

GABARITO – SISTEMA TAMPAO

Resposta da questão 1: [D]

Teremos:

$$n_{\text{H}_2\text{CO}_3} = \frac{1,24}{62} = 0,02 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaHCO}_3} = \frac{16,8}{84} = 0,2 \text{ mol}$$

Para 1 L de solução, teremos:

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] = 0,02 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NaHCO}_3] = 0,2 \text{ mol}$$

A partir da equação de Henderson-Hasselbach, vem:

$$\text{pK}_a = -\log(2 \times 10^{-7})$$

$$\text{pK}_a = 7 - \log 2 = 7 - 0,3 = 6,7$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]}$$

$$\text{pH} = 6,7 + \log \frac{0,2}{0,02} = 6,7 + \log 10$$

$$\text{pH} = 6,7 + 1 = 7,7$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - 7,7 = 6,3$$

$$\text{pOH} = 6,3$$

Resposta da questão 2:

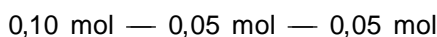
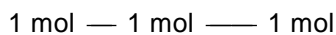
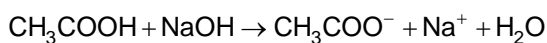
a) Cálculo do número de mols do ácido e da base:

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = [\text{CH}_3\text{COOH}] \times V_{\text{CH}_3\text{COOH}}$$

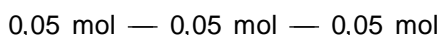
$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,20 \text{ M} \times 0,50 \text{ L} = 0,10 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \times V_{\text{CH}_3\text{COOH}}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,10 \text{ M} \times 0,50 \text{ L} = 0,05 \text{ mol}$$



(excesso de 0,05 mol)



$$V = 0,50 \text{ L} + 0,50 \text{ L} = 1 \text{ L}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{excesso}} = \frac{0,05}{1} = 0,05 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{0,05}{1} = 0,05 \text{ M}$$

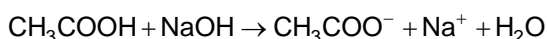
$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{excesso}}}$$

$$\text{pH} = 4,75 + \log \frac{0,05 \text{ M}}{0,05 \text{ M}} = 4,75$$

b) Teremos:

Cálculo da nova concentração de NaOH:

$$[\text{NaOH}] = \frac{0,05 + 0,01}{1} = 0,06 \text{ M}$$



$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,06 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,06 \text{ M}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{excesso}}}$$

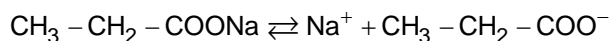
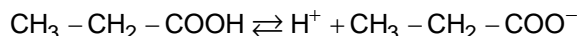
$$\text{pH} = \text{pK}_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{excesso}}}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$\text{pH} = 4,75 - \log \frac{0,04 \text{ M}}{0,06 \text{ M}} = 4,75 - \log 0,666$$

$$\text{pH} = 4,75 - 0,1765 = 4,5735$$

**Resposta da questão 3: [C]**

Deve-se misturar um ácido fraco e um sal solúvel deste ácido com base forte: CH_3COOH e CH_3COONa .

Comentário:

Observe:



HA predomina na solução.



C^+ e A^- predominam na solução.

Ao misturarmos um ácido qualquer a esta solução, ele liberará cátions H^+ onde serão consumidos pelo equilíbrio $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$ que será deslocado para a esquerda, no sentido de HA. Conseqüentemente, a acidez não aumenta e o pH não varia. Percebemos que não faltarão ânions A^- , pois a dissociação do sal fabrica uma grande quantidade deles, garantindo a formação do ácido (HA).

Analogamente, se misturarmos uma base qualquer a esta solução, ela liberará ânions OH^- onde serão consumidos pelos cátions H^+ , formados pela ionização do ácido $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$. Conseqüentemente, a basicidade não aumenta e o pH não varia. Não faltarão cátions H^+ para reagirem com os ânions OH^- da base, pois o ácido é fraco e por isso existirão muitas moléculas HA inteiras que continuarão a sofrer ionização, fornecendo mais cátions H^+ .

Uma solução tampão apresentará pH estável até que todo o ácido e todo o sal sejam consumidos.

Resposta da questão 4: [E]

Uma solução tampão é uma solução que apresenta um equilíbrio no qual praticamente não ocorre variação de pH. Elas são formadas por uma base fraca e seu respectivo sal ou por um ácido fraco e seu respectivo sal.

A equação de Henderson-Hasselbach é muito utilizada quando se precisa relacionar o pH com o pKa ou pKb:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]}$$

ou

$$\text{pH} = \text{pK}_w - \text{pK}_b - \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]}$$

Então,

$$\text{pH} = -\log K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOK}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-5} + \log \frac{1 \text{ M}}{1 \text{ M}}$$

$$\text{pH} = 5$$

A adição de uma base forte provocará elevação do pH.

$$\text{pH} = -\log K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOK}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \downarrow}$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-5} + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOK}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \uparrow}$$

$$\text{pH} = 5 + \text{acrécimo}$$

$$\text{pH} > 5 \Rightarrow \text{pH} > \text{pK}_a$$



Resposta da questão 5: [B]

Uma solução tampão tem a propriedade de não apresentar **grandes variações** de pH, quando são adicionadas certas quantidades de ácidos ou bases fortes. A alternativa [B] afirma que o pH da solução tampão **não varia**.

Resposta da questão 6: [C]

$$K_e = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = \frac{1 \times 0,2}{2} = 0,1$$