

Problema 1

Problema: Se desea preparar 250 mL de una solución acuosa de Na_2CO_3 de concentración 21.50 g/L y densidad de 1.03 g/mL.

- Calcula la masa de soluto que se deberá pesar. $\text{MM}=126 \text{ g/mol}$, $1\text{mol}=2\text{eq. g}$
- Expresa la concentración en términos de: % masa, fracción molar, molaridad y normalidad de la sal y de los respectivos iones.

Datos:

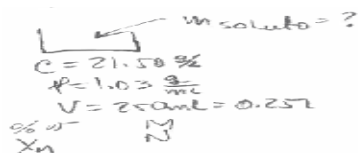


Figure 1: Diagrama del problema

- $C = 21.50\%$ (concentración)
- $\rho = 1.03 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$ (densidad)
- $V = 250 \text{ mL} = 0.250 \text{ L}$ (volumen de la solución)

Cálculo del porcentaje en peso:

$$\%w = \frac{5.375}{257.50} \times 100 = 2.08 \%$$

Cálculo de la fracción molar:

$$X_n = \frac{4.266 \times 10^{-2} \text{ mol}}{14.057 \text{ mol}} = 3.036 \times 10^{-3}$$

Cálculo de la molaridad:

$$C = 21.50 \% \times \frac{1 \text{ mol}}{126 \text{ g}} = 0.171 \text{ M}$$

Resolución:

a) Masa del soluto:

$$m_{\text{solute}} = 21.50 \% \times \frac{\text{g}}{100 \text{ g}} \times 0.250 \text{ L} = 5.375 \text{ g soluto}$$

b) Masa de la solución:

$$m_{\text{solute}} = 250 \text{ mL} \times \frac{1.03 \text{ g}}{\text{mL}} = 257.50 \text{ g solución}$$

$$m_{\text{solvente}} = 257.50 - 5.375 = 252.125 \text{ g solvente}$$

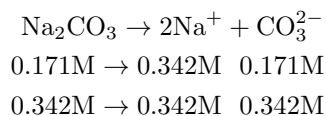
$$n_{\text{solute}} = 5.375 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol g}}{126 \text{ g}} = 4.266 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{solvente}} = 252.125 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol g}}{18 \text{ g}} = \frac{14.007 \text{ mol g}}{14.05 \text{ mol}}$$

Cálculo de la normalidad:

$$N = 0.171 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times \frac{2 \text{ eq}}{1 \text{ mol}} = 0.342 \frac{\text{eq}}{\text{L}}$$

Reacción química:



Problema 2

Problema: Se requiere preparar 1.500 L de solución acuosa de KMnO_4 de concentración 0.4 N, la cual será usada en una reacción redox en donde uno de los productos es Mn^{2+} . La sal con que se cuenta para la preparación contiene 10% de impurezas insolubles. Calcula la masa de KMnO_4 impuro que se debe pesar y reporta la concentración en términos de molaridad, % masa, molalidad, fracción mol y g/L.

Datos:

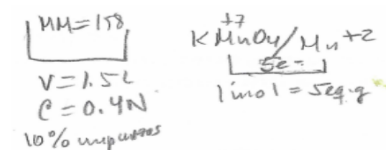


Figure 2: Diagrama del problema

- $MM = 158$ (Masa molar de KMnO_4)

- $V = 1.5 \text{ L}$ (volumen de la solución)

- $C = 0.4 \text{ N}$ (normalidad de la solución)

- $\rho_{\text{sol}} = \rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$ (densidad de la solución)

- 10% impurezas

Resolución:

Masa de impurezas:

$$M_{\text{impurezas}} = 18.96 \text{ g impuras} \times \frac{100 \text{ g puras}}{90 \text{ g impuras}} = 21.06 \text{ g impuras}$$

Cálculo de la concentración (C):

$$C = \frac{18.96 \text{ g}}{1.5 \text{ L}} = 12.64 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Cálculo de la molaridad (M):

$$M = \frac{0.12 \text{ mol}}{1.5 \text{ L}} = 0.08 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Cálculo del porcentaje en peso:

$$\%w = \frac{18.96}{1500} \times 100 = 1.26 \%$$

Cálculo de la molalidad (m):

$$m = \frac{0.12 \text{ mol}}{1.481 \text{ kg}} = 0.081 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

Cálculo de la fracción molar (X_n):

$$X_n = \frac{0.12 \text{ mol}}{82.40 \text{ mol}} = 1.46 \times 10^{-3}$$

Masa de KMnO_4 :

$$m_{\text{KMnO}_4} = 0.4 \frac{\text{g}}{\text{L}} \times \frac{1 \text{ mol}}{54 \text{ g}} \times \frac{158 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \times 1.5 \text{ L} = 18.96 \text{ g KMnO}_4$$

Cálculo de la masa de la solución:

$$m_{\text{solución}} = 1500 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ g}}{\text{mL}} = 1500 \text{ g solución}$$

$$m_{\text{solvente}} = 1500 - 18.96 = 1481.04 \text{ g solvente} = 1.481 \text{ kg}$$

Moles de soluto y solvente:

$$n_{\text{soluto}} = \frac{18.96 \text{ g}}{158 \text{ g/mol}} = 0.12 \text{ mol soluto}$$

$$n_{\text{solvente}} = \frac{1481.04 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = \frac{82.28 \text{ mol solvente}}{82.40 \text{ mol sol'n}}$$

Problema 3

Problema: Una solución se prepara a partir de 230 g de $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ y 200 mL de agua destilada, la densidad que presenta la solución preparada se valora en 1.13 g/mL. Determina la concentración en términos de: a) molalidad, b) % masa, c) molaridad de la sal y de los iones, d) normalidad de la sal y de los iones, e) fracción mol.

Datos:

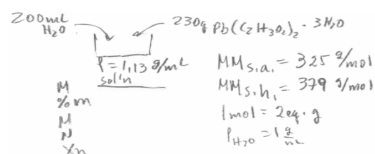


Figure 3: Diagrama del problema

- $V = 200 \text{ mL}$ de agua
- $m_{\text{soluto}} = 230 \text{ g}$ de $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
- $\rho_{\text{solución}} = 1.13 \text{ g/mL}$
- $\text{MM}_{\text{s.a.}} = 325 \text{ g/mol}$ (masa molar del soluto anhidro)
- $\text{MM}_{\text{s.h.}} = 379 \text{ g/mol}$ (masa molar del soluto hidratado)
- $1 \text{ mol} = 2 \text{ eq}$ (equivalentes)
- $\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/mL}$

Resolución:

Cálculo de masas:

$$m_{\text{soluto}} = 230 \text{ g s.h.} \frac{325 \text{ s.a.}}{379 \text{ s.h.}} = 197.23 \text{ g s.a.}$$

$$m_{\text{sol'n}} = 230 \text{ g s.h.} + 200 \text{ g H}_2\text{O} = 430 \text{ g solución}$$

$$m_{\text{solvente}} = 430 - 197.23 = 232.77 \text{ g solvente} = 0.233 \text{ kg H}_2\text{O}$$

Moles de soluto:

$$n_{\text{soluto}} = \frac{197.23 \text{ g}}{325 \text{ g/mol}} = 0.607 \text{ mol soluto}$$

Moles de solvente:

$$n_{\text{solvente}} = 232.77 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} = 12.932 \text{ mol}$$

Total de moles de solución:

$$n_{\text{solución}} = 0.607 + 12.932 = 13.539 \text{ mol}$$

a) Molalidad (m):

$$m = \frac{0.607 \text{ mol}}{0.233 \text{ kg}} = 2.605 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

b) Porcentaje en masa:

$$\% \text{masa} = \frac{197.23 \text{ g}}{430 \text{ g}} \times 100 = 45.9\%$$

c) Fracción molar (X_n):

$$X_n = \frac{0.607 \text{ mol}}{13.539 \text{ mol}} = 0.045$$

Volumen de la solución:

$$V_{\text{solución}} = \frac{430 \text{ g solución}}{1.13 \text{ g/mL}} = 380.53 \text{ mL} = 0.381 \text{ L}$$

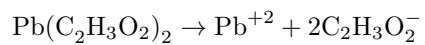
d) Molaridad (M):

$$M = \frac{0.607 \text{ mol}}{0.381 \text{ L}} = 1.593 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

e) Normalidad (N):

$$N = 1.593 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times \frac{2 \text{ eq}}{1 \text{ mol}} = 3.186 \frac{\text{eq}}{\text{L}}$$

Reacción química:



$$c) \quad 1.593\text{M} \rightarrow 1.593\text{M} \quad 1.593\text{M}$$

$$d) \quad 3.186\text{N} \rightarrow 3.186\text{N} \quad 3.186\text{N}$$

Concentraciones finales:

$$\text{Pb}^{+2} : 1.593 \text{ M}, 3.186 \text{ N}$$

$$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^- : 3.186 \text{ M}, 3.186 \text{ N}$$

Problema 4

Problema: Una solución de H_2SO_4 tiene una concentración 10.5 % masa y densidad (ρ) = 1.07 g/mL. Expresa la concentración en términos de normalidad y molaridad cuando dicha solución interviene en una reacción cuyo producto es H_2S .

Datos:

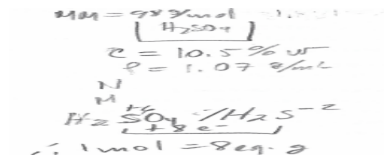


Figure 4: Diagrama del problema

- $MM = 98 \text{ g/mol}$ (masa molar de H_2SO_4)
- $C = 10.5\% \text{ w/v}$ (concentración en peso por volumen)
- $\rho = 1.07 \text{ g/mL}$ (densidad de la solución)
- $N = ?$ (normalidad)
- $M = ?$ (molaridad)
- $1 \text{ mol} = 8 \text{ eq}$ (equivalentes)

Resolución:

Cálculo de la concentración en g/L:

$$C = \frac{10.5 \text{ g soluto}}{100 \text{ g solución}} \times \frac{1.07 \text{ g solución}}{\text{mL solución}} \times \frac{1000 \text{ mL solución}}{1 \text{ L solución}}$$

$$C = 112.35 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

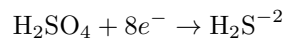
Cálculo de la molaridad (M):

$$M = \frac{112.35 \text{ g/L}}{98 \text{ g/mol}} = 1.146 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Cálculo de la normalidad (N):

$$N = 1.146 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times \frac{8 \text{ eq}}{1 \text{ mol}} = 9.168 \frac{\text{eq}}{\text{L}}$$

Reacción de H_2SO_4 :



Problema 5

Problema: Determina la masa de Na_3PO_4 que debe disolverse en 500 mL de solución, a fin de que la solución preparada presente una concentración de 0.15 mol/L. Expresa la concentración en términos de normalidad (N), % en peso (%w), fracción molar (X_n), molalidad (m) y g/L.

Datos:

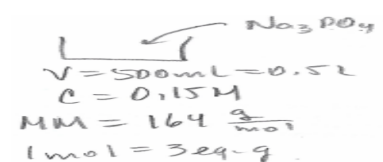


Figure 5: Diagrama del problema

Resolución:

Masa del soluto:

$$m_{\text{soluto}} = 0.15 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0.5 \text{ L} \times 164 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 12.30 \text{ g soluto}$$

Masa de la solución:

$$m_{\text{solución}} = 500 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ g}}{\text{mL}} = 500 \text{ g solución}$$

Masa del solvente:

$$m_{\text{solvente}} = 500 \text{ g} - 12.30 \text{ g} = 487.70 \text{ g solvente} = 0.488 \text{ kg}$$

Moles de soluto y solvente:

$$n_{\text{soluto}} = \frac{12.30 \text{ g}}{164 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0.075 \text{ mol soluto}$$

$$n_{\text{solvente}} = 487.70 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} = 27.094 \text{ mol solvente}$$

$$n_{\text{solución}} = 0.075 + 27.094 = 27.169 \text{ mol}$$

a) Normalidad (N):

$$N = 0.15 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times \frac{3 \text{ eq}}{1 \text{ mol}} = 0.45 \frac{\text{eq}}{\text{L}}$$

b) Porcentaje en peso (%w):

$$\%w = \frac{12.30 \text{ g}}{500 \text{ g}} \times 100 = 2.46 \%$$

c) Fracción molar (X_n):

$$X_n = \frac{0.075 \text{ mol}}{27.169 \text{ mol}} = 2.76 \times 10^{-3}$$

d) Molalidad (m):

$$m = \frac{0.075 \text{ mol}}{0.488 \text{ kg}} = 0.154 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

e) Concentración (C):

$$C = \frac{12.30 \text{ g}}{0.5 \text{ L}} = 24.60 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

- $V = 500 \text{ mL} = 0.5 \text{ L}$ (volumen de la solución)

- $C = 0.15 \text{ M}$ (molaridad)

- $\text{MM} = 164 \text{ g/mol}$ (masa molar de Na_3PO_4)

- $1 \text{ mol} = 3 \text{ eq}$ (equivalentes)

- Supuesto: $\rho_{\text{solución}} = \rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$ (densidad)

Problema 6

Problema: Se requiere una solución 0.45 N de fosfato plúmbico $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_4$. Determinar la masa de soluto y solvente necesaria y expresar la concentración en términos de: % masa, fracción mol, molaridad, g/L y molaridad. Considerar una densidad de solución igual a 1.08 g/mL.

Datos:

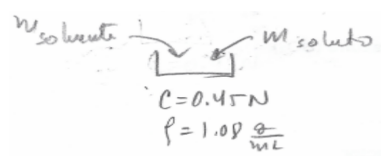


Figure 6: Diagrama del problema

Resolución:

Masa del soluto:

$$m_{\text{solute}} = 0.45 \frac{\text{eq}}{\text{L}} \times 1 \text{ L} \times \frac{1 \text{ mol}}{12 \text{ eq}} \times \frac{1001 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 37.538 \text{ g Pb}_3(\text{PO}_4)_4$$

Masa del solvente:

$$\begin{aligned} m_{\text{solvente}} &= 1080 \text{ g solución} - 37.538 \text{ g soluto} \\ &= 1042.462 \text{ g H}_2\text{O} = 1.042 \text{ kg} \end{aligned}$$

Moles de soluto y solvente:

$$n_{\text{solute}} = \frac{37.538 \text{ g}}{1001 \text{ g/mol}} = 0.036 \text{ mol soluto}$$

$$n_{\text{solvente}} = 1042.462 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} = 57.915 \text{ mol solvente}$$

Total de moles de solución:

$$n_{\text{solución}} = 0.036 \text{ mol} + 57.915 \text{ mol} = 57.951 \text{ mol soln}$$

a) Porcentaje en masa (%m):

$$\%m = \frac{37.538 \text{ g soluto}}{1080 \text{ g solución}} \times 100 = 3.48 \%$$

b) Molalidad (m):

$$m = \frac{0.036 \text{ mol}}{1.042 \text{ kg H}_2\text{O}} = 0.035 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

c) Fracción molar (X_n):

$$X_n = \frac{0.036 \text{ mol}}{57.951 \text{ mol}} = 0.001$$

d) Molaridad (M):

$$M = \frac{0.036 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0.036 \text{ M}$$

e) Concentración en g/L (C):

$$C = \frac{37.538 \text{ g}}{1 \text{ L}} = 37.538 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

- $C = 0.45 \text{ N}$ (normalidad de la solución)

- $\rho = 1.08 \text{ g/mL}$ (densidad de la solución)

- $\text{MM} = 1001 \text{ g/mol}$ (masa molar de $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_4$)

- $1 \text{ mol} = 12 \text{ eq}$ (equivalentes)

- Base de cálculo: 1 L de solución