

2 ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

Para consultar los **criterios de evaluación** y los **estándares de aprendizaje evaluables** , véase la Programación.

2 LA ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES

CE.1.1. (EA.1.1.1.-1.1.2.-1.1.5.) **CE.2.2.** (EA.2.2.1.-2.2.2.-2.2.3.)

Página 69

1 Deduce las leyes de Boyle y las dos de Gay-Lussac a partir de la ley combinada de los gases.

Partimos de la ley combinada de los gases ideales:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Ley de Boyle:

Si la temperatura permanece constante, entonces: $T_1 = T_2$, y por tanto:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_1} \rightarrow p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

Ley de Charles y Gay-Lussac:

Ahora es la presión la que permanece constante, por lo que: $p_1 = p_2$.

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_1 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Segunda Ley de Charles y Gay-Lussac:

Cuando el volumen permanece constante: $V_1 = V_2$.

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_1}{T_2} \rightarrow \frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

2 Comprueba que los productos $p \cdot V$ y $n \cdot R \cdot T$ tienen las mismas dimensiones.

Comenzamos obteniendo las dimensiones de cada una de las magnitudes que intervienen en la ecuación de estado:

Como la presión es una magnitud derivada que depende de la fuerza:

$$[F] = [m \cdot a] = M \cdot L \cdot T^{-2}$$

$$[p] = \left[\frac{F}{S} \right] = M \cdot L \cdot T^{-2} \cdot L^{-2} = M \cdot L^{-1} \cdot T^{-2}$$

Por otro lado:

$$[V] = L^3$$

$$[n] = N$$

$$[T] = \theta$$

$$[R] = \frac{[p] \cdot [V]}{[T] \cdot [n]} = M \cdot L^{-1} \cdot T^{-2} \cdot L^3 \cdot \theta^{-1} \cdot N^{-1} = M \cdot L^2 \cdot T^{-2} \cdot \theta^{-1} \cdot N^{-1}$$

(Observa que T es tiempo y θ es temperatura).

Las unidades de ambos miembros de la ecuación de estado son, por tanto:

$$[p \cdot V] = M \cdot L^{-1} \cdot T^{-2} \cdot L^3 = M \cdot L^2 \cdot T^{-2}$$

$$[n \cdot R \cdot T] = N \cdot M \cdot L^2 \cdot T^{-2} \cdot \theta^{-1} \cdot N^{-1} \cdot \theta = M \cdot L^2 \cdot T^{-2}$$

Como vemos, ambas dimensiones coinciden.

- 3** La densidad de un gas en c.n. es de 1,09 g/L. Si su temperatura asciende a 23 °C y se mantiene constante la presión, ¿qué densidad tendrá ahora?

La densidad viene dada por: $d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}$

Así pues, tenemos: $d_1 = \frac{p_1 \cdot M}{R \cdot T_1}$; $d_2 = \frac{p_2 \cdot M}{R \cdot T_2}$

Dividiendo ambas expresiones y simplificando obtenemos:

$$\frac{d_1}{d_2} = \frac{p_1}{p_2} \cdot \frac{T_2}{T_1}$$

Como la presión es constante: $p_1 = p_2$, tendremos:

$$d_1 = d_2 \cdot \frac{T_2}{T_1} = 1,09 \text{ g/L} \cdot \frac{23 + 273}{273} = 1,18 \text{ g/L}$$

- 4** Si las paredes de la botella del ejercicio resuelto 2 pudieran dilatarse de modo que el volumen fuera un 10% mayor que el inicial, ¿cuál sería ahora la temperatura que alcanzaría el gas sin explotar?

Si el volumen del recipiente pudiera aumentarse un 10 %, podría llegar hasta $10,0 \cdot 1,1 = 11,0$ L de capacidad. Entonces, utilizando la ley combinada de los gases ideales:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow T_2 = T_1 \cdot \frac{p_2}{p_1} \cdot \frac{V_2}{V_1} = 283 \cdot \frac{15}{5} \cdot \frac{11}{10} = 933,9 \text{ K} = 660,9 \text{ °C}$$

Como podemos comprobar, en este caso, admite una temperatura mayor.

- 5** Calcula la masa de amoníaco que habrá en un recipiente de 3 L a 22 °C y 713 mmHg. ¿Y si es CO?

En primer lugar, calculamos la cantidad de sustancia de amoníaco, teniendo en cuenta que:

$$713 \text{ mmHg} = 713 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,938 \text{ atm}$$

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,938 \text{ atm} \cdot 3 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (22 + 273) \text{ K}} = 0,116 \text{ mol}$$

Como la masa molar del amoníaco es de 17,031 g/mol, tendremos:

$$m = n \cdot M = 0,116 \cdot 17,031 = 1,976 \text{ g}$$

Si se tratase de CO, tendríamos la misma cantidad de sustancia, puesto que esta se obtiene a partir de la ecuación de estado, que no depende de la sustancia considerada. Lo que cambia es la masa molar, que en este caso es de 28,010 g/mol, por lo que:

$$m = n \cdot M = 0,116 \cdot 28,010 = 3,249 \text{ g}$$

- 6** La composición en volumen del aire es: N₂: 78,08%; O₂: 20,95%; Ar: 0,93%; CO₂: 0,04%. Calcula las fracciones molares y las presiones parciales de cada gas, así como la presión total ejercida sobre un recipiente de 5 m³ de volumen que contiene 150 mol de aire a una temperatura de 60 °C.

Vamos a calcular la presión total como si el aire fuera una sustancia simple de la que tenemos 150 mol que ocupan 50 m³. Para ello, usamos la ecuación de estado de los gases ideales. Hay que tener en cuenta que la constante de los gases suele estar en litros, mientras que nosotros tenemos el volumen en metros cúbicos. Realizamos, pues, la conversión:

$$5 \text{ m}^3 \cdot \frac{1000 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} = 5000 \text{ L}$$

La presión será entonces:

$$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{150 \cdot 0,082 \cdot (60 + 273)}{5000} = 0,8192 \text{ atm}$$

Considerando que el porcentaje en volumen es la fracción molar expresada en tanto por ciento, las fracciones molares serán:

$$X_{N_2} = 0,7808; \quad X_{O_2} = 0,2095; \quad X_{CO_2} = 0,0004; \quad X_{Ar} = 0,0093$$

Y ya podemos calcular la presión parcial de cada uno de ellos:

$$p_{N_2} = X_{N_2} \cdot p = 0,7808 \cdot 0,8192 = 0,6396 \text{ atm}$$

$$p_{O_2} = X_{O_2} \cdot p = 0,2095 \cdot 0,8192 = 0,1716 \text{ atm}$$

$$p_{CO_2} = X_{CO_2} \cdot p = 0,0004 \cdot 0,8192 = 3,28 \cdot 10^{-4} \text{ atm}$$

$$p_{Ar} = X_{Ar} \cdot p = 0,0093 \cdot 0,8192 = 0,0076 \text{ atm}$$

Si realizamos la suma de las presiones parciales, veremos que obtenemos nuevamente la presión total.

Vamos a calcularlo todo ahora de otra forma, considerando cada gas por separado para después sumar las presiones parciales. En primer lugar, necesitamos las cantidades de sustancia:

$$n_{N_2} = X_{N_2} \cdot n = 0,7808 \cdot 150 = 117,120 \text{ mol de } N_2$$

$$n_{O_2} = X_{O_2} \cdot n = 0,2095 \cdot 150 = 31,430 \text{ mol de } O_2$$

$$n_{CO_2} = X_{CO_2} \cdot n = 0,0004 \cdot 150 = 0,060 \text{ mol de } CO_2$$

$$n_{Ar} = X_{Ar} \cdot n = 0,0093 \cdot 150 = 1,395 \text{ mol de } Ar$$

A partir de aquí, usamos la ecuación de los gases ideales para cada uno de ellos:


$$p_{N_2} = \frac{n_{N_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{117,120 \cdot 0,082 \cdot 333}{5000} = 0,6396 \text{ atm}$$

$$p_{O_2} = \frac{n_{O_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{31,430 \cdot 0,082 \cdot 333}{5000} = 0,1716 \text{ atm}$$

$$p_{CO_2} = \frac{n_{CO_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,060 \cdot 0,082 \cdot 333}{5000} = 3,28 \cdot 10^{-4} \text{ atm}$$

$$p_{Ar} = \frac{n_{Ar} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1,395 \cdot 0,082 \cdot 333}{5000} = 7,62 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

Vemos que estos resultados coinciden con los obtenidos anteriormente y, de hecho, su suma es 0,8192 atm. Sin embargo, como puede comprobarse, la primera forma de resolver el problema es mucho más corta que la segunda.

- 7**  Como has visto, el porcentaje de CO₂ en la atmósfera es muy pequeño. De hecho, suele expresarse como 400 ppm, es decir, 400 moléculas de CO₂ por millón de partículas en el aire. Si buscas noticias sobre la contaminación atmosférica, encontrarás cuál es el máximo permitido en la actualidad y cuál era antes de la Revolución Industrial. ¿A qué crees que es debida esta diferencia? En grupos, elaborad una infografía donde se expliquen qué medidas, a nivel individual y social, se pueden tomar para no superar el máximo permitido de emisiones de CO₂. Utilizad los datos recogidos en la [meta 13.3 de los objetivos para el desarrollo sostenible](#) y la técnica de [Folio giratorio](#).

En anayaeducacion.es, su alumnado puede visualizar la información relativa a la meta 13.3 de los ODS, así como un documento explicativo de cómo aplicar la técnica «Folio giratorio».

5 CONCENTRACIÓN Y SOLUBILIDAD

CE.1.1. (EA.1.1.1.-1.1.2.-1.1.5.) CE.2.4. (EA.2.4.1.)

Página 75

8 Se han preparado 0,40 L de disolución de ácido clorhídrico de densidad 1,18 g/mL, que contiene 4,62 g de HCl. Calcula:

- La molaridad.
- La molalidad.
- El tanto por ciento en masa.
- Las fracciones molares del soluto y del disolvente.

a) Para calcular la molaridad necesitamos conocer la cantidad de sustancia de soluto y el volumen de la disolución. Este último dato lo tenemos.

Para obtener la cantidad de sustancia de HCl utilizamos la masa molecular:

$$M(\text{HCl}) = 1,008 + 35,450 = 36,458 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{4,62}{36,458} = 0,127 \text{ mol}$$

La concentración molar será entonces:

$$M = \frac{n_{\text{solute}} (\text{mol})}{V_{\text{disolución}} (\text{L})} = \frac{0,127}{0,40} = 0,318 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Para calcular la molalidad necesitamos ahora la masa de disolvente. Si tenemos 0,40 L de disolución, de densidad 1,18 g/mL, la masa total será:

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,18 \cdot 400 = 472 \text{ g}$$

De ellos, 4,62 g son de HCl. Por tanto, la masa de agua ha de ser:

$$m_{\text{disolvente}} = 472 - 4,62 = 467,38 \text{ g} \approx 0,467 \text{ kg}$$

La molalidad será entonces:

$$m = \frac{n_{\text{HCl}} (\text{mol})}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})} = \frac{0,127}{0,467} = 0,272 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

c) El tanto por ciento en masa será:

$$\% (\text{masa}) = \frac{m_{\text{HCl}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{4,62}{472} \cdot 100 = 0,98 \%$$

d) Calculamos la cantidad de sustancia de agua:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,008 + 15,999 = 18,015 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{467,38}{18,015} = 25,944 \text{ mol}$$

La cantidad de sustancia total será:

$$n = n_{\text{HCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,127 + 25,944 = 26,071 \text{ mol}$$

Y las fracciones molares:

$$X_{\text{HCl}} = \frac{0,127}{26,071} = 4,87 \cdot 10^{-3} \quad ; \quad X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{25,944}{26,071} = 0,99513$$

9 Una disolución acuosa de ácido nítrico tiene una concentración del 40% en masa en un volumen de 0,5 L. Si la densidad de la disolución es de 1 513 g/L, calcula:

a) La masa de ácido nítrico puro.

b) La molaridad.

c) La molalidad.

a) Para calcular la masa de ácido nítrico puro, como la concentración de la disolución nos la dan en porcentaje en masa, lo primero que deberemos hacer es calcular la masa de disolución. Como la densidad de la disolución es de 1,513 g/mL, tendremos:

$$m = d \cdot V = 1,513 \cdot 500 = 756,5 \text{ g}$$

Una vez calculada la masa de la disolución, podemos hallar la masa de ácido nítrico puro directamente conociendo la concentración en porcentaje en masa. Al ser la concentración del 40 % en masa, la masa de ácido nítrico puro será:

$$m_{\text{HNO}_3} = 0,4 \cdot 756,5 = 302,6 \text{ g}$$

b) Para calcular la molaridad, debemos hallar primero el número de moles que hay en 302,6 g de ácido nítrico. Como la masa molar del HNO_3 es:

$$M(\text{HNO}_3) = 1,008 + 14,007 + 3 \cdot 15,999 = 63,012 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

tendremos que la cantidad de sustancia de HNO_3 en la disolución será:

$$n_{\text{HNO}_3} = \frac{302,6}{63,012} = 4,802 \text{ mol}$$

y la molaridad, por tanto:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}} (\text{mol})}{V_{\text{disolución}} (\text{L})} = \frac{4,802}{0,500} = 9,60 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

c) Por último, la molalidad vendrá dada por:


$$m = \frac{n_{\text{soluto}} (\text{mol})}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})}$$

Como $m_{\text{HNO}_3} = 302,6 \text{ g}$, la masa de agua será:

$$m_{\text{agua}} = 756,5 - 302,6 = 453,9 \text{ g} \approx 0,454 \text{ kg}$$

Por tanto:

$$m = \frac{4,802}{0,454} = 10,58 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

10  A partir de lo que has aprendido sobre solubilidad de sólidos en líquidos, diseña una práctica de laboratorio en la que el objetivo sea dibujar las gráficas de solubilidad de, al menos, tres compuestos distintos. Para ello, haz un guion de laboratorio en el que se incluyan el título, la introducción, los objetivos, el material, el procedimiento, los resultados y su discusión, y las conclusiones.

Respuesta abierta.

6 PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

CE.1.1. (EA.1.1.1.-1.1.2.-1.1.5.) CE.2.4. (EA.2.4.1.)

Página 77

- 11** Una disolución comercial de ácido nítrico tiene una concentración del 65% en masa y una densidad de 1,45 g/mL. Calcula el volumen necesario para preparar 125 mL de disolución 0,5 M.

Seguimos el procedimiento del texto. En primer lugar, calculamos la cantidad de sustancia de soluto que hace falta:

$$M_{\text{HNO}_3} = \frac{n}{V} \rightarrow n = M \cdot V = 0,5 \cdot 0,125 = 0,0625 \text{ mol}$$

$$m_{\text{HNO}_3} = n \cdot M (\text{HNO}_3) = 0,0625 \cdot 63,012 = 3,938 \text{ g}$$

donde hemos tenido en cuenta que:

$$M (\text{HNO}_3) = 63,012 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Como la disolución comercial tiene una concentración del 65 % en masa, tomamos:

$$\frac{100 \text{ g de disolución}}{65 \text{ g de HNO}_3} = \frac{m_{\text{disolución}}}{3,938 \text{ g de HNO}_3} \rightarrow m_{\text{disolución}} = 6,06 \text{ g de HNO}_3$$

Puesto que conocemos la densidad de la disolución comercial, ya podemos calcular el volumen que necesitamos:

$$V_{\text{disolución}} = \frac{m_{\text{disolución}}}{d} = \frac{6,06}{1,45} = 4,18 \text{ mL}$$

- 12** Indica el procedimiento para preparar 100 mL de una disolución 0,8 M de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). Si se quieren disolver 1,5 g de esta sustancia, ¿qué volumen de disolución se ha de tomar?

El que la concentración sea 0,8 M indica que cada litro de disolución contiene 0,8 mol de soluto. Por lo tanto:

$$n = M \cdot V = 0,8 \cdot 0,1 = 0,08 \text{ mol}$$

Como la masa molar de la glucosa es 180,156 g/mol, necesitaremos:

$$m = n \cdot M (\text{glucosa}) = 0,08 \cdot 180,156 = 14,41 \text{ g}$$


El procedimiento es el de las fotografías que acompañan al texto de la unidad, pesando 14,41 g de soluto y usando un matraz aforado de 100 mL.

Se necesitan 1,5 g de glucosa, esto es:

$$n = \frac{m}{M (\text{glucosa})} = \frac{1,5}{180,156} = 8,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Por lo tanto, habrá que tomar un volumen de disolución:

$$V = \frac{n}{M} = \frac{8,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} \approx 0,01 \text{ L} = 10 \text{ mL}$$

- 13**  Las bebidas carbonatadas (refrescos) o el oxígeno disuelto en el agua del mar son ejemplos de disoluciones de un gas en un líquido. Busca información sobre cómo preparar una disolución de este tipo en el laboratorio y comparte tu propuesta con el resto de la clase. ¿Qué ocurriría si en vez de disolverse O_2 en agua fuera CO_2 el que lo hiciera? Utiliza la técnica de **Sumamos**.

En anayaeducacion.es, su alumnado puede consultar el documento que explica cómo aplicar la técnica de aprendizaje cooperativo «Sumamos».

Respuesta abierta.

7 PROPIEDADES COLIGATIVAS

CE.1.1. (EA.1.1.1.-1.1.2.-1.1.5.) **CE.2.5.** (EA.2.5.1.-2.5.2.)

Página 79

- 14** Calcula la masa de urea que hay en 250 g de agua si la presión de vapor del agua pura es de 24,00 mmHg, y la de una disolución acuosa de urea es de 22,87 mmHg.

Dato: M (urea) = 60,07 g/mol

La disminución de la presión de vapor es:

$$\Delta p = 24,00 - 22,87 = 1,13 \text{ mmHg}$$

Por tanto, la fracción molar será:

$$\Delta p = p^\circ \cdot X_s \rightarrow X_s = \frac{\Delta p}{p^\circ} = \frac{1,13}{24,00} = 0,0471$$

250 g de agua corresponden a una cantidad de sustancia:

$$\frac{250,000}{18,015} = 13,88 \text{ mol de agua}$$

A partir de aquí, ya podemos calcular la cantidad de sustancia de urea:

$$0,0471 = \frac{n_{\text{urea}}}{n_{\text{urea}} + 13,88} \rightarrow 0,0471 \cdot n_{\text{urea}} + 0,6538 = n_{\text{urea}}$$

$$0,9529 \cdot n_{\text{urea}} = 0,6538 \rightarrow n_{\text{urea}} = 0,6861 \text{ mol}$$

Y la masa será:

$$m = n \cdot M = 0,6861 \cdot 60,07 = 41,21 \text{ g}$$

- 15** La presión de vapor de una disolución, de 100 g de sacarosa en 200 g de agua a una temperatura de 25 °C, es de 23,17 mmHg. Determina la masa molecular de la sacarosa. Si se disuelven 200 g de sacarosa en 100 g agua, ¿cuál será la presión de vapor de esta disolución a 40 °C?

Dato: p° (agua a 40 °C) = 55,32 mmHg

La presión de vapor del agua pura a 25 °C es de 23,78 mmHg. Como la presión de vapor de la disolución a esa misma temperatura es de 23,17 mmHg, la variación habrá sido de:

$$\Delta p = 23,78 - 23,17 = 0,61 \text{ mmHg}$$

A partir de este dato, podemos calcular la fracción molar de sacarosa:

$$\Delta p = p^\circ \cdot X_s \rightarrow X_s = \frac{\Delta p}{p^\circ} = \frac{0,61}{23,78} = 0,0257$$

Como tenemos 200 g de agua:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{200,00}{18,015} = 11,10 \text{ mol}$$

Con esta información, ya podemos obtener la cantidad de sustancia de sacarosa:

$$0,0257 = \frac{n_{\text{sacarosa}}}{n_{\text{sacarosa}} + 11,10} \rightarrow n_{\text{sacarosa}} = 0,2928 \text{ mol}$$

Dado que el enunciado dice que teníamos 100 g de sacarosa, la masa molar será:

$$n_{\text{sacarosa}} = \frac{m}{M(\text{sacarosa})}$$

$$M(\text{sacarosa}) = \frac{m}{n_{\text{sacarosa}}} = \frac{100}{0,2928} = 341,53 \text{ g/mol}$$

y la masa molecular:

$$m(\text{sacarosa}) = 341,53 m_u$$

que, como vemos, es muy cercano al valor real: 342,34 m_u .

Si disolvemos 200 g de sacarosa en 100 g de agua, tendremos (usando el valor real de la masa molar):

$$n_{\text{sacarosa}} = \frac{m}{M(\text{sacarosa})} = \frac{200,00}{342,34} = 0,5842 \text{ mol}$$

$$n_{\text{agua}} = \frac{m}{M(\text{agua})} = \frac{100,00}{18,015} = 5,5509 \text{ mol}$$


$$X_s = \frac{0,5842}{0,5842 + 5,5509} = 0,0958$$

Por tanto:

$$\Delta p = p^\circ \cdot X_s = 55,32 \cdot 0,0958 = 5,30 \text{ mmHg}$$

Y la presión de vapor será:

$$p = 55,32 - 5,30 = 50,02 \text{ mmHg}$$

16  **La volatilidad de una sustancia es una medida de su tendencia a abandonar la fase líquida para pasar a la fase gaseosa. La volatilización es el principal tipo de emisión atmosférica en la mayoría de los terrenos en los que existen vertidos tóxicos y estaciones de servicio. Infórmate sobre este hecho y propón alguna solución para paliarlo. Utiliza la técnica Solución a cuatro.**

Le sugerimos que recuerde a su alumnado que en anayaeducacion.es dispone de un documento que explica cómo aplicar la técnica de desarrollo del pensamiento «Solución a cuatro», sugerida para resolver esta actividad.

Respuesta abierta.

- 17** Cuando se disuelven 20 g de glucosa en 60 mL de agua, se observa que la disolución congela a una temperatura de $-3,44\text{ }^{\circ}\text{C}$. Calcula la masa molecular del soluto y la temperatura de ebullición de la disolución.

La temperatura de congelación del agua pura es de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Por tanto, el descenso crioscópico es: $\Delta T_c = 3,44\text{ }^{\circ}\text{C}$. Dado que la constante crioscópica del agua es: $K_c = 1,86\text{ }^{\circ}\text{C} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{kg}$, tendremos:

$$\Delta T_c = K_c \cdot m \rightarrow m = \frac{\Delta T_c}{K_c} = \frac{3,44}{1,86} = 1,85\text{ mol/kg}$$

Por otro lado, se dice que se utilizan 60 mL de agua. Suponiendo una densidad $d_{\text{agua}} = 1\text{ g/cm}^3$, tendremos una masa $m = 60\text{ g} = 0,060\text{ kg}$, con lo que ya podemos obtener la cantidad de sustancia de glucosa:

$$m = \frac{n_{\text{glucosa}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow n_{\text{glucosa}} = m \cdot m_{\text{H}_2\text{O}} = 1,85 \cdot 0,060 = 0,111\text{ mol}$$

Como se utilizan 20 g de glucosa, la masa molar será:

$$n_{\text{glucosa}} = \frac{m_{\text{glucosa}}}{M(\text{glucosa})} \rightarrow M(\text{glucosa}) = \frac{m_{\text{glucosa}}}{n_{\text{glucosa}}} = \frac{20}{0,111} = 180,18\text{ g/mol}$$

Valor que coincide con el que se puede calcular a partir de la fórmula molecular $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Por tanto, la masa molar será $180,18\text{ g/mol}$. Como se puede comprobar, este método sirve para determinar masas moleculares de sustancias desconocidas con bastante precisión.

Por otra parte, el aumento ebulloscópico vendrá dado por:

$$\Delta T_e = K_e \cdot m = 0,512 \cdot 0,111 \approx 0,06\text{ }^{\circ}\text{C}$$

Así que, la temperatura de ebullición de la disolución será: $T_e = 100,06\text{ }^{\circ}\text{C}$.

- 18** Para prevenir los riesgos que provocan las heladas en la circulación, se añade sal en las carreteras. ¿Cuánta sal habrá que mezclar con medio kilogramo de agua para que disminuya la temperatura de congelación a $-12\text{ }^{\circ}\text{C}$?

La temperatura de congelación del agua pura es de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. El descenso crioscópico es: $\Delta T_c = 12\text{ }^{\circ}\text{C}$. Sabiendo que la constante crioscópica del agua es: $K_c = 1,86\text{ }^{\circ}\text{C} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{kg}$, tendremos:

$$\Delta T_c = K_c \cdot m \rightarrow m = \frac{\Delta T_c}{K_c} = \frac{12}{1,86} = 6,45\text{ mol/kg}$$

Así pues, la cantidad de sustancia de cloruro sódico que será necesaria vendrá dada por:


$$m = \frac{n_{\text{sal}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow n_{\text{sal}} = m \cdot m_{\text{H}_2\text{O}} = 6,45 \cdot 0,5 = 3,23\text{ mol}$$

Sabiendo que la masa fórmula del cloruro sódico es:

$$M(\text{NaCl}) = 58,439\text{ g/mol}$$

Finalmente, tendremos la masa de sal necesaria:

$$m_{\text{sal}} = n_{\text{sal}} \cdot M(\text{NaCl}) = 3,23 \cdot 58,439 = 188,76\text{ g}$$

- 19**  Busca qué es un anticongelante y su composición. ¿Para qué se utiliza en los coches? Utiliza la técnica de **Las 6 W**.

Recuerde a su alumnado que en el banco de recursos de anayaeducacion.es podrá consultar un documento que explica cómo aplicar la técnica «Las 6 W».

Respuesta abierta.

- 20** Calcula la presión osmótica que ejercerá medio litro de una disolución que contiene 25 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, a $40\text{ }^\circ\text{C}$. ¿Cuál es la altura de una columna de mercurio que ejerciera esa misma presión? Dato: $d_{\text{Hg}} = 13,69\text{ g/cm}^3$.

La masa molar de la glucosa es:

$$M(C_6H_{12}O_6) = 6 \cdot 12,011 + 12 \cdot 1,008 + 6 \cdot 15,999 = 180,156\text{ g/mol}$$

Por tanto, la molaridad será:

$$n = \frac{25,00}{180,156} = 0,139\text{ mol} \rightarrow M = \frac{0,139}{0,500} = 0,278\text{ mol/L}$$

Sustituyendo estos datos en la ecuación de Van't Hoff, obtenemos:

$$\pi = M \cdot R \cdot T = 0,278 \cdot 0,082 \cdot (40 + 273) = 7,14\text{ atm}$$

Recordemos la equivalencia entre atmósferas y milímetros de mercurio:

$$760\text{ mmHg} = 1\text{ atm}$$

Por lo tanto:

$$\pi = 7,14\text{ atm} \cdot \frac{760\text{ mmHg}}{1\text{ atm}} \approx 5426\text{ mmHg}$$

Así pues, haría falta una columna de mercurio de unos 5,43 metros de altura para obtener esa misma presión.

- 21** Se sabe que 0,50 L de una cierta disolución, que contiene 10 g de un soluto desconocido, ejerce una presión osmótica capaz de contrarrestar la presión de una columna de mercurio de 1079 mm de altura. ¿De qué soluto se trata: de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) o de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{12}$)?

Dado que la disolución es capaz de contrarrestar la presión ejercida por una columna de 1079 mm de mercurio, tendremos que la presión osmótica es:

$$\pi = 1079\text{ mmHg} \cdot \frac{1\text{ atm}}{760\text{ mmHg}} \approx 1,420\text{ atm}$$

A partir de este dato podemos obtener la concentración de la disolución:

$$\pi = M \cdot R \cdot T \rightarrow M = \frac{\pi}{R \cdot T} = \frac{1,420}{0,082 \cdot (25 + 273)} = 0,058\text{ mol/L}$$

Por tanto, la cantidad de sustancia de soluto presente en la disolución será:

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = M \cdot V = 0,058 \cdot 0,500 = 0,029\text{ mol}$$

Y como se dice que esta contiene 10 g de dicha sustancia, su masa molar será:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow M = \frac{m}{n} = \frac{10,000}{0,029} = 344,83\text{ g/mol}$$

Valor mucho más cercano al de la sacarosa, 342,34 g/mol, que al de la glucosa, 180,17 g/mol. Luego se trata de la primera de ellas.

TRABAJA CON LO APRENDIDO

CE.1.1. (EA.1.1.1.-1.1.2.-1.1.5.-1.1.6.) CE.1.2. (EA.1.2.1.-1.2.2.) CE.2.2. (EA.2.2.1.-2.2.2.-2.2.3.) CE.2.4. (EA.2.4.1.) CE.2.5. (EA.2.5.1.-2.5.2.)

Página 86

Estados de agregación. Leyes de los gases

- 1** Calcula la masa de amoníaco que hay en un recipiente de 2,55 L a 30 °C y 725 mmHg. Si se añaden 25 g de amoníaco, sin modificar la presión ni la temperatura, ¿qué volumen ocupará ahora el gas?

En primer lugar, calculamos el número de moles de amoníaco que hay en el recipiente utilizando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p = 725 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,9540 \text{ atm}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,9540 \cdot 2,55}{0,082 \cdot (30 + 273)} = 0,098 \text{ mol}$$

Como la masa molar del amoníaco es de 17,031 g/mol, la masa de dicha sustancia que habrá en el recipiente será:

$$m = n \cdot M = 0,098 \cdot 17,031 = 1,669 \text{ g}$$

Si se añaden 25 g, la masa será ahora de 26,669 g, y la cantidad de sustancia:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{26,669}{17,031} = 1,566 \text{ mol}$$

Como no cambian ni p ni T , podemos utilizar la ley de Avogadro para calcular el volumen:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \rightarrow V_2 = V_1 \cdot \frac{n_2}{n_1} = 2,55 \cdot \frac{1,566}{0,098} = 40,75 \text{ L}$$

- 2** Un recipiente de 5 L contiene oxígeno a 0 °C. La presión en su interior es de 1000 mmHg. Calcula la masa de oxígeno y el volumen que ocuparía en condiciones normales.

Como la presión es:

$$p = 1000 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 1,316 \text{ atm}$$

Utilizando la ecuación de estado de los gases ideales, obtenemos:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,316 \cdot 5}{0,082 \cdot 273} = 0,294 \text{ mol}$$

Dado que la masa molar del oxígeno es 31,998 g/mol, la masa de dicha sustancia contenida en el recipiente será:

$$m = n \cdot M = 0,294 \cdot 31,998 = 9,405 \text{ g}$$

En condiciones normales, 1 mol de sustancia ocupa 22,4 L. Por tanto:

$$V = n \cdot V_m = 0,294 \cdot 22,4 = 6,586 \text{ L}$$

- 3** Se tiene un gas, inicialmente en condiciones normales.

- a) Si se aumenta su temperatura hasta los 100 °C, manteniendo constante el volumen, ¿qué presión tendrá entonces?
- b) Posteriormente, se disminuyen tanto la presión como el volumen a la mitad. Calcula la temperatura que ha de tener el gas al final del proceso.

- a) Inicialmente, el gas se encuentra en condiciones normales, $p = 1 \text{ atm}$, $T = 0 \text{ °C}$. Como aumenta la temperatura manteniendo constante el volumen, podemos usar la 2.ª ley de Charles-Gay Lussac:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \rightarrow p_2 = \frac{T_2}{T_1} \cdot p_1 = \frac{373}{273} \cdot 1 = 1,366 \text{ atm}$$

- b) Ahora disminuyen tanto la presión como el volumen a la mitad. Usando la ley combinada de los gases y teniendo en cuenta que $p_2/p_1 = 1/2$ y $V_2/V_1 = 1/2$:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow T_2 = T_1 \cdot \underbrace{\frac{p_2}{p_1}}_{=1/2} \cdot \underbrace{\frac{V_2}{V_1}}_{=1/2} = \frac{373}{4} = 93,25 \text{ K} = -179,75 \text{ °C}$$

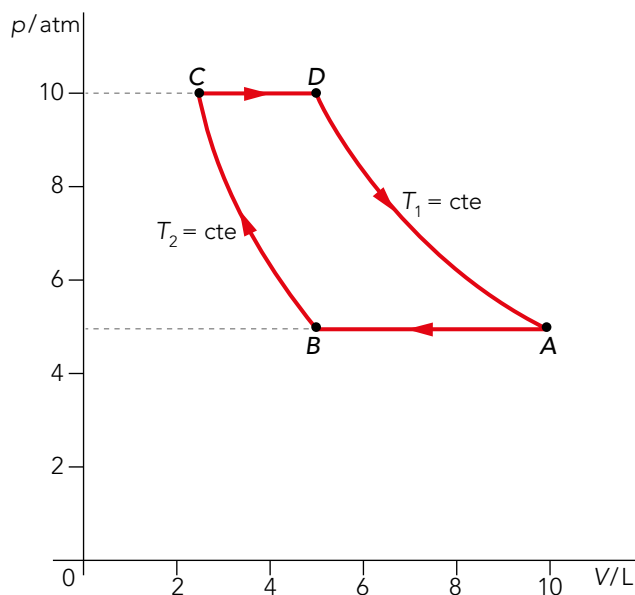
- 4 Inicialmente, un neumático se encuentra a una temperatura de 15 °C y a 2,2 atm de presión. Después de estar conduciendo un tiempo, su temperatura aumenta hasta los 55 °C. Si el volumen no se ha modificado, ¿cuál será su presión? ¿Por qué es conveniente comprobar la presión de los neumáticos en frío?**

Como el volumen del neumático permanece constante, usamos la 2.ª ley de Carles-Gay-Lussac:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \rightarrow p_2 = p_1 \cdot \frac{T_2}{T_1} = 2,2 \text{ atm} \cdot \frac{(55 + 273) \text{ K}}{(15 + 273) \text{ K}} = 2,51 \text{ atm}$$

Se recomienda medir la presión de los neumáticos cuando están aún fríos porque si lo hiciéramos después de un tiempo de conducción, veríamos que es superior a la recomendada. Entonces, si sacamos aire en caliente y dejamos la presión en la recomendada por el fabricante (por ejemplo, a 2,2 atm), al parar el coche y enfriarse, esta disminuirá por debajo del nivel que debería tener, causando daños en los neumáticos. Por ejemplo, si a 55 °C queremos dejar la presión a 2,2 atm, cuando se enfríen, digamos, a 15 °C, esta habrá descendido hasta 1,9 atm.

- 5 Un cierto gas ideal describe el ciclo ABCD que se muestra en la figura siguiente.**



Calcula los valores de presión, temperatura y volumen correspondientes a esos cuatro puntos a partir de los datos mostrados en la gráfica y de los siguientes valores: $p(A) = 5 \text{ atm}$, $T(A) = 60 \text{ °C}$ $V(B) = 5 \text{ L}$.

Observamos la gráfica, donde el gas recorre el ciclo ABCD.

Los datos en el **punto A** son los siguientes: $V(A) = 10 \text{ L}$; $p(A) = 5 \text{ atm}$; $T(A) = 60 \text{ °C} = 333 \text{ K}$

Punto B:

Como la presión en el tramo AB es constante y el volumen es 5 L, tenemos:

$$V(B) = 5 \text{ L}; \quad p(B) = 5 \text{ atm}$$

Para determinar la temperatura, aplicamos la 1.ª ley de Charles – Gay Lussac:

$$\frac{V(A)}{T(A)} = \frac{V(B)}{T(B)} \rightarrow T(B) = T(A) \cdot \frac{V(B)}{V(A)} = 333 \cdot \frac{5}{10} = 166,5 \text{ K} = -106,5 \text{ }^\circ\text{C}$$

Punto C:

La temperatura a lo largo del tramo BC es constante, por lo que ya tenemos:

$$p(C) = 10 \text{ atm}; \quad T(C) = 166,5 \text{ K}$$

Para calcular el volumen en C, usamos la ley de Boyle:

$$p(C) \cdot V(C) = p(B) \cdot V(B) \rightarrow V(C) = V(B) \cdot \frac{p(B)}{p(C)} = 5 \cdot \frac{5}{10} = 2,5 \text{ L}$$

Punto D:

Como el tramo CD es a presión constante, ya sabemos que:

$$p(D) = 10 \text{ atm}$$

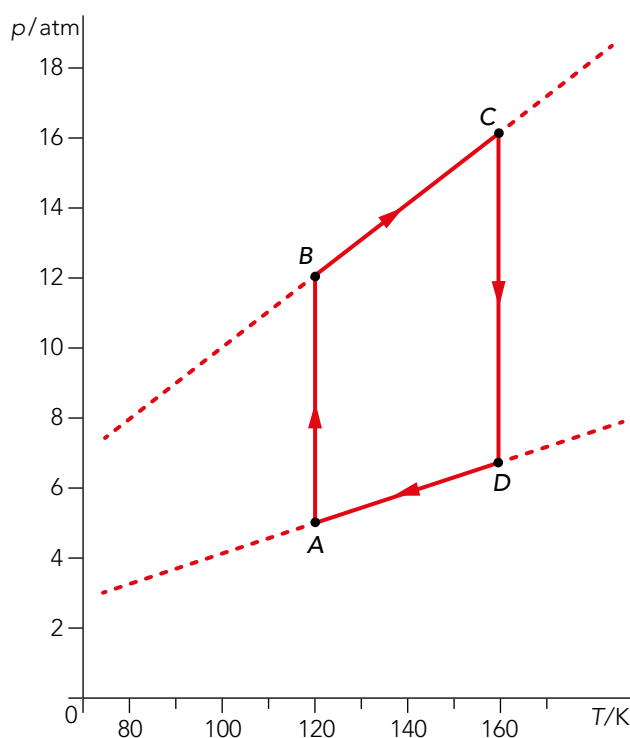
Por otra parte, como $T(D) = T(A)$, tenemos:

$$T(D) = 60 \text{ }^\circ\text{C} = 333 \text{ K}$$

Para calcular el volumen utilizamos la 1.ª ley de Charles – Gay Lussac:

$$\frac{V(C)}{T(C)} = \frac{V(D)}{T(D)} \rightarrow V(D) = V(C) \cdot \frac{T(D)}{T(C)} = 2,5 \cdot \frac{333}{166,5} = 5 \text{ L}$$

6 Un mol de un gas ideal describe el ciclo ABCD que se muestra en la figura siguiente:



Calcula los valores de presión, temperatura y volumen correspondientes a esos cuatro puntos a partir de los datos mostrados en la gráfica, sabiendo que $p(A) = 5 \text{ atm}$.

Observando la gráfica:

Punto A:

Los datos en el punto A son los siguientes:

$$p(A) = 5 \text{ atm}; \quad T(A) = 120 \text{ K}$$

Como nos dicen que tenemos 1 mol de sustancia, podemos calcular el volumen:

$$V(A) = \frac{n \cdot R \cdot T(A)}{p(A)} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 120}{5} = 1,968 \text{ L}$$

Punto B:

Como la temperatura en el tramo AB es constante, y la presión es de 12 atm, tenemos:

$$p(B) = 12 \text{ atm}; \quad T(B) = 120 \text{ K}$$

Para determinar el volumen aplicamos la ley de Boyle:

$$p(A) \cdot V(A) = p(B) \cdot V(B) \rightarrow V(B) = V(A) \cdot \frac{p(A)}{p(B)} = 1,968 \cdot \frac{5}{12} = 0,820 \text{ L}$$

O bien utilizamos la ecuación de estado de los gases ideales:

$$V(B) = \frac{n \cdot R \cdot T(B)}{p(B)} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 120}{12} = 0,820 \text{ L}$$

Punto C:

En este punto tenemos:

$$p(C) = 16 \text{ atm}; \quad T(C) = 160 \text{ K}$$

Para calcular el valor de $V(C)$, vamos a utilizar la ley combinada de los gases ideales:

$$\begin{aligned} \frac{p(B) \cdot V(B)}{T(B)} &= \frac{p(C) \cdot V(C)}{T(C)} \rightarrow V(C) = V(B) \cdot \frac{T(C)}{T(B)} \cdot \frac{p(B)}{p(C)} = \\ &= 0,820 \cdot \frac{160}{120} \cdot \frac{12}{16} = 0,820 \text{ L} \end{aligned}$$

También podríamos haber empleado la ecuación de estado de los gases ideales, ya que sabemos que hay 1 mol de gas:

$$V(C) = \frac{n \cdot R \cdot T(C)}{p(C)} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 160}{16} = 0,820 \text{ L}$$

E incluso, más fácilmente, basta con tener en cuenta que la recta que pasa por los puntos B y C viene dada por la 2.ª ley de Charles-Gay Lussac, por lo que el proceso BC es a volumen constante:

$$V(C) = V(B) = 0,820 \text{ L}$$

Punto D:

En este punto tenemos:

$$T(D) = 160 \text{ K}$$

Observa que está conectado con el punto A mediante una recta, por lo que la relación entre A y D viene dada por la 2.ª ley de Charles-Gay Lussac:

$$V(D) = V(A) = 1,968 \text{ L}$$

$$\frac{p(A)}{T(A)} = \frac{p(D)}{T(D)} \rightarrow p(D) = p(A) \cdot \frac{T(D)}{T(A)} = 5 \text{ atm} \cdot \frac{160 \text{ K}}{120 \text{ K}} = 6,667 \text{ atm}$$

Podemos comprobar que este valor es correcto empleando la ley de Boyle entre los puntos C y D:

$$p(D) \cdot V(D) = p(C) \cdot V(C) \rightarrow V(D) = V(C) \cdot \frac{p(C)}{p(D)} = 0,820 \text{ L} \cdot \frac{16 \text{ atm}}{6,667 \text{ atm}} = 1,968 \text{ L}$$

7 Comprueba que el cociente $(p \cdot M)/(R \cdot T)$ tiene dimensión de densidad.

Partimos de las dimensiones de cada una de las magnitudes:

$$[p] = \left[\frac{F}{S} \right] = \frac{M \cdot L}{T^2} \cdot \frac{1}{L^2} = \frac{M}{L \cdot T^2}$$

$$[M] = \left[\frac{m}{n} \right] = \frac{M}{N}$$

Observa que M , en cursiva, es la masa molar del gas, mientras que M , sin cursiva, es la dimensión de la masa.

$$[R] = \frac{[p] \cdot [V]}{[T] \cdot [n]} = \frac{M}{L \cdot T^2} \cdot L^3 \cdot \frac{1}{\theta \cdot N} = \frac{M \cdot L^2}{T^2 \cdot \theta \cdot N}$$

$$[T] = \theta$$

Por tanto:

$$\left[\frac{p \cdot M}{R \cdot T} \right] = \frac{M}{L \cdot T^2} \cdot \frac{M}{N} \cdot \frac{T^2 \cdot \theta \cdot N}{M \cdot L^2} \cdot \frac{1}{\theta} = \frac{M}{L^3}$$

Como vemos, efectivamente, el cociente tiene dimensión de densidad.

8 Al quemar una cierta cantidad de etileno se obtienen 4,4626 g de CO₂ y 0,9136 g de H₂O. Sabiendo que su densidad a 50 °C y 2 atm es de 0,00197 g/cm³, determina su fórmula molecular.

En primer lugar, determinamos la masa de cada uno de los elementos presentes en la muestra. Como se trata de un compuesto orgánico, todo su carbono termina formando parte del CO₂, y todo su hidrógeno pasa al H₂O.

La masa molecular del CO₂ es 44,009 g/mol, de los que 12,011 g/mol corresponden al C. Por tanto:

$$\frac{44,009 \text{ g de CO}_2}{12,011 \text{ g de C}} = \frac{4,4626 \text{ g de CO}_2}{m_C} \rightarrow m_C = 1,2179 \text{ g de C}$$

Por otro lado, la masa molar del H₂O es 18,015 g/mol, de los que 2,016 g/mol corresponden al H. Por tanto:

$$\frac{18,015 \text{ g de H}_2\text{O}}{2,016 \text{ g de H}} = \frac{0,9136 \text{ g de H}_2\text{O}}{m_H} \rightarrow m_H = 0,1022 \text{ g de H}$$

A continuación, calculamos el número de moles que había de C y de H en la muestra original de etileno:

$$n_C = \frac{1,2179 \text{ g de C}}{12,011 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,1014 \text{ mol de C}$$

$$n_H = \frac{0,1022 \text{ g de H}}{1,008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,1014 \text{ mol de H}$$

Por tanto, la fórmula empírica es CH, y su masa fórmula es 13,019 u. Para determinar su masa molar, vamos a utilizar el dato de la densidad:

$$d = 0,00197 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} = 1,97 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1,97 \cdot 0,082 \cdot (50 + 273)}{2} = 26,089 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Por tanto, el número de veces que la fórmula molecular contiene a la fórmula empírica será:

$$\frac{26,089}{13,019} \approx 2$$

Así que, la fórmula del etileno será: C_2H_2 .

- 9 Al quemar una cierta cantidad de una sustancia que contiene únicamente C, H y N, se obtienen 2,4000 g de CO_2 , 1,4731 g de H_2O y 0,8236 g de NO_2 . Sabiendo que, a $350\text{ }^\circ\text{C}$ y $1,5\text{ atm}$, 10 g de este gas ocupan un volumen de 5,76 L, determina su fórmula molecular.**

En primer lugar, determinamos la masa de cada uno de los elementos presentes en la muestra. Como se trata de un compuesto orgánico, todo su carbono termina formando parte del CO_2 , todo su hidrógeno pasa al H_2O , y todo el nitrógeno termina en forma de NO_2 .

La masa molar del CO_2 es 44,009 g/mol, de los que 12,011 g/mol corresponden al C. Por tanto:

$$\frac{44,009\text{ g de }CO_2}{12,011\text{ g de C}} = \frac{2,4000\text{ g de }CO_2}{m_C} \rightarrow m_C = 0,6550\text{ g de C}$$

Por otro lado, la masa molar del H_2O es 18,015 g/mol, de los que 2,016 g/mol corresponden al H. Por tanto:

$$\frac{18,015\text{ g de }H_2O}{2,016\text{ g de M}} = \frac{1,4731\text{ g de }H_2O}{m_H} \rightarrow m_H = 0,1648\text{ g de H}$$

Por último, la masa molar del NO_2 es 46,005 g/mol, de los que 14,007 g/mol corresponden al N. Por tanto:

$$\frac{46,005\text{ g de }NO_2}{14,007\text{ g de N}} = \frac{0,8236\text{ g de }NO_2}{m_N} \rightarrow m_N = 0,2545\text{ g de N}$$

A continuación, calculamos la cantidad de sustancia de C, H y N que había en la muestra original:

$$n_C = \frac{0,6550\text{ g de C}}{12,011\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,0545\text{ mol de C}$$

$$n_H = \frac{0,1648\text{ g de H}}{1,008\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,1635\text{ mol de H}$$

$$n_N = \frac{0,2545\text{ g de N}}{14,007\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,0182\text{ mol de N}$$

Dividiendo entre el menor, obtenemos:

$$C \rightarrow \frac{0,0545}{0,0182} \approx 3; \quad H \rightarrow \frac{0,1635}{0,0182} \approx 9; \quad N \rightarrow \frac{0,0182}{0,0182} = 1$$

Por tanto, la fórmula empírica es C_3H_9N , y su masa fórmula 59,112 u. Para determinar su masa molar, vamos a utilizar el dato proporcionado sobre la densidad. En primer lugar, a $350\text{ }^\circ\text{C}$ y $1,5\text{ atm}$ será:

$$d = \frac{10\text{ g}}{5,76\text{ L}} = 1,736\text{ g/L}$$

A partir de ese valor, determinamos la masa molar:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1,736 \cdot 0,082 \cdot (350 + 273)}{1,5} = 59,124\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Por tanto, la fórmula empírica coincide con la molecular: se trata del C_3H_9N .

- 10** Al quemar 1,1 g de propanol, se obtienen 1,270 L de CO_2 y 1,690 L de H_2O , ambos gaseosos y medidos a 1,5 atm y 150 °C. Sabiendo que 2,0 g de propanol ocupan, a 0,98 atm y 127 °C, un volumen de 1,114 L, determina su fórmula molecular.

En primer lugar, determinamos la cantidad de carbono e hidrógeno que tenía la muestra original. En este caso, no se nos proporciona la cantidad en gramos de CO_2 y H_2O , sino que se nos dan otros datos para obtener las cantidades de sustancia de C y de H. Veamos cómo proceder para extraer esa información. Usaremos la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{1,5 \cdot 1,270}{0,082 \cdot (150 + 273)} = 0,0549 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1,5 \cdot 1,690}{0,082 \cdot (150 + 273)} = 0,0731 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}$$

Como 1 mol de CO_2 contiene 1 mol de C y 1 mol de H_2O contiene 2 moles de H, ya tenemos las cantidades de C y H que había en la muestra original de propanol:

$$n_{\text{C}} = 0,0549 \text{ mol} \rightarrow m_{\text{C}} = 0,0549 \cdot 12,011 = 0,6594 \text{ g de C}$$

$$n_{\text{H}} = 2 \cdot 0,0731 = 0,1462 \text{ mol} \rightarrow m_{\text{H}} = 0,1462 \cdot 1,008 = 0,1474 \text{ g de H}$$

Y, finalmente, podemos calcular la masa de oxígeno:

$$m_{\text{O}} = 1,1000 - 0,6594 - 0,1474 = 0,2932 \text{ g de O}$$

De donde obtenemos su cantidad de sustancia:

$$n_{\text{O}} = \frac{0,2932}{15,999} = 0,0183$$

Ahora que ya tenemos la cantidad de sustancia de C, H, y O, dividimos entre la menor de ellas para calcular la proporción entre el número de átomos que forman parte de la molécula:

$$\text{C} \rightarrow \frac{0,0549}{0,0183} = 3; \quad \text{H} \rightarrow \frac{0,1474}{0,0183} \approx 8; \quad \text{O} \rightarrow \frac{0,0183}{0,0183} = 1$$

Luego la fórmula empírica de la sustancia será: $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$. Su masa fórmula es:

$$M(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}) = 3 \cdot 12,011 + 8 \cdot 1,008 + 1 \cdot 15,999 = 60,096 \text{ g/mol}$$

Vamos a determinar ahora la fórmula molecular. Se dice que 2 g de propanol a 0,98 atm de presión y a una temperatura de 127 °C ocupan 1,114 L. Luego la densidad será:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{2,000}{1,114} = 1,795 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Y ahora, a partir de la ecuación de estado de los gases ideales:

$$d = \frac{M \cdot p}{R \cdot T} \rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1,795 \cdot 0,082 \cdot (127 + 273)}{0,98} = 60,078 \text{ g/mol}$$

Como podemos comprobar, la masa molar coincide, dentro de los errores de redondeo, con la masa fórmula. Así pues, la fórmula molecular del propanol será $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.

- 11** Un gas tiene la siguiente composición centesimal: 81,68% de C y 18,32% de H. Si su densidad molar a 1,25 atm y 25 °C es de 2,26 g/L, determina su fórmula molecular.

Parte de este ejercicio ya se resolvió en la unidad anterior. Repasémoslo.

De la composición centesimal se calcula la masa de C y H presente en 100 g de compuesto. Dividiendo entre las masas molares respectivas, obtenemos la cantidad de sustancia de cada uno de ellos:

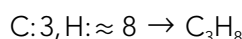
$$n_C = \frac{81,68 \text{ g de C}}{12,011 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 6,800 \text{ mol de C}$$

$$n_H = \frac{18,32 \text{ g de H}}{1,008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 18,175 \text{ mol de H}$$

Dividiendo entre el menor valor, podemos obtener la relación entre el número de átomos, lo que nos da la fórmula empírica:

$$\text{C} \rightarrow \frac{6,800}{6,800} = 1; \quad \text{H} \rightarrow \frac{18,175}{6,800} = 2,67$$

Como podemos ver, no obtenemos dos números enteros. Pero si multiplicamos ambos por 3, ya tendríamos:



Su masa fórmula es:

$$M(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \cdot 12,011 + 8 \cdot 1,008 = 44,097 \text{ g/mol}$$

Hasta aquí todo ha sido igual que antes. Ahora, aunque no conocemos la densidad molar en condiciones normales, podemos extraer la masa molar mediante la relación:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} = \frac{2,26 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot (25 + 273) \text{ K}}{1,25 \text{ atm}}$$

$$M = 44,180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Como este valor coincide aproximadamente con el de la masa fórmula, ya tenemos que la fórmula empírica es la misma que la molecular.

Página 87

12 La combustión de una muestra de 2,23 g de etanol produce 4,2602 g de CO₂ y 2,6165 g de H₂O. Calcula su fórmula molecular sabiendo que 7,533 g de etanol gaseoso, a 100 °C y 2 atm ocupan 2,5 L.

En primer lugar, determinamos la masa de cada uno de los elementos presentes en la muestra. Como se trata de un compuesto orgánico, todo su carbono termina formando parte del CO₂ y todo su hidrógeno pasa al H₂O.

La masa molar del CO₂ es 44,009 g/mol, de los cuales 12,011 g/mol corresponden al C. Por lo tanto:

$$\frac{44,009 \text{ g de CO}_2}{12,011 \text{ g de C}} = \frac{4,2602 \text{ g de CO}_2}{m_C} \rightarrow m_C = 1,1627 \text{ g de C}$$

Por otro lado, la masa molar del H₂O es 18,015 g/mol, de los cuales 2,016 g/mol corresponden al H. Por tanto:

$$\frac{18,015 \text{ g de H}_2\text{O}}{2,016 \text{ g de H}} = \frac{2,6165 \text{ g de H}_2\text{O}}{m_H} \rightarrow m_H = 0,2928 \text{ g de H}$$

El resto de la masa de etanol que teníamos al principio debe corresponder al oxígeno:

$$m_O = 2,2300 - 1,1627 - 0,2928 = 0,7745 \text{ g de O}$$

A continuación, calculamos la cantidad de sustancia que había de C, H y O en la muestra original de etanol:

$$n_{\text{C}} = \frac{1,1627 \text{ g de C}}{12,011 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,0968 \text{ mol de C}$$

$$n_{\text{H}} = \frac{0,2928 \text{ g de H}}{1,008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,2905 \text{ mol de H}$$

$$n_{\text{O}} = \frac{0,7745 \text{ g de O}}{15,999 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,0484 \text{ mol de O}$$

Dividiendo entre el menor de los valores, obtenemos la proporción entre el número de átomos:

$$\text{C} \rightarrow \frac{0,0968}{0,0484} = 2; \quad \text{H} \rightarrow \frac{0,2905}{0,0484} = 6; \quad \text{O} \rightarrow \frac{0,0484}{0,0484} = 1$$

Por tanto, la fórmula empírica es $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, y su masa fórmula es 46,069 g/mol. Ahora, para determinar su masa molar, empleamos el dato de la densidad:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{7,533 \text{ g}}{2,5 \text{ L}} = 3,013 \text{ g/L}$$

Y a partir de aquí obtenemos:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} = \frac{3,013 \cdot 0,082 \cdot 373}{2} \\ = 46,078 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Vemos que coincide con la masa fórmula, luego la fórmula empírica es la misma que la molecular. Se trata del $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

13 Un recipiente de 10 L a 25 °C contiene 10 g de O_2 y 10 g de N_2 . Calcula la presión parcial de cada gas, así como la presión total que ejerce la mezcla.

En primer lugar, vamos a calcular la cantidad de sustancia de cada gas:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{10,00}{2 \cdot 15,999} = 0,3125 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{10,00}{2 \cdot 14,007} = 0,3570 \text{ mol}$$

Por tanto, la cantidad de sustancia total será:

$$n = n_{\text{O}_2} + n_{\text{N}_2} = 0,6695 \text{ mol}$$

y las fracciones molares:

$$X_{\text{O}_2} = \frac{0,3125}{0,6695} = 0,4668$$

$$X_{\text{N}_2} = \frac{0,3570}{0,6695} = 0,5332$$

La presión total puede obtenerse a partir de la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,6695 \cdot 0,082 \cdot (25 + 273)}{10} = 1,6360 \text{ atm}$$

Como conocemos la presión total, podemos calcular las presiones parciales:

$$p_{\text{O}_2} = X_{\text{O}_2} \cdot p = 0,4668 \cdot 1,6360 \approx 0,764 \text{ atm}$$

$$p_{\text{N}_2} = X_{\text{N}_2} \cdot p = 0,5332 \cdot 1,6360 \approx 0,872 \text{ atm}$$

También podríamos haber calculado primero las presiones parciales con la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,3125 \cdot 0,082 \cdot (25 + 273)}{10} \approx 0,764 \text{ atm}$$

$$p_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,3570 \cdot 0,082 \cdot (25 + 273)}{10} \approx 0,872 \text{ atm}$$

Y a partir de ellas, la presión total:

$$p = p_{\text{O}_2} + p_{\text{N}_2} \approx 1,636 \text{ atm}$$

Como vemos, ambos resultados coinciden.

14 En un recipiente hay 45 g de CO₂ y 60 g de N₂. La presión total es de 500 mmHg. Calcula la presión parcial y la fracción molar de cada gas.

En primer lugar, vamos a calcular la cantidad de sustancia de cada gas:

$$M(\text{CO}_2) = 44,009 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{CO}_2} = \frac{45,00}{44,009} = 1,0225 \text{ mol}$$

$$M(\text{N}_2) = 28,014 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{N}_2} = \frac{60,00}{28,014} = 2,1418 \text{ mol}$$

Por lo tanto, la cantidad de sustancia total será:

$$n = n_{\text{CO}_2} + n_{\text{N}_2} = 3,1643 \text{ mol}$$

y las fracciones molares:

$$X_{\text{CO}_2} = \frac{1,0225}{3,1642} = 0,3232$$


$$X_{\text{N}_2} = \frac{2,1418}{3,1642} = 0,6769$$

Y ahora, como conocemos la presión total, podemos calcular las presiones parciales:

$$p_{\text{CO}_2} = X_{\text{CO}_2} \cdot p = 0,3232 \cdot 500 = 161,60 \text{ mmHg} \approx 21540 \text{ Pa}$$

$$p_{\text{N}_2} = X_{\text{N}_2} \cdot p = 0,6769 \cdot 500 = 338,45 \text{ mmHg} \approx 45112 \text{ Pa}$$

La teoría cinético-molecular. Gases ideales y gases reales

- 15**  La ecuación de estado de los gases ideales constituye una buena aproximación cuando las temperaturas son elevadas y las presiones relativamente bajas. Una de las principales correcciones a dicha ecuación se debe al físico Van der Waals, quien en 1873 propuso la siguiente expresión:

$$\left(p + \frac{a \cdot n^2}{V^2} \right) \cdot (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T$$

donde V es el volumen que ocupan n moles de sustancia, y a y b son constantes características de cada gas.

Rellena una tabla con las presiones, obtenidas mediante la ecuación de los gases ideales y la de Van der Waals, que ejercerían 1,5 mol de aire que ocuparan un volumen de 7,5 L, para las siguientes temperaturas: $-150\text{ }^{\circ}\text{C}$, $-100\text{ }^{\circ}\text{C}$, $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$, $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, $25\text{ }^{\circ}\text{C}$, $50\text{ }^{\circ}\text{C}$. Calcula los errores relativos, en tantos por ciento, entre ambos valores de la presión y discute los resultados. Puedes utilizar una hoja de cálculo para automatizar las operaciones.

Vamos a utilizar, en primer lugar, la ecuación de estado de los gases ideales para determinar las presiones a esas temperaturas:

$$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

Aire - $V = 7,5\text{ L}$; $n = 1,5\text{ mol}$	
$T/^{\circ}\text{C}$	p/atm
-150	$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1,5 \cdot 0,082 \cdot (-150 + 273)}{7,5} = 2,02\text{ atm}$
-100	$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1,5 \cdot 0,082 \cdot (-100 + 273)}{7,5} = 2,84\text{ atm}$
-50	$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1,5 \cdot 0,082 \cdot (-50 + 273)}{7,5} = 3,66\text{ atm}$
0	$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1,5 \cdot 0,082 \cdot (0 + 273)}{7,5} = 4,48\text{ atm}$
25	$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1,5 \cdot 0,082 \cdot (25 + 273)}{7,5} = 4,89\text{ atm}$
50	$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1,5 \cdot 0,082 \cdot (50 + 273)}{7,5} = 5,30\text{ atm}$

Ahora, empleando la ecuación de Van der Waals (hay que tener cuidado y comprobar que todo está en las mismas unidades), tenemos, para una temperatura $T = -150\text{ }^{\circ}\text{C}$:

$$\left(p + \frac{a \cdot n^2}{V^2}\right) \cdot (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T;$$

$$\left(p + 1,4 \cdot \frac{1,5^2}{7,5^2}\right) \cdot (7,5 - 1,5 \cdot 0,039) = 1,5 \cdot 0,082 \cdot (-150 + 273);$$

$$(p + 0,056) \cdot 7,442 = 15,129$$

$$p = \frac{15,129}{7,442} - 0,056 = 1,98\text{ atm}$$

Repetiendo este procedimiento para el resto de temperaturas, obtenemos la siguiente tabla:

Aire - $V = 7,5 \text{ L}$; $n = 1,5 \text{ mol}$		
$T/^{\circ}\text{C}$	$p_{\text{ideal}}/\text{atm}$	$p_{\text{Van der Waals}}/\text{atm}$
-150	2,02	1,98
-100	2,84	2,80
-50	3,66	3,63
0	4,48	4,46
25	4,89	4,87
50	5,30	5,28

La diferencia es mayor cuando disminuye la temperatura, como se aprecia si calculamos los errores relativos. Para ello, tenemos en cuenta las siguientes definiciones:

$$\epsilon_{\text{absoluto}} = |p_{\text{real}} - p_{\text{ideal}}|$$

$$\epsilon_{\text{relativo}} = \frac{\epsilon_{\text{absoluto}}}{p_{\text{real}}} = \frac{|p_{\text{real}} - p_{\text{ideal}}|}{p_{\text{real}}} \rightarrow \epsilon_{\text{relativo}} (\%) = \frac{|p_{\text{real}} - p_{\text{ideal}}|}{p_{\text{real}}} \cdot 100$$

Aire - $V = 7,5 \text{ L}$; $n = 1,5 \text{ mol}$			
$T/^{\circ}\text{C}$	$p_{\text{ideal}}/\text{atm}$	$p_{\text{Van der Waals}}/\text{atm}$	$\epsilon_{\text{relativo}} (\%)$
-150	2,02	1,98	2,03
-100	2,84	2,80	1,20
-50	3,66	3,63	0,75
0	4,48	4,46	0,47
25	4,89	4,87	0,36
50	5,30	5,28	0,27

Vemos que al disminuir la temperatura aumenta la discrepancia entre el comportamiento ideal y el real. Esto se debe a que, para presiones elevadas o temperaturas bajas, fallan las hipótesis sobre las que se basa la TCM para derivar la ecuación de estado de los gases ideales. En particular, esta supone que las partículas están muy alejadas entre sí, por lo que pueden despreciarse las interacciones intermoleculares de corto alcance. Sin embargo, cuando aumenta p o disminuye T , la materia está más concentrada, las partículas se encuentran más cercas unas de otras, y las fuerzas atractivas entre ellas empiezan a manifestarse.

Por otro lado, vemos que la presión real es menor que la ideal, debido al término correctivo $a \cdot n^2/V^2$.

El factor $-n \cdot b$ tiene en cuenta que el volumen de las partículas no es despreciable realmente, por lo que a $V - n \cdot b$ se lo denomina **volumen efectivo del gas**.

Concentración

- 16** Una disolución está formada por 12 g de hidróxido de calcio y 100 g de agua. Sabiendo que la densidad de esta disolución es de $1\,050\text{ kg/m}^3$, calcula la molaridad, la molalidad y la fracción molar del soluto.

Calculemos, en primer lugar, la masa molar del hidróxido de calcio:

$$M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 40,078 + 2 \cdot (15,999 + 1,008) = 74,092\text{ g/mol}$$

Por tanto, la cantidad de sustancia será:

$$n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{12,000}{74,092} = 0,162\,0\text{ mol}$$

Para calcular la molaridad, tenemos en cuenta que la masa de la disolución es:

$$m_{\text{disolución}} = 12,000 + 100,000 = 112,000\text{ g}$$

y que la densidad es $1\,050\text{ kg/m}^3 = 1,050\text{ g/cm}^3$:

$$V_{\text{disolución}} = \frac{m_{\text{disolución}}}{d} = \frac{112,000}{1,050} = 106,667\text{ cm}^3 \approx 0,106\,7\text{ L}$$

Por tanto:

$$M = \frac{n_{\text{Ca}(\text{OH})_2}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,162\,0}{0,106\,7} \approx 1,52\text{ M}$$

La molalidad será:

$$m = \frac{n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} (\text{mol})}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})} = \frac{0,162\,0}{0,100\,0} = 1,62\text{ m}$$

Para calcular la fracción molar de soluto, vamos a determinar primero la cantidad de sustancia de agua:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,015\text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{100,000}{18,015} = 5,550\,9\text{ mol}$$

Por tanto:

$$X_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{n_{\text{Ca}(\text{OH})_2}}{n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{Ca}(\text{OH})_2}} = \frac{0,162\,0}{0,162\,0 + 5,550\,9} = 0,028\,4$$

- 17** Una disolución acuosa de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ tiene una concentración del 6% en masa. Sabiendo que su densidad es de $1,050\text{ g/cm}^3$, calcula la molaridad, la molalidad y la fracción molar del soluto.

Supongamos que tenemos 1 L de disolución. La masa de disolución será:

$$m = d \cdot V = 1,050 \cdot 1\,000 = 1\,050\text{ g}$$

Como sabemos cuál es la concentración, podemos obtener la masa de soluto:

$$m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{\% (\text{masa}) \cdot m_{\text{disolución}}}{100} = \frac{6 \cdot 1\,050}{100} = 63\text{ g}$$

La masa molar del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es:

$$M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 40,078 + 2 \cdot (15,999 + 1,008) = 74,092\text{ g/mol}$$

Por tanto, la cantidad de sustancia de Ca(OH)_2 será:

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{63}{74,092} = 0,850 \text{ mol}$$

y la molaridad:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}} \text{ (mol)}}{V_{\text{disolución}} \text{ (L)}} = \frac{0,850}{1} = 0,850 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Para calcular la molalidad, suponemos que tenemos 1 L de disolución. Su masa, calculada anteriormente, es de 1050 g, de los cuales 63 g corresponden al Ca(OH)_2 .

Por tanto: $1050 - 63 = 987$ g corresponden al agua, y la molalidad será:

$$m = \frac{n_{\text{Ca(OH)}_2} \text{ (mol)}}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} = \frac{0,850}{0,987} = 0,861 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

Para calcular la fracción molar de soluto, vamos a determinar primero la cantidad de sustancia de agua:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,015 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{987}{18,015} = 54,788 \text{ mol}$$

La cantidad de sustancia total será:

$$n = n_{\text{Ca(OH)}_2} + n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,850 + 54,788 = 55,638 \text{ mol}$$

Y la fracción molar de soluto:

$$X_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{0,850}{55,638} = 0,0153$$

18 Se disuelven 500 mg de bicarbonato de sodio, NaHCO_3 , 500 mg de cloruro de sodio, NaCl , y 50 g de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, en 750 mL de agua. Calcula:

a) La fracción molar de cada soluto.

b) La concentración de cloruro de sodio, en g/L, si se añade agua hasta completar un litro de disolución.

a) Vamos a calcular la cantidad de sustancia en cada caso:

$$M(\text{NaHCO}_3) = 84,005 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{NaHCO}_3} = \frac{0,500}{84,005} = 5,95 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$M(\text{NaCl}) = 58,439 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{NaCl}} = \frac{0,500}{58,439} = 8,56 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180,156 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \frac{50}{180,156} = 0,27754 \text{ mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,015 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{750}{18,015} = 41,63197 \text{ mol}$$

donde hemos tomado una densidad para el agua: $d = 1 \text{ g/cm}^3$ (recuerda $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$).

La cantidad de sustancia total será:

$$n = 41,92402 \text{ mol}$$

Por tanto, las fracciones molares serán:

$$X_{\text{NaHCO}_3} = \frac{5,95 \cdot 10^{-3}}{41,924\,02} = 1,42 \cdot 10^{-4}$$

$$X_{\text{NaCl}} = \frac{8,56 \cdot 10^{-3}}{41,924\,02} = 2,04 \cdot 10^{-4}$$

$$x_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \frac{0,277\,54}{41,924\,02} = 6,620 \cdot 10^{-3}$$

Observa que hemos tomado el mismo número de decimales para las fracciones molares de todos los solutos.

- b) Ahora se añade agua hasta completar 1 L de disolución. Entonces, teniendo en cuenta que la masa de NaCl no cambia, su concentración será:

$$C = 0,5 \text{ g/L}$$

19 Se disuelven 18,2 g de NaCl en 0,5 kg de agua, obteniéndose una disolución con una densidad de 1,025 g/mL.

- a) Calcula la concentración en masa, la molaridad, la molalidad y la fracción molar de NaCl.

- b) ¿Cuántos gramos de NaCl habrá en 225 mL de disolución?

- a) La masa de disolución es:

$$m_{\text{disolución}} = 18,2 + 500 = 518,2 \text{ g}$$

Por tanto, la concentración en masa será:

$$\% \text{ (masa)} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{18,2}{518,2} \cdot 100 = 3,51 \%$$

Para calcular la molaridad, vamos a hallar primero el volumen de disolución. Como conocemos la masa, tendremos:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{518,2 \text{ g}}{1,025 \text{ g/mL}} = 505,6 \text{ L} \approx 0,5056 \text{ L}$$

La masa molar del NaCl es:

$$M(\text{NaCl}) = 22,989 + 35,450 = 58,438 \text{ g/mol}$$

y la cantidad de sustancia:

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{18,200}{58,438} = 0,311 \text{ mol}$$

Con esta información, ya podemos obtener la molaridad:

$$M = \frac{m_{\text{NaCl}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,311}{0,506} = 0,615 \text{ M}$$

La molalidad se calcula fácilmente a partir de la cantidad de sustancia de NaCl y de la masa de agua, para la que suponemos una densidad de 1 kg/L:

$$m = \frac{n_{\text{NaCl}} \text{ (mol)}}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} = \frac{0,311}{0,5} = 0,622 \text{ m}$$

Por último, para obtener la fracción molar del NaCl, hallamos la cantidad de sustancia de agua:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,015 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{500}{18,015} = 27,055 \text{ mol}$$

Por tanto:

$$X_{\text{NaCl}} = \frac{0,311}{0,311 + 27,055} = 0,0114$$

b) Como la disolución tiene una densidad de 1,025 g/mL, la masa de 225 mL será:

$$m = d \cdot V = 1,025 \cdot 225 = 230,63 \text{ g}$$

Ahora podemos calcular la masa de NaCl a partir del porcentaje en masa:

$$m_{\text{NaCl}} = \frac{\% (\text{masa}) \cdot m_{\text{disolución}}}{100} = \frac{3,51 \cdot 230,63}{100} = 8,10 \text{ g}$$

20 El alcohol sanitario tiene una concentración de 96°, lo que equivale a decir que es del 96 % en volumen. Calcula, para una botella de 250 mL:

a) El volumen de alcohol puro que contendrá.

b) Si se añade agua destilada hasta completar 1 L de disolución, calcula el nuevo % en volumen para el alcohol.

a) Como conocemos el volumen total, podemos obtener el de etanol:

$$V_{\text{etanol}} = 0,96 \cdot 250 = 240 \text{ mL}$$

b) Como el volumen total es de 1000 mL, la nueva concentración será:

$$\% (\text{volumen}) = \frac{240}{1000} \cdot 100 = 24 \%$$

Recuerda que la suma de los volúmenes de cada componente por separado no es igual al volumen total de la disolución: no se suman. Sin embargo, en todos los cálculos que hagamos, supondremos la aproximación de disolución ideal; esto es, que los volúmenes se comportan aditivamente.

21 Tenemos 300 mL de una disolución de HCl al 25% en masa y con una densidad de 1,05 g/cm³. Calcula:

a) La concentración en masa.

b) La molaridad y la molalidad.

c) La fracción molar de soluto.

d) ¿Qué masa de HCl habrá en 25 mL de disolución?

a) Como la densidad es de 1,05 g/mL, 300 mL de disolución tendrán una masa:

$$m = d \cdot V = 1,05 \cdot 300 = 315 \text{ g}$$

Por otro lado, puesto que la concentración es del 25 % en masa, habrá:

$$m_{\text{HCl}} = 0,25 \cdot 315 = 78,75 \text{ g de HCl}$$

Así pues, la concentración en masa será:

$$C = \frac{m_{\text{HCl}} (\text{g})}{V_{\text{disolución}} (\text{L})} = \frac{78,75}{0,30} = 262,5 \text{ g/L}$$

b) Para calcular la molaridad, primero vamos a obtener la cantidad de sustancia de HCl:

$$M (\text{HCl}) = 36,458 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{HCl}} = \frac{78,75}{36,458} = 2,160 \text{ mol}$$

Y ahora, ya tenemos:

$$M = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{2,160}{0,300} = 7,20 \text{ M}$$

Para conocer la molalidad tenemos que calcular previamente la masa de disolvente. Teniendo en cuenta que la disolución es del 25 % en masa:

$$m_{\text{agua}} = 0,75 \cdot 315 = 236,25 \text{ g}$$

Por tanto:

$$m = \frac{n_{\text{HCl}}}{m_{\text{disolvente}}} = \frac{2,160}{0,23625} = 9,14 \text{ m}$$

- c) Para obtener la fracción molar de soluto, calculamos primero la cantidad de sustancia de agua:

$$n_{\text{agua}} = \frac{236,25}{18,015} = 13,114 \text{ mol}$$

Entonces:

$$X_s = \frac{2,160}{2,160 + 13,114} = 0,141$$

- d) Si tomamos 25 mL de esta disolución, estos contendrán:

$$m_{\text{HCl}} = C \cdot V_{\text{disolución}} = 262,5 \cdot 0,025 = 6,563 \text{ g de HCl}$$

22 La tintura de yodo es una disolución de yodo molecular y yoduro de potasio en etanol, que se ha usado desde hace muchos años como antiséptico para el tratamiento de heridas menores. También, se emplea como desinfectante de la piel o para limpiar heridas. Se prepara tintura de yodo añadiendo 2 g de I_2 sólido y 2 g de yoduro de potasio a 100 mL de etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$). Se sabe, además, que la densidad del etanol puro es de 0,790 g/mL. Calcula:

a) La molaridad, la molalidad y la fracción molar de ambos solutos.

b) El porcentaje en masa de todas las sustancias de la disolución.

a) Vamos a calcular, en primer lugar, la cantidad de sustancia de I_2 y KI:

$$M(\text{I}_2) = 253,80 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{I}_2} = \frac{2,00}{253,80} = 7,88 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$M(\text{KI}) = 166,00 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{KI}} = \frac{2,00}{166,00} = 0,0121 \text{ mol}$$

Suponemos que la adición de ambos productos no afecta al volumen total, que sigue siendo de 100 mL. Entonces la molaridad será:

$$M_{\text{I}_2} = \frac{7,88 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 0,0788 \text{ mol/L}$$

$$M_{\text{KI}} = \frac{0,0121}{0,1} = 0,1210 \text{ mol/L}$$

Como conocemos la densidad del etanol puro, podemos calcular su masa a partir de su volumen:

$$m = d \cdot V = 0,790 \cdot 100 = 79,0 \text{ g}$$

Por tanto, la molalidad de ambos solutos será:

$$m_{I_2} = \frac{7,88 \cdot 10^{-3}}{0,079} = 0,100 \text{ mol/kg}$$

$$m_{KI} = \frac{0,0121}{0,079} = 0,153 \text{ mol/kg}$$

Para calcular la fracción molar de ambos solutos, determinamos primero la cantidad de sustancia de etanol:

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 46,069 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = \frac{79,0}{46,069} = 1,715 \text{ mol}$$

La cantidad de sustancia total será:

$$n = 7,88 \cdot 10^{-3} + 0,0121 + 1,715 \approx 1,735 \text{ mol}$$

Y ya tenemos las fracciones molares:

$$X_{I_2} = \frac{7,88 \cdot 10^{-3}}{1,734} = 4,54 \cdot 10^{-3}$$

$$X_{KI} = \frac{0,0121}{1,734} = 6,98 \cdot 10^{-3}$$

- b) La masa total de la disolución es $m = 79 + 2 + 2 = 83 \text{ g}$. Por tanto, los porcentajes en masa serán:

$$\% (\text{masa de } I_2) = \% (\text{masa de KI}) = \frac{2}{83} \cdot 100 = 2,41 \%$$

$$\% (\text{masa de } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = \frac{79}{83} \cdot 100 = 95,18 \%$$

23 Se prepara un producto de limpieza consistente en medio litro de una disolución 0,5 M de ácido clorhídrico.

- a) **Calcula qué masa de HCl contendrá la disolución.**
 b) **Si se mezcla con medio litro de otra disolución 2 M de HCl, ¿qué molaridad tendrá la disolución resultante?**

- a) En primer lugar, a partir del valor de la concentración molar calculamos la cantidad de sustancia de HCl:

$$n_{\text{HCl}} = M \cdot V_{\text{HCl}} = 0,5 \cdot 0,5 = 0,250 \text{ mol}$$

Y ahora, a partir de la masa molar del ácido clorhídrico, obtenemos la masa de HCl que hay en la disolución:

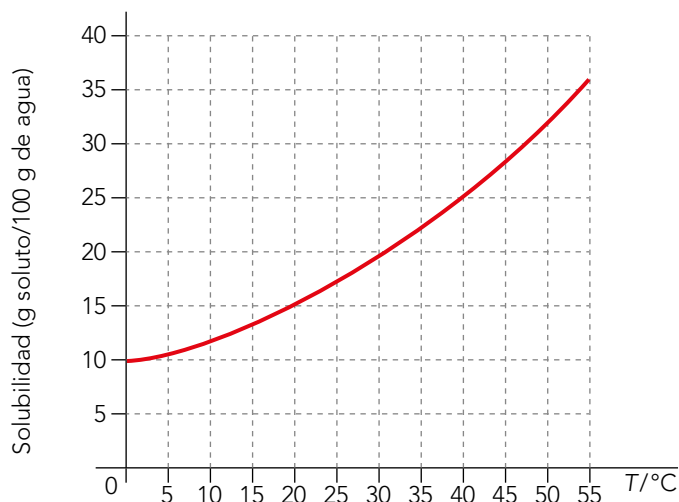
$$M(\text{HCl}) = 36,458 \text{ g/mol} \rightarrow m = n \cdot M = 0,250 \cdot 36,458 = 9,115 \text{ g}$$

- b) Veamos la cantidad de sustancia de HCl de la segunda disolución:

$$n_{\text{HCl}} = M \cdot V_{\text{HCl}} = 2,0 \cdot 0,5 = 1,0 \text{ mol}$$

Entonces tendremos un total de 1,25 moles de HCl en un volumen de, aproximadamente, 1 L. Esto es una aproximación, recuerda que los volúmenes no se suman. Sin embargo, estamos considerando que las disoluciones son ideales. Por tanto, la concentración final será: $M = 1,25 \text{ M}$.

24 En la gráfica siguiente se muestra cómo varía la solubilidad de cierto soluto en agua con la temperatura:



a) Si se mezclan 40 g de soluto con 250 g de agua a 30 °C, ¿se disolverá todo el soluto? ¿Y si la temperatura es de 0 °C?

b) Explica qué ocurre si se disuelven 50 g de soluto en 200 g de agua a 40 °C y, después, se deja enfriar la mezcla hasta los 20 °C.

a) La solubilidad de ese soluto en agua, a 30 °C es de unos 20 g por cada 100 g de agua. Por tanto, la cantidad máxima que se puede disolver será:

$$\frac{20 \text{ g de soluto}}{100 \text{ g de H}_2\text{O}} = \frac{x}{250 \text{ g de H}_2\text{O}} \rightarrow x = 50 \text{ g de soluto}$$

Dado que se utilizan únicamente 40 g, sí que se disolverá todo. Sin embargo, si se realiza la mezcla a 0 °C, la solubilidad es de 10 g por cada 100 g de agua. Por tanto, la cantidad máxima de soluto será:

$$\frac{10 \text{ g de soluto}}{100 \text{ g de H}_2\text{O}} = \frac{x}{250 \text{ g de H}_2\text{O}} \rightarrow x = 25 \text{ g de soluto}$$

Como vemos, al tener 40 g no puede disolverse todo, y precipitan $40 - 25 = 15$ g.

b) La solubilidad a 40 °C es de 25 g por cada 100 g de agua. La cantidad de soluto que puede contener la mezcla será:

$$\frac{25 \text{ g de soluto}}{100 \text{ g de H}_2\text{O}} = \frac{x}{200 \text{ g de H}_2\text{O}} \rightarrow x = 50 \text{ g de soluto}$$

Por tanto, la mezcla estará saturada. Si ahora disminuye la temperatura hasta los 20 °C, la nueva solubilidad es de 15 g por cada 100 g de agua. Así pues, la cantidad máxima de soluto que se puede disolver es:

$$\frac{15 \text{ g de soluto}}{100 \text{ g de H}_2\text{O}} = \frac{x}{200 \text{ g de H}_2\text{O}} \rightarrow x = 30 \text{ g de soluto}$$

por lo que sobran 20 g, que precipitarán hasta el fondo del recipiente.

25 Utilizando las gráficas de solubilidad vistas en el epígrafe 5, calcula el volumen de agua, en litros, que serán necesarios para disolver 3 kg de bromuro de potasio a 30 °C. Suponiendo que tenemos una disolución saturada, si ahora la temperatura disminuye hasta los 10 °C, ¿qué masa de soluto precipitará?

El bromuro de potasio tiene, a 30 °C, una solubilidad de 70 g por cada 100 g de agua. Por lo tanto, para disolver 3 kg de soluto necesitaremos:

$$\frac{70 \text{ g de KBr}}{100 \text{ g de H}_2\text{O}} = \frac{3000 \text{ g de KBr}}{x} \rightarrow x \approx 4286 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Si suponemos una densidad para el agua de 1000 g/L, el volumen necesario será 4,286 L.

Supongamos que tenemos 3 kg de KBr disueltos en 4,286 L de agua, a 30 °C. Si disminuye la temperatura hasta los 10 °C, mirando la gráfica, vemos que la solubilidad será ahora de 60 g de KBr por cada 100 g de agua. La cantidad de bromuro de potasio que puede estar disuelto, como máximo, será:

$$\frac{60 \text{ g de KBr}}{100 \text{ g de H}_2\text{O}} = \frac{x}{4286 \text{ g de H}_2\text{O}} \rightarrow x \approx 2572 \text{ g de KBr}$$

Por tanto, precipitarán $3000 - 2572 = 428$ g de bromuro de potasio.

Preparación de disoluciones

26 Explica cómo prepararías 250 mL de una disolución 0,4 M de sulfato de sodio (este soluto es sólido). Si para una reacción química se necesitan 5 g de esta sustancia, ¿qué volumen de disolución se debe tomar?

Vamos a calcular la masa de sulfato de sodio que necesitamos. Como conocemos el volumen y la molaridad de la disolución que queremos preparar, podemos obtener la cantidad de sustancia de soluto:

$$n_{\text{soluto}} = M \cdot V_{\text{disolución}} = 0,4 \cdot 0,250 = 0,1 \text{ mol}$$

Y ahora, a partir de la masa molar del sulfato de sodio, calculamos la masa necesaria:

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 22,989 + 32,064 + 4 \cdot 15,999 = 142,038 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{soluto}} = n \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,1 \cdot 142,038 \approx 14,20 \text{ g}$$

En el laboratorio, pesamos en la balanza 14,20 gramos de sulfato de sodio. Se echa en un vaso de precipitados de 200 mL y se vierte agua, agitando la mezcla. Una vez disuelto, se lleva a un matraz aforado y se enrasa con agua destilada hasta tener 250 mL de disolución.

Se necesitan 5 g de sulfato de sodio. Veamos a qué cantidad de sustancia corresponde:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{5}{142,038} = 0,0352 \text{ mol}$$

Y ahora, utilizando la molaridad, obtenemos el volumen:

$$V_{\text{disolución}} = \frac{n}{M} = \frac{0,0352}{0,4} = 0,088 \text{ L} = 88 \text{ mL}$$

27 Se tienen 350 mL de sulfamán (ácido clorhídrico en agua), al 37% en masa, con una densidad de 1,19 g/cm³. ¿Qué volumen de esta disolución será necesario para preparar 250 mL de disolución 0,18 M? Calcula la masa de HCl que hay en 1 mL de disolución concentrada y en 1 mL de disolución diluida.

Calculemos, en primer lugar, la cantidad de sustancia de soluto (HCl) que necesitamos:

$$n_{\text{soluto}} = M \cdot V_{\text{disolución}} = 0,18 \cdot 0,250 = 0,045 \text{ mol}$$

Sabiendo que la masa molar es:

$$M(\text{HCl}) = 1,008 + 35,450 = 36,458 \text{ g/mol}$$

tendremos:

$$m_{\text{soluto}} = n_{\text{soluto}} \cdot M(\text{HCl}) = 0,045 \cdot 36,458 = 1,641 \text{ g}$$

Como el sulfamán tiene una concentración del 37 % en masa, necesitaremos:

$$m_{\text{disolución}} = \frac{1,641}{0,37} = 4,44 \text{ g de disolución concentrada}$$

Finalmente, empleando el valor de la densidad, podemos obtener el volumen que hay que tomar:

$$V_{\text{disolución}} = \frac{m_{\text{disolución}}}{d_{\text{disolución}}} = \frac{4,44}{1,19} = 3,73 \text{ mL}$$

Veamos qué masa de HCl hay en 1 mL de disolución concentrada. Hay varias formas de proceder. Podemos, por ejemplo, utilizar la concentración en masa. Para ello, en primer lugar, determinamos la masa de disolución:

$$m_{\text{disolución}} = d_{\text{disolución}} \cdot V_{\text{disolución}} = 1,19 \cdot 1,00 = 1,19 \text{ g}$$

Como su concentración es del 37 % en masa, ya tenemos que:

$$m_{\text{HCl}} = 0,37 \cdot 1,19 = 0,44 \text{ g}$$

Por otro lado, como la concentración de la disolución diluida es 0,18 M, tenemos que 1 mL de esta contendrá:

$$n_{\text{HCl}} = M \cdot V_{\text{disolución}} = 0,18 \cdot 0,001 = 1,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Esta cantidad de sustancia corresponde a una masa de:

$$m_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} \cdot M = 1,8 \cdot 10^{-4} \cdot 36,458 = 6,56 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

28 Se disuelven 5,00 mL de ácido clorhídrico concentrado del 38% en masa y densidad 1,181 g/cm³ en agua, hasta obtener una masa final de 120,00 g. Calcula, de forma aproximada, la molaridad y la molalidad de la disolución diluida.

En primer lugar, vamos a obtener la cantidad de soluto (HCl) que necesitamos. Como conocemos la concentración en masa, vamos a calcular la masa de la disolución concentrada que hay en 5,00 mL:

$$m_{\text{disolución}} = d_{\text{disolución}} \cdot V_{\text{disolución}} = 1,181 \cdot 5,00 = 5,905 \text{ g}$$

Como esta tiene una concentración del 38 % en masa, tendremos:

$$m_{\text{soluto}} = 0,380 \cdot 5,905 = 2,244 \text{ g}$$

A partir de la masa molar del HCl:

$$M(\text{HCl}) = 1,008 + 35,450 = 36,458 \text{ g/mol}$$

Ya podemos determinar la cantidad de sustancia de HCl que hay en los 5,00 mL de la disolución concentrada:

$$n_{\text{soluta}} = \frac{2,244}{36,458} = 0,062 \text{ mol de HCl}$$

Se añade agua hasta tener 120,00 g de disolución. Como ya teníamos aproximadamente 5,91 g, se han tenido que añadir $120,00 - 5,91 = 114,09$ g de agua. Considerando la densidad del agua 1 g/mL, quiere decir que hemos añadido 114,09 mL de agua. Usando la aproximación de disolución ideal, sumamos este volumen con los 5,00 mL iniciales que teníamos, y el volumen total será, aproximadamente, de 119 mL (recordemos que los volúmenes, en general, no se suman, de ahí que digamos que este es el volumen total *aproximado*).

Ahora ya podemos calcular la molaridad:

$$M = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,062}{0,119} \approx 0,52 \text{ M}$$

La disolución concentrada tenía, aproximadamente, $5,91 - 2,24 = 3,67$ g de agua, que sumados a los 114,09 g que se han añadido dan un total (observa que, en este caso, las masas sí que se suman):

$$m_{\text{disolvente}} = 117,76 \text{ g de agua} \approx 0,118 \text{ kg de agua}$$

Por tanto, la molalidad de la disolución diluida será:

$$m = \frac{n_{\text{soluta}}}{m_{\text{disolvente}}} = \frac{0,062}{0,118} = 0,53 \text{ mol/kg}$$

Así, vemos que debido a la no adición de los volúmenes, el resultado de la molaridad ha de ser, necesariamente, aproximado. Sin embargo, como las masas sí que se suman, la molalidad final obtenida es exacta.

29 Tenemos una botella de 1 L de ácido nítrico comercial, del 96 % de pureza en masa y una densidad de 1,50 g/cm³.

- Calcula la cantidad de sustancia de HNO₃ que habrá en una botella de ácido nítrico comercial.
- Calcula el volumen que es necesario tomar para preparar 125 mL de una disolución 1,25 M de ácido nítrico.

a) Puesto que el volumen es de 1 L y la densidad de 1,50 g/mL, la masa de la disolución concentrada será:

$$m = d \cdot V = 1,50 \cdot 1000 = 1500 \text{ g}$$

Al ser la concentración del 96 % en masa, tendremos:

$$m_{\text{soluta}} = 0,96 \cdot 1500 = 1440 \text{ g}$$

La masa molar del HNO₃ es:

$$M(\text{HNO}_3) = 1,008 + 14,007 + 3 \cdot 15,999 = 63,012 \text{ g/mol}$$

Y, por tanto, la cantidad de sustancia de HNO₃ será:

$$n_{\text{soluta}} = \frac{m}{M} = \frac{1440}{63,012} = 22,85 \text{ mol}$$

b) Necesitamos

$$n_{\text{HNO}_3} = M \cdot V_{\text{disolución}} = 1,25 \cdot 0,125 = 0,1563 \text{ moles de HNO}_3$$

que corresponden a una masa de:

$$m_{\text{HNO}_3} = n_{\text{HNO}_3} \cdot M(\text{HNO}_3) = 0,1563 \cdot 63,012 = 9,849 \text{ g}$$

Puesto que la disolución concentrada tiene una pureza del 96 % en masa, necesitaremos:

$$m_{\text{disolución}} = \frac{9,849}{0,96} = 10,259 \text{ g}$$

Conocida la densidad, calculamos finalmente el volumen de disolución comercial requerida:

$$V_{\text{disolución}} = \frac{m_{\text{disolución}}}{d_{\text{disolución}}} = \frac{10,259}{1,50} = 6,84 \text{ mL}$$

30 Se mezclan 22 g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, $d = 0,791 \text{ g/cm}^3$) con 110 g de agua, obteniendo 135 mL de disolución.

a) Determina la molaridad, la molalidad, la concentración en masa, la concentración en volumen y la fracción molar del soluto.

b) ¿Cuál es la densidad de la disolución?

c) Se quieren conseguir 125 mL de una disolución diluida, de concentración 1,2 M, a partir de la anterior. ¿Qué volumen de la concentrada habrá que tomar?

d) Se necesitan 3,00 g de etanol para cierta reacción química. ¿Qué volumen de la disolución diluida habrá que tomar? ¿Y de la concentrada?

a) En primer lugar, vamos a determinar las masas, volúmenes y cantidades de ambas sustancias:

$$d_{\text{etanol}} = 0,791 \text{ g/mL} \rightarrow V_{\text{etanol}} = \frac{m_{\text{etanol}}}{d_{\text{etanol}}} = \frac{22,0}{0,791} = 27,81 \text{ mL}$$

$$d_{\text{agua}} = 1,000 \text{ g/mL} \rightarrow V_{\text{agua}} = 110 \text{ mL}$$

$$m_{\text{disolución}} = 22 + 110 = 132,0 \text{ g}$$

Vemos que $V_{\text{agua}} + V_{\text{etanol}} = 137,81 \text{ mL} \neq 135 \text{ mL} = V_{\text{disolución}}$; esto es, los volúmenes no tienen por qué comportarse aditivamente, mientras que la masa sí que lo hace. Las cantidades de ambas sustancias son:

$$M(\text{etanol}) = 46,069 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{etanol}} = \frac{m_{\text{etanol}}}{M(\text{etanol})} = \frac{22,0}{46,069} = 0,478 \text{ mol}$$

$$M(\text{agua}) = 18,015 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{agua}} = \frac{m_{\text{agua}}}{M(\text{agua})} = \frac{110,0}{18,015} = 6,106 \text{ mol}$$

Por tanto, las concentraciones en masa y en volumen serán:

$$\%(\text{masa}) = \frac{m_{\text{etanol}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{22,0}{132,0} \cdot 100 = 16,67 \%$$

$$\%(\text{volumen}) = \frac{V_{\text{etanol}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{27,81}{135} \cdot 100 = 20,60 \%$$

La molaridad es:

$$M = \frac{n_{\text{etanol}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,478}{0,135} \approx 3,54 \text{ mol/L}$$

Y la molalidad:

$$m = \frac{n_{\text{etanol}}}{m_{\text{disolvente}}} = \frac{0,478}{0,110} = 4,35 \text{ mol/kg}$$

Por último, la fracción molar de soluto será:

$$X_s = \frac{n_{\text{etanol}}}{n_{\text{totales}}} = \frac{0,478}{0,478 + 6,106} = 0,0726$$

b) La densidad de la mezcla es:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{m_{\text{etanol}} + m_{\text{agua}}}{V_{\text{total}}} = \frac{22 + 110}{135} = 0,978 \text{ g/mL}$$

c) Como queremos conseguir 125 mL de disolución 1,2 M, necesitaremos una cantidad de sustancia de etanol:

$$n_{\text{etanol}} = M \cdot V_{\text{disolución diluida}} = 1,2 \cdot 0,125 = 0,150 \text{ mol}$$

Como la disolución concentrada tiene una concentración 3,53 M, hemos de tomar un volumen:

$$V_{\text{disolución concentrada}} = \frac{n_{\text{etanol}}}{M_{\text{disolución concentrada}}} = \frac{0,150 \text{ mol}}{3,54 \text{ mol/L}} = 0,0424 \text{ L} = 42,4 \text{ mL}$$

d) Necesitamos 3,00 g de etanol, lo que corresponde a una cantidad de sustancia:

$$n_{\text{etanol}} = \frac{m_{\text{etanol}}}{M(\text{etanol})} = \frac{3,00}{46,069} = 0,065 \text{ mol}$$

Por tanto, hemos de tomar:

$$V_{\text{disolución concentrada}} = \frac{n_{\text{etanol}}}{M_{\text{disolución concentrada}}} = \frac{0,065 \text{ mol}}{3,54 \text{ mol/L}} = 0,0184 \text{ L} = 18,4 \text{ mL}$$

$$V_{\text{disolución diluida}} = \frac{n_{\text{etanol}}}{M_{\text{disolución diluida}}} = \frac{0,065 \text{ mol}}{1,20 \text{ mol/L}} = 0,0542 \text{ L} = 54,2 \text{ mL}$$

Propiedades coligativas

31 Calcula las temperaturas de ebullición y congelación de una disolución que contiene 50 g de sal en 1 L de agua (toma una densidad para el agua de 1 g/mL). Utiliza los valores de K_c y K_e proporcionados en la unidad.

La masa molar del cloruro de sodio es:

$$M(\text{NaCl}) = 22,989 + 35,450 = 58,439 \text{ g/mol}$$

Por tanto, la cantidad de sustancia será:

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M(\text{NaCl})} = \frac{50,00}{58,44} = 0,856 \text{ mol}$$

Como se indica que tomemos una densidad para el agua de 1 g/mL, la masa será de 1000 g. Con esta información ya podemos calcular la molalidad:

$$m = \frac{n_{\text{NaCl}}(\text{mol})}{m_{\text{disolvente}}(\text{kg})} = \frac{0,856}{1,000} = 0,856 \text{ mol/kg}$$

Ahora ya podemos obtener las temperaturas pedidas:

$$\Delta T_c = K_c \cdot m = 1,86 \cdot 0,856 = 1,59 \text{ }^\circ\text{C} \rightarrow T_c = -1,59 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_e = K_e \cdot m = 0,512 \cdot 0,856 = 0,44 \text{ }^\circ\text{C} \rightarrow T_e = 100,44 \text{ }^\circ\text{C}$$

32 Se añaden 20 g de un soluto no volátil a 500 g de agua, de manera que la temperatura de congelación disminuye 0,41 °C. Determina si se trata de glucosa (C₆H₁₂O₆), cloruro de sodio (NaCl) o etilenglicol (C₂H₆O₂).

Vamos a calcular la masa molar del soluto. Para ello, en primer lugar, obtenemos la molalidad:

$$m = \frac{\Delta T_c}{K_c} = \frac{0,41}{1,86} = 0,220 \text{ mol/kg}$$

Como la masa de disolvente es 0,5 kg, podemos calcular la cantidad de sustancia de soluto a partir del valor de la molalidad:

$$n_s = m \cdot m_{\text{disolvente}} = 0,220 \cdot 0,50 = 0,110 \text{ mol}$$

Y por último, como se dice que se han utilizado 20 g:

$$M = \frac{m_s}{n_s} = \frac{20}{0,110} = 181,82 \text{ g/mol}$$

Las masas molares de las tres posibles sustancias son:

$$M (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180,156 \text{ g/mol}$$

$$M (\text{NaCl}) = 58,439 \text{ g/mol}$$

$$M (\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2) = 62,068 \text{ g/mol}$$

Vemos, por tanto, que se trata de glucosa.

33 Se añade una cierta cantidad de glicerina (C₃H₈O₃) a 250 mL de agua, de manera que el punto de congelación desciende 7 °C. Calcula la masa de soluto disuelta.

La masa molar de la glicerina es:

$$M (\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3) = 92,094 \text{ g/mol}$$

Ahora, utilizamos el hecho de que la temperatura de congelación de la mezcla es -7 °C para determinar la concentración molar:

$$m = \frac{\Delta T_c}{K_c} = \frac{7,00}{1,86} = 3,763 \text{ mol/kg}$$

A partir de este dato obtendremos la masa de soluto. Para ello, tenemos en cuenta que:

$$n_s = \frac{m_s}{M (\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3)}$$

donde m_s vendrá dada en gramos. Además, tomando una densidad para el agua de 1 g/cm³, sabemos que $m_{\text{agua}} = 250 \text{ g}$. Por tanto:

$$m = \frac{n_s (\text{mol})}{m_{\text{agua}} (\text{kg})} = \frac{m_s (\text{g})}{M (\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3) \cdot m_{\text{agua}} (\text{kg})} \rightarrow$$

$$\rightarrow m_s (\text{g}) = m \cdot M (\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3) \cdot m_{\text{agua}} (\text{kg}) = 3,763 \cdot 92,094 \cdot 0,250 = 86,64 \text{ g}$$

34 Se añaden 500 g de una sustancia anticongelante a 2 L de agua, de manera que el punto de congelación de la disolución es $-7,5\text{ }^{\circ}\text{C}$.

a) Calcula la masa molar de esa sustancia.

b) ¿Qué masa de soluto habría que añadir al agua si queremos que no congele a $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$?

c) Calcula la temperatura de ebullición de la disolución con ambas concentraciones.

a) El descenso de la temperatura de congelación de una disolución está relacionado con la concentración mediante la expresión:

$$\Delta T_c = K_c \cdot m$$

De donde podemos obtener la molalidad:

$$m = \frac{\Delta T_c}{K_c} = \frac{7,50}{1,86} = 4,032 \text{ mol/kg}$$

A partir de este valor y teniendo en cuenta que la masa de disolvente es de 2000 g (tomando una densidad para el agua de 1 g/cm^3), podemos obtener la cantidad de sustancia de soluto:

$$m = \frac{n_s}{m_{\text{disolución}}} \rightarrow n_s = m \cdot m_{\text{disolución}} = 4,032 \cdot 2,000 = 8,064 \text{ mol}$$

Como se dice que tenemos 500 g de sustancia, ya podemos calcular la masa molar del soluto:

$$n_s = \frac{m_s}{M} \rightarrow M = \frac{m_s}{n_s} = \frac{500}{8,064} = 62,00 \text{ g/mol}$$

b) Ahora podemos utilizar el valor de la masa molar obtenida en el apartado anterior. Se desea que la temperatura de congelación descienda hasta los $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$, por lo que la concentración molar debe ser:

$$m = \frac{\Delta T_c}{K_c} = \frac{20,00}{1,86} = 10,753 \text{ mol/kg}$$

Por tanto:

$$m = \frac{n_s \text{ (mol)}}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} = \frac{m_s \text{ (g)}}{M \text{ (soluto)} \cdot m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} \rightarrow$$

$$\rightarrow m_s \text{ (g)} = m \cdot M \text{ (soluto)} \cdot m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)} = 10,753 \cdot 62,00 \cdot 2 \approx 1333 \text{ g}$$

c) Conociendo la molalidad en ambos casos, se puede obtener fácilmente el ascenso ebulloscópico:

$$\Delta T_{e,1} = K_e \cdot m = 0,512 \cdot 4,032 = 2,06\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta T_{e,2} = K_e \cdot m = 0,512 \cdot 10,753 = 5,51\text{ }^{\circ}\text{C}$$

Luego las temperaturas de ebullición serán:

$$T_{e,1} = 102,06\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$T_{e,2} = 105,51\text{ }^{\circ}\text{C}$$

Página 89

35 Se prepara una disolución acuosa con un soluto no volátil, de concentración 2,50 m a $40\text{ }^{\circ}\text{C}$. Calcula la presión de vapor de la disolución a esta temperatura, y las temperaturas de ebullición y congelación.

Dato: $p^{\circ}(\text{agua a } 40\text{ }^{\circ}\text{C}) = 55,32 \text{ mmHg}$.

Vamos a utilizar la ley de Raoult:

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

Para lo cual, necesitaremos la fracción molar de soluto. Tenemos la molalidad: 2,50 mol/kg. Esto quiere decir que, por cada 1000 g de disolución hay 2,50 moles de soluto. Por tanto, vamos a considerar que tenemos 1 kg de agua y 2,50 moles de soluto. La cantidad de sustancia de H₂O será:

$$n_{\text{agua}} = \frac{1000}{18,015} = 55,51 \text{ mol}$$

Y la cantidad de sustancia total:

$$n = n_{\text{agua}} + n_{\text{soluto}} = 55,51 + 2,50 = 58,01 \text{ mol}$$

Así pues, la fracción molar de soluto es:

$$X_s = \frac{n_{\text{soluto}}}{n} = \frac{2,50}{58,01} = 0,0431$$

Y la disminución de la presión de vapor:

$$\Delta p = 55,32 \cdot 0,0431 = 2,38 \text{ mmHg}$$

La presión de vapor a esta temperatura será:

$$p = p^\circ - \Delta p = 55,32 - 2,38 = 52,94 \text{ mmHg}$$

El aumento ebulloscópico viene dado por:

$$\Delta T_e = K_e \cdot m = 0,512 \cdot 2,50 = 1,28 \text{ }^\circ\text{C}$$

Así pues, la temperatura de ebullición será:

$$T_e = 101,28 \text{ }^\circ\text{C}$$

Por otro lado, el descenso crioscópico viene dado por:

$$\Delta T_c = K_c \cdot m = 1,86 \cdot 2,50 = 4,65 \text{ }^\circ\text{C}$$

Y la temperatura de congelación será:

$$T_c = -4,65 \text{ }^\circ\text{C}$$

36 Una disolución a 5 °C contiene 0,75 mol de un soluto en medio litro de volumen.

- Calcula la presión osmótica de la disolución.
- ¿Qué volumen debería tener la disolución para que la presión osmótica fuese la mitad?
- Calcula la presión osmótica de esta nueva disolución a 30 °C.

a) Recordemos que la presión osmótica viene dada por la expresión:

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

La concentración de la disolución es:

$$M = \frac{0,75}{0,50} = 1,50 \text{ mol/L}$$

Y, por tanto:

$$\pi = 1,50 \cdot 0,082 \cdot (5 + 273) = 34,19 \text{ atm}$$

b) Si la presión osmótica es la mitad (y no cambia la temperatura), la concentración también se ha de reducir a la mitad, esto es, $M = 0,75 \text{ mol/L}$, por lo que el volumen ha de ser el doble, 1 L.

c) Para esta nueva concentración, a $30 \text{ }^\circ\text{C}$:

$$\pi = 0,75 \cdot 0,082 \cdot (30 + 273) = 18,64 \text{ atm}$$

37 La presión de vapor del metanol (CH_4O) es $159,76 \text{ mmHg}$. Calcula la masa de glicerol ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$) necesaria para disminuir la presión de vapor de 500 g de metanol hasta $129,76 \text{ mmHg}$.

Vamos a utilizar la ley de Raoult:

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

donde $\Delta p = p^\circ - p = 159,76 - 129,76 = 30 \text{ mmHg}$. Por tanto, la fracción molar del glicerol ha de ser:

$$X_s = \frac{\Delta p}{p^\circ} = \frac{30}{159,76} = 0,1878$$

La cantidad de sustancia de disolvente (metanol) que se ha utilizado es:

$$M(\text{CH}_4\text{O}) = 32,042 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{metanol}} = \frac{500}{32,042} = 15,61 \text{ mol}$$

Con esta información, ya podemos obtener la cantidad de sustancia de glicerol:

$$X_s = \frac{n_{\text{glicerol}}}{n_{\text{glicerol}} + n_{\text{metanol}}} \rightarrow 0,1878 = \frac{n_{\text{glicerol}}}{n_{\text{glicerol}} + 15,61}$$

$$0,1878 \cdot n_{\text{glicerol}} + 2,9316 = n_{\text{glicerol}}$$

$$0,8122 \cdot n_{\text{glicerol}} = 2,9316 \rightarrow n_{\text{glicerol}} = 3,61 \text{ mol}$$

Sabiendo que:

$$M(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3) = 92,094 \text{ g/mol}$$

ya tenemos:

$$n_{\text{glicerol}} = \frac{m_{\text{glicerol}}}{M(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3)} \rightarrow m_{\text{glicerol}} = n_{\text{glicerol}} \cdot M(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3) = 3,61 \cdot 92,094 = 332,46 \text{ g}$$

38 Se disuelven 100 g de proteína de albúmina de huevo en 2 L de agua. Se observa que a una temperatura de $30 \text{ }^\circ\text{C}$, esta disolución ejerce una presión osmótica de $27,46 \text{ atm}$. Calcula la masa molar de la proteína.

En primer lugar, tenemos que pasar la presión osmótica a atmósferas:

$$\pi = 27,46 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,0361 \text{ atm}$$

Y ahora, podemos usar este dato para calcular la concentración de la disolución:

$$\pi = M \cdot R \cdot T \rightarrow M = \frac{\pi}{R \cdot T} = \frac{0,0361}{0,082 \cdot 303} = 1,453 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Al tener dos litros de disolución, la cantidad de sustancia de soluto será:

$$n = M \cdot V = 2,906 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Y por último, sabiendo que esta corresponde a 100 g de proteína, obtenemos la masa molar:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow M = \frac{m}{n} = \frac{100}{2,906 \cdot 10^{-3}} \approx 34\,412 \text{ g/mol}$$

En realidad, aunque su masa molecular es de 34388 g/mol, vemos que con este método se puede alcanzar una precisión bastante buena.

39 Un recipiente contiene una disolución formada por 25 g de benceno (C_6H_6) y 30 g de tolueno (C_7H_8) 50 °C. Calcula:

a) La presión de vapor de cada componente (aunque sean compuestos volátiles, utiliza la ley de Raoult).

b) La presión total de la mezcla gaseosa.

c) La fracción molar de cada componente en la fase de vapor.

Datos: $p^\circ(C_6H_6) = 271 \text{ mmHg}$; $p^\circ(C_7H_8) = 92,6 \text{ mmHg}$

a) Al tratarse de compuestos volátiles, se establecerá un equilibrio entre la fase líquida y la gaseosa de cada uno de ellos. Estas se relacionan con las presiones de vapor cuando están puros mediante la ley de Raoult:

$$\Delta p_b = p_b^\circ \cdot X_b^l; \quad \Delta p_t = p_t^\circ \cdot X_t^l$$

donde el superíndice l denota la fase líquida. En primer lugar, hallamos las fracciones molares de cada componente. Para ello, calculamos sus cantidades de sustancia:

$$M(C_6H_6) = 78,114 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{benceno}} = \frac{25}{78,114} = 0,320 \text{ mol}$$

$$M(C_7H_8) = 92,141 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{tolueno}} = \frac{30}{92,141} = 0,326 \text{ mol}$$

Por tanto, las fracciones molares (en la fase líquida) serán:

$$X_{\text{benceno}}^l = \frac{0,320}{0,320 + 0,326} = 0,495$$

$$X_{\text{tolueno}}^l = \frac{0,326}{0,320 + 0,326} = 0,505$$

Y así, finalmente, obtenemos las presiones de vapor:

$$\Delta p_b = p_b^\circ \cdot X_b^l = 271,00 \cdot 0,495 = 134,15 \text{ mmHg} \rightarrow$$

$$p_b = p_b^\circ - \Delta p_b = 271,00 - 134,15 = 136,85 \text{ mmHg}$$

$$\Delta p_t = p_t^\circ \cdot X_t^l \rightarrow 92,60 \cdot 0,505 = 46,76 \text{ mmHg} \rightarrow$$

$$p_t = p_t^\circ - \Delta p_t = 92,60 - 46,76 = 45,84 \text{ mmHg}$$

b) La presión total de la fase gaseosa será igual a la suma de las presiones parciales:

$$p = p_b + p_t = 136,85 + 45,84 = 182,69 \text{ mmHg}$$

c) Ahora tenemos en cuenta que la presión parcial de cada componente está relacionada con su fracción molar en la fase gaseosa, según la ley de Dalton:

$$p_b = p \cdot X_b^g \rightarrow X_b^g = \frac{p_b}{p} = \frac{136,85}{182,69} = 0,749$$

$$p_t = p \cdot X_t^g \rightarrow X_t^g = \frac{p_t}{p} = \frac{45,84}{182,69} = 0,251$$