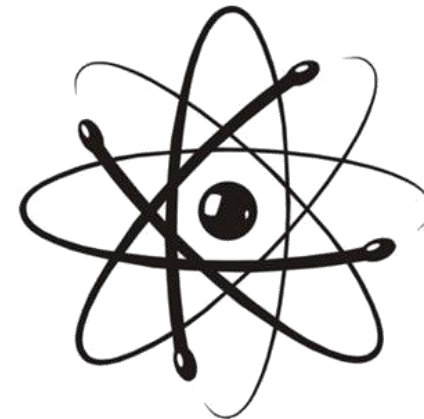


pH e pOH (I)

Prof. Francis Isotton
Química



pH e pOH (I)

Com o objetivo de facilitar a medição da acidez de um meio e evitar o trabalho com potências negativas, como $[H^+] = 10^{-7}$ mol/L, Peter L. Sørensen propôs uma nova escala para as medidas de acidez e basicidade das soluções, utilizando logaritmo segundo as definições:

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

A letra p, minúscula, significa potencial e indica $-\log$ ou colog; Portanto:

- pH é o potencial hidrogeniônico da solução;
- pOH é o potencial hidroxiliônico da solução.

pH e pOH (I)

Como a letra p, indica potencial e por definição $-\log$, temos que:

$$pK_a = -\log K_a$$

$$pK_b = -\log K_b$$

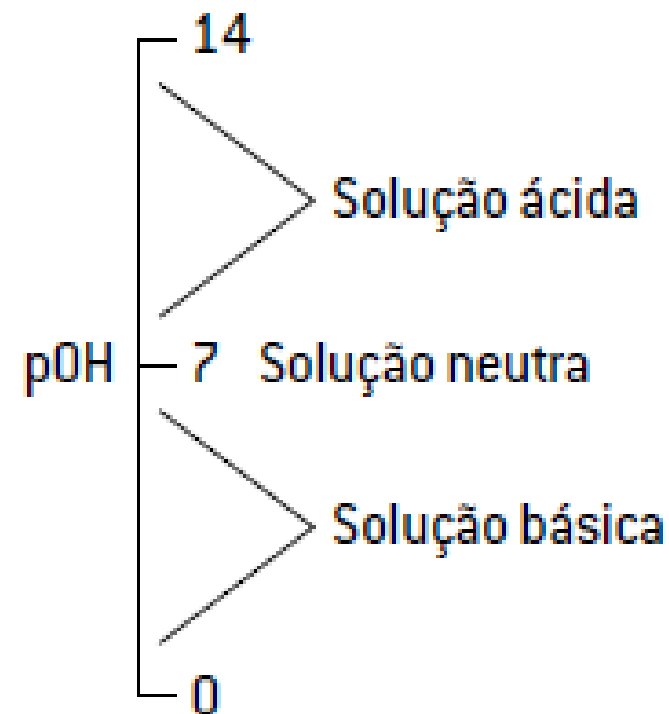
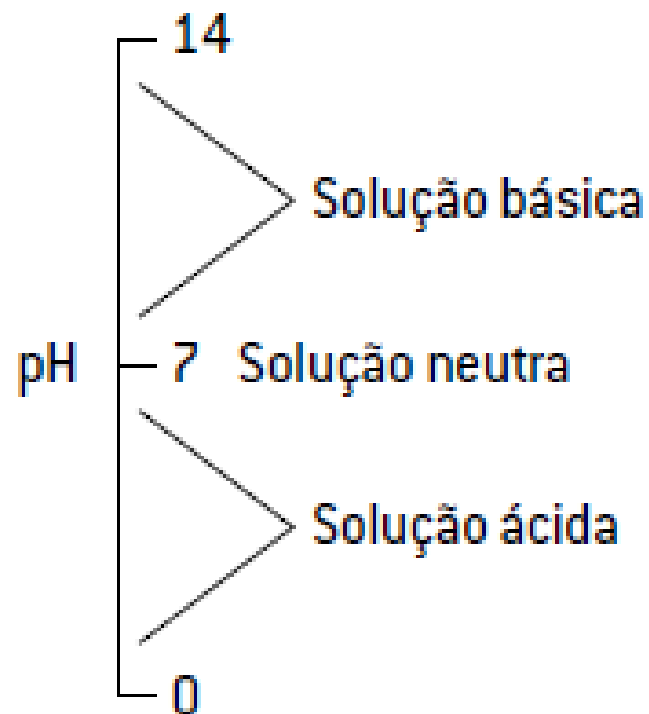
$$pK_w = -\log K_w$$

Então:

$$pH = -\log [H^+]$$

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

$$pH + pOH = 14 \text{ (25 } ^\circ\text{C)}$$



pH e pOH (I)

1. Solução com $0,001 \text{ mol/L H}^+$.
2. Solução com $0,01 \text{ mol/L OH}^-$.
3. Solução com $1,0 \text{ mol/L HCl}$.
4. Solução com $0,001 \text{ mol/L NaOH}$.
5. Solução com $0,005 \text{ mol/L Ca(OH)}_2$.

pH e pOH (I)

1. Solução com 0,002 mol/L HBr.

$$\text{Log } 2 = 0,3$$

2. Solução com 0,06 mol/L OH⁻.

$$\text{Log } 6 = 0,78$$

3. Solução com 1,0 mol/L HCN.

$$\alpha = 1 \%$$

4. Solução com 0,01 mol/L AgOH.

$$K_b = 4 \cdot 10^{-6}$$

pH e pOH (I)

Comparar acidez de duas soluções:

A) $\text{pH} = 2$

B) $\text{pH} = 6$