

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

- a) Calcula la masa de soluto que se deberá pesar
 b) Expresa la concentración en términos de: % masa, fracción mol, molaridad y normalidad de la sal y de los respectivos iones.

$$m_{\text{sóluto}} = ?$$

$$\rho = 21.50 \text{ g}$$

$$\rho = 1.03 \text{ g/mL}$$

$$V = 250 \text{ mL} = 0.25 \text{ L}$$

$$\begin{matrix} \% w & M \\ X_n & N \end{matrix}$$

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

$$X_n = \frac{4.266 \times 10^{-2} \text{ mol}}{14.05 \text{ mol}} = 3.036 \times 10^{-3}$$

$$C = 21.50 \frac{\text{g}}{\text{L}} \left| \frac{1 \text{ mol}}{126 \text{ g}} \right| = 0.171 \text{ M}$$

$$a) m_{\text{sóluto}} = 21.50 \frac{\text{g}}{\text{L}} \left| 0.25 \text{ L} \right| = 5.375 \text{ g sóluto.}$$

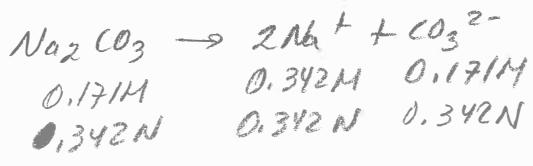
$$b) m_{\text{sóluto}} = 250 \text{ mL} \left| \frac{1.03 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \right| = 257.50 \text{ g soln}$$

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

$$n_{\text{sóluto}} = 5.375 \text{ g} \left| \frac{1 \text{ mol}}{126 \text{ g}} \right| = 4.266 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{sólvente}} = 252.125 \text{ g} \left| \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} \right| = \frac{14.007 \text{ mol}}{14.05 \text{ mol}}$$

$$N = 0.171 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \left| \frac{2 \text{ eq/g}}{1 \text{ mol}} \right| = 0.342 \frac{\text{eq/g}}{\text{L}}$$



2. 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.

$$\begin{matrix} MM = 158 & \\ V = 1.5 \text{ L} & \text{KMnO}_4 / \text{Mn}^{2+} \\ C = 0.4 \text{ N} & \text{1 mol} = 5 \text{ eq/g} \\ 10\% \text{ impurezas} & \end{matrix}$$

$$\text{Suponiendo soln} = \text{H}_2\text{O} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

$$m_{\text{impuro}} = 18.96 \text{ g puro} \left| \frac{100 \text{ impuro}}{90 \text{ puro}} \right| = 21.06 \text{ g impuro}$$

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

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

$$m_{\text{KMnO}_4} = 0.4 \frac{\text{eq/g}}{\text{L}} \left| \frac{1 \text{ mol}}{5 \text{ eq/g}} \right| \left| \frac{158 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \right| \left| 1.5 \text{ L} \right| = 18.96 \text{ g KMnO}_4$$

$$m_{\text{sólido}} = 1500 \text{ mL} \left| \frac{1 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \right| = 1500 \text{ g soln}$$

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

$$n_{\text{sóluto}} = 18.96 \text{ g} \left| \frac{1 \text{ mol}}{158 \text{ g}} \right| = 0.12 \text{ mol sóluto}$$

$$n_{\text{sólvente}} = 1481.04 \text{ g} \left| \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} \right| = \frac{82.28 \text{ mol sólvente}}{82.40 \text{ mol soln}}$$

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

3. 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 200mL de agua destilada, la densidad que presenta la solución preparada se valora en 1.13g/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.

$$200 \text{ mL H}_2\text{O} \quad \begin{matrix} 230 \text{ g Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O} \\ \downarrow \quad \downarrow \end{matrix}$$

$$\begin{matrix} \overline{\rho = 1.13 \text{ g/mL}} \\ \overline{m_{\text{sólido}}} \end{matrix}$$

$$MM_{\text{s.a.}} = 325 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$MM_{\text{s.h.}} = 379 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$1 \text{ mol} = 2 \text{ eq/g}$$

$$\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

$$m_{\text{sólido}} = 230 \text{ g s.h.} \left| \frac{325 \text{ g}}{379 \text{ g/mol}} \right| = 197.23 \text{ g s.a.}$$

$$m_{\text{sólido}} = 230 \text{ g s.h.} + 200 \text{ g H}_2\text{O} = 430 \text{ g soln}$$

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

$$n_{\text{sólido}} = 197.23 \text{ g} \left| \frac{1 \text{ mol}}{325 \text{ g}} \right| = 0.607 \text{ mol sólido}$$

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

$$n_{\text{sol'n}} = (0.607 + 12.932) \text{ mol} = 13.539 \text{ mol}$$

$$\text{a) } \underline{m} = \frac{0.607 \text{ mol}}{10.233 \text{ kg}} = 2.605 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

$$\text{b) \% \text{ masa} = } \frac{197.23}{430.0 \text{ g}} 100 = 45.9 \%$$

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

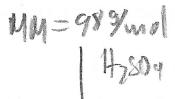
$$V_{\text{sol'n}} = 430 \text{ g sol'n} \left| \frac{1 \text{ mL sol'n}}{113 \text{ g sol'n}} \right| = 380.53 \text{ mL}$$

$$V_{\text{sol'n}} = 380.53 \text{ mL} = 0.381 \text{ L}$$

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

$$N = 1.593 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \left| \frac{8 \text{ eq. g}}{1 \text{ mol}} \right| = 3.186 \frac{\text{eq. g}}{\text{L}}$$

4. Una solución de H_2SO_4 tiene una concentración 10.5 % masa y $p = 1.07 \text{ g/mL}$. Expresa la concentración en términos de normalidad y molaridad cuando dicha solución interviene en una reacción cuyo producto es H_2S

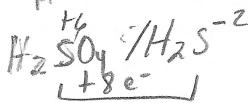


$$C = 10.5 \% \text{ wt}$$

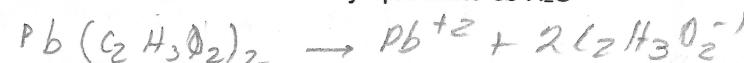
$$p = 1.07 \text{ g/mL}$$

N

M



$$\therefore 1 \text{ mol} = 8 \text{ eq. g}$$



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

$$1.593 \text{ M}$$

$$3.186 \text{ M}$$

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

$$3.186 \text{ N}$$

$$3.186 \text{ N}$$

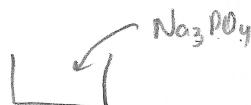
$$10.5 \% \text{ wt}$$

$$C = \frac{10.5 \% \text{ wt}}{10.5 \text{ g soluto}} \left| \frac{107 \text{ g sol'n}}{100 \text{ g sol'n}} \right| \left| \frac{1000 \text{ mL sol'n}}{2 \text{ sol'n}} \right| = 112.35 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$M = 112.35 \frac{\text{g}}{\text{L}} \left| \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g}} \right| = 1.146 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$N = 1.146 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \left| \frac{8 \text{ eq. g}}{1 \text{ mol}} \right| = 9.168 \frac{\text{eq. g}}{\text{L}}$$

5. Determina la masa de Na_3PO_4 que debe disolverse en 500mL de solución, a fin de que la solución preparada presente una concentración de 0.15 mol/L. Expresa la concentración en términos de N, %w, X_n , m y g/L.



$$m_{\text{sóluto}} = 0.15 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \left| 0.5 \text{ L} \right| \left| \frac{164 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \right| = 12.30 \text{ g sóluto}$$

$$V = 500 \text{ mL} = 0.5 \text{ L}$$

$$C = 0.15 \text{ M}$$

$$MM = 164 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$1 \text{ mol} = 3 \text{ eq. g}$$

Suponer:

$$\rho_{\text{sol'n}} = \rho_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$m_{\text{sol'n}} = 500 \text{ mL} \left| \frac{1 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \right| = 500 \text{ g sol'n}$$

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

$$n_{\text{sóluto}} = 12.30 \text{ g} \left| \frac{1 \text{ mol}}{164 \text{ g}} \right| = 0.075 \text{ mol}$$

$$n_{\text{solvente}} = 487.70 \text{ g} \left| \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} \right| = 27.094 \text{ mol}$$

$$n_{\text{sol'n}} = 0.075 + 27.094 = 27.169 \text{ mol}$$

$$N = 0.15 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \left| \frac{3 \text{ eq. g}}{1 \text{ mol}} \right| = 0.45 \frac{\text{eq. g}}{\text{L}}$$

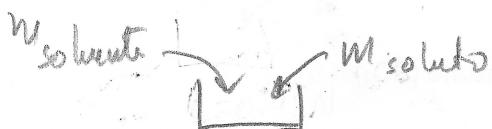
$$\underline{m} = \frac{0.075 \text{ mol}}{0.488 \text{ kg}} = 0.154 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

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

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

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

Se requiere una solución 0.45N de fosfato plomífero $Pb_3(PO_4)_4$. Determinar la masa de soluto y solvente necesaria y expresar la concentración en términos de; % masa, fracción mol, molalidad, g/L y molalidad. Considerar una densidad de solución igual a 1.08 g/mL.



$$MM_{Pb_3(PO_4)_4}^{+4} = 1001 \text{ g/mol} \quad 1 \text{ mol} = 12 \text{ eq/g}$$

$$C = 0.45 \text{ N}$$

$$\rho = 1.08 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

Base de cálculo: 1 L (Un litro de soln).

$$M_{\text{soln}} = 1000 \text{ mL} \left| \frac{1.08 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \right| = 1080 \text{ g soln}$$

$$M_{\text{sóluto}} = 0.45 \frac{\text{eq.g}}{\text{N}} \left| \cancel{12} \right| \left| \frac{1 \text{ mol}}{12 \text{ eq.g}} \right| \left| \frac{1001 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \right| = 37.538 \text{ g } Pb_3(PO_4)_4$$

$$M_{\text{solvente}} = 1080 - 37.538 = 1042.462 \text{ g H}_2\text{O} = 1.042 \text{ kg}$$

$$n_{\text{sóluto}} = 37.538 \text{ g} \left| \frac{1 \text{ mol}}{1001 \text{ g}} \right| = 0.036 \text{ mol}$$

$$n_{\text{solvente}} = 1042.462 \text{ g} \left| \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} \right| = \underline{\underline{57.951 \text{ mol soln}}}$$

$$\% M = \frac{37.538 \text{ g sóluto}}{1080 \text{ g soln}} \times 100 = 3.48\% \quad \underline{\underline{M = \frac{0.036 \text{ mol}}{1.042 \text{ kg H}_2\text{O}} = 0.035 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}}}$$

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

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

$$C = \frac{37.538}{12} = 37.538 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$