

EQUILÍBRIO IÔNICO

EQUILÍBRIO IÔNICO

Equilíbrio Iônico da água – 3

Cálculos de pH – (2)

- Dado o Grau de Ionização (α)
- Dada a Constante de Equilíbrio (K_a ou K_b)
- Cálculo do pH após uma diluição

PROFESSOR: THÉ

LIÇÃO: 104

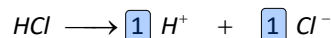
1. Cálculo de pH - II

a) Dado o grau de ionização (α)

Até a lição anterior, a maioria dos exemplos (ácidos e bases) eram fortes, isto é, 100% ionizados ($\alpha = 100\%$).

Então a concentração do monoácido (ou da monobases), era, no final, igual a concentração de íons H^+ ou OH^-

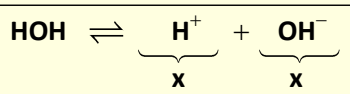
▷ HCl ($0,1 \text{ mol/L}$, $\alpha = 100\%$)



I	0,1	0	0
R	x	x	x
E	0,1-x	x	x

$$n = \underbrace{100\%}_{(\alpha)} \text{ de } \underbrace{0,1}_{(m)}$$

$$n = \frac{100}{100} \cdot 0,1 \rightarrow 1 \cdot 0,1 \therefore n = 0,1 \text{ mol/L}$$



Total de íons H^+

$$[H^+] = x + 0,1 \cong 0,1$$

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

$$pH = -\log(0,1)$$

$$= -\log 10^{-1} \therefore pH = 1$$

$$pH + pOH = 14$$

$$1 + pOH = 14 \therefore pOH = 13$$

▷ $NaOH$ ($0,02 \text{ mol/L}$, $\alpha = 100\%$)



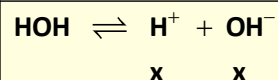
I	0,02	0	0
R	x	x	x
E	0,02-x	x	x

$$x = 100\% \text{ de } 0,02$$

$$x = 1 \cdot 0,02 = 0,02 \text{ mol/L} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

OBS: Quando o ácido é forte (ou a base é forte) o grau de ionização é 100% ou 1.

Desprezam-se os íons da água



Total de íons OH^-

$$[OH^-] = x + 0,02 \cong 0,02 = 2 \cdot 10^{-2}$$

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

$$pOH = -\log 2 \cdot 10^{-2}$$

$$pOH = -(\log 2 + \log 10^{-2})$$

$$pOH = -(0,3 - 2) = 1,7$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pH + 1,7 = 14 \therefore pH = 12,3$$

▷ Grau de Ionização menor que 100%

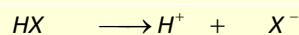
O cálculo da concentração de íons H^+ ou de íons OH^- realiza-se da mesma maneira que se vem resolvendo os exercícios anteriores.

EXEMPLO 1

Qual o pH de uma solução $0,04 \text{ M}$ de um ácido HX , sabendo que ele se encontra 20% ionizado. Dado: $\log 2 = 0,3$

RESOLUÇÃO:

1. Dissociação



I	0,04	0	0
R	x	x	x
E	0,04-x	x	x

$$x = 20\% \text{ de } 0,04$$

$$x = 0,2 \cdot 0,04$$

$$x = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

2. Cálculo do pH

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

$$pH = -\log(8 \cdot 10^{-3}) \rightarrow pH = -(\log 2^3 + \log 10^{-3})$$

$$pH = -(3 \log 2 - 3) \rightarrow pH = -(3 \cdot 0,3 - 3)$$

$$pH = 2,1$$

b) Dada a constante de ionização

Considere a ionização do ácido fraco **HA** numa solução 0,1 mol/L, cuja constante de ionização é 10^{-5} . Qual sua concentração hidrogeniônica?

Equilíbrio:

$$HA \longrightarrow H^+ + A^-$$

I	0,1	0	0
R	x	x	x
E	0,1-x	x	x

Como o ácido é fraco:

Considerar a concentração inicial de HA igual à final

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$10^{-5} = \frac{(x)(x)}{(0,1)}$$

$$10^{-6} = x^2 \therefore x = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[H^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

EXEMPLO 2

Calcular o pH de uma solução 0,04 mol/L de um ácido HB cuja constante de ionização é igual a 10^{-4}

$$HB \longrightarrow H^+ + B^-$$

I	0,04	0	0
R	x	x	x
E	0,04-x	x	x

$$K_i = \frac{[H^+][B^-]}{[HB]}$$

$$10^{-4} = \frac{(x)(x)}{(0,04-x)} \rightarrow 4 \cdot 10^{-6} = x^2 \rightarrow x = 2 \cdot 10^{-3}$$

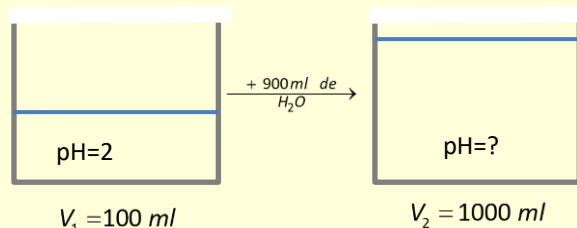
$$pH = -\log 2 \cdot 10^{-3} \rightarrow pH = -(\log 2 + \log 10^{-3})$$

$$pH = -(0,3 - 3) = 2,7$$

c) Cálculo do pH após uma certa diluição

EXEMPLO 3

Considerando que 100 mL de um ácido forte apresente pH=2:



Qual será o novo pH quando se adicionarmos 900mL de água?

RESOLUÇÃO:

1) Cálculo da concentração de íons H^+ na solução inicial

$$\triangleright [H^+] = 10^{-pH}$$

$$[H^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

2) Diluição

$$m_1 V_1 = m_2 V_2$$

$$(10^{-2}) \cdot (100) = m_2 \cdot (1000)$$

$$m_2 = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

3) Cálculo do pH na solução final

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

$$pH = -\log 10^{-3} = 3$$

RESUMO

Existem diversas maneiras de se descobrir a concentração de íons $[H^+]$ em uma solução.

1º- Dado o grau de ionização (α)

$$[H^+] = \alpha \cdot m \quad (\text{Para ácidos})$$

$$[OH^-] = \alpha \cdot m \quad (\text{Para bases})$$

2º- Dada a constante de Equilíbrio

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[B(OH)]}$$

3º- Após uma diluição:

Se o ácido é forte, a concentração molar (m) é igual à concentração de íons $[H^+]$.

Daí,

$$m_1 V_1 = m_2 V_2$$

$$[H^+]_1 V_1 = [H^+]_2 V_2$$

Se o ácido é fraco ou moderado, a concentração de íons $[H^+]$ é obtida pela constante de equilíbrio, lembrando que a constante é a mesma antes e depois da diluição.