

Aula Teórica - 07/10/2016

Cálculos de pH

Calcular as concentrações de H^+ e o pH de uma solução considerando uma titulação:

a) 50,0 ml da solução de HAc $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ (alíquota pipetada)

Cálculos de pH - Sistema Tampão

b) após adição de 30,0 mL da solução de NaOH $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ (titulante)

Que tipo de solução temos?

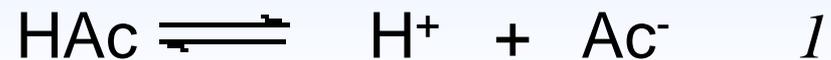
$$C_{\text{HAc}} = 0,025 \text{ mol L}^{-1}$$

$$C_{\text{Ac}^-} = 0,0375 \text{ mol L}^{-1}$$

Sistema tampão

HAc/Ac⁻

Passo 1 -



Passo 2 -

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} = 1,8 \times 10^{-5} \quad 2$$

Passo 3 -

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{HAc}]}{[\text{Ac}^-]} \quad 3$$

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{0,025}{0,0375}$$

$$[\text{H}^+] = 1,2 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log 1,2 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 4,92$$

Calcular as concentrações de H^+ e o pH de uma solução contendo $0,40 \text{ mol L}^{-1}$ de ácido acético e $0,30 \text{ mol L}^{-1}$ de acetato de sódio. Que tipo de solução temos?

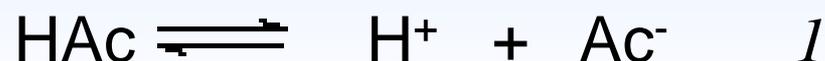
$$C \text{ HAc} = 0,40 \text{ mol L}^{-1}$$

$$C \text{ Ac}^- = 0,30 \text{ mol L}^{-1}$$

Sistema tampão

HAc/Ac⁻

Passo 1 -



Passo 2 -

$$K_a = \frac{[H^+][Ac^-]}{[HAc]} = 1,8 \times 10^{-5} \quad 2$$

Passo 3 -

$$[H^+] = K_a \frac{[HAc]}{[Ac^-]} \quad 3$$

$$[H^+] = K_a \frac{0,40}{0,30}$$

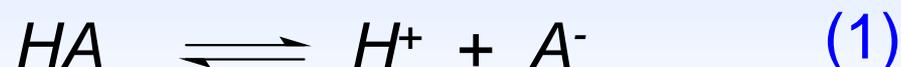
$$[H^+] = 2,4 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log 2,4 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 4,6$$

Generalizando pode-se considerar para o cálculo de pH de um tampão ácido

A dissociação geral de um ácido fraco é dada pela equação:



A constante de dissociação (K_a) de um ácido fraco é definida como:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad (2)$$

Uma solução tampão formada por **HA** e **A⁻** portanto:

$$[H^+] = K_a \left(\frac{[HA]}{[A^-]} \right) \quad (3)$$

$$-\log[H^+] = -\log K_a - \log \left(\frac{[HA]}{[A^-]} \right) \quad (4)$$

É a equação conhecida como Henderson-Hasselbach,

$$pH = pK_a + \log \left(\frac{[A^-]}{[HA]} \right) \quad (5)$$

O sistema apresentará capacidade tamponante se a condição satisfaz: $\text{pH} = \text{pK}_a \pm 1$ $\text{pK}_a = -\log K_a = 4,7$

Considerando uma solução tampão formada por **HA** e **A⁻**:

$$[\text{H}^+] = K_a \left(\frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \right)$$

$$K_{\text{HAc}} = 1,8 \times 10^{-5} \quad -\log K_a = 4,7$$

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{10}{1} \quad \text{pH} = 4,7 - \log 10 = 4,7 - 1$$
$$\text{pH} = 3,7$$

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{1}{10} \quad \text{pH} = 4,7 - \log 0,1 = 4,7 + 1$$
$$\text{pH} = 5,7$$

O tampão HAc/Ac⁻ apresentará capacidade tamponante se o pH estiver no intervalo de 3,7 a 5,7

Calcule o pH de uma solução $0,40 \text{ mol.L}^{-1}$ de amônia e $0,30 \text{ mol.L}^{-1}$ de cloreto de amônio

Sistema tampão
 $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$

Que tipo de sistema temos?

$$C_{\text{NH}_3} = 0,40 \text{ mol L}^{-1} \quad C_{\text{NH}_4^+} = 0,30 \text{ mol L}^{-1}$$



Passo 2 - $K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \times 10^{-5} \quad 2$

Passo 3 - $[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \quad 3$

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{0,40}{0,30} = 2,4 \times 10^{-5}$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

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

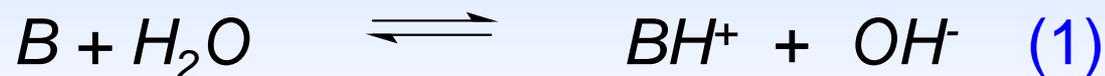
$$\text{pH} = -\log 4,2 \times 10^{-10}$$

$$[\text{H}^+] = 4,2 \times 10^{-10} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pH} = 9,4$$

Generalizando pode-se considerar para o cálculo de pH de um tampão básico

A dissociação geral de uma base fraca é dada pela equação:



A constante de dissociação (K_b) de uma base fraca é definida como:

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} \quad (2)$$

Tampão: B/BH⁺ $[OH^-] = K_b \frac{[B]}{[BH^+]} \quad (3)$

Ou resolver pela equação conhecida como Henderson-Hasselbach

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

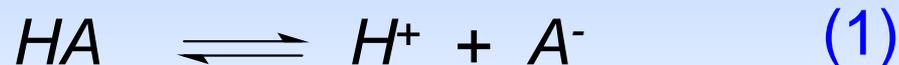
$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} \quad (4)$$

$$-\log[OH^-] = -\log K_b - \log \frac{[B]}{[BH^+]} \quad (5)$$

$$pOH^- = pK_b + \log \frac{[BH^+]}{[B]} \quad (6)$$

Explicando o efeito tampão

A dissociação geral de um ácido fraco é dada pela equação:



Tampão ácido:

HA/A^-

Condição Tampão

C_{HA} e C_{A^-} altas

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad (2)$$

Quando se adiciona H^+ , este reage imediatamente com A^- e perturba momentaneamente o equilíbrio.

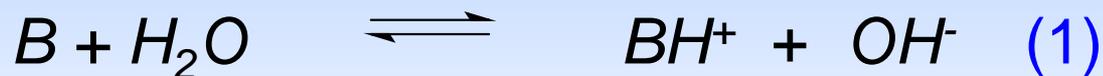
HA se ioniza, repõe A^- consumido e o equilíbrio se restabelece.

Quando se adiciona OH^- , este reage imediatamente com H^+ , perturba momentaneamente o equilíbrio.

HA se ioniza, repõe o H^+ consumido e o equilíbrio se restabelece.

Explicando o efeito tampão

A dissociação geral de uma base fraca é dada pela equação:



Tampão básico:

B/BH^+

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} \quad (2)$$

Condição Tampão

C_B e C_{BH^+} altas

Quando se adiciona H^+ , este reage imediatamente com OH^- e perturba momentaneamente o equilíbrio.

B se ioniza, repõe OH^- consumido e o equilíbrio se restabelece.

Quando se adiciona OH^- , este reage imediatamente com BH^+ , e perturba momentaneamente o equilíbrio.

B se ioniza, repõe BH^+ consumido e o equilíbrio se restabelece.