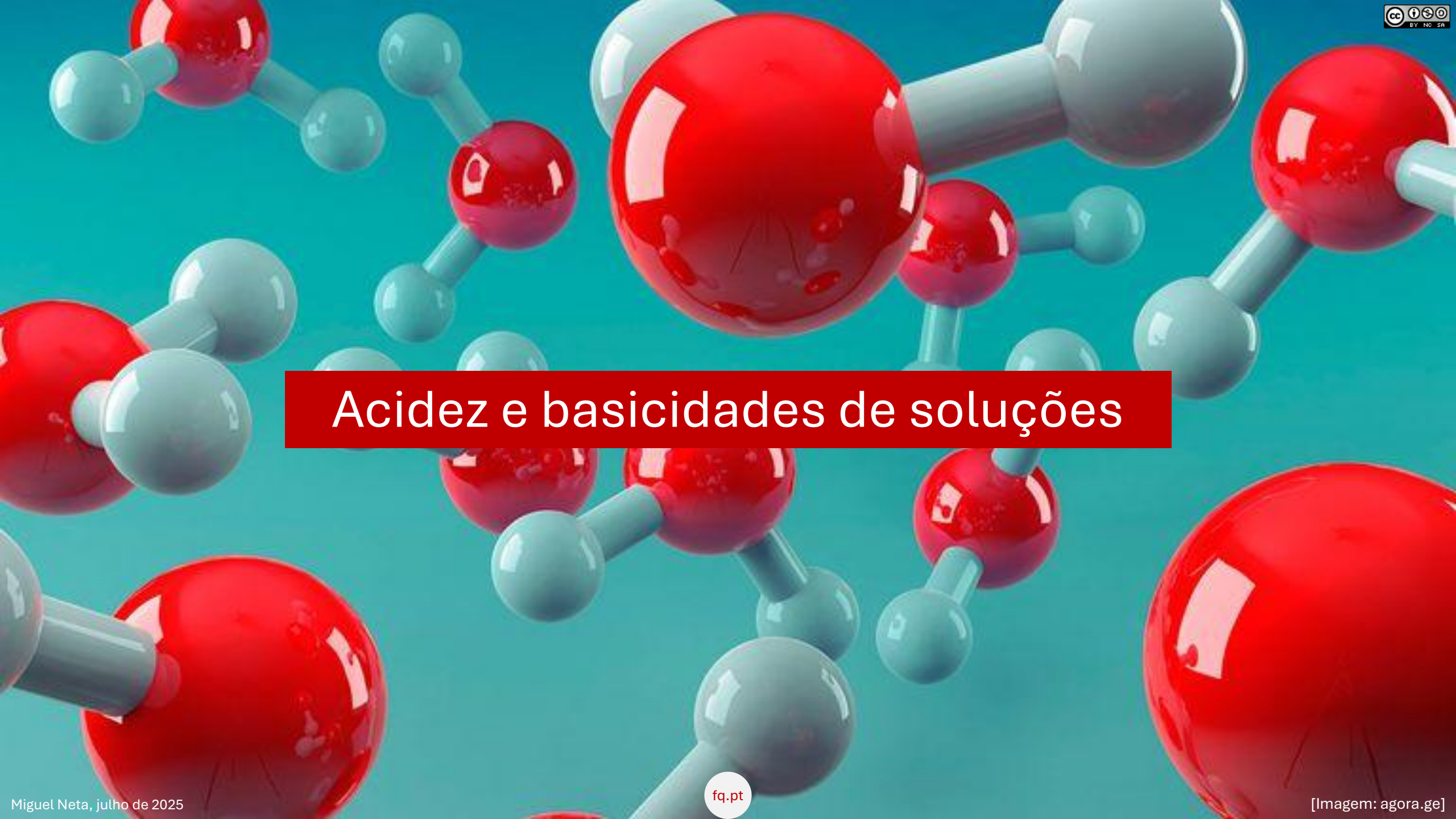




Acidez e basicidades de soluções

Essencial

- Caracterizar a autoionização da água, relacionando-a com o produto iônico da água.
- Relacionar as concentrações dos íons H_3O^+ e OH^- , bem como o pH com aquelas concentrações em soluções aquosas, e, determinar o pH de soluções de ácidos (ou bases) fortes.

Palavras-chave

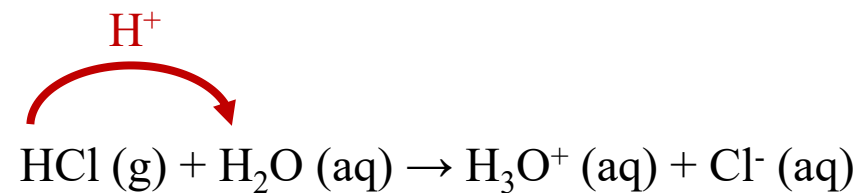
- Autoionização da água.
- Produto iônico da água.
- pH.
- pOH.



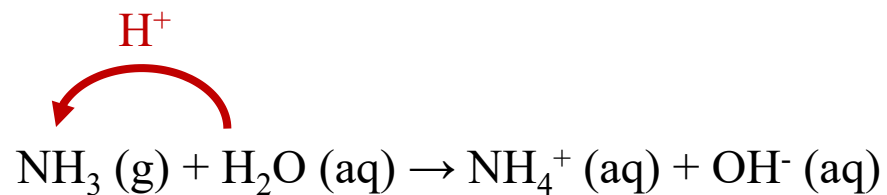
Substância anfotérica

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:



base

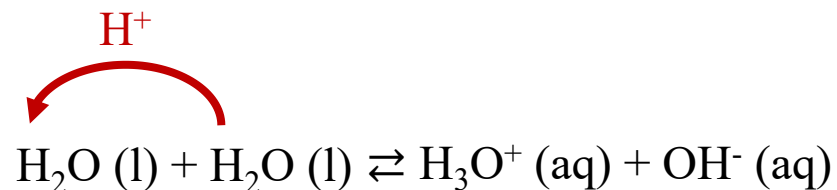


ácido

A água é um exemplo de uma substância com **comportamento anfotérico**.

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 íões oxónio, H_3O^+ , e hidróxido, OH^- .**

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

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

$$K_w = 1,012 \times 10^{-14} \text{ (a } 25^\circ\text{C)}$$

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**, H_3O^+ , 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**, HO^- , numa solução:

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

e, por isso:

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

Relação entre $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e $[\text{OH}^-]$

Na água

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

então, $\text{pH} = \text{pOH}$

À temperatura de 25 °C:

$$K_w = 1,012 \times 10^{-14}$$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,012 \times 10^{-7} \qquad [\text{OH}^-] = 1,012 \times 10^{-7}$$

$$\text{pH} = 7$$

$$\text{pOH} = 7$$

À temperatura de 25 °C, $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

Relação entre $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e $[\text{OH}^-]$

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

Como a relação $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = \text{constante}$, K_w , para uma dada temperatura, se:

$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \quad \Rightarrow \text{Solução ácida} \quad \Rightarrow \text{pH} < \text{pOH}$

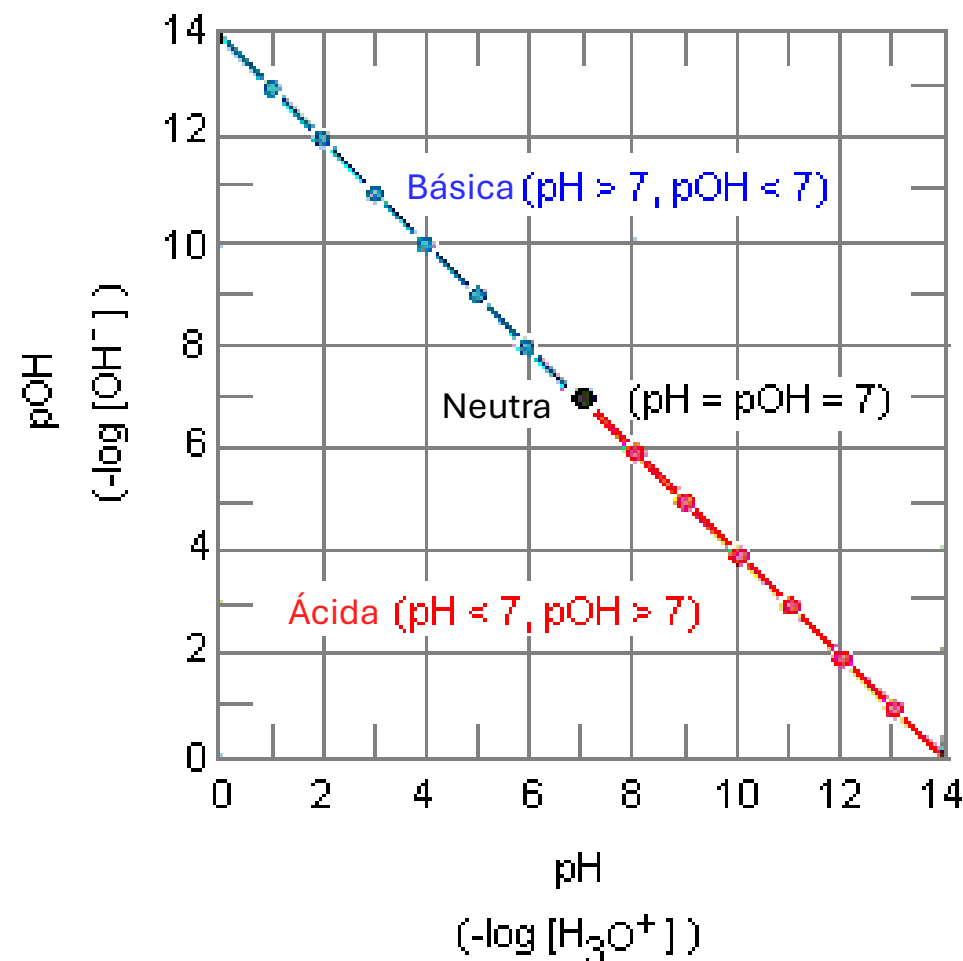
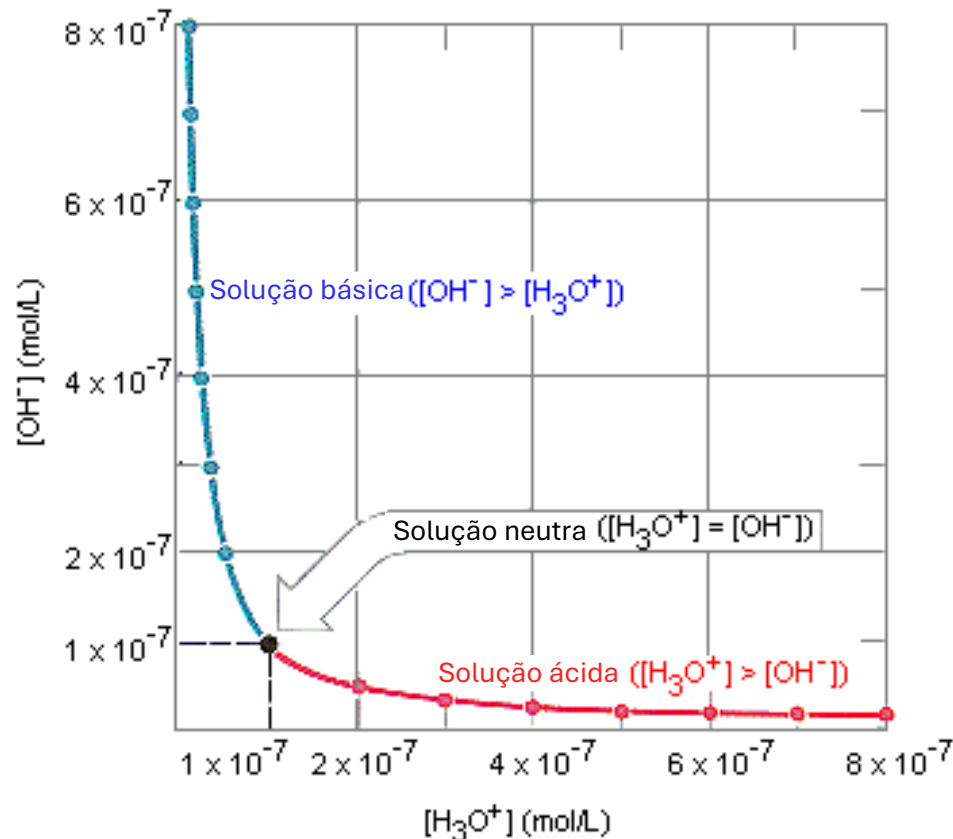
$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \quad \Rightarrow \text{Solução neutra} \Rightarrow \text{pH} = \text{pOH}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \quad \Rightarrow \text{Solução básica} \Rightarrow \text{pH} > \text{pOH}$

Relação entre $[H_3O^+]$ e $[OH^-]$

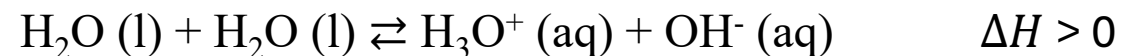
Numa solução aquosa, as concentração dos iões hidrónio e hidróxido são inversamente proporcionais!

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 **[H₃O⁺]** (e também [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 (×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.

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.

Essencial

- 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 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.
-

Formulário

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

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

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

Bibliografia

- “Aprendizagens Essenciais – Física e Química A – 11º ano”, Ministério da Educação, 2018.
- 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.
- C. C. Silva, C. Cunha, “Química em Reação 11”, Porto Editora, Porto, 2022.