

Seminario 3. Disoluciones

3.1.- Se prepara una disolución disolviendo 13,5 g de glucosa en 0,100 kg de agua.

A) Calcular el porcentaje en masa de soluto.

$$\%Masa = \frac{\text{masa} \cdot \text{de} \cdot \text{soluto}}{\text{masa} \cdot \text{total} \cdot \text{de} \cdot \text{disolucion}} \times 100$$

$$\%Masa = \frac{13,5 \text{ g}}{(13,5 \text{ g} + 100 \text{ g})} \times 100$$

$$\%Masa = 11,9\%$$

B) Se determinó que una muestra de 2,5 g de agua contenía 5,4 μg de Zn^{2+} . Calcular la concentración en partes por millón.

$$\text{ppm} \cdot \text{de} \cdot \text{solute} = \frac{\text{masa} \cdot \text{de} \cdot \text{solute}}{\text{masa} \cdot \text{total} \cdot \text{de} \cdot \text{disolucion}} \times 10^6$$

$$\text{ppm de soluto} = \frac{5,4 \times 10^{-6} \text{ g}}{2,5 \text{ g}} \times 10^6$$

$$\text{ppm de soluto} = 2,16 \text{ ppm}$$

3.2.- Para obtener una disolución al 15% en yoduro de sodio, ¿Qué peso de sal hay que disolver en 45 g de agua?

$$\%Masa = \frac{\text{masa} \cdot \text{de} \cdot \text{solute}}{\text{masa} \cdot \text{total} \cdot \text{de} \cdot \text{disolucion}} \times 100$$

$$\text{Masa de disolución} = (\text{masa de NaI}) + (\text{masa de agua})$$

$$\text{Masa de disolución} = x + 45 \text{ g}$$

$$15\% = \frac{x}{x + 45} \times 100 \quad \longrightarrow \quad 0,15 = \frac{x}{x + 45}$$

$$0,15(x + 45) = x$$

$$0,15x + 6,75 = x$$

$$6,75 = 0,85x$$

7,94 g de NaI

$$x = 7,94$$

3.3.- Si se tiene una disolución de etanol al 20% en peso y densidad 0,967 g/cm³. Calcular el peso de etanol que contiene 1 ml de dicha disolución.

$$\%Masa = \frac{\textit{masa \cdot de \cdot soluto}}{\textit{masa \cdot total \cdot de \cdot disolucion}} \times 100$$

$$m = V \times d$$

$$m = 1 \times 0,967$$

$$20\% = \frac{x}{0,967} \times 100$$

$$0,2 = \frac{x}{0,967}$$

$$x = 0,1934$$

0,1934 g de etanol por ml de disolución

3.4.- ¿A cuantas ppm equivale una concentración de Fe del 0,0005%?

$$\%Masa = \frac{\text{masa} \cdot \text{de} \cdot \text{soluto}}{\text{masa} \cdot \text{total} \cdot \text{de} \cdot \text{disolucion}} \times 100$$

$$0,0005\% = \frac{x}{100} \times 100$$

$$x = 0,0005 \text{ g}$$

$$\text{ppm de soluto} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa total de disolucion}} \times 10^6$$

$$\text{ppm de soluto} = \frac{0,0005}{100} \times 10^6$$

$$\text{ppm de soluto} = 5 \text{ ppm}$$

3.5.- En 50 g de agua se disuelven 2,08 g de ácido sulfúrico. La densidad de la disolución es 1,025 g/ml ¿Cuál es la molaridad de la misma?

$$\text{Molaridad de soluto (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen total de la disolución en litros}}$$

$$\text{Moles de soluto} = \frac{2,08}{98,08}$$

$$\text{Moles} = 0,021$$

$$\text{Masa de disolución} = 50 + 2,08 = 52,08 \text{ g}$$

$$V = \frac{m}{d}$$

$$V = \frac{52,08}{1,025}$$

$$V = 50,81 \text{ ml}$$

$$M = \frac{0,021}{0,05081}$$

$$M = 0,413$$

3.6.- ¿Cuántos gramos de nitrato de sodio hay que tomar para preparar 1500 ml de disolución 2M?

$$2M = \frac{\text{moles} \cdot \text{de} \cdot \text{solute}}{1,5}$$

$$\text{Moles} = 3$$

$$\text{PM NaNO}_3 = 85,01$$

$$\text{Peso} = 3 \times 85,01$$

$$\text{NaNO}_3 = 255,03 \text{ g}$$

3.7.- Determinar la molaridad de una disolución de HCl que contiene 33,5 g de HCl en 500 ml de disolución.

$$\text{PM HCl} = 36,45$$

$$\text{Moles HCl} = \frac{33,5}{36,45}$$

$$\text{Moles} = 0,92$$

$$\text{Molaridad} = \frac{0,92}{0,5}$$

$$\text{Molaridad} = 1,84 \text{ M}$$

3.8.- ¿Cuántos gramos de sulfato de potasio contienen 50 ml de disolución 0,1 M?

$$\text{Molaridad} \cdot \text{de} \cdot \text{disolución} (M) = \frac{\text{moles} \cdot \text{de} \cdot \text{solute}}{\text{volumen} \cdot \text{total} \cdot \text{de} \cdot \text{la} \cdot \text{disolución} \cdot \text{en} \cdot \text{litros}}$$

$$\text{Moles } K_2SO_4 = 0,1 \text{ M} \times 0,05 \text{ litros}$$

$$\text{Moles } K_2SO_4 = 0,005$$

$$\text{PM } K_2SO_4 = 174,26$$

$$\text{Peso} = 0,005 \times 174,26$$

$$K_2SO_4 = 0,8713 \text{ g}$$

3.9.-¿Cuántas veces hay que diluir una disolución acuosa que tiene una concentración 6 M para obtener una concentración 2 M?

$$\text{Molaridad} \cdot \text{de} \cdot \text{disolución} (M) = \frac{\text{moles} \cdot \text{de} \cdot \text{solute}}{\text{volumen} \cdot \text{total} \cdot \text{de} \cdot \text{la} \cdot \text{disolución} \cdot \text{en} \cdot \text{litros}}$$

$$6M = \frac{\text{moles}}{V_1}$$

$$\text{Moles} = 6 M \times V_1$$

$$6 M \times V_1 = 2 M \times V_2$$

$$2M = \frac{\text{moles}}{V_2}$$

$$\text{Moles} = 2 M \times V_2$$

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{6}{2} = 3$$

El volumen de la disolución final es tres veces mayor que el original.

3.10.- ¿Cuál es la fracción molar del benceno en una disolución en la que junto a este componente está el tolueno? La presión de vapor de la disolución es 700 torr a 80 °C.

La presión de vapor del benceno es 753 torr y la del tolueno 290 torr a 80 °C.

Según la ley de Dalton de las presiones parciales

$$P_{\text{Total}} = P_B + P_T = (X_B \times P_B^\circ) + (X_T \times P_T^\circ)$$

$$P_{\text{Total}} = 700 \text{ torr}$$

$$X_B + X_T = 1$$

$$X_T = 1 - X_B$$

$$700 = (X_B \times 753) + ((1 - X_B) \times 290)$$

$$700 = 753X_B + 290 - 290X_B$$

$$410 = 463X_B$$

$$X_B = 0,89$$

3.11.- Se ha preparado una disolución de etanol-agua disolviendo 10ml de etanol con una densidad de 0,789 g/ml en un volumen suficiente de agua para obtener 100ml de disolución con una densidad 0,982 g/ml.
¿Cuál es la concentración de esta disolución expresada como:

- a) porcentaje en volumen: **10%**
- b) porcentaje en peso: **8,03%**
- c) porcentaje en masa/volumen: **7,89 %**
- d) fracción molar: etanol **0,033**: H₂O **0,967**
- e) porcentaje molar: etanol **3,3%**: H₂O **96,7%**
- f) molaridad: **1,71 M**
- g) molalidad: **1,89 m**

3.12.- El amoniaco del laboratorio es $\text{NH}_3(\text{ac})$ 14,8 M con una densidad de 0,898 g/ml ¿Cuál es la fracción molar?

$$\text{fracción molar de soluto}(X) = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles total de la mezcla}}$$

En un litro

$$\text{moles } \text{NH}_3 = 14,8 \text{ M} \times 1 \text{ litro} = 14,8$$

$$\text{Gramos de } \text{NH}_3 = 14,8 \times 17,03 = 252,04$$

$$\text{Gramos total de disolución} = V \times d = 1000 \text{ ml} \times 0,898$$

$$\text{Gramos total de disolución} = 898 \text{ g}$$

$$\text{Gramos de Agua} = 898 - 252,04 = 645,96$$

$$\text{Moles } \text{H}_2\text{O} = \frac{645,96}{18} = 35,89$$

$$\text{Moles total} = 14,8 + 35,89 = 50,69$$

$$\text{fracción molar}(\text{NH}_3) = \frac{14,8}{50,69}$$

$$\text{fracción molar}(\text{NH}_3) = 0,292$$

3.13.- ¿Cuál será el punto de ebullición normal de una disolución que contiene 10,83 g de un compuesto orgánico de peso molecular 120 en 250 g de ácido acético? $K_b(\text{ácido acético}) = 3,07 \text{ }^\circ\text{C/mol}$. $T_b = 117,9 \text{ }^\circ\text{C}$.

Elevación del punto de ebullición

$$\Delta T_b = K_b \times m$$

$$\text{Molalidad de soluto}(m) = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa del la disolvente en kg}}$$

$$\text{Moles} = \frac{10,83}{120} = 0,09025$$

$$\text{Molalidad} = \frac{0,09025}{0,25} = 0,361$$

$$\Delta T_b = 3,07 \times 0,361 = 1,108 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\text{Punto de ebullición} = 117,9 + 1,108 = 119,008 \text{ }^\circ\text{C}$$