

1. Enuncia brevemente las leyes de los gases, y escribe las ecuaciones que las representan.

Las leyes de los gases y sus ecuaciones son las siguientes:

- **Ley de Boyle.** Manteniendo constante la temperatura, el volumen ocupado por un gas es inversamente proporcional a la presión que experimenta. Esta ley puede representarse por la ecuación:

$$p \cdot V = \text{constante} \rightarrow V = \text{cte} \cdot \frac{1}{p}$$

- **Ley de Charles-Gay Lussac.** Manteniendo constante la presión, el volumen ocupado por un gas es directamente proporcional a su temperatura. Matemáticamente:

$$\frac{V}{T} = \text{constante} \rightarrow V = \text{cte} \cdot T$$

- **Ley de Avogadro.** Manteniendo constante la presión y la temperatura, el volumen ocupado por un gas es directamente proporcional a la cantidad de dicho gas. Es decir:

$$\frac{V}{n} = \text{constante} \rightarrow V = \text{cte} \cdot n$$

Combinando estas tres leyes, se obtiene la denominada **ecuación de estado de un gas ideal**, $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, que relaciona las cuatro magnitudes que describen el estado de un gas: presión, volumen, cantidad de sustancia y temperatura.

2. Un recipiente de 20 m³ contiene acetileno a la presión de 30 atm y a una temperatura dada. ¿Qué volumen ocupará dicho gas si, manteniendo constante la temperatura, la presión se reduce a la décima parte?

Aplicando la ley de Boyle:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

y sustituyendo datos:

$$30 \text{ atm} \cdot 20 \text{ m}^3 = \frac{30}{10} \text{ atm} \cdot V \rightarrow V = 200 \text{ m}^3$$

3. Explica por qué se expande un globo cuando se eleva en el aire. Supón que la temperatura permanece constante.

Al elevarse el globo en el aire, la presión a la que está sometido es menor, ya que la presión atmosférica disminuye con la altura. Según la ley de Boyle, el producto $p \cdot V$ debe permanecer constante si la temperatura no varía, por lo que, al disminuir la presión, debe aumentar el volumen. Es decir, el gas contenido en el globo se expande.

4. Los globos aerostáticos son una aplicación de una de las leyes de los gases. Indica cuál, justificando tu elección.

Se trata de la ley de Charles-Gay Lussac. Esta ley nos indica que el volumen que ocupa un gas es directamente proporcional a su temperatura (siempre y cuando la presión se mantenga constante). Por tanto, al elevarse la temperatura del gas que contiene el globo, aumenta su volumen. Este hecho se traduce en un mayor empuje y, en consecuencia, hace que el globo se eleve.

5. Un recipiente con pared móvil de 10 L contiene un gas a 80 °C. ¿Cuál será el volumen que ocupará dicho gas si lo enfriamos hasta 0 °C, manteniendo constante la presión?

Cuando la presión permanece constante, el volumen y la temperatura están relacionados mediante la ecuación:

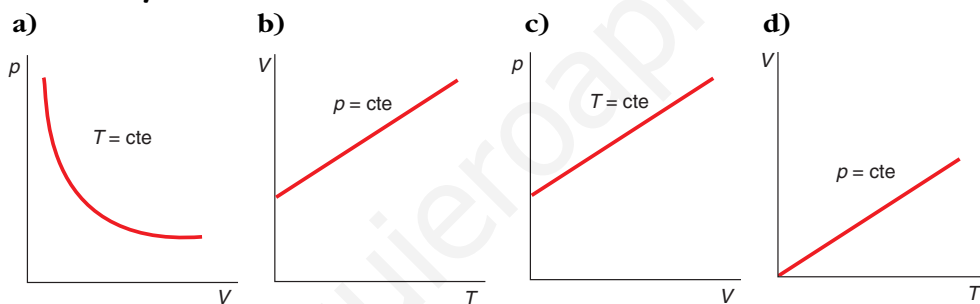
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

que es la expresión matemática de la ley de Charles-Gay Lussac. Sustituyendo los datos numéricos del enunciado, nos queda:

$$\frac{10 \text{ L}}{(273 + 80) \text{ K}} = \frac{V_2}{(273 + 0) \text{ K}} \rightarrow V_2 = 7,7 \text{ L}$$

Este resultado es coherente con la ley de Charles-Gay Lussac, que establece que un gas se contrae al enfriarlo (a presión constante).

6. Razona cuál de las siguientes gráficas representa la ley de Boyle y cuál la de Charles-Gay Lussac:



NOTA: Recuerda que T representa la temperatura absoluta.

La ley de Boyle relaciona la presión y el volumen (a $T = \text{cte}$) mediante la expresión:

$$p \cdot V = \text{cte}$$

que corresponde a la ecuación de una hipérbola equilátera. Por tanto, la gráfica que presenta la ley de Boyle es la a).

La ley de Charles-Gay Lussac establece una relación entre el volumen y la temperatura (a $p = \text{cte}$) a través de la expresión:

$$V = k \cdot T$$

siendo k una constante. Esta es la ecuación de una recta que pasa por el origen; luego, la gráfica d) será la que represente la ley de Charles-Gay Lussac.

7. Disponemos de cierta cantidad de hidrógeno a 10 °C y 770 mmHg en un recipiente de 20 L cerrado. Si cambiamos las condiciones de p y T a las normales, ¿cuál será el volumen que ocupará el gas? ¿Ha variado la masa de hidrógeno en el proceso?

Aplicando la ley combinada de los gases y sustituyendo los datos numéricos, tendremos:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{770 \text{ mmHg} \cdot 20 \text{ L}}{(273 + 10) \text{ K}} = \frac{760 \text{ mmHg} \cdot V_2}{(273 + 0) \text{ K}} \rightarrow V_2 = 19,5 \text{ L}$$

El volumen disminuye, pero la masa de hidrógeno no varía.

8. Calcula el volumen que ocuparán 10 g de dióxido de carbono a 10 °C y 710 mmHg.

El dióxido de carbono, CO_2 , tiene una masa molar de 44,01 g/mol, por lo que 10 g de esta sustancia equivalen a:

$$n_{\text{CO}_2} = 10 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{44,01 \text{ g}} = 0,2272 \text{ mol}$$

Aplicando la ecuación de estado de los gases ideales, $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, y sustituyendo los datos numéricos de los que disponemos, resulta:

$$\frac{710 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/atm}} \cdot V = 0,2272 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 10) \text{ K} \rightarrow V = 5,64 \text{ L}$$

9. Disponemos de dos recipientes, ambos de 10 L de capacidad. El primero contiene 20,0 g de cloro gaseoso, Cl_2 , a 30 °C; y el segundo, 20,0 g de propano, C_3H_8 , a 80 °C. ¿En cuál de ellos será mayor la presión?

En primer lugar, calculamos la cantidad (en moles) de cada gas que hay en cada recipiente. Posteriormente, aplicaremos la ecuación de estado de los gases ideales, $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$:

$$n_{\text{Cl}_2} = 20,0 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{70,90 \text{ g}} = 0,282 \text{ mol de } \text{Cl}_2$$

$$n_{\text{C}_3\text{H}_8} = 20,0 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{44,11 \text{ g}} = 0,453 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8$$

La presión en el recipiente del Cl_2 será:

$$p_{\text{Cl}_2} \cdot 10 \text{ L} = 0,282 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 30) \text{ K}$$

$$p_{\text{Cl}_2} = 0,7 \text{ atm}$$

En el caso del propano, tendremos:

$$p_{\text{C}_3\text{H}_8} \cdot 10 \text{ L} = 0,453 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 80) \text{ K}$$

$$p_{\text{C}_3\text{H}_8} = 1,3 \text{ atm}$$

Observamos que la presión es mayor en el recipiente que contiene el propano. Esto es así porque en este recipiente hay mayor cantidad de gas y, además, está a mayor temperatura, siendo su volumen igual al del recipiente con cloro.

10. Un gas puede ser metano, CH_4 , o butano, C_4H_{10} . Para averiguar de qué sustancia se trata, se introducen 4,0 g del gas en un recipiente de 10 L de capacidad a una temperatura de 60 °C. Sabiendo que la presión que ejerce el gas es de 519 mmHg, deduce qué gas es.

De los datos suministrados por el enunciado del problema, y aplicando la ecuación de estado de los gases ideales, $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, obtenemos la masa molecular del compuesto. Este dato nos va a permitir conocer de qué gas se trata:

$$\frac{519}{760} \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} = \frac{4,0 \text{ g}}{M_m} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 60) \text{ K}$$

$$M_m = 16,00 \text{ g/mol}$$

Por tanto, la masa molecular será 16,00 u, que se corresponde con la del metano.

- 11. Una habitación de 5 m × 4 m × 3,5 m contiene 50 kg de aire a 25 °C. Abrimos un pequeño orificio en ella que la comunica con el exterior, también a 25 °C y a 1 atm. ¿Entrará aire del exterior o, por el contrario, saldrá aire de la habitación?**

Dato: supón que la masa molecular del aire es 28 u.

El volumen de aire contenido en la habitación es:

$$V = 5 \text{ m} \cdot 4 \text{ m} \cdot 3,5 \text{ m} = 70 \text{ m}^3 = 70000 \text{ L}$$

y la cantidad de aire contenida en ese volumen es:

$$n_{\text{aire}} = 50 \cdot 10^3 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{28 \text{ g}} = 1786 \text{ mol}$$

La presión que ejerce el aire de la habitación, suponiendo que se comporta como un gas ideal, es, aplicando la ecuación de estado de los gases ideales, $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$:

$$p \cdot 70000 \text{ L} = 1786 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 25) \text{ K}$$

$$p = 0,62 \text{ atm}$$

Como la presión en la habitación es menor que en el exterior, entrará aire.

- 12. Una cierta masa de dióxido de carbono, CO₂, está contenida en un recipiente a 50 °C y a una presión de 4,5 atm. Si las paredes del recipiente pueden soportar una presión máxima de 15 atm, ¿hasta qué valor se podrá elevar la temperatura del gas sin que se rompa el recipiente?**

En la situación inicial, la ecuación de estado de los gases nos permite escribir:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow 4,5 \text{ atm} \cdot V = n \cdot R \cdot (273 + 50) \text{ K}$$

En el instante final, después de calentarlo hasta $T_{\text{máx}}$, como la masa de gas sigue siendo igual y el volumen del recipiente no ha variado, la ecuación de los gases será:

$$15 \text{ atm} \cdot V = n \cdot R \cdot T_{\text{máx}}$$

Dividiendo miembro a miembro ambas expresiones y despejando $T_{\text{máx}}$:

$$\frac{4,5 \text{ atm} \cdot V}{15 \text{ atm} \cdot V} = \frac{n \cdot R \cdot (273 + 50) \text{ K}}{n \cdot R \cdot T_{\text{máx}}} \rightarrow T_{\text{máx}} = 1077 \text{ K} = 804 \text{ °C}$$

- 13. Un recipiente de 10 L a 30 °C contiene 5 g de monóxido de carbono, CO; 5 g de dióxido de carbono, CO₂; y 5 g de nitrógeno, N₂. Calcula la presión parcial que ejerce cada gas, así como la presión total.**

Teniendo en cuenta las masas molares del CO, 28,01 g/mol; del CO₂, 44,01 g/mol, y del N₂, 28,02 g/mol, las masas dadas de estos gases equivalen a:

$$n_{\text{CO}} = 5 \text{ g de CO} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{28,01 \text{ g}} = 0,1785 \text{ mol de CO}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 5 \text{ g de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{44,01 \text{ g}} = 0,1136 \text{ mol de CO}_2$$

$$n_{\text{N}_2} = 5 \text{ g de N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{28,02 \text{ g}} = 0,1784 \text{ mol de N}_2$$

Aplicando a cada gas la expresión de la ley de Dalton de las presiones parciales, tendremos:

$$p_{\text{CO}} \cdot 10 \text{ L} = 0,1785 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 30) \text{ K}$$

$$P_{\text{CO}} = 0,444 \text{ atm}$$

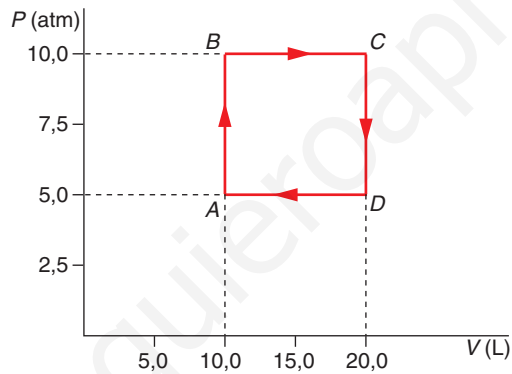
Análogamente, para el CO_2 y el N_2 , obtenemos:

$$p_{\text{CO}_2} = 0,282 \text{ atm} \quad ; \quad p_{\text{N}_2} = 0,443 \text{ atm}$$

Y la presión total resulta:

$$p_{\text{total}} = p_{\text{CO}} + p_{\text{CO}_2} + p_{\text{N}_2} = 1,17 \text{ atm}$$

14. La gráfica muestra las transformaciones que experimenta una masa dada de un gas ideal, que inicialmente se encontraba en el punto A a 50 °C. Calcula la temperatura del gas en los puntos B, C y D.



El problema se resuelve aplicando la ecuación combinada de los gases en las tres transformaciones: $A \rightarrow B$, $B \rightarrow C$ y $C \rightarrow D$:

- **Tramo A → B:** Este proceso transcurre a $V = \text{cte}$; por tanto, la ecuación queda:

$$\frac{p_A}{T_A} = \frac{p_B}{T_B} \rightarrow T_B = \frac{p_B}{p_A} \cdot T_A \rightarrow T_B = \frac{10,0 \text{ atm}}{5,0 \text{ atm}} \cdot (273 + 50) \text{ K} = 646 \text{ K}$$

Observa que, al duplicarse la presión, la temperatura también lo hace.

- **Tramo B → C:** Ahora, el proceso tiene lugar a $p = \text{cte}$; con lo que será:

$$\frac{V_B}{T_B} = \frac{V_C}{T_C} \rightarrow T_C = \frac{V_C}{V_B} \cdot T_B \rightarrow T_C = \frac{20,0 \text{ L}}{10,0 \text{ L}} \cdot 646 \text{ K} = 1292 \text{ K}$$

- **Tramo C → D:** En este último caso, el proceso tiene lugar, de nuevo, a $V = \text{cte}$; la diferencia con el primer caso es que, ahora, disminuye la presión. Tenemos:

$$\frac{p_C}{T_C} = \frac{p_D}{T_D} \rightarrow T_D = \frac{p_D}{p_C} \cdot T_C \rightarrow T_D = \frac{5,0 \text{ atm}}{10,0 \text{ atm}} \cdot 1292 \text{ K} = 646 \text{ K}$$

15. La densidad del nitrógeno líquido es, aproximadamente, 1,25 g/cm³. Calcula:

- El volumen que ocupará 1 g de nitrógeno líquido.**
- La densidad del nitrógeno, en condiciones normales de presión y temperatura, a partir de la ecuación de los gases ideales.**
- El volumen al que se reducirá un litro de nitrógeno gaseoso, en c.n., al condensarse.**

a) A partir del dato de la densidad, obtenemos:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} \rightarrow V = \frac{1 \text{ g}}{1,25 \text{ g/cm}^3} = 0,8 \text{ cm}^3$$

b) A partir de la ecuación de estado de los gases ideales, obtenemos:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$
$$d = \frac{m}{V} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 28,02}{0,082 \cdot 273,15} = 1,25 \text{ g/L}$$

Este resultado también se puede obtener de otro modo, teniendo en cuenta que, en condiciones normales de presión y temperatura ($p = 1 \text{ atm}$, $T = 273,15 \text{ K}$), el nitrógeno se encuentra en estado gaseoso y un mol de dicho gas (o de cualquier otro) ocupa un volumen de 22,4 L. Teniendo en cuenta su masa molar, 28,02 g/mol, resulta:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow d = \frac{28,02 \text{ g/mol}}{22,4 \text{ L/mol}} = 1,25 \text{ g/L}$$

Expresada en g/cm³, la densidad del nitrógeno gaseoso, en c.n., es:

$$d = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3$$

Como vemos, la densidad del nitrógeno gaseoso es mil veces menor que la del nitrógeno líquido, tal como era de esperar.

c) La masa de 1 L de nitrógeno gaseoso, en c.n., es:

$$m = d \cdot V \rightarrow m = 1,25 \text{ g/L} \cdot 1 \text{ L} = 1,25 \text{ g}$$

Esta misma masa, en estado líquido, ocupa un volumen:

$$V = \frac{m}{d} \rightarrow V = \frac{1,25 \text{ g}}{1,25 \text{ g/cm}^3} = 1 \text{ cm}^3$$

Es decir, su volumen se reduce a la milésima parte.

16. Indica brevemente qué interacciones o fuerzas de atracción intervienen en el proceso de disolución.

En el proceso de disolución intervienen:

- Las fuerzas de atracción soluto-soluto.
- Las fuerzas de atracción disolvente-disolvente.
- Las fuerzas de atracción soluto-disolvente.

17. Pon dos ejemplos de cada uno de los siguientes tipos de disoluciones:

a) Gas-líquido.

b) Líquido-líquido.

c) Sólido-líquido.

a) Disoluciones de gas en líquido:

- Cloruro de hidrógeno en agua (para dar ácido clorhídrico).
- Dióxido de carbono en agua (agua carbónica).

b) Disoluciones de líquido en líquido:

- Peróxido de hidrógeno en agua (es el agua oxigenada).
- Benceno en acetona.

c) Disoluciones de sólido en líquido:

- Azúcar en agua.
- Ácido benzoico en etanol.

18. Explica brevemente por qué, en general, el proceso de solubilización es más rápido si:

a) Aumentamos la temperatura.

b) Agitamos la mezcla.

c) Pulverizamos el soluto.

a) Al aumentar la temperatura, la agitación de las moléculas del soluto es mayor. Este hecho conlleva una mayor separación entre dichas moléculas, lo que hace más fácil vencer las fuerzas de atracción soluto-soluto, y una mejor dispersión en el seno del disolvente.

b) Si agitamos la mezcla, favorecemos el «contacto» entre las partículas del soluto y el disolvente, lo que se traduce en una mejora del proceso de disolución.

c) Cuando el soluto está pulverizado, las interacciones soluto-disolvente son mayores, lo que, de nuevo, conduce a una mayor rapidez en el proceso de disolución.

19. Explica por qué la solubilidad de los gases, en general, disminuye con la temperatura.

Al aumentar la temperatura, incrementamos la energía cinética de las moléculas del gas (también la de las del disolvente). Por tanto, ahora es más fácil que dichas moléculas venzan la atracción que sobre ellas ejercen las moléculas del disolvente. En consecuencia, disminuirá la solubilidad del gas.

20. Razona la veracidad o la falsedad de la siguiente frase:

«La solubilidad, a 20 °C, del nitrato de potasio, KNO_3 , es 33 g/100 cm³ de agua. Por tanto, si queremos aumentar su solubilidad, deberemos añadir más agua»

Es falsa. La solubilidad es un cociente entre masa de soluto y masa de disolvente. Si aumentamos la cantidad de agua, el resultado será que se solubilizará más cantidad de soluto, pero el cociente, esto es, la solubilidad, si no varía la temperatura, seguirá siendo el mismo.

21. Calcula el porcentaje en masa de nitrato de potasio, KNO_3 , en una disolución acuosa saturada a 20°C , si la solubilidad a dicha temperatura es 33 g de nitrato de potasio por cada 100 g de agua.

A 20°C , los 33 g de KNO_3 estarán contenidos en $33\text{ g} + 100\text{ g} = 133\text{ g}$ de disolución. Por tanto, el porcentaje en masa será:

$$\% (\text{masa}) = \frac{33\text{ g de soluto}}{133\text{ g de disolución}} \cdot 100 = 24,8\%$$

22. Se disuelven 10 g de cloruro de potasio, KCl , en 75 g de agua. Calcula:

a) El porcentaje en masa del soluto en la disolución.

b) Los gramos de soluto que habrá en 5 g de la disolución anterior.

a) Teniendo en cuenta el concepto de porcentaje en masa, el que corresponde al KCl presente en la disolución será:

$$\% (\text{masa}) = \frac{10\text{ g de KCl}}{10\text{ g de KCl} + 75\text{ g de H}_2\text{O}} = \frac{10}{85} \cdot 100 = 11,76\%$$

b) El resultado anterior nos indica que, de cada 100 g de disolución, 11,76 g son de soluto. Por tanto:

$$\frac{100\text{ g de disolución}}{11,76\text{ g de soluto}} = \frac{5}{m} \rightarrow m = 0,588\text{ g de soluto}$$

23. 50,0 mL de una disolución de hidróxido de potasio, KOH , contienen 6,1 g de soluto puro. Sabiendo que la densidad de la disolución es 1,100 g/mL, calcula el porcentaje en masa.

Teniendo en cuenta la relación entre la masa, el volumen y la densidad, $m = V \cdot d$, los 50,0 mL de disolución de KOH contienen:

$$m = 50,0\text{ mL} \cdot 1,100 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 55\text{ g de disolución (KOH + agua)}$$

De esta masa, 6,1 g son de soluto. Por tanto, el porcentaje en masa es:

$$\frac{55\text{ g de disolución}}{6,1\text{ g de soluto}} = \frac{100}{x} \rightarrow x = 11,1\%$$

24. Se disuelven 1,50 g de carbonato de litio, Li_2CO_3 , en agua, hasta alcanzar un volumen final de 750 mL. Calcula la molaridad de la disolución.

Como la masa molar del carbonato de litio, Li_2CO_3 , es 73,89 g/mol, los 1,50 g equivalen a:

$$n = 1,50\text{ g} \cdot \frac{1\text{ mol}}{73,89\text{ g}} = 0,0203\text{ mol}$$

que están disueltos en 750 mL de disolución. Como la molaridad está referida a 1 L, 1000 mL, tendremos:

$$M = \frac{n (\text{mol})}{V (\text{L})} \rightarrow M = \frac{0,0203\text{ mol de soluto}}{0,75\text{ L de disolución}} = 0,0271\text{ M}$$

25. Calcula la molaridad y la molalidad de una disolución, resultado de mezclar 1,0 g de sulfato de sodio, Na_2SO_4 , y 500 g de agua.

NOTA: Supón que la densidad de la disolución final es la del agua.

La masa de la disolución así formada es:

$$m_{\text{disolución}} = 1,0 \text{ g} + 500 \text{ g} = 501,0 \text{ g}$$

Puesto que su densidad es la del agua, 1 g/mL, el volumen de la disolución será:

$$V = \frac{m_{\text{disolución}}}{d} = \frac{501,0 \text{ g}}{1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}} = 501,0 \text{ mL}$$

El sulfato de sodio, Na_2SO_4 , tiene una masa molar de 142,05 g/mol, por lo que la cantidad de soluto (en moles) disuelta en ese volumen es:

$$n = 1,0 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{142,05 \text{ g}} = 7,04 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{Na}_2\text{SO}_4$$

Por tanto, la molaridad y la molalidad de la disolución serán:

$$M = \frac{\text{cantidad de soluto (mol)}}{\text{volumen de disolución (L)}} \rightarrow M = \frac{7,04 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,501 \text{ L}} = 0,0141 \text{ M}$$

$$m = \frac{\text{cantidad de soluto (mol)}}{\text{masa de disolvente (kg)}} \rightarrow m = \frac{7,04 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,5 \text{ kg}} = 0,0141 \text{ m}$$

Observa que el valor de la molaridad y el de la molalidad coinciden. Este hecho ocurre siempre para disoluciones acuosas muy diluidas, ya que, en ese caso, el volumen de la disolución es prácticamente igual a la masa del disolvente. Al ser iguales el numerador y el denominador, molaridad y molalidad coinciden.

26. Se preparan dos disoluciones de una misma sustancia. Una de ellas es 0,1 M, y la otra, 0,1 m:

a) ¿Cuál de ellas es la más concentrada?

b) ¿Depende esto de la sustancia disuelta?

a) Es más concentrada la disolución 0,1 M. Si consideramos, por ejemplo, que la densidad de la disolución es, aproximadamente, 1 kg/L, una concentración 0,1 M indicaría que hay 0,1 moles de soluto en 1 kg de disolución, es decir:

$$0,1 \text{ moles de soluto en } (1000 - 0,1 \cdot M_m) \text{ g de agua}$$

En la disolución 0,1 m, por otra parte, habrá 0,1 moles de soluto por cada kilogramo de disolvente:

$$0,1 \text{ moles de soluto en } 1000 \text{ g de agua}$$

Por tanto, en el primer caso, el soluto se encuentra disuelto en una masa de agua menor que en el segundo, lo que indica que su concentración es mayor.

b) Sí; depende de la sustancia, ya que la masa de agua que hay en cada litro de disolución depende de la masa molar del soluto. Sin embargo, en ningún caso podrá suceder que la molalidad sea mayor que la molaridad; la dependencia con la masa molar afecta tan solo a cuánto es mayor la molaridad respecto a la molalidad.

27. Calcula la molalidad y la fracción molar de una disolución formada por 2,0 g de etanol, C₂H₆O, y 90,0 g de agua.

La masa molar del etanol, C₂H₆O, es 46,08 g/mol, por lo que 2,0 g de este son:

$$n_{\text{etanol}} = 2,0 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{46,08 \text{ g}} = 0,0434 \text{ mol de etanol}$$

Esta cantidad está disuelta en 90,0 g de agua. Como la molalidad, m , hace referencia a 1000 g de disolvente, tendremos:

$$m = \frac{n_{\text{etanol}} \text{ (mol)}}{m_{\text{agua}} \text{ (kg)}} \rightarrow m = \frac{0,0434 \text{ mol de etanol}}{0,09 \text{ kg de agua}} = 0,482 \text{ m}$$

La masa molar del agua es 18,02 g/mol, por lo que 90,0 g equivalen a:

$$n_{\text{agua}} = 90,0 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18,02 \text{ g}} = 4,99 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

Por tanto, en la disolución hay: $n_{\text{total}} = 0,0434 + 4,99 = 5,03 \text{ mol}$.

La fracción molar de cada componente de la disolución es:

$$X_{\text{etanol}} = \frac{0,0434}{5,03} = 0,0086 \quad ; \quad X_{\text{agua}} = \frac{4,99}{5,03} = 0,992$$

28. El etiquetado de un frasco que contiene una disolución acuosa de amoniacos indica que se trata de una disolución al 26,0% en masa y de 0,904 g/mL de densidad. Calcula:

a) La molaridad.

b) La molalidad.

c) Los gramos de soluto que habrá en 50 mL de dicha disolución.

d) La fracción molar del soluto y del disolvente.

a) Vamos a tomar 1 L de la disolución amoniacal. Teniendo en cuenta el dato de la densidad, la masa contenida en este volumen es:

$$m = V \cdot d \rightarrow m = 1000 \text{ mL} \cdot 0,904 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 904 \text{ g de disolución}$$

De esta masa, solo el 26,0% es NH₃ puro; es decir:

$$\frac{100 \text{ g de disolución}}{26,0 \text{ g de NH}_3} = \frac{904 \text{ g de disolución}}{m_{\text{NH}_3}} \rightarrow m_{\text{NH}_3} = 235 \text{ g de NH}_3$$

Teniendo en cuenta la masa molar de esta sustancia, 17,04 g/mol, tenemos:

$$n_{\text{NH}_3} = 235 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{17,04 \text{ g}} = 13,79 \text{ mol de NH}_3$$

Como esta cantidad de soluto está disuelta en un litro de disolución, la molaridad de la disolución será 13,79 M.

b) En los 904 g de disolución hay 904 g – 235 g = 669 g de H₂O. Como la molalidad está referida a 1 kg de disolvente, tendremos:

$$m = \frac{n_{\text{NH}_3} \text{ (mol)}}{m_{\text{agua}} \text{ (kg)}} \rightarrow m = \frac{13,79 \text{ mol de NH}_3}{0,669 \text{ kg de agua}} = 20,6 \text{ m}$$

c) Como 50 mL es veinte veces menor que 1000 mL ($1000/50 = 20$), la masa contenida en este volumen será veinte veces menor. Es decir:

$$m_{\text{NH}_3} = \frac{235 \text{ g}}{20} = 11,75 \text{ g de NH}_3 \text{ (en 50 mL)}$$

d) La disolución contiene 235 g de NH_3 , es decir, 13,79 moles, y 669 g de H_2O . Teniendo en cuenta la masa molar de esta última sustancia, 18,02 g/mol, será:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 669 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18,02 \text{ g}} = 37,13 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

El número total de moles es: $13,79 \text{ mol} + 37,13 \text{ mol} = 50,92 \text{ mol}$. Por tanto, las fracciones molares serán:

$$X_{\text{NH}_3} = \frac{13,79}{50,92} = 0,271 \quad ; \quad X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{37,13}{50,92} = 0,729$$

29. Explica cada uno de los pasos que tendrías que dar para preparar las siguientes disoluciones acuosas de hidróxido de sodio, NaOH:

a) 175 g al 3% en masa. b) 250 mL 0,5 M. c) 500 g 1,5 m.

a) En primer lugar, calculamos la masa de NaOH que hay en la disolución. Como queremos obtener 175 g de disolución al 3% en masa:

$$\frac{100 \text{ g de disolución}}{3 \text{ g de NaOH}} = \frac{175 \text{ g de disolución}}{x} \rightarrow x = 5,25 \text{ g de NaOH}$$

A continuación, pesaremos 5,25 g de NaOH y los disolveremos en un recipiente adecuado; por ejemplo, un vaso de precipitados de 500 mL, que contuviese:

$$175 \text{ g} - 5,25 \text{ g} = 169,75 \text{ g de H}_2\text{O}$$

b) Una disolución 0,5 M contiene 0,5 moles de NaOH en 1 L (1000 mL) de disolución. En 250 mL habrá la cuarta parte; esto es: $0,5/4 = 0,125 \text{ mol}$ de NaOH. Como su masa molar es 40,00 g/mol, dicha cantidad equivale a:

$$0,125 \text{ mol} \cdot \frac{40,00 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 5,00 \text{ g de NaOH}$$

Por tanto, pesaremos 5,00 g de NaOH y los disolveremos en la menor cantidad de agua; en cualquier caso, menos que el volumen final, 250 mL. Posteriormente, trasvasaremos esta disolución a un matraz aforado de 250 mL, enrasando con agua destilada hasta dicho volumen.

c) En una disolución 1,5 m hay 1,5 moles de NaOH por cada kilogramo de agua (el disolvente). La disolución de 500 g está compuesta por:

- x g de soluto (NaOH).
- $(500 - x)$ g de disolvente (H_2O).

Por tanto, será:

$$\frac{(500 - x) \text{ g de disolvente}}{(x/40,00) \text{ mol de soluto}} = \frac{1000 \text{ g de disolvente}}{1,5 \text{ mol de soluto}}$$

de donde $x = 28,3 \text{ g}$ de NaOH. Luego, de agua, habrá $500 \text{ g} - 28,3 \text{ g} = 471,7 \text{ g}$.

Para preparar la disolución disolveremos 28,3 g de NaOH en 471,7 g de H_2O contenidos en un recipiente adecuado; por ejemplo, un vaso de precipitados de 750 mL.

30. ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico, HCl, concentrado al 36% en masa y 1,19 g/cm³ de densidad, debemos tomar para preparar 250 cm³ de disolución de este mismo ácido pero de concentración 1 M? Con el mismo método que se sigue en la actividad 29, ¿podríamos preparar ese mismo volumen pero de concentración 15 M?

En 250 cm³ de HCl 1 M hay:

$$n_{\text{HCl}} = \frac{1 \text{ mol de HCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ de disolución}} \cdot 250 \text{ cm}^3 \text{ de disolución} = 0,25 \text{ mol de HCl}$$

Esta cantidad de HCl debemos obtenerla a partir de la disolución comercial de HCl concentrada al 36% en masa. En 1 L de dicha disolución tenemos:

$$m = V \cdot d = 1000 \text{ cm}^3 \cdot 1,19 \text{ g/cm}^3 = 1190 \text{ g de disolución}$$

Como la disolución tiene una riqueza en ácido del 36%:

$$m_{\text{HCl}} = 1190 \text{ g de disolución} \cdot \frac{36 \text{ g de HCl}}{100 \text{ g de disolución}} = 428,4 \text{ g de HCl}$$

Teniendo en cuenta la masa molar del HCl, 36,46 g/mol, resulta:

$$n_{\text{HCl}} = 428,4 \text{ g de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{36,46 \text{ g}} = 11,75 \text{ mol de HCl}$$

El valor obtenido es la cantidad de HCl presente en 1 L de la disolución al 36% de dicho ácido. Para preparar la disolución 1 M (en 250 mL) necesitamos, como hemos calculado anteriormente, solo 0,25 moles de HCl, por lo que debemos tomar un volumen:

$$\frac{11,75 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ L de disolución}} = \frac{0,25 \text{ mol de HCl}}{V}$$

$$V = \frac{0,25}{11,75} = 0,0213 \text{ L} = 21,3 \text{ cm}^3 \text{ de disolución al 36\%}$$

El resto, hasta completar los 250 cm³, será agua.

Para saber si podríamos preparar una disolución del mismo volumen, 250 cm³, pero de concentración 15 M, calculamos, en primer lugar, la cantidad de soluto, HCl, que habría presente en 250 cm³ de dicha disolución 15 M:

$$n = 0,25 \text{ L} \cdot 15 \text{ mol/L} = 3,75 \text{ mol de HCl}$$

A continuación, calculamos en qué volumen de la disolución al 36% se encuentran los 3,75 mol de HCl calculados:

$$\frac{11,75 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ L de disolución}} = \frac{3,75 \text{ mol de HCl}}{x}$$

$$x = \frac{3,75 \text{ mol de HCl}}{11,75 \text{ mol de HCl}} \cdot 1 \text{ L de disolución} = 0,32 \text{ L de disolución al 36\%}$$

Como este volumen es mayor que el de la disolución que queremos preparar, es evidente que la disolución al 36% no nos permite preparar otra de 250 cm³ 15 M; solo nos permite preparar disoluciones más diluidas.

31. Se deja un recipiente que contiene ácido clorhídrico 1 M sin tapar en una habitación que solo contiene aire. Si al cabo de un día pudiésemos determinar su concentración, nos encontraríamos con que esta vale:

- a) Lo mismo, ya que la habitación no contiene ninguno de los componentes de la disolución.
- b) Mayor que 1 M.
- c) Menor que 1 M.

El ácido clorhídrico es una disolución de un gas, HCl, en agua. Al encontrarse destapado el recipiente que contiene la disolución, parte del soluto se perdería, con lo que la concentración disminuiría. La respuesta correcta es, por tanto, la c).

NOTA: También se evaporaría parte del disolvente, pero en menor proporción que el soluto, ya que es mucho menos volátil.

32. ¿Qué es la presión de vapor? Explica brevemente por qué, al añadir un soluto no volátil, la presión de vapor del disolvente disminuye.

La presión de vapor es la presión que ejerce el vapor del disolvente cuando este ha alcanzado el equilibrio con el líquido del que procede.

Al añadir un soluto no volátil, las moléculas de esta sustancia dificultan el escape de las moléculas del disolvente al estado de vapor. Por tanto, al disminuir la masa del vapor, la presión que ejercerá será menor.

33. Escribe las distintas formas que puede presentar la ley de Raoult, y explica el significado de las distintas magnitudes que en ellas aparezcan.

La expresión original relaciona la variación que experimenta la presión del vapor, Δp , con la fracción molar del soluto, X_s , mediante:

$$\Delta p = p^\circ - p = p^\circ \cdot X_s$$

En dicha expresión, p° es la presión de vapor del disolvente puro, y p , la presión de vapor de la disolución. Esta variación se traduce, entre otros fenómenos, en un aumento de la temperatura de ebullición y una disminución de la temperatura de congelación.

Las dos expresiones que recogen estos hechos son:

- Para el aumento de la temperatura de ebullición:

$$\Delta t_e = K_e \cdot m$$

- Para la disminución de la temperatura de congelación:

$$\Delta t_c = K_c \cdot m$$

Siendo Δt_c y Δt_e las variaciones en la temperatura de congelación y de ebullición, respectivamente; K_c y K_e , las constantes crioscópica y ebulloscópica del disolvente, y m , la molalidad de la disolución.

34. Justifica por qué, en algunas épocas del año, es habitual echar sal en las carreteras.

La adición de un soluto al agua produce una disminución en el punto de congelación de esta sustancia. Por tanto, en invierno, ante el riesgo de heladas, el Servicio de Protección Civil de cada ayuntamiento echa sal en las carreteras. Así, se consigue evitar que el agua caída forme placas de hielo sobre las carreteras.

35. ¿Qué es la ósmosis? ¿Qué es una membrana semipermeable?

La ósmosis es un fenómeno por el cual se produce un paso selectivo y espontáneo de moléculas del disolvente, a través de una membrana semipermeable, de la disolución más diluida a la más concentrada.

Decimos que la membrana es semipermeable porque su tamaño de poro permite el paso de las moléculas del disolvente, pero no el de las del soluto.

36. Explica brevemente cómo podríamos determinar masas moleculares a partir de medidas del descenso en la temperatura de congelación y de la presión osmótica.

Las variaciones que experimenta, bien la temperatura de ebullición o la de congelación, o bien la presión osmótica de la disolución, son directamente proporcionales a la cantidad (moles) de soluto añadido. Por tanto, si para una masa dada medimos la variación que experimenta una de dichas magnitudes, conoceremos la masa molar, ya que:

$$\text{cantidad de sustancia (mol)} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar (g/mol)}}$$

Es decir:

$$\Delta t = K \cdot m \rightarrow \Delta t = K \cdot \frac{\text{masa soluto (g)}}{\text{masa molar (g/mol)} \cdot \text{masa disolvente (kg)}}$$

Diagrama de anotaciones:

- Magnitud medida: Δt
- Dato tabulado: K
- Masa conocida: masa soluto (g)
- Masa conocida: masa disolvente (kg)
- Incógnita: masa molar (g/mol)

37. Se prepara una disolución de 375 g de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, en 625 g de agua. ¿Cuál es la presión de vapor de esta disolución a 30 °C?

La expresión de la ley de Raoult es:

$$p^{\circ} - p = p^{\circ} \cdot X_s$$

Siendo, a 30 °C, $p^{\circ} = 31,82$ mmHg (véase la tabla de la página 235 del libro del alumno). Por otro lado, teniendo en cuenta las masas molares de la sacarosa, 342,34 g/mol, y del agua, 18,02 g/mol, la cantidad, en moles, de cada componente de la disolución es:

$$n_{\text{sacarosa}} = 375 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{342,34 \text{ g}} = 1,095 \text{ mol de sacarosa}$$

$$n_{\text{agua}} = 625 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18,02 \text{ g}} = 34,68 \text{ mol de agua}$$

Por tanto, la fracción molar del soluto, la sacarosa, vale:

$$X_s = \frac{1,095}{1,095 + 34,68} = 0,0306$$

Luego, la presión de vapor de la disolución es:

$$p = p^{\circ} - p^{\circ} \cdot X_s \rightarrow p = 31,82 \text{ mmHg} - 31,82 \text{ mmHg} \cdot 0,0306 = 30,85 \text{ mmHg}$$

- 38. La presión de vapor del benceno, C_6H_6 , a $26\text{ }^\circ\text{C}$ es 100 mmHg . Calcula la presión de vapor de una disolución que contiene $2,5\text{ g}$ de alcanfor, $C_{10}H_{16}O$, disueltos en $97,5\text{ g}$ de benceno.**

Las masas molares del benceno, C_6H_6 , y del alcanfor, $C_{10}H_{16}O$, son, respectivamente, $78,12\text{ g/mol}$ y $152,26\text{ g/mol}$, por lo que la cantidad, en moles, de cada una de estas dos sustancias en la disolución es:

$$n_{\text{soluto}} = 2,5\text{ g} \cdot \frac{1\text{ mol}}{152,26\text{ g}} = 0,0164\text{ mol de alcanfor}$$

$$n_{\text{disolvente}} = 97,5\text{ g} \cdot \frac{1\text{ mol}}{78,12\text{ g}} = 1,25\text{ mol de benceno}$$

Por tanto, la fracción molar del soluto es:

$$X_s = \frac{0,0164}{0,0164 + 1,25} = 0,0130$$

Aplicando la ley de Raoult y sustituyendo datos, resulta:

$$p^\circ - p = p^\circ \cdot X_s \rightarrow p = p^\circ - p^\circ \cdot X_s = 100\text{ mmHg} - 100\text{ mmHg} \cdot 0,0130 = 98,7\text{ mmHg}$$

- 39. Calcula la temperatura de congelación de una disolución formada por $25,0\text{ g}$ de etilenglicol, $C_2H_6O_2$, y 5 kg de agua.**

El descenso en el punto de congelación, Δt_c , se expresa mediante $\Delta t_c = K_c \cdot m$. En primer lugar, vamos a calcular la molalidad, m , de la disolución. La masa molar del etilenglicol, $C_2H_6O_2$, es $62,08\text{ g/mol}$, por lo que la cantidad de soluto en la disolución es:

$$n_{\text{soluto}} = 25,0\text{ g} \cdot \frac{1\text{ mol}}{62,08\text{ g}} = 0,403\text{ mol de etilenglicol}$$

Como la molalidad está referida a 1 kg de disolvente, no a 5 kg , será:

$$\frac{5\text{ kg disolvente}}{0,403\text{ mol soluto}} = \frac{1}{m} \rightarrow m = 0,0806\text{ mol/kg} = 0,0806\text{ m}$$

Por tanto, sustituyendo datos:

$$\Delta t_c = K_c \cdot m \rightarrow \Delta t_c = 1,86 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 0,0806 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 0,15\text{ }^\circ\text{C}$$

Como el agua congela a $0\text{ }^\circ\text{C}$, si $p = 1\text{ atm}$, la disolución así formada congelará a $-0,15\text{ }^\circ\text{C}$.

- 40. Dispones de dos disoluciones acuosas de 250 mL . La primera contiene $15,0\text{ g}$ de sacarosa, y la segunda, $35,0\text{ g}$ de glucosa. ¿Cuál de ellas tendrá mayor temperatura de ebullición? ¿Y menor temperatura de congelación?**

NOTA: Supón que, en ambos casos, la densidad de la disolución es igual a la del agua.

La disminución en la temperatura de congelación o el aumento en la temperatura de ebullición es directamente proporcional a la molalidad de la disolución. Las masas molares de la sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, y de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$, son, respectivamente, $342,34\text{ g/mol}$ y $180,18\text{ g/mol}$, por lo que las molalidades de las dos disoluciones serán:

$$m = \frac{\text{cantidad de soluto (mol)}}{\text{masa de disolvente (kg)}} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa molar del soluto (g/mol)} \cdot \text{masa de disolución (kg) - masa de soluto (kg)}}$$

Por tanto, la molalidad de la disolución de sacarosa será:

$$m(\text{sacarosa}) = \frac{\frac{15 \text{ g}}{342,34 \text{ g/mol}}}{0,25 \text{ kg} - 0,015 \text{ kg}} = 0,186 \text{ m}$$

Y la que corresponde a la disolución de glucosa:

$$m(\text{glucosa}) = \frac{\frac{35 \text{ g}}{180,18 \text{ g/mol}}}{0,25 \text{ kg} - 0,035 \text{ kg}} = 0,903 \text{ m}$$

Como la disolución de glucosa tiene mayor concentración, esta será la que tenga mayor valor del punto de ebullición y menor valor del punto de congelación, ya que el aumento de la temperatura de ebullición y el descenso de la temperatura de congelación son directamente proporcionales a la molalidad, tal y como establece la ley de Raoult:

$$\Delta t_c = K_c \cdot m \quad ; \quad \Delta t_e = K_e \cdot m$$

41. Una disolución que contiene 2,0 g de un soluto no volátil en 10 g de alcanfor solidifica a 158 °C. Calcula la masa molecular del soluto.

Dato: el alcanfor puro solidifica a 178 °C.

La aplicación de la ley de Raoult en la forma $\Delta t = K \cdot m$ nos permite calcular la molalidad de la disolución. La disminución en el punto de congelación es de 20 °C, ya que baja de 178 °C a 158 °C; luego:

$$\Delta t_c = K_c \cdot m \rightarrow 20 = 40,0 \cdot m \rightarrow m = 0,5 \text{ m}$$

Escribiendo la expresión de la molalidad y sustituyendo datos, será:

$$m = \frac{\text{cantidad de soluto (mol)}}{\text{masa de disolvente en kg}} = \frac{\frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa molar del soluto (g/mol)}}}{\text{masa de disolvente en kg}}$$

$$0,5 = \frac{\frac{2,0 \text{ g}}{M_m}}{10 \cdot 10^{-3}} \rightarrow M_m = 400 \text{ g/mol}$$

Por tanto, la masa molecular del soluto es 400 u.

42. Calcula la presión osmótica, a 37 °C, que ejerce una disolución acuosa que contiene 15 g de glucosa, C₆H₁₂O₆, por litro de disolución.

Como la masa molar de la glucosa, C₆H₁₂O₆, es 180,18 g/mol, los 15 g equivalen a:

$$n_{\text{glucosa}} = 15 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{180,18 \text{ g}} = 0,0833 \text{ mol de glucosa}$$

Esta cantidad está disuelta en 1 L de disolución; por tanto, su molaridad será 0,0833 M. Aplicando la expresión $\pi = M \cdot R \cdot T$, y sustituyendo datos, será:

$$\pi = 0,0833 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 37) \text{ K}$$

$$\pi = 2,12 \text{ atm}$$

- 43. La presión osmótica de la sangre, a 37 °C, es 7,65 atm. Calcula la masa de glucosa por litro que ha de tener un inyectable para que su presión osmótica sea la de la sangre.**

La molaridad de la disolución ha de ser:

$$\pi = M \cdot R \cdot T \rightarrow 7,65 \text{ atm} = M \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 37) \text{ K}$$

De donde se obtiene que $M = 0,3009 \text{ mol/L}$.

Como la masa molar de la glucosa es 180,18 g/mol, dicha cantidad equivale a:

$$m_{\text{glucosa}} = 0,3009 \text{ mol} \cdot \frac{180,18 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 54,2 \text{ g de glucosa}$$

- 44. Una disolución que contiene 25 g de albúmina de huevo por cada litro ejerce una presión osmótica, a 25 °C, de 13,5 mmHg. Calcula la masa molecular de dicha proteína.**

La molaridad de la disolución la obtenemos a partir de la expresión:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

Sustituyendo datos, tenemos:

$$13,5 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = M \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K}$$

De donde se obtiene que $M = 7,27 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$. Como en esta unidad de concentración «aparece» la masa molar, escribiendo su expresión y sustituyendo datos, será:

$$M = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{\frac{m_{\text{soluta}}}{M_m}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 7,27 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} = \frac{\frac{25 \text{ g}}{M_m}}{1 \text{ L}} \rightarrow M_m = 34388 \text{ g/mol}$$

Y, por tanto, su masa molecular será 34388 u.