

3

Disoluciones

PARA COMENZAR (página 71)

- **¿Reconoces el instrumental de la fotografía? Si no es así, investiga en Internet qué nombre tiene cada instrumento.**

En la fotografía aparece un frasco de reactivo químico (ácido clorhídrico) con su correspondiente etiqueta, dos matraces aforados (uno de 1000 mL y otro de 250 mL), una pipeta graduada y dos cuentagotas.

- **Repasa, de cursos anteriores, cuáles son las normas básicas de seguridad a seguir en un laboratorio.**

Como ya se vio en cursos anteriores, debemos tener en cuenta ciertas normas de seguridad en el trabajo en el laboratorio:

1. Observa dónde están las salidas y los equipos de emergencia del laboratorio. Aprende a utilizar los lavaojos.
2. Utiliza guantes y gafas de seguridad cuando sean necesarios.
3. Haz solo los experimentos que te indique tu profesor o profesora; no trates de realizar pruebas por tu cuenta.
4. Ten encima de la mesa solo el material necesario. Deja los libros y la ropa que no vayas a utilizar en el lugar apropiado, de forma que no moleste el paso de nadie.
5. No te muevas más de lo necesario. No corras ni juegues.
6. No comas, ni bebas ni masques chicle.
7. Lávate bien las manos cuando salgas del laboratorio.
8. Los productos del laboratorio no se deben tocar, oler ni probar.
9. No manejes ningún producto desconocido. Si algún frasco no tiene etiqueta, no lo uses y avisa al profesor. Cuando dejes los frascos en el armario, haz que su etiqueta quede visible.
10. No pipetees los líquidos con la boca; utiliza las pipetas con dispositivo para pipetear.
11. No utilices material de vidrio roto; si se te rompe algo, avisa al profesor.
12. Maneja los aparatos eléctricos con seguridad y nunca con las manos mojadas.
13. Si tienes que calentar un tubo de ensayo, sujétalo con unas pinzas. Haz que se mantenga inclinado de forma que su boca no apunte hacia ti, ni a ningún compañero.
14. Utiliza material limpio para coger un producto de un frasco, a fin de evitar contaminar todo el recipiente.
15. Si necesitas coger un producto de un frasco, ciérralo inmediatamente después.
16. Si necesitas tirar algo, pregunta al profesor cómo lo puedes hacer para no contaminar.
17. Al terminar la práctica, deja el material limpio y ordenado, y los productos en su sitio.

PRACTICA (página 73)

1. **¿Cuánto pesa 1 L de aceite? ¿Y 1 L de oro? Dato: 1 L = 1000 cm³.**

A partir de la expresión de la densidad y teniendo en cuenta las densidades del aceite y del oro que aparecen en la página anterior, hallamos la masa correspondiente a 1 L de cada sustancia:

Aceite:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 0,92 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 920 \text{ g} = \mathbf{0,92 \text{ kg}}$$

Oro:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 19,29 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 19290 \text{ g} = \mathbf{19,29 \text{ kg}}$$

2. ¿Qué volumen ocupa 1 kg de corcho? Dato: 1 L = 1000 cm³.

Despejamos el volumen de la expresión de la densidad y consultamos el valor de la densidad del corcho en la página anterior:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{1000 \frac{\cancel{\text{g}}}{\text{cm}^3}}{0,25 \frac{\cancel{\text{g}}}{\text{cm}^3}} = 4000 \text{ cm}^3 = 4 \text{ L}$$

3. Identifica las siguientes sustancias como: sustancia simple, compuesto, mezcla heterogénea o disolución.

- | | |
|-----------------|------------|
| a) Agua de mar. | d) Oro. |
| b) Granito. | e) Aceite. |
| c) Acero. | f) Aire. |

- | | |
|---------------------------------|---------------------------|
| a) Agua de mar: disolución. | d) Oro: sustancia simple. |
| b) Granito: mezcla heterogénea. | e) Aceite: disolución. |
| c) Acero: mezcla heterogénea. | f) Aire: disolución. |

ACTIVIDADES (página 75)
4. Los especialistas en nutrición recomiendan que tomemos 0,8 g de calcio al día. Suponiendo que solo tomamos calcio en la leche, ¿qué cantidad de leche deberíamos beber diariamente para llegar a la cantidad recomendada? Dato: la leche tiene 0,12% en masa de calcio.

La cantidad de leche que deberíamos beber diariamente para llegar a la cantidad recomendada de calcio al día sería:

$$0,8 \frac{\cancel{\text{g de Ca}}}{\text{día}} \cdot \frac{100 \text{ g de leche}}{0,12 \cancel{\text{ g de Ca}}} = 667 \frac{\text{g de leche}}{\text{día}}$$

5. El whisky tiene un 40% en volumen de alcohol. Calcula qué cantidad de whisky debe beber una persona para consumir 25 mL de alcohol.

La cantidad de whisky que debe beber una persona para consumir 25 mL de alcohol es:

$$25 \cancel{\text{ mL de alcohol}} \cdot \frac{100 \text{ mL de whisky}}{40 \cancel{\text{ mL de alcohol}}} = 62,5 \text{ mL de whisky}$$

6. Nos podemos preparar un refresco poniendo en un vaso grande 4 g de café soluble descafeinado (2 sobrecitos), 20 g de azúcar (2 sobres) y agua hasta completar 200 mL. Solo falta mezclar y enfriar. Calcula la concentración en masa de las sustancias que forman este refresco.

La concentración en masa de café será:

$$\text{concentración en masa de café} = \frac{m_{\text{café}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{4 \text{ g}}{0,200 \text{ L}} = 20 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

La concentración en masa de azúcar será:

$$\text{concentración en masa de azúcar} = \frac{m_{\text{azúcar}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{20 \text{ g}}{0,200 \text{ L}} = 100 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

ACTIVIDAD (página 76)

7. Para preparar un licor se añadieron 200 g de azúcar a medio litro de un aguardiente de orujo de densidad 1,05 kg/L. La disolución obtenida tenía un volumen de 550 mL. Calcula el porcentaje en azúcar del licor resultante, la concentración de azúcar en g/L y su densidad.

Calculamos la masa de aguardiente:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m_{\text{aguardiente}} = d_{\text{aguardiente}} \cdot V_{\text{aguardiente}} = 1,05 \frac{\text{kg}}{\cancel{\text{L}}} \cdot 0,5 \cancel{\text{L}} = 0,525 \text{ kg} = 525 \text{ g}$$

Determinamos el porcentaje en masa de azúcar en el licor:

$$\% \text{ en masa de azúcar} = \frac{m_{\text{azúcar}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{200 \text{ g}}{525 \text{ g} + 200 \text{ g}} \cdot 100 = \mathbf{27,6 \% \text{ de azúcar}}$$

La concentración en g/L será:

$$\text{concentración en masa de azúcar} = \frac{m_{\text{azúcar}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{200 \text{ g}}{0,550 \text{ L}} = \mathbf{364 \frac{\text{g}}{\text{L}}}$$

Por último, hallamos la densidad del licor:

$$d_{\text{licor}} = \frac{m_{\text{licor}}}{V_{\text{licor}}} = \frac{525 \text{ g} + 200 \text{ g}}{550 \text{ mL}} = 1,32 \frac{\cancel{\text{g}}}{\cancel{\text{mL}}} \cdot \frac{1000 \cancel{\text{ mL}}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \cancel{\text{ g}}} = \mathbf{1,32 \frac{\text{kg}}{\text{L}}}$$

ACTIVIDAD (página 77)

8. ¿Cuál será la concentración de una disolución que se prepara añadiendo agua a 50 mL de una disolución de HNO₃ 1,5 M hasta tener un volumen de 250 mL?

Primero debemos calcular los moles de soluto que habrá en la disolución:

$$M = \frac{n_s}{V_D} \Rightarrow n_s = M \cdot V_D = 1,5 \frac{\text{mol}}{\cancel{\text{L}}} \cdot 0,050 \cancel{\text{ L}} = 0,075 \text{ mol}$$

Estos serán los moles de soluto que tendremos en la disolución final. Calculamos ahora la concentración de la disolución final:

$$M = \frac{n_s}{V_D} = \frac{0,075 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 0,3 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \mathbf{0,3 \text{ M}}$$

ACTIVIDADES (página 79)

9. Queremos preparar 250 mL de una disolución acuosa de cloruro de potasio 1,5 M. Calcula qué cantidad de soluto necesitas y explica cómo la prepararás.

Calculamos la cantidad de soluto:

$$M = \frac{n_s}{V_D} \Rightarrow n_s = M \cdot V_D = 1,5 \frac{\text{mol}}{\cancel{\text{L}}} \cdot 0,250 \cancel{\text{ L}} = 0,375 \text{ mol de KCl}$$

Pasamos los moles de soluto a gramos:

$$M(\text{KCl}) = 39,10 + 35,45 = 74,55 \text{ g/mol}$$

$$0,375 \cancel{\text{ mol de KCl}} \cdot \frac{74,55 \text{ g de KCl}}{1 \cancel{\text{ mol de KCl}}} = \mathbf{27,96 \text{ g de KCl}}$$

Para preparar esta disolución en el laboratorio pesáramos 27,96 g de cloruro de potasio en una balanza, utilizando un vidrio de reloj y una espátula. A continuación lo disolveríamos en una pequeña cantidad de agua en un vaso de precipitados y removeríamos hasta que el cloruro de potasio estuviera totalmente disuelto.

Después, cogeríamos un matraz aforado de 250 mL y echaríamos agua hasta ocupar aproximadamente 1/3 de su volumen. Añadiríamos el contenido disuelto del vaso. Por último, completaríamos con agua hasta el aforo de 250 mL.

- 10. Queremos preparar 500 mL de una disolución de ácido nítrico 1,5 M. Haz los cálculos e indica el procedimiento que habría que seguir si disponemos de un HNO₃ comercial del 67 % de riqueza y 1,4 g/mL de densidad.**

A partir de la concentración molar calculamos los moles de soluto que necesitamos:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow n_{\text{soluto}} = M \cdot V_{\text{disolución}} = 1,5 \text{ M} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,75 \text{ mol de HNO}_3$$

La masa molar nos permite conocer la equivalencia en gramos.

$$M(\text{HNO}_3) = 1,008 + 14,01 + 16,00 \cdot 3 = 63,02 \text{ g/mol}$$

$$0,75 \text{ mol de HNO}_3 \cdot \frac{63,02 \text{ g de HNO}_3}{1 \text{ mol de HNO}_3} = 47,265 \text{ g de HNO}_3$$

Como el producto comercial tiene una riqueza del 67 %, necesitamos:

$$47,265 \text{ g de HNO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g de ácido comercial}}{67 \text{ g de HNO}_3} = 70,545 \text{ g de ácido comercial}$$

Al tratarse de un líquido, utilizamos el dato de la densidad para calcular el volumen equivalente:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{70,545 \text{ g}}{1,4 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 50,39 \text{ mL del ácido comercial}$$

Para preparar la disolución en el laboratorio, tomaríamos con una pipeta 50,39 mL del ácido comercial. El contenido de la pipeta se vierte en un matraz aforado de 500 mL. A continuación, completaríamos con agua hasta la marca.

ACTIVIDADES (página 80)

- 11. Qué cantidad de glucosa, C₆H₁₂O₆, tenemos que mezclar con medio litro de agua para tener una disolución 1,2 m? ¿Y con 2 L de agua? Dato: $d_{\text{agua}} = 1 \text{ g/mL}$.**

Teniendo en cuenta la densidad del agua, hallamos la masa de disolvente correspondiente a medio litro de agua:

$$d_{\text{agua}} = \frac{m_{\text{agua}}}{V_{\text{agua}}} \Rightarrow m_{\text{agua}} = d_{\text{agua}} \cdot V_{\text{agua}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 500 \text{ mL} = 500 \text{ g} = 0,5 \text{ kg} = m_{\text{disolvente}}$$

Calculamos la cantidad de soluto con la expresión de la molalidad:

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolvente}}} \Rightarrow n_{\text{soluto}} = 1,2 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \cdot 0,5 \text{ kg} = 0,6 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Pasamos los moles de soluto a gramos:

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 12,00 \cdot 6 + 1,008 \cdot 12 + 16,00 \cdot 6 = 180,1 \text{ g/mol}$$

$$0,6 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{180,1 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 108,06 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Teniendo en cuenta la densidad del agua, hallamos la masa de disolvente correspondiente a dos litros de agua:

$$d_{\text{agua}} = \frac{m_{\text{agua}}}{V_{\text{agua}}} \Rightarrow m_{\text{agua}} = d_{\text{agua}} \cdot V_{\text{agua}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 2000 \text{ mL} = 2000 \text{ g} = 2 \text{ kg} = m_{\text{disolvente}}$$

Calculamos la cantidad de soluto con la expresión de la molalidad:

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolvente}}} \Rightarrow n_{\text{soluto}} = 1,2 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \cdot 2 \text{ kg} = 2,4 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Pasamos los moles de soluto a gramos:

$$2,4 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{180,1 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 432,2 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

12. ¿Qué cantidad de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, tenemos que mezclar con medio litro de agua para que su fracción molar sea 0,2?

La expresión de la fracción molar de glucosa es:

$$\chi_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \frac{n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}}{n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} + n_{\text{H}_2\text{O}}} \Rightarrow n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \frac{\chi}{1 - \chi} n_{\text{H}_2\text{O}}$$

Hallamos las masas molares de la glucosa y del agua:

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 12,00 \cdot 6 + 1,008 \cdot 12 + 16,00 \cdot 6 = 180,1 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1,008 \cdot 2 + 16,00 = 18,02 \text{ g/mol}$$

Teniendo en cuenta la densidad del agua, la masa de agua correspondiente a medio litro son 500 g. Calculamos en número de moles de agua:

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{agua}}}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{500 \text{ g}}{18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 27,75 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}$$

Sustituyendo en la expresión de arriba:

$$n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \frac{\chi}{1 - \chi} \cdot n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,2}{1 - 0,2} \cdot 27,75 = 6,938 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Pasamos los moles de soluto a kilogramos:

$$6,938 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{180,1 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 1249 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 1,25 \text{ kg de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

ACTIVIDAD (página 81)

13. El amoníaco comercial se vende en disoluciones acuosas que contienen un 28 % en masa de NH_3 y una densidad de 0,89 g/mL. Expresa su concentración en unidades de:

- a) Molaridad. b) Molalidad. c) Fracción molar. d) g de soluto/L.

La concentración de una disolución es una propiedad intensiva; su valor es el mismo cualquiera que sea la cantidad de disolución que se considere. Por tanto, tomamos una cantidad arbitraria de amoníaco comercial. Es cómodo tomar 1 L como el valor del volumen de la disolución.

- Con la densidad calculamos la masa correspondiente a 1 L (1000 mL):

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m_D = V_D \cdot d = 1000 \text{ mL} \cdot 0,89 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 890 \text{ g de } \text{NH}_3 \text{ comercial}$$

- La concentración en masa nos permite conocer la masa de la sustancia pura que hay en ella:

$$m_s = 890 \text{ g de NH}_3 \text{ comercial} \cdot \frac{28 \text{ g de NH}_3}{100 \text{ g de NH}_3 \text{ comercial}} = 249,2 \text{ g de NH}_3$$

- Tanto la molaridad como la molalidad requieren conocer el número de moles del soluto. Necesitamos calcular la masa molar del soluto y utilizar el factor de conversión adecuado.

$$M(\text{NH}_3) = 14,01 + 1,008 \cdot 3 = 17,03 \text{ g/mol}$$

$$n_s = \frac{m_s}{M(\text{NH}_3)} = \frac{249,2 \text{ g de NH}_3}{17,03 \frac{\text{g de NH}_3}{\text{mol}}} = 14,63 \text{ mol de NH}_3$$

- a) Calculamos la molaridad:

$$M = \frac{n_s}{V_d} = \frac{14,63 \text{ mol de NH}_3}{1 \text{ L}} = 14,63 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \mathbf{14,63 \text{ M}}$$

- b) Para el cálculo de la molalidad necesitamos la masa de disolvente.

En 890 g de NH₃ comercial hay 249,2 g de NH₃ y el resto es agua, el disolvente:

$$m_d = m_b - m_s = 890 \text{ g} - 249,2 \text{ g} = 640,8 \text{ g de agua}$$

La molalidad:

$$m = \frac{n_s}{m_d} = \frac{14,63 \text{ mol de NH}_3}{0,6408 \text{ kg de agua}} = 22,83 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = \mathbf{22,83 \text{ m}}$$

- c) Para la fracción molar, necesitamos conocer los moles que corresponden con los 640,8 g de agua:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1,008 \cdot 2 + 16,00 = 18,02 \text{ g/mol}$$

$$n_d = \frac{m_d}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{640,8 \text{ g de H}_2\text{O}}{18,02 \frac{\text{g de H}_2\text{O}}{\text{mol}}} = 35,57 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

La fracción molar de soluto es:

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{14,63 \text{ mol}}{14,63 \text{ mol} + 35,57 \text{ mol}} = \mathbf{0,291}$$

- d) Calculamos la concentración en g soluto/L:

$$c = \frac{m_s}{V_d} = \frac{249,2 \text{ g de NH}_3}{1 \text{ L}} = \mathbf{249,2 \frac{\text{g}}{\text{L}}}$$

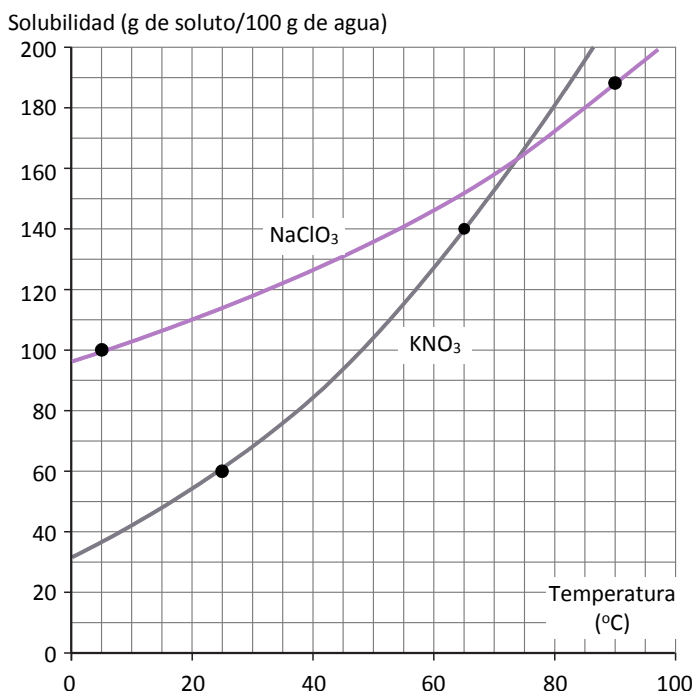
ACTIVIDADES (página 82)

14. Lee la gráfica de la solubilidad en la figura 3.5 y calcula la máxima cantidad de KNO_3 que se podrá disolver en 50 g de agua a 25 °C. ¿Y si estuviese a 65 °C?

Extrayendo de la gráfica de la figura 3.5 la línea correspondiente al KNO_3 .

Para 25 °C la solubilidad del nitrato de potasio es 60 g/100 g. Como estamos calculando la cantidad máxima de nitrato de potasio que se podrá disolver en 50 g de agua, la cantidad de soluto capaz de disolver se reduce a la mitad. Por tanto, a 25 °C se puede disolver un máximo de **30 g** de nitrato de potasio en 50 g de agua.

Análogamente, para 65 °C la solubilidad es 140 g/100 g. Por tanto, en 50 g de agua se podrán disolver como máximo **70 g** de nitrato de potasio.



15. Imagina que has preparado una disolución saturada de clorato de sodio a 80 °C con 200 g de agua. ¿Qué cantidad de NaClO_3 se irá al fondo del vaso si la enfrías hasta 5 °C? Datos: en la gráfica de solubilidad de la figura 3.5.

Extrayendo de la gráfica de la figura 3.5 (como puede verse en la actividad anterior) la línea correspondiente al NaClO_3 :

A 90 °C la solubilidad del clorato de sodio es casi 190 g/100 g. Así, la cantidad de clorato de sodio en 200 g de una disolución saturada es el doble, 380 g.

A 5 °C la solubilidad del clorato de sodio es casi 100 g/100 g la cantidad de clorato de sodio en 200 g de una disolución saturada es 200 g.

Por tanto, al enfriar de 90 °C a 5 °C dejan de estar disueltos y se irán al fondo **180 g** de clorato de sodio.

ACTIVIDAD (página 83)

16. La temperatura del agua de un río es de unos 15 °C, pero un vertido industrial de agua de refrigeración hizo que subiese hasta 35 °C. Observa la gráfica de la figura 3.6 y explica en qué proporción varió la cantidad de oxígeno del agua. ¿Qué consecuencia pudo tener para los seres vivos que viven en las aguas de ese río?

Solubilidad del O_2 a 15 °C: 10 mg/L

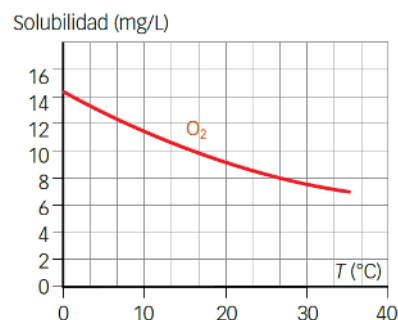
Solubilidad del O_2 a 35 °C: 7 mg/L.

Proporción en que se redujo el oxígeno disuelto:

$$\frac{(7 - 10) \text{ mg/L}}{10 \text{ mg/L}} \cdot 100 = -30\%$$

Los peces tendrán dificultad para respirar con un 30% menos de oxígeno disuelto en agua, es probable que mueran.

Los microorganismos anaerobios proliferarán en mayor abundancia, haciendo del agua un lugar infecto.



ACTIVIDADES (página 85)

17. La presión de vapor de la acetona a 50 °C es de 603 mm de Hg. Al disolver 15 g de una sustancia en 100 g de acetona, C₃H₆O, la presión de vapor de la disolución a esa temperatura pasa a ser 473 mm de Hg. ¿Cuál es la masa molar de esa sustancia?

De acuerdo con la ley de Raoult:

$$\Delta p = p_0 - p = p_0 \cdot \chi_s \Rightarrow \chi_s = \frac{p_0 - p}{p_0} = \frac{603 \text{ mm de Hg} - 473 \text{ mm de Hg}}{603 \text{ mm de Hg}} = 0,2156$$

Para calcular los moles de acetona, hallamos la masa molar de la acetona.

$$M(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 12,00 \cdot 3 + 1,008 \cdot 6 + 16,00 = 58,05 \text{ g/mol}$$

$$n_0 = 100 \text{ g de } \text{C}_3\text{H}_6\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_6\text{O}}{58,048 \text{ g de } \text{C}_3\text{H}_6\text{O}} = 1,723 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_6\text{O}$$

Teniendo en cuenta la expresión de la fracción molar:

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} \Rightarrow n_s = \frac{\chi_s}{1 - \chi_s} \cdot n_d = \frac{0,2156}{1 - 0,2156} \cdot 1,723 \text{ mol} = 0,473 \text{ mol de soluto}$$

Por último, hallamos la masa molar del soluto con la siguiente expresión:

$$n_s = \frac{m_s}{M(\text{soluto})} \Rightarrow M(\text{soluto}) = \frac{m_s}{n_s} = \frac{15 \text{ g}}{0,473 \text{ mol}} = 31,7 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

18. ¿Cuál será el punto de ebullición de una disolución que se prepara disolviendo 150 g de glucosa, C₆H₁₂O₆, en 250 g de agua? Datos: T_e = 100 °C, K_e = 0,51 °C · kg/mol

La variación en la temperatura de ebullición viene dada por la siguiente expresión:

$$\Delta T = T - T_e = K_e \cdot m$$

Calculamos la molalidad de la disolución:

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 12,00 \cdot 6 + 1,008 \cdot 12 + 16,00 \cdot 6 = 180,1 \text{ g/mol}$$

$$m = \frac{n_s}{m_d} = \frac{\frac{150 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,1 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}}{0,250 \text{ kg de agua}} = 3,33 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 3,33 \text{ m}$$

Hallamos el incremento en la temperatura de ebullición:

$$\Delta T = T - T_e = K_e \cdot m = 0,51 \frac{\text{°C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 3,33 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 1,7 \text{ °C}$$

Por tanto, la temperatura de ebullición de la disolución será:

$$T_e = 100 \text{ °C} + 1,7 \text{ °C} = 101,7 \text{ °C}$$

19. ¿Cuál será la masa molar de una sustancia si al disolver 90 g de la misma en un cuarto litro de agua se obtiene una disolución que hierve a 102 °C? Datos: T_e = 100 °C, K_e = 0,51 °C · kg/mol, d_{agua} = 1 kg/L.

$$\Delta T = T - T_e = K_e \cdot m \Rightarrow m = \frac{T - T_e}{K_e}$$

Siendo que $m = n_s/m(\text{disolvente})$, y $n_s = m_s/M(\text{soluto})$:

$$M(\text{soluto}) = \frac{m_s}{m \cdot m_0}$$

3 Disoluciones

Sustituyendo la primera en la segunda, sustituyendo y operando:

$$M = \frac{m_s}{m \cdot m_D} = \frac{m_s}{\frac{T - T_e}{K_e} \cdot m_D} = \frac{m_s \cdot K_e}{(T - T_e) \cdot m_D} = \frac{90 \text{ g} \cdot 0,51 \frac{\cancel{\text{°C}} \cdot \cancel{\text{kg}}}{\text{mol}}}{(102 - 100) \cancel{\text{°C}} \cdot 0,250 \cancel{\text{kg de agua}}} = 91,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

ACTIVIDADES (página 87)

- 20.** ¿Cuál será el punto de congelación de una disolución que se prepara disolviendo 150 g de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, en 250 g de agua?

La variación en la temperatura de congelación viene dada por la siguiente expresión:

$$\Delta T = T_f - T = K_c \cdot m$$

Calculamos la molalidad de la disolución:

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 12,00 \cdot 6 + 1,008 \cdot 12 + 16,00 \cdot 6 = 180,1 \text{ g/mol}$$

$$m = \frac{n_s}{m_d} = \frac{\frac{150 \cancel{\text{g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}}{180,1 \frac{\cancel{\text{g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}}{\text{mol}}}}{0,250 \text{ kg de agua}} = 3,33 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 3,33 \text{ m}$$

Hallamos el incremento en la temperatura de ebullición. Para ello consultamos la constante crioscópica del agua en la tabla de la página 86:

$$\Delta T = T_f - T = K_c \cdot m = 1,86 \frac{\cancel{\text{°C}} \cdot \cancel{\text{kg}}}{\cancel{\text{mol}}} \cdot 3,33 \frac{\cancel{\text{mol}}}{\cancel{\text{kg}}} = 6,19 \text{ °C}$$

Por tanto, la temperatura de congelación de la disolución será:

$$T_f = 0 \text{ °C} - 6,19 \text{ °C} \approx -6,2 \text{ °C}$$

- 21.** ¿Cuál es la presión osmótica de una disolución que se obtiene disolviendo 30 g de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, en agua hasta tener medio litro de mezcla a 25 °C? Dato: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$.

La presión osmótica se calcula con la siguiente expresión:

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

Calculamos la masa molar de la glucosa y con ella la molaridad de la disolución:

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 12,00 \cdot 6 + 1,008 \cdot 12 + 16,00 \cdot 6 = 180,1 \text{ g/mol}$$

$$M = \frac{n_s}{V_D} = \frac{\frac{30 \cancel{\text{g}}}{180,1 \frac{\cancel{\text{g}}}{\text{mol}}}}{0,5 \text{ L}} = 0,333 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

La presión osmótica será:

$$\pi = 0,333 \frac{\cancel{\text{mol}}}{\cancel{\text{L}}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (25 + 273) \cancel{\text{K}} = 8,14 \text{ atm}$$

22. ¿Cuál es la presión osmótica de la disolución anterior cuando la temperatura alcanza 50 °C?

Dato: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$.

En este caso:

$$\pi = 0,333 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (50 + 273) \text{K} = 8,82 \text{ atm}$$

ACTIVIDADES FINALES (páginas 92)

Concentración de una disolución

23. Busca información que te permita identificar los solutos y el disolvente en cada una de las disoluciones siguientes.

- | | |
|-----------------------|-----------------|
| a) Agua del grifo. | d) Bronce. |
| b) Suero fisiológico. | e) Gas natural. |
| c) Refresco con gas. | f) Nube. |

	Agua del grifo	Suero fisiológico	Refresco con gas	Bronce	Gas natural	Acero
Soluto	Sales minerales, oxígeno	Cloruro de sodio	CO ₂ , azúcar, saborizantes, etc.	Estaño	Nitrógeno, etano, H ₂ S, etc.	Oxígeno, CO ₂ , argón, etc.
Disolvente	Agua	Agua	Agua	Cobre	Metano	Nitrógeno

24. Explica la diferencia entre estas dos expresiones.

- a) Una disolución de hidróxido de sodio en agua tiene una concentración de 1,5 g/L.
 b) Una disolución de hidróxido de sodio en agua tiene una densidad de 1,5 g/L.

En el caso a) hay 1,5 g de hidróxido de sodio (que es el soluto) por cada litro de disolución. En el caso b) hay 1,5 g de disolución (masa de soluto + masa de disolvente) por cada litro de disolución.

La diferencia está a la hora de considerar la masa, si solo de una parte, como en el caso a); o del conjunto completo, como es el caso b).

25. El suero fisiológico es una disolución de sal en agua al 0,9% (porcentaje en masa). Calcula la cantidad de sal y de agua que necesitas para preparar 2 kg de suero fisiológico.

De acuerdo con la expresión de porcentaje en masa y teniendo en cuenta que la masa de disolución son 2 kg, hallamos la masa de sal necesaria:

$$\% \text{ en masa de sal} = \frac{m_{\text{sal}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

$$m_{\text{sal}} = \frac{\% \text{ en masa} \cdot m_{\text{disolución}}}{100} = \frac{0,9\% \cdot 2 \text{ kg}}{100} = 0,018 \text{ kg} = 18 \text{ g de sal}$$

La masa de agua que se requiere será la diferencia entre la masa de la disolución y la masa de sal:

$$m_{\text{agua}} = m_{\text{disolución}} - m_{\text{sal}} = 2000 \text{ g} - 18 \text{ g} = 1982 \text{ g de agua}$$

26. El análisis de sangre de una persona dice lo siguiente glucosa: 79 mg/100 mL. Una persona adulta tiene alrededor de 5 litros de sangre. ¿Cuánta glucosa tiene la persona del análisis en su sangre?

$$5 \text{ L de sangre} \cdot \frac{79 \text{ mg de glucosa}}{0,100 \text{ L de sangre}} = 3950 \text{ mg de glucosa} = 3,95 \text{ g de glucosa}$$

- 27.** El alcohol es irritante para la piel de los bebés. Por eso, para ellos se utiliza una mezcla de alcohol y agua al 70%. En casa tienes 100 g de alcohol al 90%. ¿Qué tienes que hacer para transformarlo en alcohol para bebés? Los porcentajes se miden en masa.

En 100 g de alcohol al 90% tendremos 90 g de alcohol y 10 g de agua. Calculamos la cantidad de agua que tenemos que añadir para que se convierta en alcohol al 70%:

$$\frac{70 \text{ g de alcohol}}{100 \text{ g de disolución}} = \frac{90 \text{ g de alcohol}}{100 \text{ g de disolución} + x} \Rightarrow x = \mathbf{28,6 \text{ g de agua}}$$

A 100 g de alcohol al 90% tenemos que echarle 28,6 g de agua.

- 28.** Necesitamos preparar 500 mL de una disolución de hidróxido de sodio 2 M. Calcula qué cantidad de soluto necesitas y explica cómo la prepararás si se dispone de un producto comercial del 95% de riqueza en NaOH.

A partir de la concentración molar calculamos los moles de soluto que necesitamos:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow n_{\text{soluto}} = M \cdot V_{\text{disolución}} = 2 \text{ M} \cdot 0,5 \text{ L} = 1 \text{ mol de NaOH}$$

La masa molar que nos permite conocer la equivalencia en gramos.

$$M(\text{NaOH}) = 23,00 + 16,00 + 1,008 = 40,01 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol de NaOH} \cdot \frac{40,01 \text{ g de NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} = 40,01 \text{ g de NaOH}$$

Como el producto comercial tiene una riqueza del 95%, necesitaremos tomar:

$$40,01 \text{ g de HNO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g de NaOH comercial}}{95 \text{ g de HNO}_3} = \mathbf{42,11 \text{ g de HNO}_3 \text{ comercial}}$$

- 29.** Tenemos 15 mL de una disolución de yoduro de potasio en agua 0,5 M. Calcula los moles y los gramos de yoduro de potasio que tenemos.

A partir de la concentración molar calculamos los moles de soluto que tenemos ahora:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow n_{\text{soluto}} = M \cdot V_{\text{disolución}} = 0,5 \text{ M} \cdot 0,015 \text{ L} = \mathbf{7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de KI}}$$

La masa molar nos permite conocer la equivalencia en gramos:

$$M(\text{KI}) = 39,10 + 126,9 = 166,0 \text{ g/mol}$$

$$7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de KI} \cdot \frac{166,0 \text{ g de KI}}{1 \text{ mol de KI}} = \mathbf{1,245 \text{ g de KI}}$$

- 30.** Calcula qué volumen de disolución de sulfato de sodio 1,25 M tenemos que tomar para tener 0,5 mol de sulfato de sodio. ¿Cuántos gramos de sulfato de sodio tendremos entonces?

A partir de la concentración molar calculamos el volumen de disolución que necesitamos:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{M} = \frac{0,5 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4}{1,25 \text{ M}} = 0,4 \text{ L} = \mathbf{400 \text{ mL}}$$

Calculamos la masa de sulfato de sodio que tenemos:

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 23,00 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 = 142,06 \text{ g/mol}$$

$$0,5 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{142,06 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4} = \mathbf{71,03 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4}$$

- 31.** Indica cómo prepararías 100 mL de una disolución de hidróxido de calcio 0,5 M si dispones de 500 mL de disolución de hidróxido de calcio 2,5 M.

Inicialmente debemos calcular los moles de soluto que necesitamos para preparar la disolución 0,5 M:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow n_{\text{soluto}} = M \cdot V_{\text{disolución}} = 0,5 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,05 \text{ mol de Ca(OH)}_2$$

Luego calcularemos la cantidad de disolución 2,5 M que necesitamos para tener esos moles de soluto:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{M} = \frac{0,05 \text{ mol de Ca(OH)}_2}{2,5 \text{ M}} = 0,02 \text{ L} = \mathbf{20 \text{ mL}}$$

Debemos tomar 20 mL de la disolución concentrada y diluirla en agua destilada hasta un volumen final de 100 mL.

- 32.** Calcula la molaridad de la disolución que resulta de añadir 3 g de Mg(OH)_2 a 50 mL de disolución de Mg(OH)_2 0,5 M. Se supone que el volumen total no varía.

Calculamos los moles de soluto que hay en la disolución resultante.

Son los que hay en 3 g, más los que había en los 50 mL de la disolución 0,5 M:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow n_{\text{soluto}} = M \cdot V_{\text{disolución}} = 0,5 \text{ M} \cdot 0,050 \text{ L} = 0,025 \text{ mol de Mg(OH)}_2$$

$$M(\text{Mg(OH)}_2) = 24,31 + (16,00 + 1,008) \cdot 2 = 58,326 \text{ g/mol}$$

$$3 \text{ g de Mg(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Mg(OH)}_2}{58,326 \text{ g de Mg(OH)}_2} = 0,0514 \text{ mol de Mg(OH)}_2$$

Calculamos la molaridad de la disolución resultante:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{(0,025 + 0,0514) \text{ mol de Mg(OH)}_2}{0,050 \text{ L}} = 1,528 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \approx \mathbf{1,53 \text{ M}}$$

- 33.** En el laboratorio tenemos un ácido clorhídrico del 37 % de riqueza en masa y 1,18 g/mL de densidad. Si cogemos 70 mL del contenido de esa botella, ¿cuánto ácido clorhídrico estaremos tomando?

Comenzaremos calculando el volumen de ácido clorhídrico que hay en los 70 mL:

$$70 \text{ mL de HCl comercial} \cdot \frac{37 \text{ mL de HCl}}{100 \text{ mL de HCl comercial}} = 25,9 \text{ mL de HCl}$$

El dato de la densidad nos permite conocer la masa de ácido que estamos tomando:

$$d_{\text{HCl comercial}} = \frac{m_{\text{HCl comercial}}}{V_{\text{HCl comercial}}} \Rightarrow m_{\text{HCl comercial}} = d_{\text{HCl comercial}} \cdot V_{\text{HCl comercial}}$$

$$m_{\text{HCl comercial}} = d_{\text{HCl comercial}} \cdot V_{\text{HCl comercial}} = 1,18 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 25,9 \text{ mL} = \mathbf{30,6 \text{ g de HCl}}$$

- 34.** Calcula qué volumen de ácido clorhídrico comercial del 37 % de riqueza y 1,18 g/mL de densidad tendremos que utilizar para tener 20 g de ácido clorhídrico.

Calculamos la masa de ácido clorhídrico comercial que contienen los 20 g de ácido clorhídrico puro:

$$20 \text{ g de HCl} \cdot \frac{100 \text{ g de HCl comercial}}{37 \text{ g de HCl}} = 54,05 \text{ g de HCl comercial}$$

El dato de la densidad nos permite conocer el volumen equivalente de ácido que tendremos que utilizar:

$$d_{\text{HCl comercial}} = \frac{m_{\text{HCl comercial}}}{V_{\text{HCl comercial}}} \Rightarrow V_{\text{HCl comercial}} = \frac{m_{\text{HCl comercial}}}{d_{\text{HCl comercial}}} = \frac{54,05 \text{ g}}{1,18 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = \mathbf{45,8 \text{ mL de HCl}}$$

- 35.** ¿Qué volumen de ácido sulfúrico comercial, H_2SO_4 , del 96 % de riqueza y densidad 1,84 g/mL, necesitamos para preparar 250 mL de una disolución acuosa de este ácido de concentración 0,5 M?

Calculamos la cantidad de soluto que necesitamos:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow n_{\text{soluto}} = M \cdot V_{\text{disolución}} = 0,5 \text{ M} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,125 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

A partir de la masa molar obtenemos su equivalente en gramos:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,008 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 = 98,076 \text{ g/mol}$$

$$0,125 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98,076 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4} = 12,26 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Utilizamos el dato de la riqueza para calcular la cantidad de ácido comercial que hay que tomar para obtener 12,26 g de H_2SO_4 :

$$12,26 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g de ácido comercial}}{96 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4} = 12,77 \text{ g de ácido comercial}$$

Al tratarse de un líquido, utilizamos el dato de la densidad para calcular el volumen equivalente:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{12,77 \text{ g}}{1,84 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 6,9 \text{ mL de ácido comercial}$$

ACTIVIDADES FINALES (página 93)

- 36.** Preparamos una disolución mezclando agua y ácido sulfúrico comercial hasta tener un volumen de 500 mL. Calcula la concentración molar de la disolución resultante si se han utilizado 15 mL de un ácido sulfúrico del 96 % de riqueza y 1,85 g/mL de densidad.

Calculamos los moles de soluto que hay en los 15 mL del ácido comercial:

$$d_{\text{ácido comercial}} = \frac{m_{\text{ácido comercial}}}{V_{\text{ácido comercial}}} \Rightarrow m_{\text{HCl comercial}} = d_{\text{HCl comercial}} \cdot V_{\text{ácido comercial}}$$

$$m_{\text{HCl comercial}} = d_{\text{HCl comercial}} \cdot V_{\text{ácido comercial}} = 1,85 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 15 \text{ mL} = 27,75 \text{ g de ácido comercial}$$

El dato de la riqueza nos permite conocer la cantidad de H_2SO_4 que hay en 27,5 g de ácido comercial:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,008 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 = 98,076 \text{ g/mol}$$

$$27,75 \text{ g de ácido comercial} \cdot \frac{96 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g de ácido comercial}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4}{98,076 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4} = 0,27 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Hallamos la concentración molar:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,27 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4}{0,500 \text{ L}} = 0,54 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,54 \text{ M}$$

- 37.** ¿Cuál es la cantidad mínima de HNO_3 5 M que se necesita para preparar 250 mL de disolución de HNO_3 0,5 M?

Inicialmente debemos calcular los moles de soluto que necesitamos para preparar la disolución 0,5 M:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow n_{\text{soluto}} = M \cdot V_{\text{disolución}} = 0,5 \text{ M} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,125 \text{ mol de } \text{HNO}_3$$

Luego calcularemos la cantidad de disolución 5 M que necesitamos para tener esos moles de soluto:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{n_{\text{solute}}}{M} = \frac{0,125 \text{ mol de HNO}_3}{5 \text{ M}} = 0,025 \text{ L} = \mathbf{25 \text{ mL}}$$

Necesitamos 25 mL de la disolución 5 M y diluir hasta tener 250 mL.

38. ¿Cuál es la cantidad máxima de HNO₃ 0,5 M que se necesita para preparar 15 mL de HNO₃ 5 M?

Calculamos los moles de soluto que tenemos en los 15 mL de disolución 5 M:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow n_{\text{solute}} = M \cdot V_{\text{disolución}} = 5 \text{ M} \cdot 0,015 \text{ L} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HNO}_3$$

A continuación vemos el volumen de disolución 0,5 M que contienen esos moles:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{n_{\text{solute}}}{M} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HNO}_3}{0,5 \text{ M}} = 0,15 \text{ L} = \mathbf{150 \text{ mL}}$$

Se pueden preparar hasta 150 mL.

39. Calcula la molaridad de la disolución que resulta de añadir 10 mL de HNO₃ comercial, del 67% de riqueza y 1,4 g/mL de densidad a 80 mL de HNO₃ 0,8 M. Se supone que los volúmenes son aditivos.

Calculamos los moles de soluto que hay en cada una de las dos fracciones que añadimos:

- 10 mL de HNO₃ comercial, del 67% de riqueza y 1,4 g/mL de densidad:

$$d_{\text{ácido comercial}} = \frac{m_{\text{ácido comercial}}}{V_{\text{ácido comercial}}} \Rightarrow m_{\text{ácido comercial}} = d_{\text{ácido comercial}} \cdot V_{\text{ácido comercial}}$$

$$m_{\text{ácido comercial}} = d_{\text{ácido comercial}} \cdot V_{\text{ácido comercial}} = 1,4 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 10 \text{ mL} = 14 \text{ g de ácido comercial}$$

$$14 \text{ g de ácido comercial} \cdot \frac{67 \text{ g de HNO}_3}{100 \text{ g de ácido comercial}} = 9,38 \text{ g de HNO}_3$$

$$M(\text{HNO}_3) = 1,008 + 14,01 + 16,00 \cdot 3 = 63,02 \text{ g/mol}$$

$$9,38 \text{ g de HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de HNO}_3}{63,02 \text{ g de HNO}_3} = 0,149 \text{ mol de HNO}_3$$

- 80 mL de HNO₃ 0,8 M:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow n_{\text{solute}} = M \cdot V_{\text{disolución}} = 0,8 \text{ M} \cdot 0,080 \text{ L} = 0,064 \text{ mol de HNO}_3$$

Entonces, la molaridad de la disolución resultante será:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{(0,149 + 0,064) \text{ mol de HNO}_3}{(0,010 + 0,080) \text{ L}} = 2,36 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \mathbf{2,36 \text{ M}}$$

40. ¿Qué cantidad de agua tendremos que añadir a 15 mL de metanol, CH₃OH, para obtener una disolución en la que la fracción molar del disolvente sea 0,9? Dato: $d_{\text{metanol}} = 0,8 \text{ g/mL}$.

Calculamos los moles que corresponden con los 15 mL de metanol de esas características. Para ello calculamos la masa correspondiente a los 15 mL de metanol:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 0,8 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 15 \text{ mL} = 12 \text{ g}$$

Calculamos la cantidad en mol de metanol que corresponde a esa masa:

$$M(\text{CH}_3\text{OH}) = 12,00 + 1,008 \cdot 3 + 16,00 + 1,008 = 32,03 \text{ g/mol}$$

$$12 \text{ g de } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{OH}}{32,03 \text{ g de } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}}} = 0,375 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{OH}$$

Despejamos la cantidad de disolvente de la expresión de la fracción molar:

$$\chi_d = \frac{n_d}{n_s + n_d} \Rightarrow n_d = \frac{\chi_d}{1 - \chi_d} \cdot n_s = \frac{0,9}{1 - 0,9} \cdot 0,375 = 3,372 \text{ mol de agua}$$

Calculamos la masa de agua equivalente:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1,008 \cdot 2 + 16,00 = 18,016 \text{ g/mol}$$

$$3,372 \text{ mol de } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{18,016 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = \mathbf{60,75 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}$$

41. ¿Qué cantidad de agua tendremos que añadir a 15 mL de metanol, CH_3OH , para tener una disolución 0,9 m?

Despejamos la masa de disolvente de la expresión de molaridad:

$$m = \frac{n_s}{m_d(\text{kg})} \Rightarrow m_d(\text{kg}) = \frac{n_s}{m}$$

Calculamos la masa correspondiente a los 15 mL de metanol:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 0,8 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 15 \text{ mL} = 12 \text{ g}$$

Calculamos la cantidad en mol de metanol que corresponde a esa masa:

$$M(\text{CH}_3\text{OH}) = 12,00 + 1,008 \cdot 3 + 16,00 + 1,008 = 32,03 \text{ g/mol}$$

$$12 \text{ g de } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{OH}}{32,03 \text{ g de } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}}} = 0,3746 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{OH}$$

Entonces:

$$m_d(\text{kg}) = \frac{0,3746 \text{ mol}}{0,9 \text{ m}} = 0,41627 \text{ kg} \approx \mathbf{416,3 \text{ g}}$$

42. ¿Cuál es la molaridad del ácido clorhídrico comercial del 37 % de riqueza y 1,18 g/mL de densidad?

La concentración es una propiedad intensiva. Por tanto, basta con tomar una cantidad cualquiera del ácido comercial y referir a él todos los cálculos.

Partimos de 100 g de HCl comercial. Hay que determinar la cantidad de soluto, en mol, que corresponde a esa masa, en gramos, y el volumen, en litros, que ocupan los 100 g del ácido comercial:

$$M(\text{HCl}) = 1,008 + 35,45 = 36,458 \text{ g/mol}$$

$$100 \text{ g de } \cancel{\text{ácido comercial}} \cdot \frac{37 \text{ g de } \cancel{\text{HCl}}}{100 \text{ g de } \cancel{\text{ácido comercial}}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{HCl}}{36,458 \text{ g de } \cancel{\text{HCl}}} = 1,015 \text{ mol de } \text{HCl}$$

Con el dato de densidad hallamos el volumen de disolución:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{100 \text{ g}}{1,18 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 84,75 \text{ mL} = 0,08475 \text{ L}$$

Hallamos la concentración molar:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{1,015 \text{ mol de } \text{HCl}}{0,08475 \text{ L}} = 11,98 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \approx \mathbf{12 \text{ M}}$$

43. ¿Cuál es la molalidad del ácido clorhídrico comercial del 37 % de riqueza y 1,18 g/mL de densidad?

La concentración es una propiedad intensiva. Por tanto, basta con tomar una cantidad cualquiera del ácido comercial y referir a él todos los cálculos.

Escribimos la expresión de la molalidad:

$$m = \frac{n_s}{m_d(\text{kg})}$$

Partimos de 100 g de HCl comercial. Hay que determinar la cantidad de soluto, en mol, que corresponde a esa masa, en gramos, y la masa de disolvente dentro de los 100 g del ácido comercial:

$$M(\text{HCl}) = 1,008 + 35,45 = 36,458 \text{ g/mol}$$

$$100 \text{ g de ácido comercial} \cdot \frac{37 \text{ g de HCl}}{100 \text{ g de ácido comercial}} = 37 \text{ g de HCl}$$

$$37 \text{ g de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,458 \text{ g de HCl}} = 1,015 \text{ mol de HCl}$$

Como la masa de la disolución, m_D , es la suma de la masa del disolvente, m_d , y la masa del soluto, m_s :

$$m_D = m_d + m_s \quad \Rightarrow \quad m_d = m_D - m_s = 100 \text{ g} - 37 \text{ g} = 63 \text{ g} = 0,063 \text{ kg}$$

Calculamos la molalidad:

$$m = \frac{n_s}{m_d(\text{kg})} = \frac{1,015 \text{ mol de HCl}}{0,063 \text{ kg}} = \mathbf{16 \text{ m}}$$

44. Tenemos una disolución de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , 2 M cuya densidad es 1,15 g/mL. Expresa su concentración como:

- Molalidad.**
- Fracción molar.**
- Porcentaje en masa.**

La concentración de una disolución es una propiedad intensiva, su valor es el mismo cualquiera que sea la cantidad de disolución que se considere. Por tanto, tomamos una cantidad arbitraria de ácido sulfúrico. Es cómodo tomar 1 L como el valor del volumen de la disolución.

- Con la densidad calculamos la masa correspondiente a 1 L (1000 mL):

$$d = \frac{m}{V} \quad \Rightarrow \quad m_D = V_D \cdot d = 1000 \text{ mL} \cdot 1,15 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 1150 \text{ g}$$

- La concentración molar nos permite conocer la cantidad de soluto, en mol, que hay en ella:

$$M = \frac{n_s}{V_D} \quad \Rightarrow \quad n_s = M \cdot V_D = 2 \text{ M} \cdot 1 \text{ L} = 2 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

- Mediante la masa molar podemos conocer la correspondencia con la masa, en gramos, de soluto:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,008 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 = 98,076 \text{ g/mol}$$

$$2 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98,076 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 196,15 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

- Para el cálculo de la molalidad necesitamos la masa de disolvente:

$$m_D = m_d + m_s \quad \Rightarrow \quad m_d = m_D - m_s = 1150 \text{ g} - 196,15 \text{ g} = 953,85 \text{ g} \approx 0,954 \text{ kg}$$

$$m = \frac{n_s}{m_d(\text{kg})} = \frac{2 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{0,954 \text{ kg}} = \mathbf{2,096 \text{ m}}$$

- Para la fracción molar necesitamos conocer los moles que corresponden con los 953,85 g de agua:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1,008 \cdot 2 + 16,00 = 18,016 \text{ g/mol}$$

$$n_d = \frac{m_d}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{953,85 \text{ g de H}_2\text{O}}{18,016 \frac{\text{g de H}_2\text{O}}{\text{mol}}} = 52,94 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

La fracción molar de soluto es:

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ mol} + 52,94 \text{ mol}} = 0,036$$

c) Determinamos el porcentaje en masa:

$$\% \text{ en masa} = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{196,15 \text{ g}}{1150 \text{ g}} \cdot 100 = 17,06 \%$$

Solubilidad de una sustancia

45. ¿Es lo mismo una disolución saturada que una disolución concentrada? Justifica tu respuesta.

No. Una disolución saturada en unas condiciones no admite más cantidad de soluto en el disolvente disponible. Una disolución concentrada tiene una elevada proporción de soluto con relación al disolvente, pero podría admitir más.

Por otra parte, una disolución saturada puede ser diluida si el soluto es poco soluble.

46. Explica por qué las cervezas se sirven habitualmente en vasos muy fríos.

Las cervezas son disoluciones en las que uno de los solutos es un gas (CO_2) y el disolvente es un líquido (agua). La solubilidad de los gases en líquidos disminuye al aumentar la temperatura.

La cerveza se sirve en vasos muy fríos para mantener la mayor cantidad de gas disuelto y así mantener por más tiempo su propiedad espumosa.

47. Razona y escribe en tu cuaderno si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:

- Al aumentar la temperatura aumenta la solubilidad de las sustancias.
- Una disolución sobresaturada es una mezcla heterogénea.
- La solubilidad del oxígeno en agua aumenta al aumentar la presión.
- Una disolución saturada puede ser una disolución diluida.
- Para eliminar el cloro del agua es bueno meterla en la nevera.

- Esto es cierto en la mayoría de los casos en los que el soluto es un sólido y el disolvente es un líquido, aunque hay excepciones, como la disolución de la sal común en agua. Si el soluto es un gas, su solubilidad disminuye al aumentar la temperatura y la afirmación es falsa.
- Una disolución sobresaturada es un estado inestable de la materia. Mientras se mantiene la disolución, la mezcla es homogénea. Cuando se produce algún cambio que hace que precipite el exceso de soluto, es una mezcla heterogénea.
- Cierto. La solubilidad de los gases en agua aumenta al aumentar la presión.
- Cierto. Sucede cuando el soluto es poco soluble en el disolvente.
- Falso. La solubilidad de los gases en agua aumenta al disminuir la temperatura. Para eliminar el cloro del agua conviene calentarla.

48. Se disuelven 40 g de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ en 50 mL de agua a 60 °C y se deja enfriar la disolución muy lentamente hasta 10 °C. ¿Qué cantidad de soluto se irá al fondo? Datos: en la gráfica de solubilidades.

A una temperatura de 60 °C la solubilidad del $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ es de casi 100 g de sal en 100 g de agua (100 mL). Para 50 mL pueden llegar a disolverse casi 50 g en agua. Los 40 g que tenemos sí están disueltos.

A 10 °C la cantidad de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ que se disuelve en 50 mL de una disolución saturada es como máximo 30 g.

Por tanto, al enfriar de 60 °C a 10 °C se irán al fondo la diferencia, **10 g de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ precipitan.**

49. Tratamos de disolver 50 g de nitrato de potasio en 50 mL de agua. ¿Cómo podremos hacerlo si la temperatura del laboratorio es de 25 °C? Obtén la información que precisas de la gráfica de solubilidad.

Disolver 50 g en 50 mL es equivalente a disolver 100 g en 100 mL. A la temperatura de 25 °C la solubilidad del nitrato de potasio es 60 g/100 mL agua. Para que se puedan disolver 100 g/100 mL hay que calentar por lo menos hasta 50 °C.

Propiedades coligativas

50. Cuando hace mucho frío, las carreteras se hielan, lo que supone un grave peligro para la circulación. Para evitarlo, se les echa sal. ¿Qué se consigue con ello?

Al disolver sal en agua baja el punto de fusión del agua respecto al estado puro. La sal logra que el agua se mantenga líquida por debajo de 0 °C y evita la formación de hielo, que hace peligrosa la conducción pues reduce el rozamiento.

ACTIVIDADES FINALES (página 94)

51. Cuál será, a 80 °C, la presión de vapor de una disolución que se prepara disolviendo 30 mL de glicerina, $C_3H_8O_3$, en 70 mL de agua. Datos: $p_{\text{agua}}(80\text{ °C}) = 355\text{ mm de Hg}$, $d_{\text{agua}} = 1\text{ g/mL}$, $d_{\text{glicerina}} = 1,26\text{ g/mL}$.

De acuerdo con la ley de Raoult:

$$\Delta p = p_0 - p = p_0 \cdot \chi_s = p_0 \cdot \frac{n_s}{n_s + n_d} \Rightarrow p = p_0 \cdot \left(1 - \frac{n_s}{n_s + n_d}\right)$$

Con el dato de la densidad calculamos la masa de cada sustancia:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V \begin{cases} m_{\text{glicerina}} = d_{\text{glicerina}} \cdot V_{\text{glicerina}} = 1,26 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 30 \text{ mL} = 37,8 \text{ g} \\ m_{\text{agua}} = d_{\text{agua}} \cdot V_{\text{agua}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 70 \text{ mL} = 70 \text{ g} \end{cases}$$

Con la masa molar de la glicerina y del agua calculamos el número de moles de cada sustancia:

$$M(C_3H_8O_3) = 12,00 \cdot 3 + 1,008 \cdot 8 + 16,00 \cdot 3 = 92,064 \text{ g/mol}$$

$$37,8 \text{ g de } C_3H_8O_3 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{92,064 \text{ g de } C_3H_8O_3} = 0,41058 \text{ mol de } C_3H_8O_3$$

$$M(H_2O) = 1,008 \cdot 2 + 16,00 = 18,016 \text{ g/mol}$$

$$70 \text{ g de } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18,016 \text{ g de } H_2O} = 3,8854 \text{ mol de } H_2O$$

Aplicando la fórmula despejada más arriba:

$$p = p_0 \cdot \left(1 - \frac{n_s}{n_s + n_d}\right) = 355 \text{ mm de Hg} \cdot \left(1 - \frac{0,41058 \text{ mol}}{0,41058 \text{ mol} + 3,8854 \text{ mol}}\right) = 321 \text{ mm de Hg}$$

52. Cuál será, a 25 °C, la presión de vapor de una disolución que se prepara disolviendo 6 g de pentano, C_5H_{12} , en 80 mL de benceno, C_6H_6 . Datos: $p_{\text{benceno}}(25\text{ °C}) = 9,98\text{ kPa}$, $d_{\text{benceno}} = 0,878\text{ g/mL}$.

De acuerdo con la ley de Raoult:

$$\Delta p = p_0 - p = p_0 \cdot \chi_s = p_0 \cdot \frac{n_s}{n_s + n_d} \Rightarrow p = p_0 \cdot \left(1 - \frac{n_s}{n_s + n_d}\right)$$

Con el dato de la densidad calculamos la masa de benceno:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m_{\text{benceno}} = d_{\text{benceno}} \cdot V_{\text{benceno}} = 0,878 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 80 \text{ mL} = 70,24 \text{ g}$$

Con la masa molar del pentano y del benceno calculamos el número de moles de cada sustancia:

$$M(\text{C}_5\text{H}_{12}) = 12,00 \cdot 5 + 1,008 \cdot 12 = 72,096 \text{ g/mol}$$

$$6 \text{ g de } \text{C}_5\text{H}_{12} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{72,096 \text{ g de } \text{C}_5\text{H}_{12}} = 0,083222 \text{ mol de } \text{C}_5\text{H}_{12}$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_6) = 12,00 \cdot 6 + 1,008 \cdot 6 = 78,048 \text{ g/mol}$$

$$70,24 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{78,048 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_6} = 0,89996 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_6$$

Aplicando la fórmula despejada más arriba:

$$p = p_0 \cdot \left(1 - \frac{n_s}{n_s + n_d} \right) = 9,98 \text{ kPa} \cdot \left(1 - \frac{0,083222 \text{ mol}}{0,083222 \text{ mol} + 0,89996 \text{ mol}} \right) = 9,135 \text{ kPa}$$

- 53.** Indica algún procedimiento que te permita calentar agua por encima de 100 °C y que se mantenga en estado líquido.

Calentando el agua a una presión por encima de 1 atmósfera.

También se puede conseguir disolviendo en agua un soluto no volátil.

- 54.** Determina la masa molar de una sustancia si al disolver 17 g de la misma en 150 g de benceno se obtiene una mezcla que se congela a -4 °C. Datos: $K_c = 5,07 \text{ °C} \cdot \text{kg/mol}$, $T_f = 6 \text{ °C}$.

Aplicamos la expresión de la variación de la temperatura de congelación. Usando las definiciones de molalidad y de masa molar despejamos esta última:

$$\Delta T = K_c \cdot m \Rightarrow m = \frac{\Delta T}{K_c} \Rightarrow \frac{n_s}{m_d(\text{kg})} = \frac{\Delta T}{K_c} \Rightarrow \frac{m_s(\text{g})}{m_d(\text{kg})} = \frac{\Delta T}{K_c}$$

$$M(\text{solute}) = \frac{m_s(\text{g}) \cdot K_c}{m_d(\text{kg}) \cdot \Delta T} = \frac{m_s(\text{g}) \cdot K_c}{m_d(\text{kg}) \cdot (T_f - T)} = \frac{17 \text{ g} \cdot 5,07 \frac{\text{°C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}}}{0,150 \text{ kg} \cdot (6 \text{ °C} - (-4 \text{ °C}))} = 57,46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

- 55.** Explica por qué se hinchan las uvas pasas cuando se dejan en agua.

El interior de la uva es hipertónica con respecto al agua. Como la piel de la uva es una membrana semipermeable, el agua pasará a su través mientras que la presión osmótica dentro de la uva no se iguale con la de fuera. El resultado es que la uva se hincha.

- 56.** En días de mucho calor las personas sensibles corren el riesgo de deshidratarse. ¿Por qué se recomienda que estas personas tomen bebidas isotónicas?

Para que el líquido que se ingiere no desestabilice el equilibrio osmótico.

- 57.** ¿Por qué es peligroso inyectar agua destilada a una persona?

Las células sanguíneas se encuentran en el plasma sanguíneo, que es isotónico con respecto al medio intracelular. Si inyectamos agua destilada, aumentamos el disolvente, disminuye la concentración en el plasma y, como las membranas celulares son semipermeables, pasará agua de fuera a dentro hasta que se igualen las presiones osmóticas a ambos lados. Si se inyecta mucha cantidad de agua destilada, las células pueden llegar a romperse.

- 58.** Probablemente habrás oído que los náufragos se pueden morir de sed ¿cómo es posible si el agua del mar tiene más de un 90 % de agua?

Debido a las sales disueltas la presión osmótica del agua del mar es mayor que la de los líquidos intracelulares. Si bebemos agua del mar, las células se encontrarán en un medio hipertónico y saldrá agua de su interior para que se igualen las presiones a ambos lados de la membrana celular. El resultado es que las células se deshidratan.

- 59.** La albúmina es una proteína del huevo. Calcula la masa molar de la albúmina si una disolución de 50 g de albúmina por litro de agua ejerce una presión osmótica de 14 mm de Hg a 25 °C.
Dato: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$.

A partir de la expresión de la presión osmótica, la definición de molaridad y de masa molar, despejamos la masa molar:

$$\pi = M \cdot R \cdot T = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} R \cdot T = \frac{m_{\text{albúmina}}}{M(\text{albúmina}) \cdot V_{\text{disolución}}} \cdot R \cdot T \Rightarrow M(\text{albúmina}) = \frac{m_{\text{albúmina}} \cdot R \cdot T}{V_{\text{disolución}} \cdot \pi}$$

Expresamos la presión osmótica en atmósferas:

$$\pi = 14 \text{ mm de Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm de Hg}} = 0,018 \text{ atm}$$

Sustituyendo los datos que tenemos y operando:

$$M(\text{albúmina}) = \frac{m_{\text{albúmina}} \cdot R \cdot T}{V_{\text{disolución}} \cdot \pi} = \frac{50 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (25 + 273) \text{ K}}{1 \text{ L} \cdot 0,018 \text{ atm}} = 6,63 \cdot 10^4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Ampliación (página 94)

- 60.** La etiqueta de un agua mineral dice que contiene sodio 50,5 mg/L, flúor 0,4 mg/L y calcio 9,2 mg/L. Sabemos que la cantidad diaria recomendada (CDR) para una persona de cada uno de estos elementos es:

- Na: 200 mg.
- F: 2 mg.
- Ca: 800 mg.

¿Qué cantidad de agua deberíamos tomar para conseguir la CDR de cada uno de estos elementos?

Teniendo en cuenta las concentraciones de cada elemento, expresamos el volumen de cada elemento:

$$\begin{aligned} 200 \text{ mg de sodio} \cdot \frac{1 \text{ L}}{50,5 \text{ mg de sodio}} &= 4 \text{ L} \\ 2 \text{ mg de flúor} \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,4 \text{ mg de flúor}} &= 5 \text{ L} \\ 800 \text{ mg de calcio} \cdot \frac{1 \text{ L}}{9,2 \text{ mg de calcio}} &= 87 \text{ L} \end{aligned}$$

Para conseguir la CDR de cada uno de estos elementos deberíamos tomar: **4 L** en el caso del **sodio**, **5 L** en el caso del **flúor** y **87 L** en el caso del **calcio**.

- 61.** Calcula qué cantidad de sulfato de cobre(II) pentahidratado necesitas para preparar 250 mL de una disolución que sea 0,8 M de sulfato de cobre(II).

A partir de la expresión de la molaridad:

$$M = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow n_{\text{soluta}} = M \cdot V_{\text{disolución}} = 0,8 \text{ M} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,2 \text{ mol de CuSO}_4$$

El sulfato de cobre(II) pentahidratado tiene la siguiente fórmula: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Entonces, para tener 1 mol de sulfato de cobre(II) necesitamos 1 mol de sulfato de cobre(II) pentahidratado, que es la sustancia que tenemos para preparar la disolución:

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 63,55 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 + 5 \cdot (1,008 \cdot 2 + 16,00) = 249,69 \text{ g/mol}$$

$$0,2 \text{ mol de } \text{CuSO}_4 \cdot \frac{249,69 \text{ g de } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \text{CuSO}_4} = 49,95 \text{ g de } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

- 62. Se prepara una disolución disolviendo 20 g de CaCl_2 en agua hasta tener 250 mL. ¿Cuál es la concentración de cada uno de los iones que resultan de esta sal?**

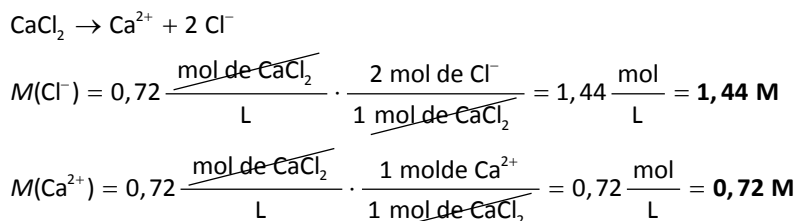
Calculamos la concentración de la sal:

$$M(\text{CaCl}_2) = 40,08 + 35,45 \cdot 2 = 110,98 \text{ g/mol}$$

$$20 \text{ g de } \text{CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CaCl}_2}{110,98 \text{ g de } \text{CaCl}_2} = 0,180 \text{ mol de } \text{CaCl}_2$$

$$M = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,180 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 0,72 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,72 \text{ M}$$

Por la estequiometría, calculamos la concentración de cada uno de sus iones:



- 63. Se ha preparado una disolución mezclando 100 mL de CaCl_2 2 M con 150 mL de NaCl 1,5 M. ¿Cuál será la concentración de los iones cloruro en la disolución resultante? Se supone que los volúmenes son aditivos.**

De acuerdo con la estequiometría de los compuestos, la disolución que es 2 M en CaCl_2 es 4 M en Cl^- . La disolución que es 1,5 M en NaCl es 1,5 M en iones Cl^- .

Calculamos los moles de iones cloruro que hay en cada una de las disoluciones que mezclamos:

- En la disolución de CaCl_2 , la cantidad de ion cloruro es:

$$M = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow n_{\text{soluta}} = M \cdot V_{\text{disolución}} = 4 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,4 \text{ mol de } \text{Cl}^-$$

- En la disolución de NaCl , la cantidad de ion cloruro es:

$$M = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow n_{\text{soluta}} = M \cdot V_{\text{disolución}} = 1,5 \text{ M} \cdot 0,15 \text{ L} = 0,225 \text{ mol de } \text{Cl}^-$$

Por tanto, la concentración de los iones cloruro en la disolución resultante será:

$$M = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{(0,4 + 0,225) \text{ mol}}{(0,1 + 0,15) \text{ L}} = 2,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 2,5 \text{ M}$$

- 64. Un recipiente tiene dos compartimentos iguales separados por una membrana semipermeable. En uno de ellos se coloca una disolución que se ha preparado disolviendo 50 g de sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, en agua hasta tener medio litro de mezcla y en el otro, una disolución que se ha preparado disolviendo 50 g de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, en agua hasta tener medio litro de mezcla. Al día siguiente, ¿cómo estarán los niveles de líquido en los dos compartimentos?**

Hay que determinar la presión osmótica de ambas disoluciones. Si son isotónicas, no habrá tránsito de moléculas de disolvente a través de la membrana semipermeable; pero si no es así, pasará disolvente desde la disolución hipotónica a la hipertónica hasta que se igualen las presiones.

Ambas disoluciones estarán a la misma temperatura. Para obtener un resultado numérico comparable, supongamos que es 20 °C.

La presión osmótica se calcula con la siguiente expresión:

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

Calculamos la masa molar de la sacarosa y con ella la molaridad de la disolución:

$$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12,00 \cdot 12 + 1,008 \cdot 22 + 16,00 \cdot 11 = 342,176 \text{ g/mol}$$

$$M = \frac{n_s}{V_d} = \frac{\frac{50 \cancel{\text{g}}}{342,176 \cancel{\text{g}}/\text{mol}}}{0,5 \text{ L}} = 0,292 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

La presión osmótica en el compartimento de sacarosa será:

$$\pi = 0,292 \frac{\cancel{\text{mol}}}{\cancel{\text{L}}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (20 + 273) \cancel{\text{K}} = 7,0 \text{ atm}$$

Calculamos la masa molar de la glucosa y con ella la molaridad de la disolución:

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 12,00 \cdot 6 + 1,008 \cdot 12 + 16,00 \cdot 6 = 180,096 \text{ g/mol}$$

$$M = \frac{n_s}{V_d} = \frac{\frac{50 \cancel{\text{g}}}{180,096 \cancel{\text{g}}/\text{mol}}}{0,5 \text{ L}} = 0,555 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

La presión osmótica en el compartimento de glucosa será:

$$\pi = 0,555 \frac{\cancel{\text{mol}}}{\cancel{\text{L}}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (20 + 273) \cancel{\text{K}} = 13,3 \text{ atm}$$

Pasará disolvente (agua) de la disolución con menor presión osmótica (sacarosa) a la de mayor presión osmótica (glucosa) para igualar ambas presiones. **El nivel de líquido en el compartimento de la disolución de glucosa estará más elevado.**

QUÍMICA EN TU VIDA (página 96)

INTERPRETA

1. ¿Qué técnicas de separación de mezclas se emplean en la depuración del agua?

Como se describe en la figura, en el proceso de depuración de agua se emplean las siguientes técnicas:

- Filtración: para retener las partículas más gruesas que arrastra el agua.
- Precipitación: se añaden sustancias químicas que hacen que algunas partículas menores precipiten al fondo.
- Decantación: mediante esta técnica los sedimentos que acompañan al agua se depositan en el fondo.

2. ¿En qué puntos del proceso se analizan las propiedades del agua?

En el punto 3 y en el punto 7.

REFLEXIONA

3. ¿Por qué no se distribuye directamente el agua de los embalses por tuberías hasta las viviendas y fábricas?

Porque esta agua no es potable. Debe potabilizarse primero en una planta de tratamiento de agua potable (ETAP) para ser apta para el consumo.

4. ¿Qué importancia puede tener el análisis inicial que se realiza del agua que llega a la planta?

Dependiendo de los resultados de este análisis inicial, el tratamiento de agua puede necesitar procesos más o menos exhaustivos, como por ejemplo, añadir más o menos cantidad de cloro y sustancias desinfectantes.

5. ¿Es agua pura, H_2O , la que se distribuye desde una planta potabilizadora?

No, es agua que contiene además otras sustancias: cloro, desinfectantes, etc.

OPINA**6. Algunas compañías suministradoras de agua penalizan en su factura el consumo excesivo: cobran un precio mayor por litro a viviendas que exceden un determinado consumo de agua. ¿Qué te parece esta medida?**

Se trata de una medida para inculcar la importancia de no derrochar agua. Debemos ser conscientes de que el agua potable es un recurso limitado y actuar en consecuencia, adoptando las medidas de ahorro que podamos. Por tanto, puede ser una medida acertada.

Por otra parte, las empresas suministradoras de agua no cobran por el agua, sino por el suministro y el mantenimiento de las conducciones, tanto de acometida como de los desagües. El agua es un bien esencial que no tiene precio. De esta manera, cabe entender que se penaliza el consumo excesivo de agua, de un modo indirecto, por utilizar más la canalización del agua.

USA LAS TIC**7. Obtén más información en la red. Busca cómo se trata el agua que llega o sale de tu localidad.**

Los alumnos y alumnas deben entrar en Internet y buscar la planta de tratamiento de agua potable (ETAP), que trata el agua que llega a su localidad. Buscarán información sobre de dónde capta el agua, los diferentes procesos que engloba el tratamiento, etc. En la mayoría de los casos se puede consultar la página web de la ETAP correspondiente, así como el tratamiento de aguas residuales.

