temperatura no pH da água



Aplicando a Lei de Le Châtelier a esta reação, que é uma reação **endotérmica**, o **aumento de temperatura** irá deslocar o equilíbrio no sentido direto, pelo que:

A **[H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]** (e também [OH<sup>-</sup>]) vai **aumentar**;

Valor de **K<sub>w</sub>** vai **aumentar**;

O valor de **pH** vai **diminuir**.

**A água continua a ser neutra!**

Ao contrário, se a temperatura da solução diminuir o valor do pH irá aumentar (mas continuará neutra).

Temperatura / °C	K <sub>w</sub> (×10 <sup>-14</sup> )	pH
100	51,3 <sup>[2,3]</sup>	6,14
75	19 <sup>[1]</sup>	6,36
60	9,95 <sup>[4]</sup>	6,50
50	5,30 <sup>[1,4]</sup>	6,64
40	2,72 <sup>[1,4]</sup>	6,78
30	1,46 <sup>[1,4]</sup>	6,92
25	1,0 <sup>[1,2,3,4]</sup>	7,00
20	0,68 <sup>[1,4]</sup>	7,08
18	0,58 <sup>[1]</sup>	7,12
10	0,29 <sup>[1,2,3,4]</sup>	7,27
0	0,11 <sup>[1,2,3,4]</sup>	7,48

[1] M. G. Lourenço, V. Tadeu, *Química 10º*, Porto Editora, Porto, 2000.

[2] J. Magalhães, *Elementos 11º ano*, Santillana, Carnaxide, 2008.

[3] R. P. Pinto, M. M. Amado, F. N. Appelt, *Física e Química A 11º ano*, ASA Editores, Porto, 2007.

[4] C. Corrêa, F. P. Basto, *Química 12º ano – Guia do professor*, Porto Editora, Porto, 2001.

## Efeito da variação da temperatura no pH da água

Exemplos:

a 30 °C:

o pH neutro é 6,92

uma solução aquosa com pH = 7 (a 30 °C) é básica!

a 10 °C:

o pH neutro é 7,27

uma solução aquosa com pH = 7 (a 10 °C) é ácida!

Temperatura / °C	$K_w (\times 10^{-14})$	pH
100	51,3 <sup>[2,3]</sup>	6,14
75	19 <sup>[1]</sup>	6,36
60	9,95 <sup>[4]</sup>	6,50
50	5,30 <sup>[1,4]</sup>	6,64
40	2,72 <sup>[1,4]</sup>	6,78
30	1,46 <sup>[1,4]</sup>	6,92
25	1,0 <sup>[1,2,3,4]</sup>	7,00
20	0,68 <sup>[1,4]</sup>	7,08
18	0,58 <sup>[1]</sup>	7,12
10	0,29 <sup>[1,2,3,4]</sup>	7,27
0	0,11 <sup>[1,2,3,4]</sup>	7,48

[1] M. G. Lourenço, V. Tadeu, *Química 10º*, Porto Editora, Porto, 2000.

[2] J. Magalhães, *Elementos 11º ano*, Santillana, Carnaxide, 2008.

[3] R. P. Pinto, M. M. Amado, F. N. Appelt, *Física e Química A 11º ano*, ASA Editores, Porto, 2007.

[4] C. Corrêa, F. P. Basto, *Química 12º ano – Guia do professor*, Porto Editora, Porto, 2001.

---

## Essencial

- Caracterizar a autoionização da água, relacionando-a com o produto iónico da água.
  - Relacionar as concentrações dos iões  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$ , bem como o  $pH$  com aquelas concentrações em soluções aquosas, e, determinar o  $pH$  de soluções de ácidos (ou bases) fortes.
- 

## Palavras-chave

- Autoionização da água.
  - Produto iónico da água.
  - $pH$ .
  - $pOH$ .
- 

## Bibliografia

- D. Reger, S. Goode, E. Mercer, "Química: Princípios e Aplicações", 2ª edição, Fundação Calouste Gulbenkian, 2010, Lisboa.
- J. Paiva, A. J. Ferreira, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, "Novo 11Q", Texto Editores, Lisboa, 2016.
- J. Paiva, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, "11 Q – Física e Química A – Química", Texto Editores, Lisboa, 2022.