

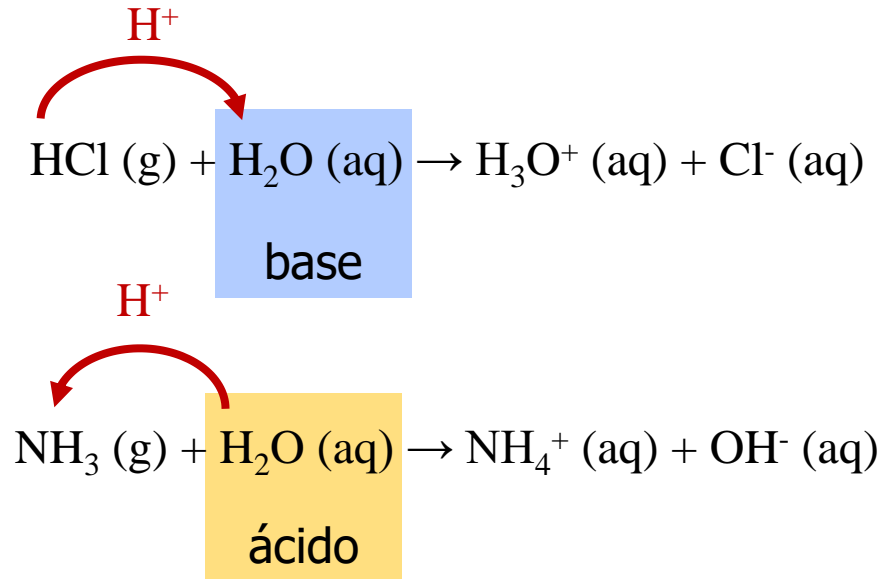


# Autoionização da água

## Substância anfotérica

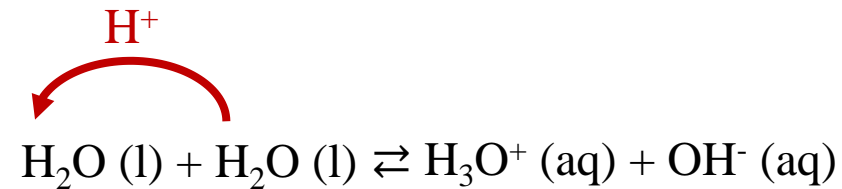
Uma substância anfotérica é uma **substância que se pode comportar como ácido mas também como base**, consoante as outras espécies químicas envolvidas na reação.

Exemplo da água:



## 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 hidrônio/oxônio,  $H_3O^+$ , e hidróxido,  $OH^-$ .**

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

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

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

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:

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

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

### Na água

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

$$pH = pOH$$

Como em qualquer água!

À temperatura de 25 °C:

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

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

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

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

$$pH = 7$$

$$pOH = 7$$

## 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  $\Rightarrow pH < pOH$

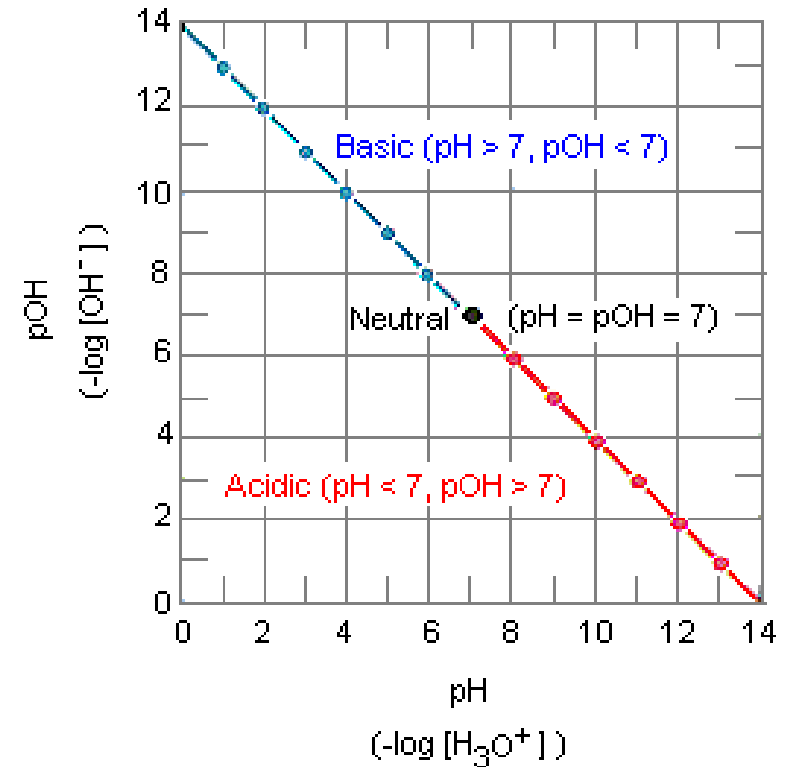
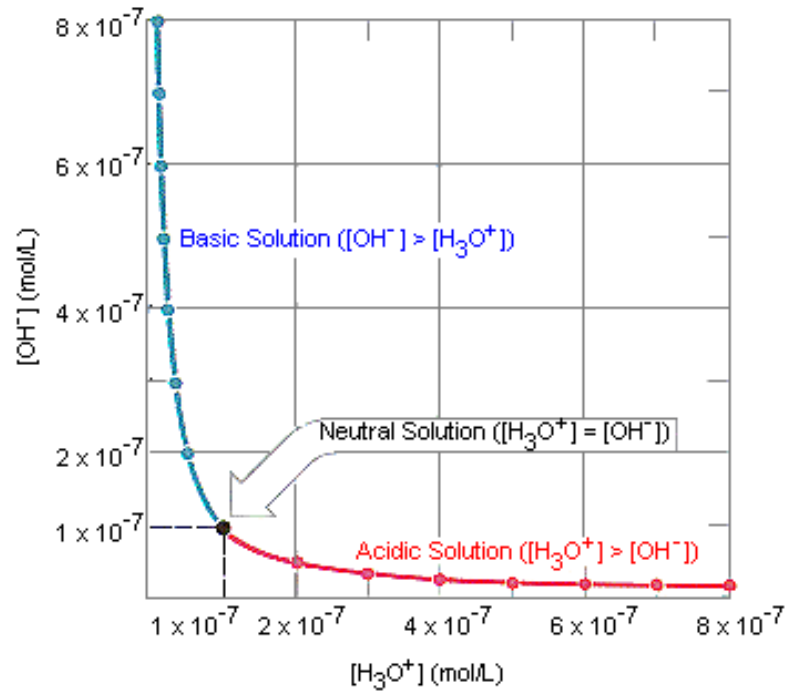
$[H_3O^+] = [OH^-] \Rightarrow$  Solução neutra  $\Rightarrow pH = pOH$

$[H_3O^+] < [OH^-] \Rightarrow$  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]

$$pK_w = -\log K_w$$

## Relação entre $pH$ e $pOH$

À temperatura de 25 °C:

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

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

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

$$pH = 7 \quad e \quad pOH = 7$$

$$pH + pOH = 14$$

Para qualquer temperatura:

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

$$pH + pOH = pK_w$$



## 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)	<i>K<sub>w</sub></i> (× 10 <sup>-14</sup> )	<i>pH</i>
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.

---

## **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.