



#CONQUISTANOESTUDO ■ SEMANA8 ■ ETAPA2  
ENSINO MÉDIO ■ 2ª SÉRIE

QUÍMICA

Neste Guia você vai estudar sobre conceitos e relação de pH e pOH.

Pág. 36 a 41 do Módulo 4

Prof. Maytson Müller

# Conceitos de pH e pOH

O caráter ácido-básico de uma solução pode ser verificado com o auxílio da escala de pH, que determina o grau de acidez ou alcalinidade.

Como os valores das concentrações dos íons  $H^+$  e  $OH^-$  são pequenos (variam normalmente entre  $10^{-1}$  e  $10^{-14}$ ), com o intuito de quantificar esses valores de forma a facilitar a indicação numérica da acidez ou alcalinidade de soluções aquosas diluídas, Sørensen propôs o uso de uma função logarítmica.

Essa forma simplificada de expressar a concentração é chamada de pH – potencial hidrogeniônico – e de pOH – potencial hidroxiliônico.

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [H^+] \\ \text{pOH} &= -\log [OH^-] \end{aligned}$$

## Relação entre pH e pOH

Ao aplicar o logaritmo em ambos os lados do produto iônico da água, tem-se:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$$\log K_w = \log [H^+] + \log [OH^-]$$

$$-\log K_w = (-\log [H^+]) + (-\log [OH^-])$$

Como, a 25°C,  $K_w$  é igual a  $1 \cdot 10^{-14}$ , então

$$-\log 10^{-14} = -(\log [H^+] + \log [OH^-])$$

$$14 = -\log [H^+] + (-\log [OH^-])$$

$$\underbrace{\hspace{2cm}}_{14 = \text{pH}} + \underbrace{\hspace{2cm}}_{\text{pOH}}$$

De acordo com a expressão matemática, conhecendo-se o pH da solução, tem-se o pOH pela subtração desse valor de 14.

# Relação entre pH e pOH

Como o produto iônico  $[H^+] \cdot [OH^-]$  é sempre constante, quanto maior for a concentração de  $H^+$ , menor será o pH da solução e, conseqüentemente, maior será seu pOH. O inverso também é válido, quanto menor for a concentração de  $H^+$ , maior será o pH e menor o pOH.

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ (25 } ^\circ\text{C)}$$
$$pH + pOH = 14$$

$$\left. \begin{array}{l} [H^+] > [OH^-] \\ [H^+] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L } \therefore pH < 7 \\ [OH^-] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L } \therefore pOH > 7 \end{array} \right\} \text{ meio ácido}$$

$$\left. \begin{array}{l} [H^+] = [OH^-] \\ [H^+] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L } \therefore pH = 7 \\ [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L } \therefore pOH = 7 \end{array} \right\} \text{ meio neutro}$$
$$\left. \begin{array}{l} [H^+] < [OH^-] \\ [H^+] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L } \therefore pH > 7 \\ [OH^-] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L } \therefore pOH < 7 \end{array} \right\} \text{ meio básico}$$

## Exemplo

De acordo com os dados fornecidos, determine qual o pH, o pOH e o meio (ácido, básico ou neutro) para cada uma das situações a seguir:

**a)** Dado:  $[H^+] = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

$$[H^+] = 10^{\textcircled{-5}} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pH} = \textcircled{5} \therefore \text{meio ácido}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - 5$$

$$\text{pOH} = 9$$

**b)** Dado:  $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$

$$[OH^-] = 10^{\textcircled{-13}} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = \textcircled{13} \text{ } \boxed{24}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

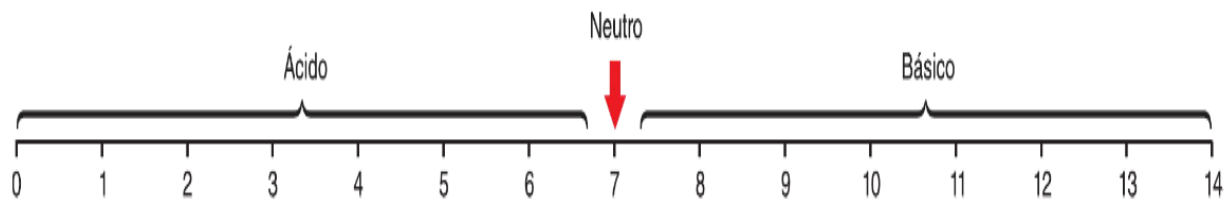
$$\text{pH} = 14 - 11$$

$$\text{pH} = 3 \therefore \text{meio ácido}$$

# Determinação do caráter ácido-base

O excesso de acidez ou basicidade pode causar sérios problemas para o meio ambiente e para as pessoas.

O caráter ácido-base de uma solução pode ser verificado pela escala de pH.



**pH:** é o símbolo para a grandeza "potencial hidrogeniônico", utilizada para indicar a acidez, alcalinidade ou neutralidade de uma solução.

# Determinação do caráter ácido-base

Considerando a temperatura ambiente (25°C), essa escala varia de 0 (soluções muito ácidas) a 14 (soluções muito básicas), sendo neutra a solução que apresentar pH igual a 7.

Valores aproximados de pH para algumas substâncias comuns

pH	< 1,0	2,0	2,4	2,5	2,9	3,5	4,5	5,0	5,5	< 5,6	6,5	7,0	6,5 – 7,4	7,3 – 7,5	8,0	9,0 – 10	11,5	12,5	13,5
substância	ácido de bateria	suco gástrico	suco de limão	refrigerante de cola	vinagre	suco de laranja	cerveja	café	chá	chuva ácida	leite	água pura	saliva humana	sangue	água do mar	sabonete	amônia	cloro	hidróxido de sódio



# Indicadores ácido-base

Indicadores ácido-base são substâncias que, por suas propriedades químicas, apresentam a capacidade de mudar de cor na presença de um ácido ou de uma base.

A faixa de pH em que o indicador muda de cor é chamada de faixa de viragem.

Indicador	Cor abaixo da faixa de viragem	Faixa de viragem (pH)	Cor acima da faixa de viragem
Azul de timol	vermelho	1,2 – 2,8	amarelo