

Cuestiones previas (página 59)

1. ¿Qué se entiende por concentración de una disolución?

Se llama concentración de una disolución a la relación cantidad de soluto/cantidad de disolución o disolvente.

2. Una disolución de alcohol en agua es al 10 % en volumen, ¿qué significa eso?

Que por cada 100 mL que se tomen de disolución hay 10 mL de soluto.

3. Calcula la concentración, en % en masa, de una disolución formada por 20 g de soluto y 180 g de disolvente.

$$\text{Porcentaje en masa} = \left( \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{masa (g) de disolución}} \right) \cdot 100 =$$

$$= \left( \frac{20 \text{ g}}{200 \text{ g}} \right) \cdot 100 = 10\%$$

4. ¿Es la disolución, un proceso físico o químico? ¿Por qué?

Se trata de un proceso físico ya que no hay cambio en la naturaleza del soluto que se disuelve. Lo que sucede es que las moléculas de disolvente interaccionan con las de soluto hasta envolverlas por completo, separándolas de su estructura inicial (si es que la tenían).

5. A presión normal, el agua pura hierve a 100 °C y se congela a 0 °C; ¿qué ocurre con esos puntos de ebullición y fusión si añadimos un poco de alcohol al agua?

Ocurrirá que las moléculas de alcohol interaccionarán con las del agua, dificultarán el paso de estas al estado de vapor y los puntos de fusión y ebullición del agua cambiarán.

Actividades (páginas 61/73)

1. Calcula la concentración, en porcentaje en masa, de la disolución obtenida al mezclar 10 g de carbonato de sodio con 100 g de agua destilada.

$$\text{Porcentaje en masa} = \left( \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{masa (g) de disolución}} \right) \cdot 100 =$$

$$= \left( \frac{10 \text{ g}}{110 \text{ g}} \right) \cdot 100 = 9,1\%$$

2. La densidad de 200 mL de disolución de yoduro de potasio en agua al 40 % es de 1,2 g/cm<sup>3</sup>; ¿qué cantidades de soluto y disolvente se hallan presentes?

Con la densidad hallamos la masa de disolución:

$$\rho = \frac{m}{V}; m = \rho V = 240 \text{ g de disolución}$$

Se sustituyen los datos en la ecuación que define la concentración en porcentaje en masa:

$$40\% = \left( \frac{x \text{ g de soluto}}{240 \text{ g de disolución}} \right) \cdot 100; x = 96 \text{ g de soluto}$$

240 g de disolución - 96 g de soluto = 144 g de disolvente

3. Se desea preparar 600 mL de disolución de alcohol en agua al 10 % en volumen. Calcula las cantidades de alcohol y agua destilada que deben mezclarse.

Establecemos la relación:

$$\frac{10 \text{ mL de alcohol}}{100 \text{ mL de disolución}} = \frac{x \text{ mL de alcohol}}{600 \text{ mL de disolución}}$$

$$x = 60 \text{ mL de alcohol}$$

Por tanto: 600 mL - 60 mL = 540 mL de agua.

4. Averigua la cantidad de agua que contiene la disolución del ejemplo anterior.

No es posible hallarlo con precisión, ya que necesitamos conocer la densidad de la disolución.

5. Calcula la molaridad de la disolución obtenida al mezclar 15 g de hidróxido de calcio, Ca(OH)<sub>2</sub>, con el agua suficiente hasta enrasar a 0,5 L.

$$M = \frac{n_s}{V} = \frac{\left( \frac{15 \text{ g}}{74 \text{ g/mol}} \right)}{0,5 \text{ L}} = 0,4 \text{ mol/L}$$

6. PAU Se disuelven 5 mL de ácido nítrico comercial del 70 % y de densidad 1,42 g/mL en agua destilada y posteriormente se completa con más agua destilada hasta formar 1 L de disolución. Calcula la molaridad de la misma.

Con la densidad hallamos la masa de disolución:

$$m = \rho V; m = 1,42 \text{ g/mL} \cdot 5 \text{ mL} = 7,1 \text{ g de HNO}_3 \text{ del } 70\%$$

La masa de HNO<sub>3</sub> puro será:

$$\frac{7,1 \text{ g} \cdot 70}{100} = 4,97 \text{ g}$$

La cantidad de HNO<sub>3</sub> en mol es:

$$\frac{4,97 \text{ g}}{63 \text{ g/mol}} = 0,08 \text{ mol}$$

Así la molaridad es:

$$M = \frac{0,08 \text{ mol}}{1 \text{ L de disolución}} = 0,08 \text{ mol/L}$$

7. Determina la molalidad de:

a) Una disolución obtenida disolviendo 10 g de de hidróxido de sodio, NaOH, en 200 mL de agua.

b) Una disolución de KNO<sub>3</sub> al 20 %.

a) Cantidad de NaOH en mol:

$$\frac{10 \text{ g}}{40 \text{ g}} = 0,25 \text{ mol}$$

Molalidad:

$$m = \frac{0,25 \text{ mol}}{0,2 \text{ kg de agua}} = 1,25 \text{ mol/kg}$$

b) Si es al 20 % es que hay 20 g de KNO<sub>3</sub> (20 g/101 g/mol = 0,2 mol) en 100 g de disolución; es decir, mezclado con 80 g de agua. Por tanto:

$$m = \frac{0,2 \text{ mol}}{0,08 \text{ kg de agua}} = 2,5 \text{ mol/kg}$$

8. Halla las fracciones molares de los componentes de una disolución que se ha obtenido al disolver 2 g de hidróxido de sodio en 100 mL de agua.

Calculamos la cantidad, en mol, de soluto y disolvente:

$$n_s = \frac{2 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,05 \text{ mol}$$

$$n_d = \frac{100 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 5,55 \text{ mol}$$

Ahora hallamos las fracciones molares:

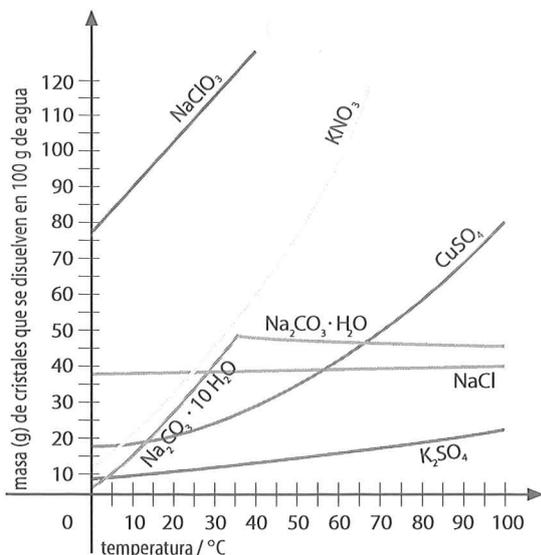
$$X_s = \frac{0,05 \text{ mol}}{0,05 \text{ mol} + 5,55 \text{ mol}} = 0,0089$$

$$X_d = \frac{5,55 \text{ mol}}{0,05 \text{ mol} + 5,55 \text{ mol}} = 0,99$$

Esta última fracción molar también la podemos hallar así:

$$1 - 0,0089 = 0,99$$

9 Observa la figura 3.6 y contesta las siguientes preguntas:



- ¿Qué sustancia de las representadas muestra una elevada solubilidad?
- ¿Qué sustancia de las representadas posee mayor variación de su solubilidad con la temperatura?
- ¿En qué sustancia de las representadas apenas cambia la solubilidad con la temperatura?
- ¿Qué sucede con la solubilidad del carbonato de sodio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) a partir de  $35^\circ\text{C}$ ?
- ¿Cuántos gramos de nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ) pueden disolverse en  $200\text{ cm}^3$  de agua a  $60^\circ\text{C}$ ?
  - $\text{NaClO}_3$
  - $\text{KNO}_3$
  - $\text{NaCl}$
- Se mantiene constante o, incluso, disminuye ligeramente.
- Se observa que a  $60^\circ\text{C}$  se pueden disolver unos 95 g en  $100\text{ cm}^3$  de agua; entonces, en  $200\text{ cm}^3$  de agua se disolverán 190 g.

10 Cuando se obtiene la precipitación del exceso de soluto sólido en una disolución sobresaturada, el conjunto, líquido y precipitado, ¿sigue siendo una disolución?

No, se trata de una mezcla heterogénea. Si separamos el sólido, por ejemplo, filtrando, obtendríamos una disolución saturada.

11 ¿Por qué ascienden burbujas de gas en las copas de cava recién servidas (o, en general, las de cualquier bebida carbónica)?

Porque disminuye la presión del gas en el seno de la disolución (al pasar a la presión atmosférica, que es inferior a la del gas en la botella), como consecuencia, se reduce la solubilidad de este en la misma. Entonces el gas tiende a escapar.

12 ¿Por qué crees que se forman muchas más burbujas en las copas de la cuestión anterior si agitamos el contenido con una cucharilla?

Porque las disoluciones gaseosas adquieren fácilmente la condición de sobresaturación y al agitar conseguimos que el exceso de gas escape.

13 ¿Qué ocurrirá con la temperatura de ebullición de una disolución con respecto a la de su disolvente puro?

Un disolvente entra en ebullición cuando su presión de vapor iguala a la atmosférica (en recipientes abiertos). Imaginemos que eso sucede a una temperatura  $T$ . Al añadir un soluto no volátil a un disolvente, disminuye la presión de vapor de este; por ello, hay que calentar más ( $T > T$ ) hasta que la presión de vapor de la disolución iguale a la atmosférica, momento en el que empezará a hervir ( $T$ ).

14 Para secar antes tu bañador, ¿lo enjuagarías con agua dulce o salada? ¿Por qué?

En agua dulce, ya que es más volátil que el agua salada porque las sales disueltas en el agua salada hacen disminuir la presión de vapor del disolvente.

15 Calcula la  $K_c$  de un disolvente sabiendo que al añadir 300 g de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) a 1,5 L de disolvente se produce un descenso crioscópico de  $2,06^\circ\text{C}$ .

La masa molar de la glucosa es 180 g/mol. La cantidad de glucosa existente será  $\frac{300\text{ g}}{180\text{ g/mol}} = 1,67\text{ mol}$ .

La molalidad es:

$$m = 1,67\text{ mol}/1,5\text{ kg de agua} = 1,11\text{ mol/kg}$$

$$\Delta t_c = K_c m; K_c = \frac{\Delta t_c}{m} = \frac{2,06^\circ\text{C}}{1,11\text{ mol/kg}} = 1,86^\circ\text{C kg/mol}$$

16 Calcula la masa molecular de un alcohol sabiendo que una mezcla de 2 L de agua y 1/2 L de ese alcohol, del 96 % y densidad de  $0,8\text{ g/cm}^3$ , produce un descenso crioscópico de  $7,7^\circ\text{C}$ .

Aplicamos la ecuación:  $\Delta t_c = K_c m$ ; sustituimos valores:

$$7,7^\circ\text{C} = \frac{1,86^\circ\text{C kg/mol} \cdot n_s}{2\text{ kg}}; n_s = 8,3\text{ mol de alcohol}$$

Hallamos el n.º de gramos de alcohol existente en el 1/2 L:

$$m = \rho \cdot V = 0,8\text{ g/cm}^3 \cdot 500\text{ cm}^3 = 400\text{ g de alcohol al } 96\% \\ 400\text{ g} \cdot 96/100 = 384\text{ g de alcohol puro}$$

$$\text{Como } n_s = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \text{masa molar} = \frac{\text{masa}}{n_s} = \frac{384\text{ g}}{8,3\text{ mol}} \approx 46\text{ g/mol}$$

Por tanto, la masa molecular será: 46

17 ¿Por qué cuando hace mucho frío se echa sal sobre las placas de hielo formadas en calles y carreteras? Puedes utilizar Internet para comprobar tu respuesta.

La sal es muy soluble en agua y parte de ella comienza a disolverse en el agua que moja al hielo, formándose una disolución saturada que, por su menor presión de vapor, no puede estar en equilibrio con el hielo. Entonces se funde hielo para diluir la disolución (como la fusión necesita consumir energía, la temperatura desciende); al derretirse más hielo, se disuelve más sal y se alcanza la saturación, con lo que el proceso vuelve a repetirse. De esta forma, la sal va fundiendo el hielo. Para una concentración de sal de 22,4 %, la temperatura puede descender hasta  $-21^\circ\text{C}$ .

18 Calcula el ascenso ebulloscópico que sufre 1 kg de agua cuando se disuelve en él 342 g de sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ).

Hallamos la masa molar del azúcar: 342 g/mol. Como la cantidad disuelta ha sido de 342 g; se ha disuelto 1 mol de sacarosa. Sustituimos en la ecuación:

$$\Delta t_e = K_e m; \Delta t_e = \frac{0,52^\circ\text{C kg/mol} \cdot 1\text{ mol}}{1\text{ kg}} = 0,52^\circ\text{C}$$

19 ¿Se daría el mismo ascenso ebulloscópico que en la actividad anterior, si, en 1 kg de agua, se disuelve 1 mol de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ )? ¿Y 1 mol de urea ( $\text{CON}_2\text{H}_4$ )?

Sí, ya que como en los tres casos se trata de 1 mol de soluto, y hay la misma cantidad de disolvente y este es el mismo, el resultado de la ecuación es idéntico en los tres casos. Por tanto, la propiedad coligativa no depende de la naturaleza del soluto sino de su concentración (como ya se explicó en el *Libro del alumno*).

- 20 ¿A qué temperatura hierve una disolución formada por 9,2 g de glicerina ( $C_3H_8O_3$ ) y 100 g de agua (a presión normal)?

Hallamos la masa molar del soluto: 92 g/mol. Como la cantidad disuelta ha sido de 9,2 g; se ha disuelto 0,1 mol de glicerina.

Sustituimos en la ecuación:

$$\Delta t_e = K_e m; \Delta t_e = \frac{0,52 \text{ }^\circ\text{C kg/mol} \cdot 0,1 \text{ mol}}{0,1 \text{ kg}} = 0,52 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\text{Como } \Delta t_e = t' - t_e \Rightarrow t' = \Delta t_e + t_e = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 0,52 \text{ }^\circ\text{C} = 100,52 \text{ }^\circ\text{C}$$

- 21 Trata de explicar por qué la presión osmótica aumenta al incrementarse la temperatura de la disolución.

La causa es que afecta al número de colisiones por unidad de tiempo del disolvente con la membrana semipermeable. Un aumento de temperatura incrementa el número de colisiones y, por tanto, la presión.

- 22 ¿Por qué las inyecciones intravenosas deben ser isotónicas (esto es, tienen la misma presión osmótica) con el suero sanguíneo?

Si la presión osmótica de la inyección fuese inferior, los glóbulos rojos se hincharían al pasar agua a su interior por ósmosis y podrían estallar (hemólisis). Si fueran las inyecciones hipertónicas, los glóbulos rojos se arrugarían (plasmólisis), al salir agua de su interior.

- 23 Clasifica los siguientes sistemas como suspensiones, disoluciones coloidales o disoluciones verdaderas: pegamento, zumo de frutas, espuma de cerveza, crema batida, calima atmosférica, agua marina, refresco transparente, queso, gelatina, agua y alcohol, tinta china, barro.

Suspensiones: zumo de frutas, calima atmosférica y barro.

Disoluciones coloidales: (del griego *kolla*, pegamento, y *eidos*, con aspecto de) pegamento, espuma de cerveza, crema batida, queso, gelatina, tinta china.

Disoluciones verdaderas: agua marina, refresco transparente y agua con alcohol.

## Cuestiones y problemas (páginas 78/79)

### Disolución. Tipos de disoluciones

- 1 Explica las diferencias entre soluto, disolvente, disolución y concentración de una disolución.

Una disolución verdadera es una mezcla homogénea de sustancias puras donde las partículas disueltas son iones, moléculas aisladas o agrupaciones muy pequeñas de ellos, por lo que no sedimentan aunque empleemos potentes máquinas centrifugadoras. El disolvente es el medio en el cual los solutos se disuelven. Los solutos suelen ser iones o moléculas y, frecuentemente, se encuentran en proporción menor que el disolvente. Se llama concentración de una disolución a la relación existente entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolvente o disolución.

- 2 ¿Existe alguna disolución donde el disolvente sea gaseoso, y el soluto, sólido o líquido? Si es así, pon un ejemplo.

Solo lo cumplen las disoluciones coloidales. Las partículas de la fase dispersa (similar al soluto en las disoluciones) son bastante pequeñas, por lo que la precipitación es despreciable; sin embargo, son bastante grandes como para que dispersen la luz al atravesar el coloide. Ejemplos de estas disoluciones son la niebla, el humo, los virus o el polvo en el aire...

### Concentración de una disolución

- 3 Define molaridad y molalidad.

La molaridad de una disolución expresa los moles de soluto existentes en 1 L de disolución. La molalidad expresa los moles de soluto existentes en 1 kg de disolvente.

- 4 ¿Por qué la fracción molar no tiene unidades?

Porque las unidades del numerador y las del denominador son las mismas.

- 5 Se disuelven 10 g de sacarosa en 250 g de agua. Indica la concentración de la disolución en:

a) masa (g) soluto/100 g de disolvente

b) masa (g) soluto/100 g de disolución

$$a) \frac{10 \text{ g de soluto}}{250 \text{ g de disolvente}} = \frac{x \text{ g de soluto}}{100 \text{ g de disolvente}}$$

$$x = 4 \text{ g de soluto}$$

$$b) \frac{10 \text{ g de soluto}}{260 \text{ g de disolución}} = \frac{x \text{ g de soluto}}{100 \text{ g de disolución}}$$

$$x = 3,85 \text{ g de soluto}$$

- 6 PAU El agua de mar contiene un 2,8 % de cloruro de sodio (NaCl) y tiene una densidad de 1,02 g/cm<sup>3</sup> a una cierta temperatura. Calcula el volumen de agua de mar necesario para obtener 1 kg de NaCl.

Establecemos la relación:

$$\frac{2,8 \text{ g de NaCl}}{100 \text{ g de disolución}} = \frac{1 \text{ 000 g de NaCl}}{x \text{ g de disolución}}$$

$$x = 35 \text{ 714,3 g de disolución}$$

$$V = \frac{m}{\rho}; V = \frac{35 \text{ 714,3 g}}{1,02 \text{ g/cm}^3} = 35 \text{ 014 cm}^3 = 35 \text{ L}$$

- 7 Se prepara una disolución con 5 g de hidróxido de sodio (NaOH) en 25 g de agua destilada. Si el volumen final es de 27,1 cm<sup>3</sup>, calcula la concentración de la disolución en:

a) Porcentaje en masa. c) Molaridad.

b) Masa (g) por litro. d) Molalidad.

a) Concentración en porcentaje (%) en masa =

$$= \frac{5 \text{ g de soluto}}{30 \text{ g de disolución}} \cdot 100 = 16,7\%$$

b) Concentración en g/L =

$$= \frac{5 \text{ g de soluto}}{0,027 \text{ 1 L de disolución}} = 184,5 \text{ g/L}$$

c) Hallamos, primero, los moles:

$$n = \frac{5 \text{ g de soluto}}{40 \text{ g/mol}} = 0,125 \text{ mol}$$

$$M = \frac{n_s}{V \text{ (L) de disolución}} = \frac{0,125 \text{ mol}}{0,027 \text{ 1 L de disolución}} = 4,6 \text{ mol/L}$$

d) Molalidad:  $m = \frac{n_s}{\text{masa (kg) de disolvente}} =$

$$= \frac{0,125 \text{ mol}}{0,025 \text{ kg de disolvente}} = 5 \text{ mol/kg}$$

- 8 Calcula la fracción molar del soluto del problema anterior.

$X_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{n_{\text{NaOH}} + n_{\text{agua}}}$ . Calculamos los moles de soluto y disolvente:  $n_{\text{NaOH}} = 0,125 \text{ mol}$  y  $n_{\text{agua}} = 1,389 \text{ mol}$ .

Sustituimos en la expresión de la fracción molar:

$$X_{\text{NaOH}} = \frac{0,125 \text{ mol}}{0,125 \text{ mol} + 1,389 \text{ mol}} = \frac{0,125 \text{ mol}}{1,514 \text{ mol}} = 0,083$$

9 En  $100 \text{ cm}^3$  de una disolución de ácido clorhídrico (HCl) hay 6 g de dicho ácido. Determina:

a) La cantidad de esta sustancia en mol.

b) La molaridad de la disolución.

$$a) n_{\text{HCl}} = \frac{6 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 0,16 \text{ mol}$$

$$b) M = \frac{0,16 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 1,6 \text{ mol/L}$$

10 Halla la cantidad, en gramos, de nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ) y agua destilada necesarios para preparar  $250 \text{ cm}^3$  de disolución al 20%. La densidad de la disolución es  $1,2 \text{ g/cm}^3$ .

Sabemos que  $m = \rho V$ ;  $m = 1,2 \text{ g/cm}^3 \cdot 250 \text{ cm}^3 = 300 \text{ g}$  de disolución. Si la disolución es al 20% y deseamos averiguar los gramos de ácido nítrico, aplicamos la siguiente relación:

$$\frac{20 \text{ g de soluto}}{100 \text{ g de disolución}} = \frac{x \text{ g de soluto}}{300 \text{ g de disolución}}$$

$$x = 60 \text{ g de KNO}_3$$

Por tanto, 240 g son de agua destilada.

11 ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) puro hay contenida en  $100 \text{ cm}^3$  de disolución 0,2 M de dicho ácido?

Sabemos que  $M = \frac{n}{V}$ ; despejando  $n$  y sustituyendo valores, tenemos:

$$n = MV = 0,2 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,02 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Como:

$$\frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} = \frac{0,02 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{x \text{ g de H}_2\text{SO}_4}$$

Entonces:

$$x = 1,96 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

12 Para preparar la disolución del problema anterior disponíamos de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  comercial al 96% y densidad  $1,84 \text{ g/cm}^3$ . Calcula el volumen de ácido que hubo que incluir para obtener los  $100 \text{ cm}^3$  de disolución 0,2 M.

Si el ácido es del 96%, por cada 100 g de ácido comercial, 96 g son de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; por tanto:  $x$  g de ácido comercial contendrán 1,96 g puros. Si resolvemos la relación:

$$x = 2,04 \text{ g de ácido comercial}$$

Así:

$$V = \frac{m}{\rho}; V = \frac{2,04 \text{ g}}{1,84 \text{ g/cm}^3} = 1,1 \text{ cm}^3$$

13 Partiendo de una disolución 2 M de ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ), indica cómo prepararías 1 L de otra disolución del mismo ácido, pero de concentración 1 M.

Si se desea preparar 1 L de disolución 1 M, son necesarios:

$$n = MV = 1 \text{ mol/L} \cdot 1 \text{ L} = 1 \text{ mol}$$

Al disponer de otra disolución 2 M, debemos sacar un volumen de:

$$V = \frac{n}{M} = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ mol/L}} = 0,5 \text{ L}$$

Este volumen lo echaríamos en un matraz aforado de 1 L y completaríamos con agua destilada (1/2 L).

14 **PAU** Tomamos 10 mL de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) comercial al 96% y de densidad  $1,84 \text{ g/cm}^3$  y lo añadimos, con precaución, a un matraz de 1/2 L lleno hasta la mitad de agua destilada. Agitamos y añadimos más agua destilada hasta el nivel de 1/2 L. Indica la molaridad y la molalidad de la disolución así preparada.

Transformamos los 10 mL de ácido comercial en gramos:

$$m = \rho V; m = 1,84 \text{ g/cm}^3 \cdot 10 \text{ cm}^3 = 18,4 \text{ g de ácido comercial}$$

Para calcular los gramos de ácido puro, hallamos el 96% de esa cantidad:

$$18,4 \text{ g} \cdot \frac{96}{100} = 17,66 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}$$

Los moles serán:

$$n = \frac{17,66 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0,18 \text{ mol}$$

Entonces:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,18 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,36 \text{ mol/L}$$

$$m = \frac{n_s}{\text{masa (kg) de disolvente}} = \frac{0,18 \text{ mol}}{0,49 \text{ kg}} = 0,37 \text{ mol/kg}$$

15 **PAU** Queremos preparar 2 L de disolución de ácido clorhídrico (HCl) 0,5 M. Calcula el volumen de HCl comercial al 37,5% y densidad  $1,19 \text{ g/cm}^3$  que debemos añadir al matraz aforado, así como la cantidad de agua destilada necesaria para completar el volumen de disolución.

Calculamos los moles de HCl necesarios:

$$n = MV = 0,5 \text{ mol/L} \cdot 2 \text{ L} = 1 \text{ mol}$$

Calculamos los gramos de HCl necesarios:

$$1 \text{ mol} = 36,5 \text{ g}$$

Como el HCl disponible es del 37,5%, tendremos:

$$36,5 \cdot \frac{100}{37,5} = 97,3 \text{ g de ácido comercial}$$

Pasados a unidades de volumen:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{97,3 \text{ g}}{1,19 \text{ g/cm}^3} = 81,8 \text{ cm}^3$$

La cantidad de agua destilada necesaria para completar el volumen de disolución será:

$$2000 \text{ cm}^3 - 81,8 \text{ cm}^3 = 1918,2 \text{ cm}^3$$

16 **PAU** Mezclamos 400 mL de una disolución 0,5 M de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) con 100 mL de una disolución 2 M de la misma sustancia. ¿Qué concentración en molaridad tendrá la disolución resultante?

Calculamos los moles existentes en cada una de las disoluciones y sumamos:

$$n_1 = M_1 V_1 = 0,5 \text{ mol/L} \cdot 0,4 \text{ L} = 0,2 \text{ mol de NH}_3$$

$$n_2 = M_2 V_2 = 2 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,2 \text{ mol de NH}_3$$

entonces:

$$n_1 + n_2 = 0,4 \text{ mol de NH}_3$$

La molaridad es:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,4 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,8 \text{ M}$$

## El proceso de disolución

17 Explica el proceso por el cual los solutos se disuelven en los disolventes.

El proceso de disolución sucede cuando las atracciones soluto-soluto y las disolvente-disolvente son relativamente pequeñas, y las atracciones disolvente-soluto, relativamente grandes. Solo así las partículas de soluto abandonarán sus posiciones más o menos fijas en sus antiguas estructuras y se incorporarán a la disolución.

18 ¿Cuál es la diferencia entre solvatación e hidratación?

El proceso de disolución se llama solvatación cuando el disolvente no es el agua, e hidratación si el disolvente es el agua.

**19** ¿Por qué, en general, los líquidos y los gases se disuelven mejor que los sólidos?

Las interacciones soluto-soluto son más fuertes en los sólidos que en los líquidos y gases, y estas interacciones pueden llevar al soluto hidratado, si es sólido, a la fase cristalina, por lo que los sólidos se disuelven peor.

**20** ¿Cuáles de las tres interacciones (soluto-soluto, disolvente-disolvente y soluto-disolvente) son más determinantes para realizar las siguientes operaciones?

- a) Disolver un sólido en un disolvente líquido.
  - b) Disolver un líquido en un disolvente líquido.
  - c) Disolver un gas en un disolvente líquido.
- a) Las interacciones soluto-soluto.
  - b) Las interacciones soluto-disolvente.
  - c) Las interacciones soluto-disolvente.

## Solubilidad

**21** Define solubilidad e indica sus unidades.

Se denomina solubilidad de una sustancia en un determinado disolvente y a una determinada temperatura a la concentración de su disolución saturada. Es decir, representa la máxima cantidad de soluto que, a una determinada temperatura, puede disolverse en una cantidad fija de disolvente. La solubilidad suele expresarse en masa (g) de soluto/100 g de disolvente, o en masa (g) de soluto/1 L de disolvente.

**22** Indica qué factores hacen variar la solubilidad de una sustancia.

La temperatura (para solutos sólidos, líquidos y gaseosos) y la presión (para solutos gaseosos).

**23** ¿Cómo se puede preparar una disolución para que se considere sobresaturada?

Saturando una disolución a una determinada temperatura y después disminuyendo esta (en los casos de solutos cuya solubilidad aumenta con la temperatura). También, saturando una disolución y evaporando, a continuación, parte del disolvente.

**24** ¿Por qué, al preparar una disolución, conviene pulverizar el soluto y agitarlo en el seno de la misma?

Para que se disuelva antes, ya que al pulverizar aumenta el área superficial del soluto y, por tanto, se eleva el número de iones o moléculas de disolvente que entran en contacto y colisionan con él; al agitar, impedimos que la disolución se sature alrededor de los cristales de soluto.

**25** Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «A temperatura ambiente, no hay límite para la cantidad de sal que se puede disolver en un litro de agua».

Es falsa, dado que sí existe límite en la cantidad de soluto que un disolvente puede admitir.

**26** Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «Cuando una disolución alcanza la saturación, no puede disolverse más soluto en esa cantidad de disolvente».

Es falsa, ya que depende de la temperatura y, si el soluto es un gas, también de la presión.

**27** Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «Una disolución puede ser saturada y diluida al mismo tiempo».

Si definimos disolución diluida como aquella que se encuentra lejos de la saturación, entonces la afirmación sería falsa. Pero si la definimos como la que contiene muy poco soluto respecto a la cantidad existente de disolvente, entonces podría ser cierta si el soluto es poco soluble en el disolvente.

**28** Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «Una disolución saturada es aquella que contiene la mayor cantidad posible de soluto».

No es del todo correcta, pues falta especificar: a una determinada temperatura.

**29** Cuando el aire está saturado de vapor de agua, se dice que la humedad relativa es del 100%. ¿A qué se debe la sensación de malestar (calor pegajoso) que experimentamos en un día caluroso con una humedad relativa cercana al 100%?

La evaporación del sudor consume calor de la superficie de nuestro cuerpo y produce enfriamiento. Si el aire está saturado de vapor de agua, difícilmente se producirá la evaporación del sudor, con lo que notamos una «atmósfera pesada».

**30** ¿Cómo explicas la sensación de alivio producida por un ventilador en un día asfixiante de verano?

El aire en contacto con nuestra piel rápidamente se satura de humedad y, en consecuencia, la evaporación se paraliza. El ventilador reparte la humedad por toda la habitación y restablece la evaporación del sudor.

**31** El fenómeno de El Niño es una corriente marina cálida en el océano Pacífico. Una de sus consecuencias al llegar a las costas peruanas, zona de aguas frías y pobladas de peces, es que las embarcaciones que allí faenan izan sus redes vacías de peces. ¿A qué crees que se debe esto?

La ausencia de peces se debe a que, al aumentar la temperatura, disminuye la solubilidad del oxígeno disuelto en ella.

**32** Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «Aunque se lo considera como una impureza del aire, sin el polvo no habría nubes ni lluvia».

Verdadera. Las partículas de polvo sirven de «semillas» para la condensación del vapor de agua. Sin el polvo, cuando el aire se sobresatura de vapor de agua, esta se depositaría sobre la superficie de cualquier objeto.

**33** Indica en cuál de estas dos situaciones resulta un café más dulce y por qué:

- a) En un café frío añadimos un terrón de azúcar y no agitamos.
- b) En un café caliente añadimos azúcar en polvo y agitamos.

Un café resultará más dulce siempre en la situación **b)**, ya que el calor aumenta la solubilidad del azúcar. Al triturar el azúcar y al agitar, lo que hacemos es aumentar la velocidad de disolución, pero no la solubilidad del azúcar.

## Propiedades coligativas

**34** ¿Cuál es la causa por la que disminuye la presión de vapor de una disolución con respecto a la del disolvente puro?

Las moléculas de soluto, al ocupar un lugar entre las del disolvente, dificultan el escape al estado gaseoso de las moléculas del disolvente. Entonces, la presión de vapor de este disminuye. La expresión que indica cuantitativamente esta variación es la ley de Raoult.

**35** ¿Cuál es la causa por la que disminuye el punto de congelación o aumenta el de ebullición de una disolución con respecto a su disolvente puro?

La causa por la que disminuye el punto de congelación es el descenso de la presión de vapor del disolvente como consecuencia de añadir un soluto. Por ello, hay que enfriar más ( $T' > T$ ) para que la presión de vapor iguale a la de la fase sólida (descenso crioscópico), y hay que calentar más ( $T' < T$ ) para que la presión de vapor de la disolución iguale a la atmosférica (ascenso ebulloscópico).

**36** Define ósmosis y presión osmótica.

Ósmosis es el paso de disolvente, a través de una membrana semipermeable, desde la disolución menos concentrada a la más concentrada hasta que las dos disoluciones equilibran sus concentraciones.

La presión osmótica,  $\pi$ , es la presión que habría que ejercer sobre la disolución más concentrada para impedir el proceso de ósmosis.

**37** ¿Qué son disoluciones isotónicas?

Son las que tienen la misma presión osmótica.

**38** Indica un procedimiento para conocer la masa molar de una sustancia no iónica.

Conociendo que el descenso crioscópico de una disolución formada por  $a$  g de soluto disueltos en  $b$  kg de disolvente es:

$$\Delta t_c = K_c m = \frac{K_c n}{b}$$

Se hallaría  $n$ , los moles, y luego calcularíamos la masa molar con la relación:

$$\frac{a \text{ g}}{n \text{ mol}} = \frac{x \text{ g}}{1 \text{ mol}}$$

donde la masa molar es igual a  $x$  g/mol.

De forma parecida lo resolveríamos si conociéramos el ascenso ebulloscópico. Conociendo la presión osmótica, que es la propiedad coligativa más fácil de medir, incluso con cantidades muy pequeñas de soluto, hallaríamos  $n$  aplicando la ecuación  $pV = nRT$ , y luego seguiríamos como se ha indicado en los otros dos procedimientos.

**D39** Si dejamos dos botellas de bebidas refrescantes, una endulzada con sacarosa y la otra con edulcorante artificial, a la intemperie en un día de invierno en el que hace una temperatura algo inferior a  $0^\circ\text{C}$ , comprobamos que al cabo de un tiempo la que tiene sacarosa aún está líquida y la otra congelada. ¿Por qué sucede esto?

Sucede porque los edulcorantes artificiales son solutos iónicos y no actúan como disoluciones ideales; por lo tanto, el descenso crioscópico es poco acusado (la asociación iónica es mayor y se reduce la molalidad efectiva).

**40** ¿Qué disolvente de los que figuran en la tabla 3.4 sería el ideal para determinar la masa molar de una sustancia por crioscopia? Dato: la sustancia es soluble en todos ellos.

Disolvente	Temperatura de congelación ( $^\circ\text{C}$ a 1 atm)	$K_c$ ( $^\circ\text{C kg/mol}$ )
Agua	0	1,86
Ácido acético	16,6	3,90
Benceno	5,5	5,12
Ciclohexano	6,5	20,20

El ciclohexano, por tener una  $K_c$  alta. Efectivamente, como  $\Delta t_c = K_c m$ , si  $K_c$  es alta,  $\Delta t_c$  es también alto y existirá menos error en su medida.

**41** ¿Qué pasaría si se regara con agua salada una planta cultivada en maceta?

La planta se volvería mustia, porque, por ósmosis, el agua de la misma saldría al exterior donde hay una disolución más concentrada (en sal).

**42** ¿Por qué se hinchan las uvas pasas al meterlas en agua?

Se hinchan debido al fenómeno de ósmosis.

**D43** Teniendo en cuenta que la congelación de un líquido se produce cuando su presión de vapor se hace igual que la del sólido, ¿qué crees que ocurrirá con la temperatura de congelación de la disolución con respecto a la del disolvente puro?

Cuando se disuelve un soluto no volátil en un disolvente disminuye la presión de vapor del disolvente; por tanto, debemos enfriar más la disolución hasta conseguir que la presión de vapor del líquido iguale a la del sólido y aquel se congele.

**44** Calcula la temperatura de congelación de una disolución formada por 9,5 g de etilenglicol (anticongelante usado en los automóviles de fórmula  $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$ ) y 20 g de agua.

La masa molar del etilenglicol es de 62 g/mol.

Los moles existentes son  $\frac{9,5 \text{ g}}{62 \text{ g/mol}} = 0,153 \text{ mol}$ .

La molalidad:  $m = \frac{0,153 \text{ mol}}{0,02 \text{ kg de agua}} = 7,65 \text{ mol/kg}$

Entonces:

$$\Delta t_c = K_c m = 1,86^\circ\text{C kg/mol} \cdot 7,65 \text{ mol/kg} = 14,25^\circ\text{C}$$

Sabiendo que  $t_c - t' = 14,25^\circ\text{C}$ , podemos obtener  $t'$ :

$$t' = t_c - 14,25^\circ\text{C} = 0^\circ\text{C} - 14,25^\circ\text{C} = -14,25^\circ\text{C}$$

**45** Determina la temperatura de ebullición de la disolución del problema anterior.

El ascenso ebulloscópico es:

$$\Delta t_e = K_e m = 0,52^\circ\text{C kg/mol} \cdot 7,65 \text{ mol/kg} = 3,98^\circ\text{C}$$

Sabiendo que  $t' - 100 = 3,98^\circ\text{C}$ , entonces,  $t' = 103,98^\circ\text{C}$ .

**46** Se disuelven 2,3 g de un hidrocarburo no volátil en 97,7 g de benceno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ). La presión de vapor de la disolución a  $20^\circ\text{C}$  es de 73,62 mmHg, y la del benceno es 74,66 mmHg. Halla la masa molar del hidrocarburo.

Aplicamos la ley de Raoult:  $p^\circ - p' = p^\circ \chi_s$ .

$$74,66 \text{ mmHg} - 73,62 \text{ mmHg} = 74,66 \text{ mmHg} \cdot \frac{\frac{2,3 \text{ g}}{\text{masa molar}}}{\frac{2,3 \text{ g}}{\text{masa molar}} + \frac{97,7 \text{ g}}{78 \text{ g/mol}}}$$

$$\text{masa molar} = 129,6 \text{ g/mol}$$

**47** Suponiendo un comportamiento ideal, ¿cuál sería la presión de vapor de la disolución obtenida al mezclar 500 mL de agua y 90 g de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) si la presión de vapor del agua a la temperatura de la mezcla es de 55,3 mmHg?

Aplicamos la ley de Raoult:  $p^\circ - p' = p^\circ \chi_s$ .

$$55,3 \text{ mmHg} - p' = 55,3 \cdot \frac{\frac{2,3 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}}}{\frac{90 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} + \frac{500 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}}$$

$$p' = 54,32 \text{ mmHg}$$

**48** Averigua cuál será el punto de ebullición de una disolución que contiene 10,83 g de un compuesto orgánico de masa molar 120 g/mol disuelto en 250 g de ácido acético.

Datos:  $K_e$  (ácido acético) =  $3,07^\circ\text{C kg/mol}$ ;  $t_c$  (ácido acético) =  $118^\circ\text{C}$

El ascenso ebulloscópico es  $\Delta t_e = K_e m$ . Sustituimos valores:

$$t' - 118^\circ\text{C} = 3,07^\circ\text{C kg/mol} \cdot \frac{10,83 \text{ g}}{120 \text{ g/mol} \cdot 0,25 \text{ kg}}$$

Realizando operaciones:  $t' = 119,11^\circ\text{C}$ .

- D 49** Un compuesto desconocido contiene 43,2 % de carbono, 16,6 % de nitrógeno, 2,4 % de hidrógeno y 37,8 % de oxígeno. La adición de 6,45 g de esa sustancia en 50 mL de benceno ( $C_6H_6$ ), cuya densidad es  $0,88 \text{ g/cm}^3$ , hace bajar el punto de congelación del benceno de  $5,51 \text{ }^\circ\text{C}$  a  $1,25 \text{ }^\circ\text{C}$ . ¿Cuál es la fórmula molecular de este compuesto?

Dato:  $K_c$  (benceno) =  $5,02 \text{ }^\circ\text{C kg/mol}$

Hallamos la fórmula empírica y, para ello primero, calculamos los moles de átomos de cada elemento:

$$\begin{aligned}\frac{43,2 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} &= 3,6 \text{ mol de carbono} \\ \frac{16,6 \text{ g}}{14 \text{ g/mol}} &= 1,186 \text{ mol de nitrógeno} \\ \frac{2,4 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} &= 2,4 \text{ mol de hidrógeno} \\ \frac{37,8 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} &= 2,4 \text{ mol de oxígeno}\end{aligned}$$

Al dividir cada uno de los moles entre 1,186 (el valor menor), tenemos esta otra relación de números enteros: 3 mol de carbono, 1 mol de nitrógeno, 2 mol de hidrógeno y 2 mol de oxígeno. La fórmula empírica es  $C_3NO_2H_2$ , y su masa molar, de  $84 \text{ g/mol}$ .

Hallamos la masa molar del compuesto mediante la expresión  $\Delta t_c = K_c m$ . Sustituimos valores:

$$\begin{aligned}5,51 \text{ }^\circ\text{C} - 1,25 \text{ }^\circ\text{C} &= \\ &= 5,02 \text{ }^\circ\text{C kg/mol} \frac{6,45 \text{ g}}{\text{masa molar}} \\ &= 5,02 \text{ }^\circ\text{C kg/mol} \frac{6,45 \text{ g}}{0,88 \text{ g/mL} \cdot 50 \text{ mL} \cdot 10^{-3} \text{ kg/g}} \\ \text{masa molar} &= 173 \text{ g/mol}\end{aligned}$$

Dividiendo ambas masas molares, observamos que la fórmula molecular es dos veces superior a la empírica; por tanto, la fórmula molecular del compuesto desconocido es  $C_6N_2O_4H_4$ .

- 50** Si añadimos 12,5 g de una sustancia no iónica a  $100 \text{ cm}^3$  de agua, a  $25 \text{ }^\circ\text{C}$ , la presión de vapor desciende desde  $23,8 \text{ mmHg}$  hasta  $23,0 \text{ mmHg}$ . Calcula la masa molar de la sustancia.

Aplicamos la ley de Raoult:  $\Delta p = p^\circ \chi_s$ . Despejamos la fracción molar:

$$\chi_s = \frac{p^\circ - p}{p^\circ} = \frac{23,8 \text{ mmHg} - 23,0 \text{ mmHg}}{23,8 \text{ mmHg}} = 0,034$$

Calculamos los moles de agua:

$$n_{\text{agua}} = \frac{100 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 5,6 \text{ mol de agua}$$

Calculamos los moles de sustancia, aplicando la expresión de la fracción molar:

$$\begin{aligned}\chi_s = 0,034 &= \frac{n_s}{n_s + 5,6} \\ n_s &= 0,2 \text{ mol de sustancia}\end{aligned}$$

Hallamos la masa molar de la sustancia:

$$\frac{12,5 \text{ g}}{0,2 \text{ mol}} = \frac{x \text{ g}}{1 \text{ mol}}; x = 62,5 \text{ g}$$

Así, la masa molar es  $62,5 \text{ g/mol}$ .

- 51** La presión osmótica de una disolución, a  $20 \text{ }^\circ\text{C}$ , es  $4,2 \text{ atm}$ . ¿Qué presión osmótica tendrá a  $50 \text{ }^\circ\text{C}$ ?

Dividiendo las dos expresiones de presión osmótica, tenemos:

$$\frac{\pi_1}{\pi_2} = \frac{cRT_1}{cRT_2}$$

Sustituyendo valores y despejando:

$$\frac{4,2 \text{ atm}}{\pi_2} = \frac{293 \text{ K}}{323 \text{ K}}; \pi_2 = 4,6 \text{ atm}$$

- 52** A  $37 \text{ }^\circ\text{C}$ , el plasma sanguíneo, isotónico con sus glóbulos rojos, tiene una concentración  $0,3 \text{ M}$ . Si lo introducimos en un suero salino hipotónico, de concentración  $0,2 \text{ M}$ , ¿qué es lo que sucederá?

La diferencia entre las dos presiones osmóticas es:

$$\Delta\pi = \Delta cRT = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 310 \text{ K} = 2,5 \text{ atm}$$

La presión osmótica del suero es  $2,5 \text{ atm}$  inferior a la de los glóbulos rojos. Entonces pasará agua al interior del glóbulo rojo a través de la membrana celular, con lo que puede estallar.

- 53** Una muestra de  $2 \text{ g}$  de un compuesto orgánico disuelto en  $100 \text{ cm}^3$  de disolución se encuentra a una presión de  $1,31 \text{ atm}$ , en el equilibrio osmótico. Sabiendo que la disolución está a  $0 \text{ }^\circ\text{C}$ , calcula la masa molar del compuesto orgánico.

Aplicamos la expresión de la presión osmótica:

$$\pi = MRT = \frac{n}{V} RT$$

de donde:

$$\begin{aligned}n &= \frac{\pi V}{RT} = \frac{1,31 \text{ atm} \cdot 0,1 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 273 \text{ K}} = \\ &= 5,85 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\end{aligned}$$

Hallamos la masa molar del compuesto orgánico sabiendo que:

$$\begin{aligned}\text{masa molar} &= \frac{\text{masa (g) del compuesto}}{\text{moles del mismo}} = \frac{2 \text{ g}}{5,85 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} \\ \text{masa molar} &= 342 \text{ g/mol}\end{aligned}$$

- D 54** Se quiere saber la fórmula molecular de un líquido con respecto al cual se ha comprobado lo siguiente: «una disolución acuosa formada por  $2,02 \text{ g}$  del mismo en  $1 \text{ L}$  de disolución ejerce una presión osmótica de  $800 \text{ mmHg}$  a una temperatura de  $20 \text{ }^\circ\text{C}$ . Además, la combustión de  $2,350 \text{ g}$  de ese compuesto ha producido  $2,248 \text{ g}$  de  $\text{CO}_2$  y  $0,920 \text{ g}$  de  $\text{H}_2\text{O}$ ». Calcula su fórmula molecular.

Aplicamos la ecuación de la presión osmótica:

$$\pi V = nRT$$

de donde:

$$n = \frac{\pi V}{RT} = \frac{(800/760) \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 293 \text{ K}} = 0,044 \text{ mol}$$

Calculamos la masa molar con la siguiente relación:

$$\frac{2,02 \text{ g}}{0,044 \text{ mol}} = \frac{x \text{ g}}{1 \text{ mol}}; x = 45,9 \text{ g}$$

Entonces, la masa molecular será  $45,9 \text{ u}$ .

Hallamos las cantidades de C, H y O. Para ello, establecemos las siguientes relaciones:

$$\begin{aligned}\frac{44 \text{ g de CO}_2}{12 \text{ g de C}} &= \frac{2,248 \text{ g de CO}_2}{x \text{ g de C}} \\ x &= 0,613 \text{ g de C}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\frac{18 \text{ g de H}_2\text{O}}{2 \text{ g de H}} &= \frac{0,920 \text{ g de H}_2\text{O}}{y \text{ g de H}} \\ y &= 0,102 \text{ g de H}\end{aligned}$$

masa (g) de oxígeno =  $2,350 \text{ g}$  de compuesto -  $(0,613 + 0,102) \text{ g}$  de carbono e hidrógeno =  $1,635 \text{ g}$  de oxígeno

Hallamos los moles de átomos de cada elemento:

$$\frac{0,613 \text{ g de C}}{12 \text{ g/mol de C}} = 0,051 \text{ mol de átomos de C}$$

$$\frac{0,102 \text{ g de H}}{1 \text{ g/mol de H}} = 0,102 \text{ mol de átomos de H}$$

$$\frac{1,635 \text{ g de O}}{16 \text{ g/mol de O}} = 0,102 \text{ mol de átomos de O}$$

Dividiendo entre el menor:

$$\frac{0,051}{0,051} = 1$$

$$\frac{0,102}{0,051} = 2$$

$$\frac{0,102}{0,051} = 2$$

La fórmula empírica es  $(\text{CH}_2\text{O}_2)_n$ , y como:

$$\frac{45,9 \text{ g/mol}}{46 \text{ g/mol}} = 1$$

entonces, la fórmula molecular es  $\text{CH}_2\text{O}_2$ .

## Evaluación (página 80)

Señala la respuesta correcta en cada uno de los ejercicios:

- Las partículas que forman una disolución:
  - Se pueden ver a través del microscopio.
  - Sedimentan al centrifugar la disolución.
  - Atravesan todos los filtros.
- Una disolución al 15% en volumen, de etanol en agua, contiene:
  - Por cada 100 g de disolución, 15 g de etanol.
  - Por cada 100 mL de agua, 15 mL de etanol.
  - Por cada 100 mL de disolución, 15 mL de etanol.
- Una disolución acuosa de KOH 0,5 M, contiene:
  - En 0,5 L de disolución, 28 g de KOH
  - En 1 L de disolución, 28 g de KOH
  - En 0,5 L de disolución, 56 g de KOH
- Una disolución 2 molal contiene 1 mol de soluto en:
  - 500 g de disolvente.
  - 500 cm<sup>3</sup> de disolución.
  - 500 cm<sup>3</sup> de disolvente.
- La fracción molar de 5 g de NaOH disueltos en 180 mL de agua destilada es:  
a) 1                      b) 0,98                      ► c) 0,01
- A 950 mL de agua se le añade 50 mL de ácido clorhídrico del 37,5% y densidad de 1,19 g/mL, entonces la molaridad de esta disolución es de:  
a) 0,5 M                      ► b) 0,6 M                      c) 0,7 M
- La solubilidad de muchas sustancias sólidas:
  - Depende de la temperatura y de la presión.
  - Depende de lo que se agite.
  - Depende de la temperatura.
- Al añadir azúcar al agua pura:
  - El agua se congela a más de 0 °C.
  - Disminuye la presión de vapor del agua.
  - Se favorece la evaporación del agua.
- El punto de ebullición del agua del grifo:
  - Es 100 °C a la presión de 1 atm.
  - Es inferior al del agua destilada.
  - Es superior al del agua destilada.
- Una membrana semipermeable separa dos disoluciones: una formada por 0,01 mol de un soluto no iónico disuelto en 1/2 L de disolución y otra formada por 0,01 mol de otro soluto distinto, no iónico y disuelto en 1/2 L de disolución. En esta situación:
  - No aumenta el volumen de disolución en ninguno de los lados.
  - La presión osmótica a 20 °C es de 0,48 atm.
  - Se pueden hallar las masas molares de cada soluto.