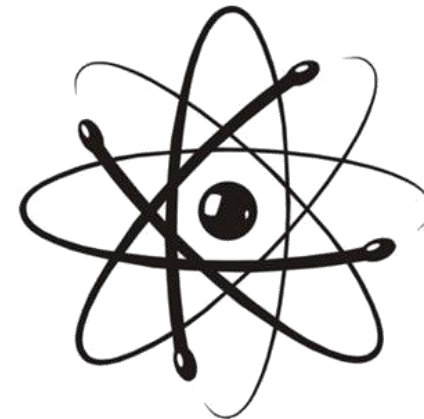


# pH e pOH (II)

**Prof. Francis Isotton**  
Química



## pH e pOH (II)

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 (II)

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

$$pK_a = -\log K_a$$

$$pK_b = -\log K_b$$

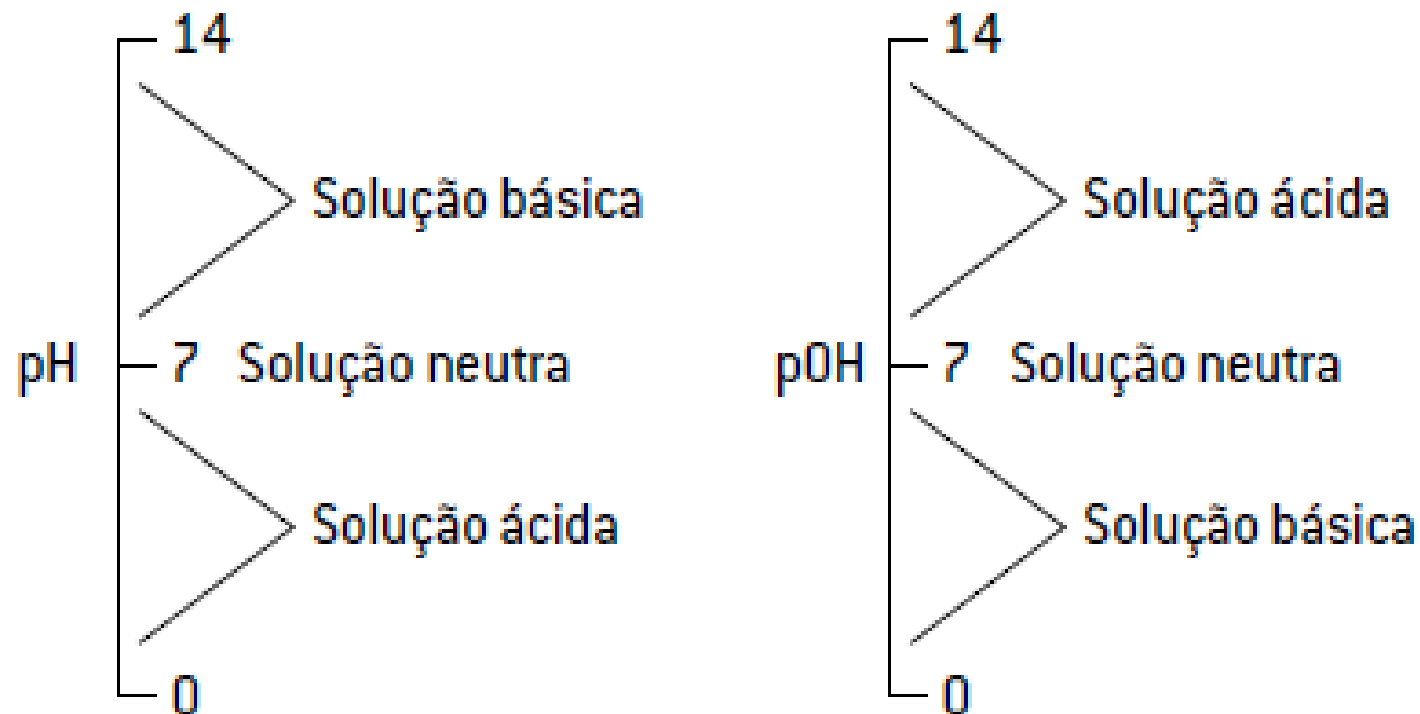
$$pK_w = -\log K_w$$

Então:

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

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

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



## pH e pOH (II)

1. Solução com 0,002 mol/L HBr.

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

2. Solução com 0,06 mol/L OH<sup>-</sup>.

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

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 (II)

---

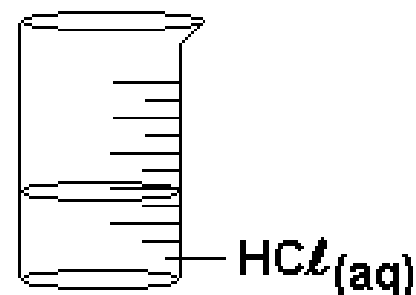
Comparar acidez de duas soluções:

A)  $\text{pH} = 2$

B)  $\text{pH} = 6$

## pH e pOH (II)

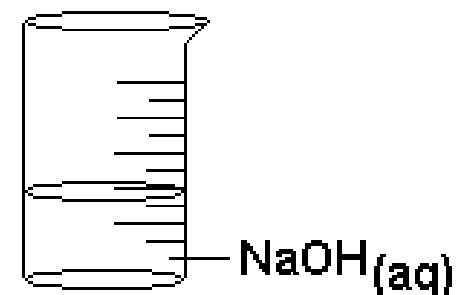
Considere as soluções a seguir:



$$V = 45 \text{ mL}$$

$$[\text{HCl}] = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$$

Solução I



$$V = 55 \text{ mL}$$

$$[\text{NaOH}] = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$$

Solução II

O pH da solução I é \_\_\_\_\_

O pH da solução II é \_\_\_\_\_

O pH da solução resultante da mistura das soluções I e II é \_\_\_\_\_