

Problemas Propostos: Ácidos e Bases

Israel C. Ribeiro, Doutorando – Tutor
Prof.(o) Marcelo Gehlen – Supervisor
Instituto de Química de São Carlos (IQSC)
Universidade de São Paulo (USP)
03 de Julho de 2023

Atividade 1:

Você precisa produzir um tampão com pH de 5,75. Você tem uma solução com 30,0g de ácido acético ($pK_a=4,75$). Quantos moles de acetato de sódio você deve adicionar para atingir o pH desejado?

De acordo com a equação de Henderson-Hasselbalch: $pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$

Considerando o mesmo volume, podemos deixar as concentrações em função do número de mols (n), assim: $\log \frac{[A^-]}{[HA]} = \log \frac{n_{A^-}}{n_{HA}}$

Aplicando os dados na equação de Henderson-Hasselbalch e resolvendo para A^- :

$$5,75 = 4,75 + \log \frac{A^-}{0,5} \quad \therefore A^- = 5 \text{ mol}$$

Atividade 2:

Calcule a concentração de íons hidrogênio na seguinte solução de ácido acético.

$$pK_a = 4.76 \quad \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = 0,5$$

De acordo com o dado do problema, temos a seguinte relação: $\frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = \frac{[Acido]}{[Base Conjugada]}$

Ao tomarmos o recíproco da razão acima, temos: $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{1}{0,5} = 2$

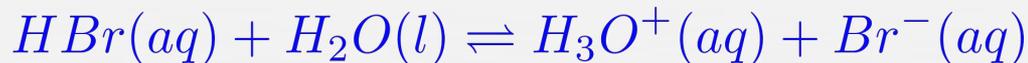
Aplicando os dados na equação de Henderson-Hasselbalch, temos: $pH = 4,76 + \log(2) = 5,06$

Para determinarmos a concentração de H^+ :

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-5,06} = 8,7 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

Atividade 3:

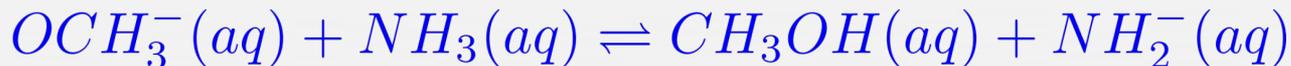
Preveja se cada equilíbrio está principalmente à esquerda ou à direita.



O equilíbrio está principalmente à direita porque HBr (pKa=-8,7) é um ácido mais forte que H₃O⁺ (pKa=-1,7) e H₂O (pKa=14) é uma base mais forte que Br⁻ (pKa=-8.).



O equilíbrio está principalmente à esquerda porque H₂ (pKa=36) é um ácido mais forte que NH₃ (pKa=38) e NaNH₂ (pKa=38) é uma base mais forte que NaH (pKa=35).



O equilíbrio está principalmente à esquerda porque CH₃OH (pKa=17) é um ácido mais forte que NH₃ (pKa=38) e NH⁻² (pKa=38) é uma base mais forte que OCH₃⁻ (pKa=25)