

UNIDAD 3: MEZCLAS

CUESTIONES INICIALES-ACTIVIDADES PÁG. 57

1. Sin probar, ¿cuál de las dos disoluciones acuosas siguientes de la sal cloruro de sodio está más salada?: una que contiene 10 g de sal en 500 mL de disolución u otra que contiene 2,35 g de sal en 100 cm³ de disolución.

Estará más salado aquel que tenga más contenido de cloruro de sodio por unidad de volumen. Así:

En el primer caso existen 10 g de sal en 500 mL, o bien:
$$\frac{10 \text{ g}}{500 \text{ mL} \cdot \frac{\text{L}}{1000 \text{ mL}}} = 20 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

El segundo contiene 2,35 g de sal en 100 cm³, o bien:
$$\frac{2,35 \text{ g}}{100 \text{ cm}^3 \cdot \frac{\text{L}}{1000 \text{ cm}^3}} = 23,5 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Luego el segundo vaso está más salado, pues su concentración es mayor.

2. De las siguientes expresiones, ¿cuál es cierta?: a) El acero es una mezcla. b) El queso es una mezcla homogénea. c) El vino es una sustancia pura. d) El aire es un compuesto químico.

La expresión a) es correcta, pues el acero es una aleación (disolución) formada por hierro metal y carbono, que puede contener además otras cantidades de otros metales como el titanio o el wolframio.

b) El queso no es una mezcla homogénea, y se puede observar a simple vista su heterogeneidad.

c) El vino no es sustancia pura, aunque es una mezcla homogénea.

d) El aire no es un compuesto químico, sino una mezcla de diversos gases.

3. ¿A qué se llama mezcla inmiscible y mezcla miscible? Pon un ejemplo de cada una de ellas.

Mezcla inmiscible es una mezcla heterogénea en la que sus componentes están perfectamente separados, por ejemplo, el agua y el aceite, o la arena y las piedras.

Mezcla miscible es una mezcla en la que sus componentes originan una mezcla homogénea, por ejemplo, la sal y el agua o el azúcar y el agua.

ACTIVIDADES PROPUESTAS-PÁG. 58

1. Indica y explica el método que se debe utilizar para separar los componentes de las siguientes mezclas: a) Arena y grava. b) Alcohol y agua. c) Aceite y agua. d) Limaduras de hierro y azufre. e) Sal y agua. f) Glicerina y agua.

a) Arena y grava: en función del diferente tamaño de partículas entre la arena y la grava, la separación se realiza por filtración.

b) Alcohol y agua: en función de la diferente temperatura de ebullición entre el agua y el alcohol, la separación se realiza por destilación.

c) Aceite y agua; al ser dos líquidos inmiscibles, la separación se realiza por decantación

d) Limaduras de hierro y azufre: al ser dos sólidos, uno magnético y el otro no, la separación se realiza con la ayuda de un imán, que atrae las limaduras del hierro.

e) Sal y agua: si se deja evaporar el agua, la sal cristaliza, luego la separación se realiza por cristalización en función de la diferente solubilidad de la sal en el agua.

f) Glicerina y agua, la destilación a la presión atmosférica no es un buen método para separar ambos líquidos, pues la glicerina, aunque tiene una temperatura mayor de ebullición que el agua, a partir de 100 °C se evapora, por ello el mejor método de separación es por cromatografía, empleando una mezcla de alcohol y éter para efectuar la difusión y el arrastre sobre el papel en el que se realiza la cromatografía.

2. Explica lo que ocurre cuando se usa un quitamanchas para eliminar una mancha de grasa en la ropa.

Lo que hace el quitamanchas es disolver la grasa y después ésta se puede eliminar fácilmente por arrastre de la disolución.

3. ¿Qué ocurre cuando centrifuga una lavadora?

La eliminación del agua de la ropa.

ACTIVIDADES PROPUESTAS-PÁG. 66

4. ¿Qué volumen ocupa 1 mol de un gas ideal a la presión atmosférica y temperatura de 25 °C?

Sabiendo que: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, entonces:

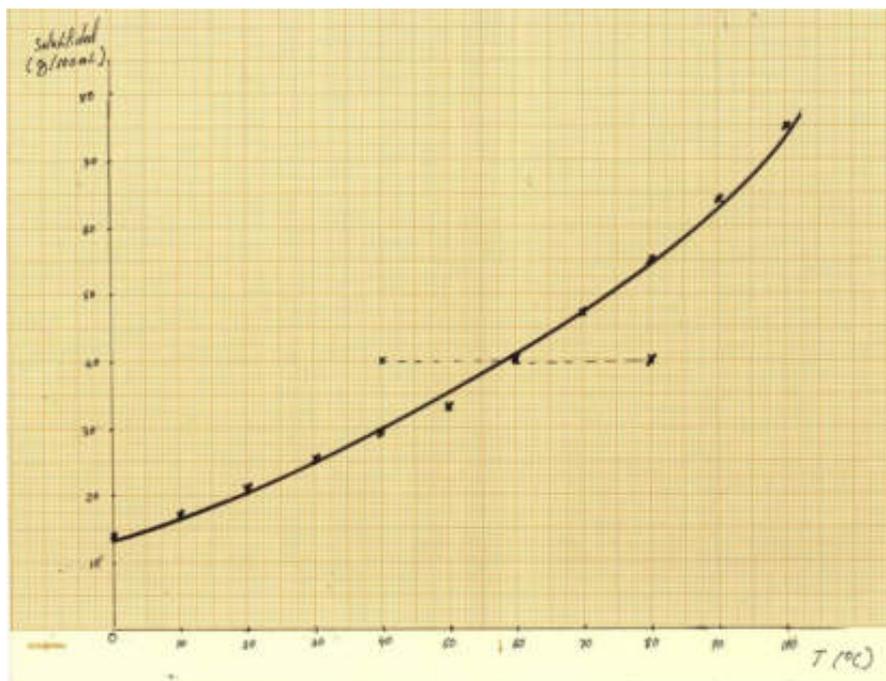
$$1 \text{ atm} \cdot V = 1 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} (273 + 25) \text{ K} \Rightarrow V = 24,4 \text{ L}$$

5. A partir de la tabla de datos siguiente, que proporciona la solubilidad del sulfato de cobre (II) por 100 mL de agua, a distintas temperaturas:

Sulfato de cobre (II) g	14	17	21	25	29	33	40	47	55	64	75
Temperatura (°C)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100

- Representa gráficamente la solubilidad del sulfato de cobre (II) frente a la temperatura.
- Si se dispone de una disolución de 40 g de sulfato de cobre (II) en 100 mL de agua a la temperatura de 80 °C y se enfría hasta 60 °C. ¿Qué sucederá?
- Si se sigue enfriando el conjunto, ¿qué ocurre a 40 °C?
- Representa los cambios anteriores en la gráfica obtenida en el apartado a).

a) La gráfica es la siguiente:



- A 80 °C, la solubilidad del sulfato de cobre (II) es $55 \frac{\text{g}}{100 \text{ mL}}$, luego a dicha temperatura los 40 g de sulfato están perfectamente disueltos, si ahora se enfría hasta 60 °C, como la solubilidad a dicha temperatura es $40 \frac{\text{g}}{100 \text{ mL}}$, la sal sigue disuelta.
- Si se sigue enfriando, la sal precipita, pues la solubilidad disminuye y a 40 °C, precipita una cantidad de sulfato igual a $40 \text{ g} - 29 \text{ g} = 11 \text{ g}$,
- Los cambios están representados en la gráfica anterior en la recta de puntos paralela que va desde la temperatura de 80 °C hasta 40 °C.

ACTIVIDADES FINALES-PÁG. 74

1. Idea un procedimiento para separar los componentes de una mezcla de arena (sílice, de fórmula SiO_2), sal común (cloruro de sodio, de fórmula NaCl) y agua, sabiendo que la arena es insoluble en agua y la sal es soluble en el agua.

El procedimiento sería filtrar para que la arena se quedara en el filtro y dejar luego evaporar el agua de la disolución de sal si no se quiere recuperar el agua. Si se quiere recuperar el agua habría que destilar la disolución.

2. ¿Qué masa de cloruro de sodio hay que tomar para obtener 250 cm^3 de una disolución acuosa de NaCl de concentración $1,20 \text{ mol/L}$?

Sabemos que: $C_M = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{M}}{V}$,

por lo que como la masa molar del cloruro de sodio es $M = 58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, entonces:

$$1,20 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{\frac{m}{58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{250 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1}{1000 \text{ cm}^3}} \Rightarrow m = 17,55 \text{ g}$$

Para ello hay que seguir los siguientes pasos: Se pesa en una balanza de precisión $17,55 \text{ g}$ de NaCl , depositándolos en un vidrio de reloj, que previamente habremos tarado. A continuación, se vierte el NaCl con un embudo en el matraz aforado adecuado, lavándolo posteriormente con agua destilada para arrastrar los restos de NaCl dentro del matraz. Posteriormente, se añade agua destilada en el matraz y se agita para favorecer el proceso de la disolución. Una vez disuelto el cloruro de sodio, se llena el matraz aforado con agua destilada hasta el enrase que indica los 250 cm^3 y de esta forma se obtiene 250 cm^3 de una disolución acuosa de NaCl $1,20 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.

3. Calcula el volumen de disolución existente en un recipiente que contiene $0,30 \text{ mol}$ de KOH , si la concentración de la disolución de KOH en agua es 112 g/L .

Sabemos que: $n = \frac{m}{M}$ y $C = \frac{m}{V}$

La masa molar del hidróxido de potasio es $M = 56,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, luego:

$$0,30 \text{ mol} = \frac{m}{56,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \Rightarrow m = 16,83 \text{ g de KOH, por lo que:}$$

$$112 \frac{\text{g}}{\text{L}} = \frac{16,83 \text{ g}}{V} \Rightarrow V = 0,15 \text{ L}$$

4. Si partiendo de una disolución, tomamos la mitad de la misma, tendremos en ésta: a) La misma concentración. b) Concentración mitad que en la disolución inicial. c) La misma cantidad de soluto. d) Concentración doble que en la disolución de partida. Elige y razona la respuesta adecuada.

La respuesta correcta es la a). Al ser la disolución una mezcla homogénea, si se toma la mitad de la misma, se reduce el volumen de la disolución a la mitad y también la cantidad de soluto pasa a ser la mitad, luego como la concentración de la disolución es una relación entre el soluto existente y volumen o cantidad de disolución o de disolvente, la proporción no varía y, por tanto, la concentración se mantiene constante.

5. Razona la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) Una disolución molal contiene un mol de soluto en 1000 g de disolución. b) Una disolución 2 M de ácido sulfúrico contiene un mol de H_2SO_4 en 1000 cm^3 .

La afirmación a) es falsa, pues la concentración molal se expresa en moles de soluto por cada kilogramo de disolvente y no de disolución.

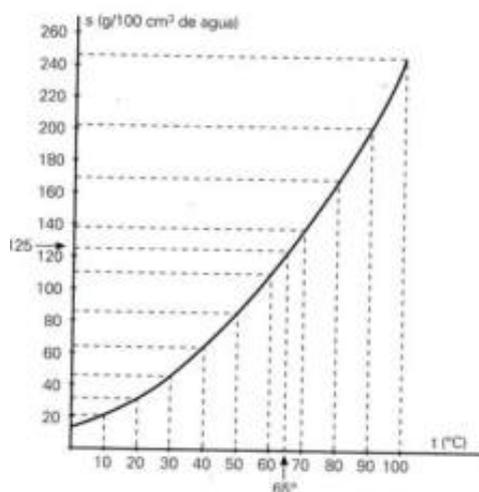
La afirmación b) es falsa ya que 2 M quiere decir que hay 2 moles de H_2SO_4 en 1 litro o 1000 cm^3 de disolución.

6. La solubilidad, s , del nitrato de potasio en agua, a diferentes temperaturas, t , está dada en la tabla siguiente:

t ($^{\circ}C$)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
s (g de sal/ 100 cm^3 de agua)	13,3	20,9	31,6	45,8	63,9	85,5	110	138	169	202	246

- Dibuja la curva de la solubilidad frente a la temperatura.
- Calcula, en la gráfica, la solubilidad a $65^{\circ}C$.
- Se disuelve nitrato de potasio en 500 g de agua hirviendo hasta la saturación. Se deja enfriar después esa disolución hasta $30^{\circ}C$ y se filtra para separar los cristales formados. ¿Qué cantidad de nitrato de potasio cristaliza?

a) La gráfica es la siguiente:



b) En la gráfica se puede leer que la solubilidad es $125\text{ g}/100\text{ cm}^3$ de agua.

c) Admitiendo que la densidad del agua es 1 g/cm^3 , entonces 500 g de agua ocupan un volumen de: $V = 1 \text{ g/cm}^3 \cdot 500 \text{ g} = 500 \text{ cm}^3$, y en dicha cantidad existirán a 100°C una masa disuelta de nitrato de potasio de: $m_1 = 5 \cdot 246 \text{ g} = 1230 \text{ g}$

Del mismo modo, a 30°C habrá una cantidad disuelta de nitrato de potasio de:
 $m_2 = 5 \cdot 45,8 \text{ g} = 229 \text{ g}$

Por tanto, la cantidad de nitrato de potasio que cristaliza es:
 $m = 1230 \text{ g} - 229 \text{ g} = 1001 \text{ g}$

7. La solubilidad del bicarbonato de sodio, a 20°C , es de $9,6 \text{ g}/100 \text{ cm}^3$ de agua. Se quiere aumentar su solubilidad sin variar la temperatura, ¿es posible realizarlo añadiendo más agua? Razona la respuesta.

La respuesta es afirmativa, pues al aumentar la cantidad de disolvente se favorece el fenómeno de dispersión del soluto en él y, por tanto, su capacidad de disolución.

8. Una mezcla gaseosa consta de: 20 g de Ar, 10 g de CO_2 , 25 g de O_2 y 14 g de N_2 . Calcula la presión parcial de cada gas, si la presión total es 10 atm.

$p_A = p \cdot x_A = p \cdot \frac{n_A}{n}$, donde x_A es la fracción molar del gas A en la mezcla y p la presión total de la mezcla gaseosa.

La cantidad de cada gas, en mol, se calcula a partir de: $n = \frac{m}{M}$, de forma que si las masas molares son:

$$M \text{ de Ar} = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}, M \text{ de CO}_2 = 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}, M \text{ de O}_2 = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ y}$$

$$M \text{ de N}_2 = 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}, \text{ entonces:}$$

$$n_{\text{Ar}} = \frac{20 \text{ g}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,50 \text{ mol}; \quad n_{\text{CO}_2} = \frac{10 \text{ g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,23 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{25 \text{ g}}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,78 \text{ mol}; \quad n_{\text{N}_2} = \frac{14 \text{ g}}{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,50 \text{ mol}$$

El número total de moles de la mezcla es:

$$n = 0,50 \text{ mol} + 0,23 \text{ mol} + 0,78 \text{ mol} + 0,50 \text{ mol} = 2,01 \text{ mol}$$

Luego, las presiones parciales de cada uno de los gases son:

$$p_{\text{Ar}} = 10 \text{ atm} \cdot \frac{0,50 \text{ mol}}{2,01 \text{ mol}} = 2,5 \text{ atm}; \quad p_{\text{CO}_2} = 10 \text{ atm} \cdot \frac{0,23 \text{ mol}}{2,01 \text{ mol}} = 1,1 \text{ atm}$$

$$p_{O_2} = 10 \text{ atm} \cdot \frac{0,78 \text{ mol}}{2,01 \text{ mol}} = 3,9 \text{ atm} ; p_{N_2} = 10 \text{ atm} \cdot \frac{0,50 \text{ mol}}{2,01 \text{ mol}} = 2,5 \text{ atm}$$

9. Una mezcla gaseosa formada por 28 g de N₂ y 64 g de O₂, está a 27 °C en un recipiente de 20 L. Halla la presión de la mezcla y las presiones parciales de cada gas.

Las masas molares son: M de O₂ = 32 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y M de N₂ = 28 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$$n_{N_2} = \frac{28 \text{ g}}{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1 \text{ mol} \quad \text{y} \quad n_{O_2} = \frac{64 \text{ g}}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2 \text{ mol}$$

El número total de moles de la mezcla es: $n = 1 \text{ mol} + 2 \text{ mol} = 3 \text{ mol}$, luego las fracciones molares de los dos gases son:

$$x_{N_2} = \frac{1 \text{ mol}}{3 \text{ mol}} = \frac{1}{3} \quad \text{y} \quad x_{O_2} = \frac{2 \text{ mol}}{3 \text{ mol}} = \frac{2}{3}$$

La presión total de la mezcla es: $p = \frac{n \cdot R T}{V}$, luego:

$$p = \frac{3 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} (273 + 27) \text{ K}}{20 \text{ L}} = 3,7 \text{ atm}$$

Las presiones parciales de los gases son:

$$p_{N_2} = 3,7 \text{ atm} \cdot \frac{1}{3} = 1,2 \text{ atm} \quad \text{y} \quad p_{O_2} = 3,7 \text{ atm} \cdot \frac{2}{3} = 2,5 \text{ atm}$$

10. Determina la concentración de una disolución de ácido nítrico en agua, sabiendo que hay disueltos 18,9 g de ácido nítrico en 600 mL de disolución. Expresa el resultado en mol/L y g/L.

La masa molar del HNO₃ es 63 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$, entonces:

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{18,9 \text{ g}}{63 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot \frac{600 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}}} = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$C = \frac{m}{V} = \frac{18,9 \text{ g}}{600 \text{ mL} \cdot \frac{1}{1000 \text{ mL}}} = 31,5 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

11. Se disuelven 50 g de ácido sulfúrico en 200 g de agua resultando una disolución de densidad 1,12 g/cm³. Calcula: a) % en masa. b) La molaridad. c) La molalidad.

La masa molar del H₂SO₄ es 98 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$, entonces:

$$\text{a) \% en masa} = \frac{50 \text{ g}}{50 \text{ g} + 200 \text{ g}} \cdot 100 = 20 \%$$

b) Primero hay que hallar el volumen de la disolución, de forma que:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{50 \text{ g} + 200 \text{ g}}{1,12 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 223,2 \text{ cm}^3$$

$$\text{Ahora: } C_M = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{M}}{V} = \frac{\frac{50 \text{ g}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{223,2 \text{ cm}^3 \cdot \frac{\text{L}}{1000 \text{ cm}^3}} = 2,29 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{c) molalidad} = \frac{n}{m \text{ de disolvente}} = \frac{\frac{m}{M}}{m \text{ de disolvente}} = \frac{\frac{50 \text{ g}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{200 \text{ g} \cdot \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}}} = 2,55 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

12. Halla la molaridad y la fracción molar del soluto de una disolución formada al disolver 12 g de Ca(OH)₂ en 200 g de agua, sabiendo que la densidad de esta disolución es 1,05 g/cm³.

La masa molar del Ca(OH)₂ es 74 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y la del H₂O 18 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$, entonces:

El volumen de la disolución se halla a partir de:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{12 \text{ g} + 200 \text{ g}}{1,05 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 201,9 \text{ cm}^3$$

$$\text{Ahora: } C_M = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{M}}{V} = \frac{\frac{12 \text{ g}}{74 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{201,9 \text{ cm}^3 \cdot \frac{\text{L}}{1000 \text{ cm}^3}} = 0,80 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

La fracción molar del soluto es:

$$x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{\frac{12 \text{ g}}{74 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{\frac{12 \text{ g}}{74 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} + \frac{200 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}} = 0,01$$

13. Determina la molalidad y la fracción molar de la sacarosa de una disolución de azúcar sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en agua, si de azúcar hay un 34,20 % (en masa) y el resto es agua.

La masa molar de la $C_{12}H_{22}O_{11}$ es $342 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y la del H_2O es $18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, entonces:

$$\text{molalidad} = \frac{n}{m \text{ de disolvente}} = \frac{\frac{m}{M}}{m \text{ de disolvente}} = \frac{\frac{34,20 \text{ g}}{342 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{(100 \text{ g} - 34,20 \text{ g}) \cdot \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}}} = 1,52 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

La fracción molar de la sacarosa es:

$$x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{\frac{34,20 \text{ g}}{342 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{\frac{34,20 \text{ g}}{342 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} + \frac{100 \text{ g} - 34,20 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}} = 0,03$$

ACTIVIDADES FINALES-PÁG. 75

14. Calcula la masa de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) necesaria para preparar 800 g de una disolución acuosa cuya fracción molar de glucosa es 0,01.

La masa molar de $C_6H_{12}O_6$ es $180 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y la del H_2O $18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, entonces:

$$x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} \Rightarrow 0,01 = \frac{\frac{m}{180 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{\frac{m}{180 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} + \frac{800 \text{ g} - m}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}} \Rightarrow m = 73,39 \text{ g}$$

15. Partiendo de 75 g de una disolución del 15%, en masa, de sal común en agua,

se añaden 30 mL de agua. Calcula la concentración en % en masa y la molaridad de la disolución resultante, sabiendo que la densidad del agua es 1 g/cm^3 y la densidad de la disolución resultante $1,02 \text{ g/cm}^3$.

La masa molar del NaCl es $58,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

La disolución inicial está formada por:

$$m_{\text{NaCl}} = 75 \text{ g} \cdot \frac{15}{100} = 11,25 \text{ g} \text{ y } m_{\text{H}_2\text{O}} = 75 \text{ g} - 11,25 \text{ g} = 63,75 \text{ g}$$

Si a esta disolución se le añaden $30 \text{ mL} = 30 \text{ cm}^3$ de agua, como su densidad es:

$$d = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}, \text{ entonces se añade una masa de agua: } m = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 30 \text{ cm}^3 = 30 \text{ g}$$

$$\text{De esta forma: } \% \text{ en masa} = \frac{11,25 \text{ g}}{75 \text{ g} + 30 \text{ g}} \cdot 100 = 10,71 \%$$

Para calcular la concentración molar hay que conocer el volumen de la disolución:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{11,25 \text{ g} + 63,75 \text{ g} + 30 \text{ g}}{1,02 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 102,9 \text{ cm}^3$$

$$\text{Ahora: } C_M = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{M}}{V} = \frac{\frac{11,25 \text{ g}}{58,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{102,9 \text{ cm}^3 \cdot \frac{\text{L}}{1000 \text{ cm}^3}} = 1,87 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

16. Halla la masa, en g, y el volumen, en mL, que es necesario tomar de una disolución de ácido sulfúrico del 96% (en masa) y densidad $1,84 \text{ g/cm}^3$, para preparar 1 L de una disolución de ácido sulfúrico 1M.

La masa molar del H_2SO_4 es $98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Para preparar 1 L de disolución de ácido sulfúrico 1 M se necesitan 1 mol de ácido sulfúrico, luego la cantidad en gramos de ácido necesaria para ello es:

$$1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{\frac{m}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{1 \text{ L}} \Rightarrow m = 98 \text{ g}$$

Como el ácido no es puro, entonces la masa en gramos de la disolución inicial que tenemos que tomar para que lleven 98 g de ácido sulfúrico es:

$$m_{\text{disolución}} = 98 \text{ g} \cdot \frac{100}{96} = 102,08 \text{ g}$$

$$\text{Y el volumen: } d = \frac{m_{\text{disolución}}}{V} \Rightarrow V = \frac{m_{\text{disolución}}}{d} = \frac{102,08 \text{ g}}{1,84 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 55,48 \text{ cm}^3 = 55,48 \text{ mL}$$

17. ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico de un frasco de ácido clorhídrico comercial se necesitan para preparar medio litro de disolución de HCl 0,1 M, sabiendo que las indicaciones del frasco del ácido clorhídrico son las siguientes: 36 % y densidad 1,19 g/cm³?

La masa molar del HCl es $36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Para preparar 0,5 L de una disolución 0,1 M se necesita una masa de HCl puro:

$$0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{\frac{m}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{0,5 \text{ L}} \Rightarrow m = 1,82 \text{ g}$$

La cantidad que hay que tomar del ácido comercial es:

$$m_{\text{disolución}} = 1,82 \text{ g} \cdot \frac{100}{36} = 5,06 \text{ g}$$

Y el volumen de este ácido es:

$$d = \frac{m_{\text{disolución}}}{V} \Rightarrow V = \frac{m_{\text{disolución}}}{d} = \frac{5,06 \text{ g}}{1,19 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 4,25 \text{ cm}^3 = 4,25 \text{ mL}$$

18. Con 250 cm³ de una disolución de HCl 2 M se hacen las siguientes operaciones: Se añade agua destilada hasta un volumen de 500 cm³. A continuación, se toman 100 cm³ de esta disolución y se añade agua destilada hasta completar un volumen de 250 cm³. Calcula la molaridad de la disolución final.

$$\text{La disolución inicial contiene: } 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{n}{250 \text{ cm}^3 \cdot \frac{\text{L}}{1000 \text{ cm}^3}} \Rightarrow n = 0,5 \text{ mol HCl}$$

Al añadir agua se tiene 0,5 mol de HCl en 500 cm³ de disolución.

Si se toma 100 cm³ de esta disolución se dispone de: 0,5 mol / 5 = 0,1 mol de HCl, por lo que después de completar el volumen hasta 250 cm³, la molaridad final es:

$$C_M = \frac{0,1 \text{ mol}}{250 \text{ cm}^3 \cdot \frac{\text{L}}{1000 \text{ cm}^3}} = 0,4 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

19. A 200 g de disolución de KOH del 5% se le añaden 10 g de KOH. Calcula: a) La molalidad y b) El % en masa de la disolución resultante.

a) La masa molar del KOH es $56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$$m \text{ inicial de KOH en la disolución: } m = 200 \text{ g} \cdot \frac{5}{100} = 10 \text{ g}$$

Se añaden 10 g de KOH y la masa de KOH resultante es: $m = 10 \text{ g} + 10 \text{ g} = 20 \text{ g}$

$$m_{\text{disolvente}} = 200 \text{ g} - 10 \text{ g} = 190 \text{ g}$$

$$\text{molalidad} = \frac{\frac{m}{M}}{m \text{ de disolvente}} = \frac{\frac{20 \text{ g}}{56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{190 \text{ g} \cdot \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}}} = 1,9 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

$$\text{b) \% en masa} = \frac{20 \text{ g}}{20 \text{ g} + 190 \text{ g}} \cdot 100 = 9,5 \%$$

20. ¿Qué cantidad en gramos de una disolución de NaOH, del 20% en masa, contiene la misma cantidad, en gramos de soluto, que 100 cm³ de una disolución 2 M de dicha sustancia?

La masa molar del NaOH es $40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

La masa en gramos de NaOH existentes en 100 cm³ de una disolución 2 M es:

$$2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{\frac{m}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{100 \text{ cm}^3 \cdot \frac{\text{L}}{\text{cm}^3}} \Rightarrow m = 8 \text{ g}$$

En consecuencia de la disolución inicial, para que existan 8 g de NaOH puros, debe haber una cantidad de la disolución igual a:

$$m = 8 \text{ g} \cdot \frac{100}{20} = 40 \text{ g}$$

21. Se toman 100 mL de ácido sulfúrico de concentración 2 mol/L y se diluyen con agua hasta 250 mL. Halla la nueva concentración de la disolución del ácido sulfúrico.

La cantidad, en mol, de ácido sulfúrico inicial es:

$$2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{n}{100 \text{ mL} \cdot \frac{\text{L}}{\text{mL}}} \Rightarrow n = 0,2 \text{ mol}$$

Al diluir con agua, la cantidad, en mol, de ácido no varía, pero sí su concentración, de forma que:

$$C_M = \frac{0,2 \text{ mol}}{250 \text{ mL} \cdot \frac{\text{L}}{\text{mL}}} = 0,8 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

22. Calcula la presión de vapor de una disolución de azúcar sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) formada por 150 g de azúcar y 450 g de agua, a la temperatura de 16 °C, si la presión de vapor del agua a esa temperatura es 15,48 mm de Hg.

La masa molar de la sacarosa es $342 \frac{g}{mol}$ y la del H_2O $18 \frac{g}{mol}$

La presión de vapor de una disolución viene dada por: $p = p^0 \cdot x_d$

$$x_d = \frac{n_d}{n_s + n_d} = \frac{\frac{450 g}{18 \frac{g}{mol}}}{\frac{150 g}{342 \frac{g}{mol}} + \frac{450 g}{18 \frac{g}{mol}}} = 0,98$$

Luego: $p = 15,48 \text{ mm Hg} \cdot 0,98 = 15,17 \text{ mm Hg}$

23. La presión de vapor de una disolución de glucosa al 10%, a 30 °C, es 31,47 mm de Hg y la del agua, a dicha temperatura, 31,82 mm de Hg. Determina la masa molar de la glucosa.

La masa molar del agua es $18 \frac{g}{mol}$

De la relación entre la presión de vapor de la disolución y la del agua pura a la misma temperatura podemos calcular la fracción molar del agua: $p = p^0 \cdot x_d$, por lo que:

$$x_d = \frac{p}{p^0} = \frac{31,47 \text{ mm Hg}}{31,82 \text{ mm Hg}} = 0,989, \text{ de esta forma:}$$

Como por cada 10 g de glucosa hay 90 g de agua, entonces:

$$x_d = \frac{n_d}{n_d + n_s} \Rightarrow 0,989 = \frac{\frac{90 g}{18 \frac{g}{mol}}}{\frac{90 g}{18 \frac{g}{mol}} + \frac{10 g}{M \frac{g}{mol}}} \Rightarrow M = 180 \frac{g}{mol}$$

24. ¿Se puede utilizar un termómetro graduado de 0 a 100 °C para medir la temperatura de una disolución de glicerina ($C_3H_8O_3$) en agua, que contiene 7,20 % de glicerina, sabiendo que las constantes ebulloscópica y crioscópica del agua son, respectivamente, $K_e = 0,52 \text{ °C} \cdot \text{kg/mol}$ y $K_c = 1,86 \text{ °C} \cdot \text{kg/mol}$?

La masa molar de la glicerina es $92 \frac{g}{mol}$

La variación de la temperatura de ebullición y la de fusión vienen dadas por las ecuaciones:

$\Delta t_e = K_e \cdot m$ y $\Delta t_f = K_c \cdot m$ siendo m la molalidad.

Para esta disolución:

$$\text{molalidad} = \frac{\frac{m}{M}}{\text{m de disolvente}} = \frac{\frac{7,20 \text{ g}}{92 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{(100 \text{ g} - 7,20 \text{ g}) \cdot \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}}} = 0,843 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

La temperatura de ebullición de la disolución se obtiene a partir de:

$$\Delta t_e = 0,52 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 0,843 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 0,44 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$\text{Luego: } t_e - 100 \text{ } ^\circ\text{C} = 0,44 \text{ } ^\circ\text{C} \Rightarrow t_e = 100,44 \text{ } ^\circ\text{C}$$

La temperatura de fusión de la disolución se obtiene a partir de:

$$\Delta t_f = 1,86 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 0,843 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 1,57 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$\text{Luego: } 0 \text{ } ^\circ\text{C} - t_f = 1,57 \text{ } ^\circ\text{C} \Rightarrow t_f = - 1,57 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Por tanto, con dicho termómetro no puede medirse la temperatura de fusión ni la de ebullición, pues la temperatura de fusión es menor que 0°C y la de ebullición mayor que 100°C .

25. De una sustancia desconocida se disuelven 24,00 g en 75,15 g de agua. Si la disolución así formada congela a la temperatura de $-1,80 \text{ } ^\circ\text{C}$, calcula la masa molar de dicha sustancia.

Primero se calcula la molalidad de la variación de la temperatura de fusión mediante $\Delta t_f = K_c \cdot m$, donde hay que tener en cuenta que la temperatura de fusión del agua (disolvente) es 0°C y:

$$\Delta t_f = 0^\circ\text{C} - (-1,80^\circ\text{C}) = 1,80 \text{ } ^\circ\text{C}, \text{ luego:}$$

$$m = \frac{\Delta t_f}{K_c} = \frac{1,80 \text{ } ^\circ\text{C}}{1,86 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}}} = 0,968 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

Y de la molalidad se obtiene la masa molar mediante:

$$0,968 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = \frac{\frac{m}{M}}{\text{m de disolvente}} = \frac{\frac{24,00 \text{ g}}{M}}{75,15 \text{ g} \cdot \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}}} \Rightarrow M = 330,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

26. Halla la presión osmótica de 500 cm³ de una disolución de glucosa, que contiene 18 g de glucosa a 20 °C.

La masa molar de la glucosa es $180 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Aplicando: $\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$, entonces:

$$\pi \cdot 500 \text{ cm}^3 \cdot \frac{\text{L}}{1000 \text{ cm}^3} = \frac{18 \text{ g}}{180 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} (273 + 20) \text{ K} \Rightarrow \pi = 4,8 \text{ atm}$$

27. A 25 °C una disolución de 20 g de albúmina por litro de disolución tiene una presión osmótica de 7,90 mm de Hg. Calcula la masa molar de la albúmina.

Aplicando: $\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$, entonces:

$$7,90 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\text{atm}}{760 \text{ mm Hg}} \cdot 1 \text{ L} = \frac{20 \text{ g}}{M} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} (273 + 25) \text{ K}$$

$$\text{de donde: } M = 47016 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

28. Una masa de aire contiene un 40% de vapor de agua (humedad) a la temperatura de 42 °C y presión de 890 mm de Hg. Determina, a la temperatura de 22 °C, la presión a la que se encontrará el aire, una vez eliminado todo el vapor del agua, si el volumen del aire seco es 50 L, y se sabe que la presión del vapor del agua a la temperatura de 42 °C es 61,50 mm de Hg.

La presión del vapor de agua a 42 °C es:

$$p_{\text{vapor}} = \frac{40}{100} \cdot 61,50 \text{ mm Hg} = 24,6 \text{ mm Hg}$$

de donde la presión del aire seco a 42 °C es:

$$p_{\text{aire seco}} = 890 \text{ mm Hg} - 24,6 \text{ mm Hg} = 865,4 \text{ mm Hg}$$

Una vez eliminado el agua, el volumen del aire no varía y entonces: $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$

$$\text{Luego: } \frac{865,4 \text{ mm Hg}}{(273 + 42) \text{ K}} = \frac{p_2}{(273 + 22) \text{ K}} \Rightarrow p_2 = 810,5 \text{ mm de Hg}$$

Consulta en internet *desalación* en páginas como la del Ministerio del Medio Ambiente: www.mma.es o en otras como www.gem.es, y www.greenpeace.org/espana. Realiza, a continuación, un esquema sobre las ventajas e inconvenientes de los métodos industriales de desalación del agua, explicando conceptos tales como: agua dulce, agua salobre, agua marina y salmuera, haciendo hincapié en la importancia de la obtención de agua apta para el consumo en las distintas Autonomías de España, citando datos del último año consultado sobre volúmenes de agua consumida y agua desalada. Analiza dichos datos por diagramas de barras en diferentes Autonomías, tales como Canarias, Andalucía, Baleares o Murcia.

Es una pregunta abierta, en donde hay que citar como la gran ventaja de los métodos industriales de desalación del agua: el que permiten obtener agua para abastecer lugares en donde escasea el agua dulce, ya sea para usos industriales, agrarios o de consumo de la población y evita el tener que afrontar complicadas obras de ingeniería en base a trasvases de agua desde cuencas fluviales con agua excedente.

Los principales inconvenientes de la desalación del agua, es que es un método con un coste económico importante, que consume mucha energía en el tratamiento a realizar al agua, y que como subproducto se obtiene sal, que hay que utilizar o almacenar en lugares adecuados, considerando que el echar la sal a la tierra no se puede hacer, pues daña al suelo y su vertido al mar, en el caso de las desaladoras de agua salada del mar produce también una alteración del ecosistema marino.

Agua dulce del grifo es un agua con una concentración en sales del orden de $0,5 \frac{\text{g}}{\text{L}}$, si es agua mineral de mesa, puede bajar hasta $0,2 \frac{\text{g}}{\text{L}}$. El agua de río tiene una concentración de sales entre $0,5 \frac{\text{g}}{\text{L}}$ y $3 \frac{\text{g}}{\text{L}}$. Un agua salobre tiene una concentración en sales entre $3 \frac{\text{g}}{\text{L}}$ y $20 \frac{\text{g}}{\text{L}}$, el agua salada marina entre $20 \frac{\text{g}}{\text{L}}$ y $50 \frac{\text{g}}{\text{L}}$ y una sal muera su concentración en sales es superior a $50 \frac{\text{g}}{\text{L}}$.

Los datos consultados sobre el consumo de agua muestran que hay una península húmeda y otra seca, que cada vez se desala más agua en las zonas costeras secas, en donde hay una gran demanda de agua por el desarrollo urbanístico que están sufriendo por el sector turístico y la demanda de campos de golf en dichas zonas, además de que en algunas de dichas zonas, como la costa levantina la agricultura de la huerta murciana y los naranjales valencianos son otra fuente importante de riqueza.