

RELACIÓN DE PROBLEMAS. DISOLUCIONES Y PROPIEDADES COLIGATIVAS.

1.- Se disuelven 150 gramos de etanol ($\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$), de densidad $0,8 \text{ g/cm}^3$, en agua hasta completar 0,5 litros de disolución. Calcular el porcentaje en volumen de la disolución, la molaridad, la molalidad y las fracciones molares de dicha disolución.

Sol: %V = 37,5%; M = 6,52M; m = 10,43m; $X_{\text{alcohol}} = 0,158$; $X_{\text{agua}} = 0,842$

- a) Como nos piden el porcentaje en volumen, tendremos que expresar la masa de etanol en volumen. Para ello usaremos el valor de la densidad.

$$d = m / V \rightarrow V = m / d \rightarrow V = 150\text{g} / (0,8\text{g/ml}) \rightarrow V = 187,5 \text{ ml de etanol.}$$

De la expresión:

$$\%V = \frac{V_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100 \rightarrow \%V = \frac{187,5 \text{ ml etanol}}{500 \text{ ml disolución}} \cdot 100 \rightarrow \%V = 37,5\%$$

- b) Sabemos que la molaridad es el cociente entre el número de moles de soluto y el volumen de disolución. Por ello el primer paso será calcular el número de moles de etanol.

$$M_{\text{etanol}} = (2 \cdot 12\text{u}) + (6 \cdot 1\text{u}) + (1 \cdot 16\text{u}) = 46 \text{ u} = 46 \text{ g/mol.}$$

$$n_{\text{etanol}} = 150\text{g} / (46 \text{ g/mol}) \rightarrow n_{\text{etanol}} = 3,26 \text{ mol de etanol.}$$

Una vez calculados los moles, pasamos a calcular la molaridad:

$$M = n / Mm \rightarrow M = 3,26 \text{ mol} / 0,5\text{l} \rightarrow \mathbf{M = 6,52 \text{ moles/l o } 6,52 \text{ M}}$$

- c) Sabemos que la molalidad es el cociente entre el número de moles de soluto, por kilogramo de disolvente. Por ello lo primero que calcularemos es la masa de disolvente, es decir la masa de agua.

La disolución son 500 ml, de los cuales 187,5ml son de etanol (calculado en el apartado a), por tanto la diferencia entre estos dos volúmenes, dará el volumen de agua o disolvente.

$$V = 500 \text{ ml} - 187,5 \text{ ml} \rightarrow V = 312,5 \text{ ml.}$$

Necesitamos la masa, pero como la densidad del agua es 1 g/ml , podemos decir que la masa de agua será 312,5 g. Por tanto la molalidad será:

$$m = 3,26 \text{ mol} / 0,3125\text{kg} \rightarrow \mathbf{m = 10,43 \text{ molal}}$$

- d) Esta disolución es binaria, es decir, sólo posee dos componentes, el soluto y el disolvente. Por tanto sólo existirán dos fracciones molares, la de soluto (X_s) y la de disolvente (X_d).

Fracción molar de soluto: $X_s = n_s / n_t = n_s / (n_s + n_d)$

Los moles de soluto (n_s), los calculamos anteriormente y son 3,26 de etanol.
Los moles de disolvente: $n_d = 312,5\text{g} / 18\text{g/mol} \rightarrow 17,36\text{ mol de agua}$.

$$X_s = 3,26\text{ mol} / (3,26\text{ mol} + 17,36\text{mol}) \rightarrow \underline{X_s = 0,158}$$

Para una disolución binaria $X_s + X_d = 1 \rightarrow X_d = 1 - X_s \rightarrow X_d = 1 - 0,158 \rightarrow$
 $X_d = 0,842$.

2.- Se disuelven en agua 100 g de hidróxido de potasio hasta obtener 2 L de disolución. Sabiendo que la densidad de la misma a 20°C, es de 1,01 g/cm³, calcula:

- La concentración de la disolución en porcentaje en masa.
- La molaridad.
- La molalidad.
- Las fracciones molares del soluto y el disolvente.

Sol: a) 4,95%; b) 0,89 mol/L; c) 0,93 mol/kg; d) $X_s = 0,0165$ $X_d = 0,983$

- a) Para calcular el porcentaje en masa, lo primero será expresar el volumen de la disolución en masa. Para ello utilizaremos la densidad:

$$d = m / V \rightarrow m = d \cdot V \rightarrow m = 2000\text{ ml} \cdot 1,01\text{ g/ml} \rightarrow m = 2020\text{ g de disolución}$$

De la expresión de porcentaje en masa:

$$\%m = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 \rightarrow \%m = \frac{100\text{ g hidróxido}}{2020\text{ g disolución}} \cdot 100 \rightarrow \%m = \mathbf{4,95\%}$$

- b) Sabemos que la molaridad es el cociente entre el número de moles de soluto y el volumen de disolución. Por ello el primer paso será calcular el número de moles de hidróxido (KOH).

$$M_m = (1 \cdot 39\text{u}) + (1 \cdot 1\text{u}) + (1 \cdot 16\text{u}) = 56\text{ u} = 56\text{ g/mol}$$

$$n_{\text{KOH}} = 100\text{g} / (56\text{ g/mol}) \rightarrow n_{\text{KOH}} = 1,79\text{ mol de KOH}$$

Una vez calculados los moles, pasamos a calcular la molaridad:

$$M = n / V \rightarrow M = 1,79\text{ mol} / 2\text{l} \rightarrow \underline{M = 0,89\text{ moles/l o }0,89\text{ M}}$$

- c) Sabemos que la molalidad es el cociente entre el número de moles de soluto, por kilogramo de disolvente. Por ello lo primero que calcularemos es la masa de disolvente, es decir la masa de disolvente.

La disolución son 2020 g, de los cuales 100 g son de hidróxido, por tanto la diferencia entre estos dos volúmenes, dará el volumen de agua o disolvente.

$$m = 2020 \text{ g} - 100 \text{ g} \rightarrow m = 1920 \text{ g de disolvente.}$$

La molalidad será:

$$m = 1,79 \text{ mol} / 1,92\text{kg} \rightarrow \underline{m = 0,932 \text{ molal}}$$

- d) Esta disolución es binaria, es decir, sólo posee dos componentes, el soluto y el disolvente. Por tanto sólo existirán dos fracciones molares, la de soluto (X_s) y la de disolvente (X_d).

$$\text{Fracción molar de soluto: } X_s = n_s / n_t = n_s / (n_s + n_d)$$

Los moles de soluto (n_s), los calculamos anteriormente y son 1,79 de hidróxido. Los moles de disolvente: $n_d = 1920\text{g} / 18\text{g/mol} \rightarrow 106,67 \text{ mol de agua.}$

$$X_s = 1,79 \text{ mol} / (1,79 \text{ mol} + 106,67\text{mol}) \rightarrow \underline{X_s = 0,0165.}$$

Para una disolución binaria $X_s + X_d = 1 \rightarrow X_d = 1 - X_s \rightarrow X_d = 1 - 0,0165 \rightarrow \underline{X_d = 0,983.}$

3.- Calcular las molaridades de las disoluciones preparadas mezclando 50 mL de ácido sulfúrico 0,136M con cada una de los siguientes líquidos:

- a) Con 70 ml de agua.
b) Con 90 ml de una disolución de ácido sulfúrico 0,068 M.

Sol: a) 0,057M; b) 0,092M

Calcularemos el número de moles, de la disolución original de ácido sulfúrico (H_2SO_4).

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = (2 \cdot 1\text{u}) + (1 \cdot 32\text{u}) + (4 \cdot 16\text{u}) = 98 \text{ u} = 98 \text{ g/mol.}$$

De la expresión de la molaridad, despejamos y calculamos el número de moles:

$$M = n / V \rightarrow n = M \cdot V \rightarrow n = 0,136 \text{ mol/l} \cdot 0,05\text{l} \rightarrow n = 6,8 \cdot 10^{-3} \text{ moles de sulfúrico.}$$

- a) Al añadir agua, no aumento el número de moles, pero sí aumento el volumen de la disolución.

$$V = 50 \text{ ml} + 70 \text{ ml} \rightarrow V = 120 \text{ ml} = 0,12\text{l}$$

Calculamos ahora la molaridad, con el nuevo volumen de disolución:

$$M = n / V \rightarrow M = 6,8 \cdot 10^{-3} \text{ moles} / 0,12\text{l} \rightarrow \underline{M = 0,057 \text{ mol/l o } 0,057 \text{ M.}}$$

- b) Al añadir otra disolución de ácido, no solo altero el volumen, sino que también el número total de moles de sulfúrico.

Nuevo volumen de disolución: $V = 50 \text{ ml} + 90 \text{ ml} \rightarrow V = 140 \text{ ml} = 0,14 \text{ l}$.

Calculamos los moles de sulfúrico de la disolución (b):

$M = n / V \rightarrow n = M \cdot V \rightarrow n = 0,068 \text{ mol / l} \cdot 0,09 \text{ l} \rightarrow n = 6,12 \cdot 10^{-3} \text{ moles de sulfúrico}$.

Por tanto el número total de moles de sulfúrico entre las dos disoluciones es:

$6,8 \cdot 10^{-3} \text{ moles} + 6,12 \cdot 10^{-3} \text{ moles} = 0,013 \text{ moles}$.

La nueva molaridad de la disolución será:

$M = n / V \rightarrow M = 0,013 \text{ moles} / 0,14 \text{ l} \rightarrow \underline{M = 0,092 \text{ mol / l o } 0,092 \text{ M}}$.

4.- Si a 9 litros de cloruro de hidrógeno gaseoso, medidos a 20°C y 750 mm Hg, se disuelven en el agua necesaria para dar 290 ml, calcular la molaridad de esta disolución.

Sol: 1,275M

Sabemos el volumen de disolución. Es necesario calcular el número de moles. Puesto que el cloruro de hidrógeno es un gas, podemos aplicar la ecuación general de los gases ideales o ecuación de Clapeyron:

$$pV = nRT \rightarrow n = \frac{pV}{RT} \rightarrow \frac{0,986 \text{ atm} \cdot 9 \text{ l}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{kmol}} \cdot 293 \text{ K}} \rightarrow n = 0,37 \text{ mol } CO_2$$

Calculamos ahora la molaridad: $M = n / V \rightarrow M = 0,37 \text{ mol} / 0,29 \text{ l} \rightarrow \underline{1,27 \text{ M}}$

5.- ¿Qué volumen de ácido clorhídrico concentrado del 36% en peso y densidad de 1,1791 g /cm³ hay que tomar para preparar 50 ml de disolución del 12% en peso y densidad de 1,0526 g /cm³.

Sol: 14,88 ml

El problema nos da el porcentaje en peso de la disolución y el volumen total de disolución. Como ambos datos no concuerdan, y puesto que nos dan la densidad, el primer paso será expresar el volumen de disolución (50 ml) en unidades de masa, y para ello uso la expresión de la densidad:

$d = m / V \rightarrow m = dV \rightarrow m = 50 \text{ ml} \cdot 1,0526 \text{ g / ml} \rightarrow m = 526,3 \text{ g}$.

De la fórmula del porcentaje en masa, podré calcular la masa de soluto, o masa de ácido clorhídrico:

$$\%m = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 \rightarrow 12\% = \frac{m}{526,3 \text{ g}} \cdot 100 \rightarrow m = \frac{12\% \cdot 526,3 \text{ g}}{100} \rightarrow$$

$m = 6,32 \text{ g de HCl}$.

Puesto que el ácido clorhídrico es un líquido, expresamos la cantidad obtenida en volumen. Al conocer la densidad del ácido (1,1791 g /ml), de la fórmula de la densidad:

$$d = m/V \rightarrow V = m/d \rightarrow V = 6,32g / 1,1791 \text{ g /ml} \rightarrow V = 5,36 \text{ ml de HCl puro.}$$

El ácido no es puro, sino que posee una riqueza del 36%.

$$V = 5,36 \text{ ml} \cdot \frac{100}{36} \rightarrow \underline{V = 14,88 \text{ ml de HCl del 36\%}}$$

6.- Un ácido sulfúrico concentrado tiene una densidad de 1,8 g /ml y una pureza del 90,5%. Calcula:

a) Su concentración en g /L.

b) El volumen necesario para preparar ¼ L de disolución 0,2 M.

Sol: a) 1619 g /l; b) 3 ml

Calcularemos en primer lugar, la masa molar del ácido sulfúrico:

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = (2 \cdot 1u) + (1 \cdot 32u) + (4 \cdot 16u) = 98 \text{ u} = 98 \text{ g /mol.}$$

a) La densidad del sulfúrico es de 1,8 g ml, esto equivale a decir que en 1 l de disolución habrá 1800 gramos.

Puesto que el sulfúrico no es puro, sino que posee una riqueza del 90,5%, la masa existente en un litro será:

$$1800 \text{ g} \cdot \frac{90,5}{100} = \underline{1629 \text{ gramos.}}$$

b) De la fórmula de la molaridad, calcularemos el número de moles de sulfúrico:

$$M = n / V \rightarrow n = MV \rightarrow n = 0,2 \text{ M} \cdot 0,25\text{l} \rightarrow n = 0,05 \text{ mol de sulfúrico.}$$

Puesto que conocemos la masa molar del ácido, podemos calcular su masa:

$$n = m / Mm \rightarrow m = 0,05 \text{ mol} \cdot 98 \text{ g /mol} \rightarrow m = 4,9 \text{ g de sulfúrico.}$$

Puesto que el ácido es un líquido, gracias a la ecuación de la densidad, calculamos el volumen de ácido:

$$d = m / V \rightarrow V = m / d \rightarrow V = 4,9 \text{ g} / 1,8 \text{ g /ml} \rightarrow V = 2,72 \text{ ml de ácido puro.}$$

Puesto que el ácido inicial poseía una riqueza del 90,5%, el volumen real de ácido medido será:

$$2,72 \text{ ml} \cdot \frac{100}{90,5} = \underline{3 \text{ ml de ácido del 90,5\%.}}$$

7.- A 50°C la presión de vapor del benceno (C_6H_6) es de 269,3 mm de Hg. Calcular a la misma temperatura, la presión de vapor de una disolución que contiene 1,26 gramos de naftaleno ($C_{10}H_8$) en 25 gramos de benceno.

Sol: 261,3 mm de Hg

Aplicar ley de Raoult.

8.- Calcula la masa molar de una enzima si 0,1 g de la misma disueltos en 20 mL de benceno (C_6H_6) producen una presión osmótica de 2,65 mmHg, a 25°C (supón que el volumen de la disolución siguen siendo 20 mL)

Sol: 35040 g /mol

9.- Calcula la disminución de la presión de vapor, la del punto de congelación y el ascenso ebullicópico de la disolución de la enzima del ejercicio anterior.

Datos: $p^0_{\text{benceno}} = 94,5 \text{ mmHg}$; $K_c_{\text{benceno}} = 5,12^\circ\text{C kg /mol}$; $K_e_{\text{benceno}} = 2,53 \text{ }^\circ\text{C kg /mol}$.

Sol: $p = 0,0012 \text{ mmHg}$; $T_c = 0,00083^\circ\text{C}$; $T_e = 0,00041^\circ\text{C}$.