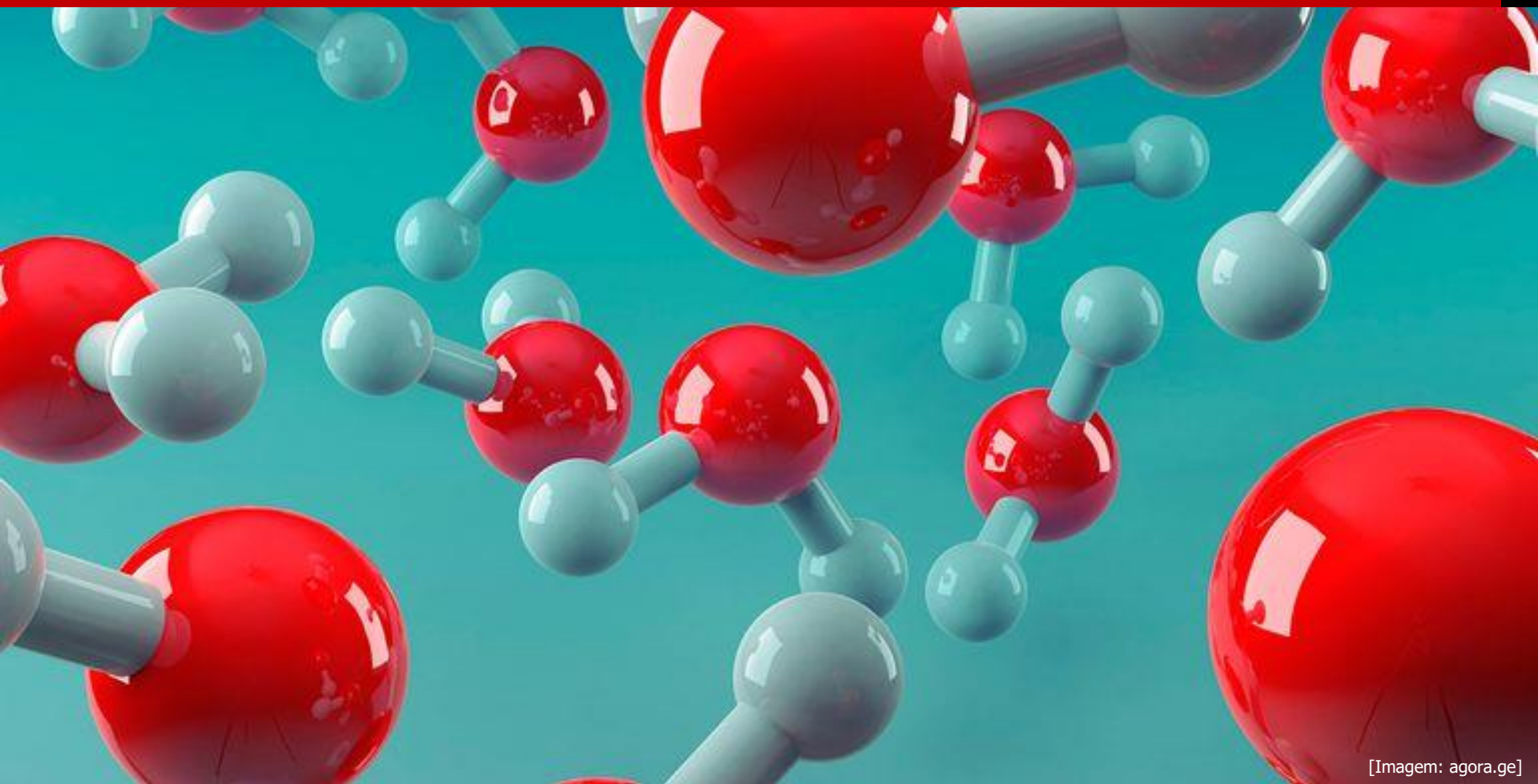


Autoionização da água

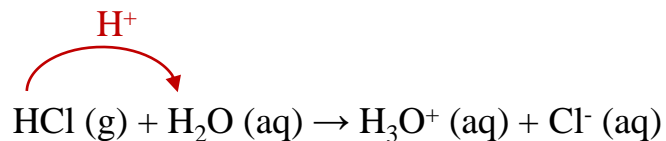


Autoionização da água

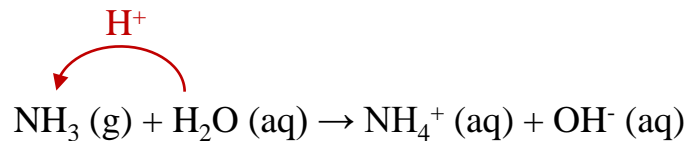
Substância anfotérica

Uma substância anfotérica é uma **substância que se pode comportar como ácido mas também como base**, consoante as outras espécies químicas envolvidas na reação.

Exemplo da água:



ácido **base**

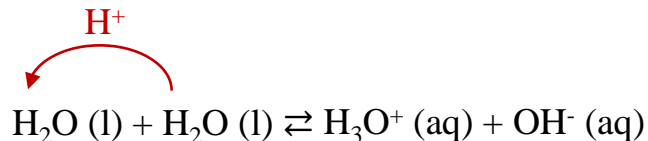


base **ácido**

Autoionização da água

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 iões hidrónio/oxónio, H_3O^+ , e hidróxido, OH^- .**

Este equilíbrio é muito pouco extenso e a sua constante de equilíbrio é chamada **produto iónico da água**, K_w :

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

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

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

pOH

O *pOH* é definido em relação à concentração do ião **hidróxido** tal como o *pH* é definido em função da concentração do hidrónio, ou seja:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

e, por isso:

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

Autoionização da água

Relação entre $[H_3O^+]$ e $[OH^-]$

Na água

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

$$pH = pOH$$

Como em qualquer água!

À temperatura de 25 °C:

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

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

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

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

$$pH = 7$$

$$pOH = 7$$

Autoionização da água

Relação entre $[H_3O^+]$ e $[OH^-]$

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

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

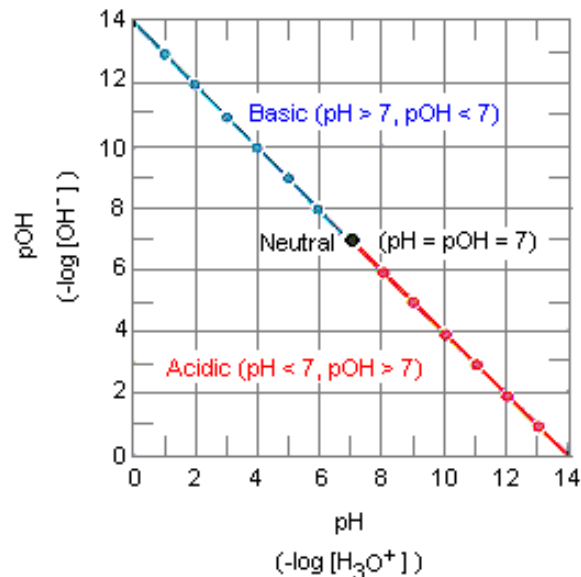
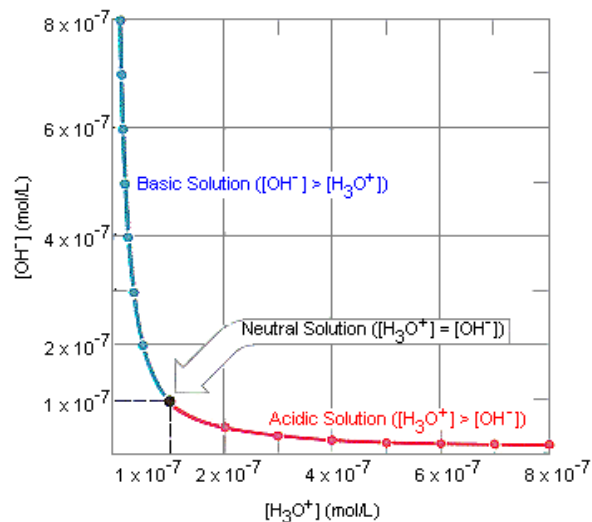


Autoionização da água

Relação entre $[H_3O^+]$ e $[OH^-]$

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

A 25 °C:



Autoionização da água

$$pK_w = -\log K_w$$

Relação entre pH e pOH

À temperatura de 25 °C:

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

$$pK_w = 14$$

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

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

$$pH = 7 \quad \text{e} \quad pOH = 7$$

$$pH + pOH = 14$$

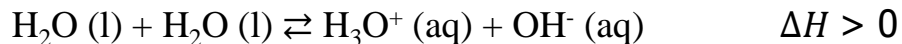
Para qualquer temperatura:

O limite máximo da escala de pH , para cada temperatura, é a soma entre o pH e o pOH dessa solução.

$$pH + pOH = pK_w$$

Autoionização da água

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 $[\text{H}_3\text{O}^+]$ (e também $[\text{OH}^-]$) vai **aumentar**;

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

Autoionização da água

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 ^[2,3]	6,14
75	19 ^[1]	6,36
60	9,95 ^[4]	6,50
50	5,30 ^[1,4]	6,64
40	2,72 ^[1,4]	6,78
30	1,46 ^[1,4]	6,92
25	1,0 ^[1,2,3,4]	7,00
20	0,68 ^[1,4]	7,08
18	0,58 ^[1]	7,12
10	0,29 ^[1,2,3,4]	7,27
0	0,11 ^[1,2,3,4]	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.

Bibliografia

J. Paiva, A. J. Ferreira, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, *Novo 11Q*, Texto Editores, Lisboa, 2016.

D. reger, S. Goode, E. Mercer, *Química: Princípios e Aplicações*, 2ª edição, Fundação Calouste Gulbenkian, 2010, Lisboa.