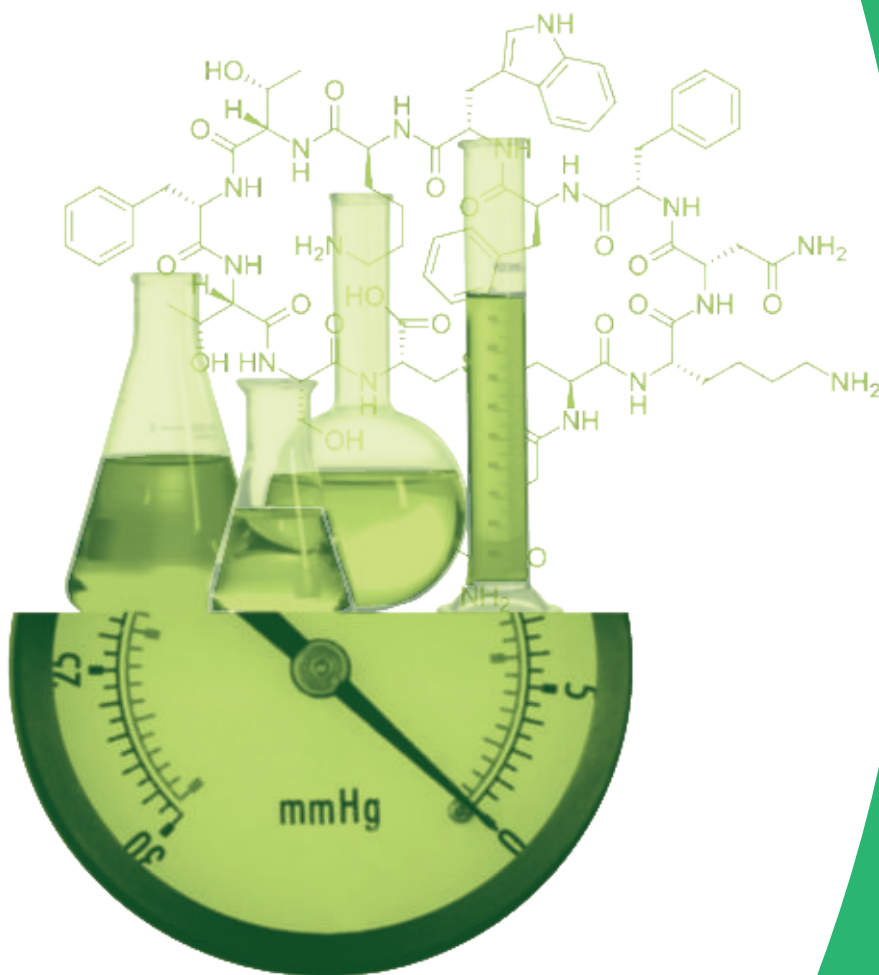


Física y Química

SOLUCIONARIO



1654855



PROYECTO
**construyendo
mundos**

Santillana

Física y Química

SOLUCIONARIO

Este material es una obra colectiva concebida, diseñada y creada en el Departamento de Ediciones de Santillana, bajo la dirección de **Teresa Grence Ruiz**.

En su elaboración han participado:

Francisco Barradas Solas

Raúl M.^a Carreras Soriano

Laura Muñoz Ceballos

Ana Peña Vidal

Maribel Siles González

Beatriz Simón Alonso

Pedro Valera Arroyo

María del Carmen Vidal Fernández

EDICIÓN

Raúl M.^a Carreras Soriano

EDICIÓN EJECUTIVA

David Sánchez Gómez

DIRECCIÓN DEL PROYECTO

Antonio Brandi Fernández



Las disoluciones

5

LAS DISOLUCIONES

RECUERDO LO QUE SÉ

- ¿Qué tipo de mezcla es una disolución? ¿Qué otros tipos de mezclas existen?

Una disolución es una mezcla de tipo homogénea, no es posible diferenciar sus partes por métodos ópticos. Hay mezclas heterogéneas y mezclas coloidales.

- ¿Todas las disoluciones son líquidas? Pon ejemplos para apoyar tu respuesta.

No. El aire que respiramos es una disolución gaseosa de varias sustancias. También hay disoluciones sólidas, como las aleaciones metálicas.

- ¿Es lo mismo concentración que densidad de la disolución?

Explica las diferencias, si las hay.

No es lo mismo. La diferencia principal se refiere a que son conceptos independientes.

Concentración se refiere a la proporción de las sustancias en la mezcla. La densidad se refiere a la proporción entre la masa y el volumen de un objeto.

- ¿En qué unidades se suele expresar la concentración de una disolución?

Es muy variada la manera de medir, y según las circunstancias resulta más adecuada una forma u otra. La más corriente en los estudios de Química es la molaridad, que expresa la proporción entre cantidad de soluto (en moles) y el volumen de la disolución total (en litros).

INTERPRETO LA IMAGEN

En la imagen de la derecha se está preparando una disolución echando unas gotas de líquido en agua.

- Si seguimos echando soluto, ¿cómo varía la concentración de la disolución?

La concentración aumentará.

- ¿Qué indicios muestran un aumento en la concentración en disoluciones como la de la imagen?

Que el color azul es más intenso.

- ¿Cómo podrías preparar una disolución menos concentrada a partir de la anterior?

Añadiendo más disolvente.

- Muchas veces al preparar una disolución se agita un poco el recipiente que la contiene. ¿Por qué se hace esto?

El motivo es que la movilidad permite que el soluto se mezcle con el disolvente mejor.



ACTIVIDADES

- 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:

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

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

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

- 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:

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

- 5 El whisky tiene un 40 % en volumen de alcohol. Calcula qué cantidad de whisky bebe una persona si consume 25 mL de alcohol.

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

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

LAS DISOLUCIONES

- 6 Nos podemos preparar un refresco poniendo en un vaso grande 4 g de café soluble descafeinado (2 sobres), 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 descafeinado será:

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

La concentración en masa de azúcar será:

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

- 7 Para preparar un refresco se añadieron 200 g de azúcar a medio litro de un líquido de densidad 1,05 kg/L. La disolución obtenida tenía un volumen de 550 mL. En el refresco resultante, calcula el porcentaje en azúcar, la concentración de azúcar en g/L y su densidad.

Calculamos la masa del líquido antes de incorporar el azúcar:

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

Determinamos el porcentaje en masa del azúcar en la mezcla:

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

La concentración de azúcar en el refresco será, en g/L:

$$c = \frac{m_{\text{azúcar}}}{V_{\text{mezcla}}} = \frac{200 \text{ g}}{0,550 \text{ L}} = \mathbf{364 \frac{g}{L}}$$

Por último, hallamos la densidad del refresco:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{525 \text{ g} + 200 \text{ g}}{0,550 \text{ L}} = 1320 \frac{\text{g}}{\text{L}} = 1320 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = \mathbf{1,32 \frac{kg}{L}}$$

- 8 ¿Cuál será la concentración de una disolución que se prepara añadiendo agua a 50 mL de una disolución de HNO_3 1,5 M hasta tener un volumen de 250 mL?

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

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{Disolución}}}$$

$$n_{\text{solute}} = M \cdot V_{\text{Disolución}} = 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,050 \text{ L} = 0,075 \text{ mol}$$

Esta cantidad de soluto es la misma que tendremos en la disolución final. Calculamos ahora la concentración de la disolución final:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{Disolución}}} = \frac{0,075 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = \mathbf{0,3 \text{ M}}$$

- 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:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{Disolución}}} \Rightarrow n_{\text{solute}} = M \cdot V_{\text{Disolución}} = 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,250 \text{ L} = 0,375 \text{ mol de KCl}$$

Pasamos los moles de soluto a gramos usando la masa molar:

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

$$M(\text{KCl}) = \frac{m}{n} \Rightarrow m = M(\text{KCl}) \cdot n = \frac{74,55 \text{ g de KCl}}{1 \text{ mol de KCl}} \cdot 0,375 \text{ mol de KCl} = \mathbf{27,96 \text{ g de KCl}}$$

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 hasta disolver completamente.

Después, en un matraz aforado de 250 mL echaríamos agua hasta ocupar aproximadamente 1/3 de su volumen. Añadiríamos el contenido disuelto del vaso de precipitados. Por último, completáramos 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 HNO_3 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:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{Disolución}}} \Rightarrow n_{\text{solute}} = M \cdot V_{\text{Disolución}} = 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,500 \text{ L} = 0,75 \text{ mol de HNO}_3$$

La masa molar nos permite conocer la equivalencia en gramos.

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

$$M(\text{HNO}_3) = \frac{m}{n} \Rightarrow m = M(\text{HNO}_3) \cdot n = \frac{63,02 \text{ g de HNO}_3}{1 \text{ mol de HNO}_3} \cdot 0,75 \text{ mol de HNO}_3 = 47,25 \text{ g de HNO}_3$$

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

$$\% \text{ en masa} = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{Disolución}}} \cdot 100$$

$$m_{\text{D}} = m_{\text{s}} \cdot \frac{100 \text{ g de Disol.}}{\% \text{ g de sol.}} = 47,25 \text{ g de HNO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g de Disol.}}{67 \text{ g de HNO}_3} = 70,55 \text{ g de Disolución}$$

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

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{70,55 \text{ g}}{1,4 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 50,4 \text{ mL}$$

Para preparar la disolución en el laboratorio **tomáramos con una pipeta 50,4 mL del ácido comercial**. El contenido de la pipeta se vierte en un matraz aforado de 500 mL. A continuación, completáramos con agua hasta la marca.

- 11 ¿Qué cantidad de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, 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:

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

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

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}}} \Rightarrow n_{\text{solute}} = m \cdot m_{\text{disolvente}} = 1,2 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \cdot 0,5 \text{ kg} = 0,6 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6$$

Pasamos la cantidad de soluto (expresada en moles) a masa (expresada en gramos) utilizando la masa molar de la glucosa:

$$M(C_6H_{12}O_6) = 12,00 \cdot 6 + 1,008 \cdot 12 + 16,00 \cdot 6 = 180,1 \text{ g/mol}$$

$$m = n \cdot M = 0,6 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{180,1 \text{ g de } C_6H_{12}O_6}{1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6} = 108,06 \text{ g de } C_6H_{12}O_6$$

Para la segunda pregunta, teniendo en cuenta la densidad del agua, hallamos la masa de disolvente correspondiente a 2 litros de agua:

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

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

$$n_{\text{solute}} = 1,2 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \cdot 2 \text{ kg} = 2,4 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6$$

Pasamos la cantidad de soluto (expresada en moles) a masa (expresada en gramos) utilizando la masa molar de la glucosa ya calculada:

$$m = n \cdot M = 2,4 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{180,1 \text{ g de } C_6H_{12}O_6}{1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6} = 432,2 \text{ g de } C_6H_{12}O_6$$

- 12 ¿Qué cantidad de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, tenemos que mezclar con medio litro de agua para que su fracción molar sea 0,2?

Necesitamos la masa molar del agua:

$$M(H_2O) = 1,008 \cdot 2 + 16,00 = 18,02 \text{ g/mol}$$

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

$$n = \frac{m}{M} = 500 \text{ g de } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2O}{18,02 \text{ g de } H_2O} = 27,75 \text{ mol de } H_2O$$

De la expresión de la fracción molar de glucosa podemos calcular la cantidad de glucosa a partir de la cantidad de agua:

$$\chi_{C_6H_{12}O_6} = \frac{n_{C_6H_{12}O_6}}{n_{C_6H_{12}O_6} + n_{H_2O}} \Rightarrow n_{C_6H_{12}O_6} = \frac{\chi}{1 - \chi} \cdot n_{H_2O} = \frac{0,2}{1 - 0,2} \cdot 27,75 = 6,938 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6$$

Necesitamos la masa molar de la glucosa:

$$M(C_6H_{12}O_6) = 12,00 \cdot 6 + 1,008 \cdot 12 + 16,00 \cdot 6 = 180,1 \text{ g/mol}$$

Pasamos la cantidad de soluto (expresada en moles) a masa (expresada en kilogramos) utilizando la masa molar de la glucosa ya calculada:

$$m = n \cdot M = 6,938 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{180,1 \text{ g de } C_6H_{12}O_6}{1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6} = \mathbf{1,25 \text{ kg de } C_6H_{12}O_6}$$

- 13** El amoníaco comercial se vende en disoluciones acuosas que contienen un 28 % en masa de NH_3 y tienen 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.

Es cómodo tomar 1 L como el valor del volumen de la disolución.

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

$$d = \frac{m_D}{V_D} \Rightarrow m_D = d \cdot V_D = 0,89 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 1000 \text{ mL} = 890 \text{ g de disolución}$$

- La concentración en masa nos permite conocer la masa de amoníaco puro que hay mezclado, es decir la masa del soluto en 1 L de disolución:

$$m_{\text{solute}} = \frac{28 \text{ g de } NH_3}{100 \text{ g de disolución}} \cdot 890 \text{ g de disolución} = 249,2 \text{ g de } NH_3$$

- Tanto la molaridad como la molalidad requieren conocer la cantidad de soluto en número de moles. Necesitamos calcular la masa molar del soluto y utilizar el factor de conversión adecuado. Así conseguimos la cantidad de soluto en 1 L de disolución:

$$M(NH_3) = 14,01 + 1,008 \cdot 3 = 17,03 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{solute}} = 249,2 \text{ g de } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } NH_3}{17,03 \text{ g de } NH_3} = 14,63 \text{ mol de } NH_3$$

a) Calculamos la molaridad:

$$M = \frac{n_s}{V_D} = \frac{14,63 \text{ mol de } NH_3}{1 \text{ L}} = \mathbf{14,63 \text{ M}}$$

b) Para el cálculo de la molalidad necesitamos la masa de disolvente. En 890 g de disolución hay 249,2 g de soluto y el resto es agua, el disolvente:

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

La molalidades:

$$m = \frac{n_s}{m_d} = \frac{14,63 \text{ mol de } NH_3}{0,6408 \text{ kg de agua}} = \mathbf{22,83 \text{ m}}$$

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

$$M(H_2O) = 1,008 \cdot 2 + 16,00 = 18,02 \text{ g/mol}$$

$$n_d = \frac{m_d}{M(H_2O)} = 640,8 \text{ g de } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2O}{18,02 \text{ g de } H_2O} = 35,57 \text{ mol de } H_2O$$

LAS DISOLUCIONES

La fracción molar de soluto, amoníaco, es:

$$\chi_{\text{NH}_3} = \frac{n_{\text{NH}_3}}{n_{\text{NH}_3} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{14,63}{14,63 + 35,57} = \mathbf{0,291}$$

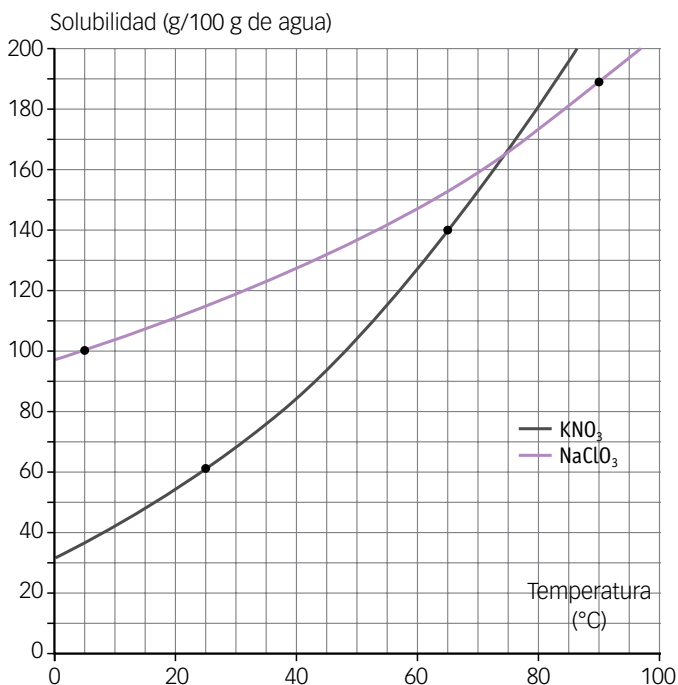
d) Calculamos la concentración en masa, gramos de soluto por litro de disolución:

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

- 14** Lee la gráfica de la solubilidad en la figura 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?

Extraemos de la gráfica de la figura 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 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 90 °C con 200 g de agua. ¿Qué cantidad de NaClO_3 se irá al fondo del vaso si la enfías hasta 5 °C? Datos: ver la gráfica de solubilidad.

Extrayendo de la gráfica de la figura la línea correspondiente al NaClO_3 , como puede verse en la actividad anterior.

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 los 380 g ya no pueden estar todos disueltos, una parte precipita al fondo. Se calcula haciendo la diferencia:

$$380 \text{ g} - 200 \text{ g} = \mathbf{180 \text{ g de NaClO}_3}$$

- 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 las gráficas y explica en qué proporción varió la cantidad de oxígeno del agua. ¿Qué consecuencia pudo tener para los seres vivos que viven en ese río?

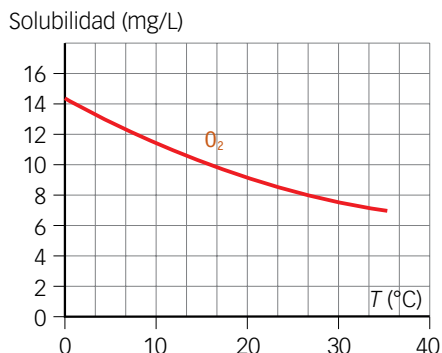
Solubilidad del O_2 a 15 °C: 10 mg/L.

Solubilidad del O_2 a 35 °C: 7 mg/L.

Proporción en que se redujo el oxígeno disuelto:

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

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.



- 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, C_3H_6O , 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?

Nos preguntan por la masa molar de la sustancia disuelta desconocida: $M = \frac{m_s}{n_s}$.

Conocemos el valor de la masa, $m_s = 15$ g, pero desconocemos la cantidad en moles de esta sustancia. Como disponemos de los datos de presión de vapor usaremos la ley de Raoult para averiguar la fracción molar de soluto y de ahí el número de moles:

$$\left. \begin{aligned} \Delta p &= p_0 - p = p_0 \cdot \chi_s \Rightarrow \chi_s = \frac{p_0 - p}{p_0} \\ \chi_s &= \frac{n_s}{n_s + n_d} \end{aligned} \right\} \Rightarrow n_s = \frac{p_0 - p}{p} \cdot n_d$$

Ahora necesitamos conocer la cantidad en moles de disolvente, 100 g de acetona, C_3H_6O . Necesitamos usar la masa molar de la acetona.

$$M(C_3H_6O) = 12,00 \cdot 3 + 1,008 \cdot 6 + 16,00 = 58,05 \text{ g/mol}$$

$$n_d = \frac{m_d}{M(C_3H_6O)} = \frac{100 \text{ g de } (C_3H_6O)}{58,05 \text{ g de } (C_3H_6O)} \cdot \frac{1 \text{ mol de } (C_3H_6O)}{1} = 1,723 \text{ mol de } (C_3H_6O)$$

Sustituyendo en la expresión anterior:

$$n_s = \frac{p_0 - p}{p} \cdot n_d = \frac{(603 - 473) \text{ mmHg}}{473 \text{ mmHg}} \cdot 1,723 \text{ mol} = 0,474 \text{ mol}$$

Ahora, ya es posible calcular la masa molar del soluto desconocido:

$$M = \frac{m_s}{n_s} = \frac{15 \text{ g}}{0,474 \text{ mol}} = 31,7 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

- 18 ¿Cuál será el punto de ebullición de una disolución que se prepara disolviendo 150 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, en 250 g de agua?

El incremento en la temperatura de ebullición de una disolución depende de su concentración molal y viene dada por la siguiente expresión:

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

En la tabla podemos leer que para el agua $K_e = 0,51 \text{ K} \cdot \text{kg/mol}$. Para conocer el segundo factor, la molalidad, necesitamos calcular la cantidad (en moles) que equivale a 150 g de glucosa. Para ello usamos la masa molar:

$$M(C_6H_{12}O_6) = 12,00 \cdot 6 + 1,008 \cdot 12 + 16,00 \cdot 6 = 180,1 \text{ g/mol}$$

$$n_s = \frac{m_s}{M(C_6H_{12}O_6)} = 150 \text{ g de } C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6}{180,1 \text{ g de } C_6H_{12}O_6} = 0,833 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6$$

Ahora es posible calcular la molalidad de la disolución, sabiendo que 250 g agua son 0,25 kg de disolvente:

$$m = \frac{n_s}{m_d} = \frac{0,833 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6}{0,25 \text{ kg de } H_2O} = 3,33 \text{ m}$$

Hallamos el incremento en la temperatura de ebullición:

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

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

$$T = T_e + \Delta T = 100 ^{\circ}\text{C} + 1,7 ^{\circ}\text{C} = \mathbf{101,7 ^{\circ}\text{C}}$$

- 19 ¿Cuál será la masa molar de una sustancia si al disolver 90 g de la misma en un cuarto de litro de agua se obtiene una disolución que hierve a $102 ^{\circ}\text{C}$? Dato: $d_{\text{agua}} = 1 \text{ kg/L}$.

La masa molar se consigue dividiendo la masa de la sustancia (en gramos) entre la cantidad (en moles). La masa de esta sustancia la conocemos por el enunciado de la pregunta, $m = 90 \text{ g}$. Necesitamos conocer la cantidad de sustancia en número de moles.

Con el dato que tenemos (cambio de la temperatura de ebullición) podemos encontrar el número de moles a través de la molalidad:

$$m = \frac{n_s}{m_d} \Rightarrow n_s = m \cdot m_d$$

El incremento en la temperatura de ebullición de una disolución depende de su concentración molal y viene dada por la siguiente expresión:

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

De donde despejando la molalidad:

$$m = \frac{\Delta T}{K_e}$$

Teniendo en cuenta que un volumen de un cuarto de litro de agua tiene una masa de 0,25 kg. En la tabla podemos leer que para el agua $K_e = 0,51 \text{ K} \cdot \text{kg/mol}$. Y que el incremento de temperatura $\Delta T = T - T_e = 102^\circ\text{C} - 100^\circ\text{C} = 2^\circ\text{C}$:

$$n_s = \frac{\Delta T}{K_e} \cdot m_d = \frac{2^\circ\text{C}}{0,51 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}}} \cdot 0,25 \text{ kg} = 0,98 \text{ mol}$$

Ya podemos calcular la masa molar del soluto, pues conocemos la masa y la cantidad de materia:

$$M(\text{solute}) = \frac{m_s}{n_s} = \frac{90 \text{ g de soluto}}{0,98 \text{ mol de soluto}} = \mathbf{91,83 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

- 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?

El descenso en la temperatura de fusión viene dada por la siguiente expresión, de donde despejamos la incógnita pedida:

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

Conocemos la temperatura de fusión del agua pura, $T_f = 0^\circ\text{C}$. También conocemos de la tabla la constante crioscópica del agua, $K_c = 1,86^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$. Para conocer el segundo factor, la molalidad, necesitamos calcular la cantidad (en moles) que equivale a 150 g de glucosa. Para ello usamos la masa molar:

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

$$n_s = \frac{m_s}{M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = 150 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,1 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 0,833 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Ahora es posible calcular la molalidad de la disolución, sabiendo que 250 g agua son 0,25 kg de disolvente:

$$m = \frac{n_s}{m_d} = \frac{0,833 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{0,25 \text{ kg de } \text{H}_2\text{O}} = 3,33 \text{ m}$$

Hallamos el valor de la temperatura de fusión:

$$T = T_f - K_c \cdot m = 0^\circ\text{C} - 1,86 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 3,33 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = -\mathbf{6,2^\circ\text{C}}$$

- 21** ¿Qué masa de agua debes añadir a 500 g de etilenglicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) para elaborar un anticongelante que permanezca líquido hasta -30°C ?

En la tabla se lee que el etilenglicol puro funde con $T_f = -13^\circ\text{C}$ y constante crioscópica $K_c = 3,11^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$. Es razonable pensar que el disolvente será el etilenglicol y al añadir algo de agua como soluto descenderá la temperatura de fusión de la disolución. Trabajando un poco el álgebra hasta despejar la incógnita buscada, la masa de soluto:

$$\Delta T = T_f - T = K_c \cdot m \Rightarrow m = \frac{T_f - T}{K_c} \Rightarrow \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{m_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2}} = \frac{T_f - T}{K_c}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{T_f - T}{K_c} \cdot m_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2} \Rightarrow \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{T_f - T}{K_c} \cdot m_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2} \Rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{T_f - T}{K_c} \cdot m_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2} \cdot M(\text{H}_2\text{O})$$

Sustituyendo los datos conocidos:

$$m_{H_2O} = \frac{-13 - (-30) \text{ }^{\circ}\text{C}}{3,11 \frac{\text{ }^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}}} \cdot 0,5 \text{ kg} \cdot (1,008 \cdot 2 + 16,00) \frac{\text{g}}{\text{mol}} = \mathbf{49,24 \text{ g de agua}}$$

Pero ¿y si consideramos que el agua es el disolvente? En este caso hemos de considerar que el soluto es el etilenglicol. En la misma tabla vemos que $T_f = 0 \text{ }^{\circ}\text{C}$ y $K_c = 1,86 \text{ }^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg/mol}$. El descenso en la temperatura de fusión viene dada por la siguiente expresión. La incógnita es la masa de agua (disolvente), que es el divisor de la molalidad:

$$\Delta T = T_f - T = K_c \cdot m \Rightarrow m = \frac{T_f - T}{K_c} \Rightarrow \frac{n_{C_2H_6O_2}}{m_{H_2O}} = \frac{T_f - T}{K_c}$$

$$m_{H_2O} = \frac{K_c \cdot n_{C_2H_6O_2}}{T_f - T} = \frac{K_c \cdot \frac{m_{C_2H_6O_2}}{M(C_2H_6O_2)}}{T_f - T} = \frac{K_c \cdot m_{C_2H_6O_2}}{(T_f - T) \cdot M(C_2H_6O_2)}$$

Sustituyendo los valores conocidos:

$$M(C_2H_6O_2) = 12,00 \cdot 2 + 1,008 \cdot 6 + 16,00 \cdot 2 = 62,05 \text{ g/mol}$$

$$m_{H_2O} = \frac{1,86 \frac{\text{ }^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 500 \text{ g de } C_2H_6O_2}{30 \text{ }^{\circ}\text{C} \cdot 62,05 \frac{\text{g de } C_2H_6O_2}{\text{mol}}} = \mathbf{0,500 \text{ kg de } H_2O}$$

22 Calcula la molalidad de las dos disoluciones que has preparado.

- En la primera disolución se mezclan 10 g de NaCl y 100 mL de agua. Necesitamos la cantidad del soluto NaCl (en moles) y la masa del disolvente agua (en kilogramos). Calculamos la cantidad de soluto a partir de su masa utilizando la masa molar del cloruro de sodio:

$$M(\text{NaCl}) = 22,99 + 35,45 = 58,44 \text{ g/mol}$$

$$n_s = \frac{m_s}{M(\text{NaCl})} = 10 \text{ g de NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58,44 \text{ g de NaCl}} = 0,171 \text{ mol de NaCl}$$

Ahora, calculamos la masa del disolvente a partir de su volumen utilizando la densidad:

$$d = \frac{m_d}{V_d} \Rightarrow m_d = d \cdot V_d = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 100 \text{ mL} = 100 \text{ g} = 0,1 \text{ kg}$$

Calculamos la molalidad dividiendo ambos números:

$$m = \frac{n_s}{m_d} = \frac{0,171 \text{ mol}}{0,1 \text{ kg}} = \mathbf{1,71 \text{ m}}$$

- En la segunda disolución son 10 g de urea (NH_2CONH_2) y 100 mL de agua. Necesitamos la cantidad del soluto urea (en moles) y la masa del disolvente agua (en kilogramos). Calculamos la cantidad de soluto a partir de su masa utilizando la masa molar de la urea:

$$M(\text{NH}_2\text{CONH}_2) = 12,00 + 16,00 + (14,01 + 1,008 \cdot 2) \cdot 2 = 44,03 \text{ g/mol}$$

$$n_s = \frac{m_s}{M(\text{urea})} = 10 \text{ g de urea} \cdot \frac{1 \text{ mol de urea}}{44,03 \text{ g de urea}} = 0,227 \text{ mol de urea}$$

Ahora, la masa del disolvente coincide con el cálculo anterior, 0,1 kg. Calculamos la molalidad dividiendo ambos números:

$$m = \frac{n_s}{m_d} = \frac{0,227 \text{ mol}}{0,1 \text{ kg}} = \mathbf{2,27 \text{ m}}$$

- 23** Calcula la temperatura de fusión y la temperatura de ebullición esperadas para estas disoluciones. Toma el valor de las constantes ebulloscópica y crioscópica del agua de las tablas.

En las tablas podemos leer que para el agua:

- $T_e = 100 \text{ }^\circ\text{C}$; $K_e = 0,51 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$.
- $T_f = 0 \text{ }^\circ\text{C}$; $K_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$.

Para calcular las temperaturas pedidas:

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

$$\Delta T' = T_f - T' = K_c \cdot m \Rightarrow T' = T_f - K_c \cdot m$$

- En la primera disolución se mezclan 10 g de NaCl y 100 mL de agua. La molalidad es 1,71 m según se calculó en la actividad 22. Por tanto:

$$T = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 0,51 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 1,71 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = \mathbf{100,9 \text{ }^\circ\text{C}}$$

$$T' = 0 \text{ }^\circ\text{C} - 1,86 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 1,71 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = \mathbf{-3,2 \text{ }^\circ\text{C}}$$

- En la primera disolución se mezclan 10 g de urea y 100 mL de agua. La molalidad es 2,27 m según se calculó en la actividad 22. Por tanto:

$$T = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 0,51 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 2,27 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = \mathbf{101,2 \text{ }^\circ\text{C}}$$

$$T' = 0 \text{ }^\circ\text{C} - 1,86 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 2,27 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = \mathbf{-4,2 \text{ }^\circ\text{C}}$$

- 24** Compara los valores de las temperaturas de fusión y ebullición de las dos disoluciones con los teóricos. ¿Coinciden en algún caso? Valora el resultado.

Respuesta abierta según los resultados de la práctica. Debe tenerse en cuenta la precisión en las medidas. Una desviación del 10% puede considerarse tolerable.

- 25** Imagina que hubieses preparado una disolución con 10 g de azúcar común (sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en agua. ¿Cómo sería la temperatura de fusión y ebullición de esta disolución?

Es necesario calcular la molalidad. Calculamos la cantidad de soluto a partir de su masa utilizando la masa molar de la sacarosa:

$$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12,00 \cdot 12 + 1,008 \cdot 22 + 16,00 \cdot 11 = 342,2 \text{ g/mol}$$

$$n_s = \frac{m_s}{M(\text{sacarosa})} = 10 \text{ g de sacarosa} \cdot \frac{1 \text{ mol de sacarosa}}{342,2 \text{ g de sacarosa}} = 0,029 \text{ mol de sacarosa}$$

LAS DISOLUCIONES

Ahora, la masa del disolvente coincide con el cálculo en la actividad 22, $m_d = 0,1$ kg. Calculamos la molalidad dividiendo ambos números:

$$m = \frac{n_s}{m_d} = \frac{0,027 \text{ mol}}{0,1 \text{ kg}} = 0,27 \text{ m}$$

En las tablas podemos leer que para el agua:

- $T_e = 100 \text{ }^\circ\text{C}$; $K_e = 0,51 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$.
- $T_f = 0 \text{ }^\circ\text{C}$; $K_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$.

Para calcular las temperaturas pedidas:

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

$$\Delta T' = T_f - T' = K_c \cdot m \Rightarrow T' = T_f - K_c \cdot m$$

Con la molalidad calculada 0,29 m, la temperatura de ebullición de la mezcla:

$$T = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 0,51 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 0,29 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = \mathbf{100,15 \text{ }^\circ\text{C}}$$

La temperatura de fusión de la mezcla:

$$T' = 0 \text{ }^\circ\text{C} - 1,86 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 0,29 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = \mathbf{-0,54 \text{ }^\circ\text{C}}$$

- 26** Teniendo en cuenta los resultados anteriores, razona por qué se vierte sal sobre las carreteras heladas y no se vierte azúcar.

Al disolver la misma masa de sal común que de sacarosa la molalidad es mayor para la sal común. Esto influye en el descenso crioscópico. Con sal desciende varios grados, con sacarosa solo una fracción de grado.

La explicación está en la cinética de partículas. A mayor molalidad hay más cantidad de partículas del soluto interfiriendo entre las moléculas de agua, lo que dificulta que establezcan enlaces entre ellas para solidificar.

- 27** ¿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 $25 \text{ }^\circ\text{C}$? ¿Y si estuviese a $50 \text{ }^\circ\text{C}$?

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:

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

$$n_s = \frac{m_s}{M(\text{glucosa})} = 30 \text{ g de glucosa} \cdot \frac{1 \text{ mol de glucosa}}{180,1 \text{ g de glucosa}} = 0,167 \text{ mol de glucosa}$$

$$M = \frac{n_s}{V_0} = \frac{0,167 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,333 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Al estar la mezcla a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, la presión osmótica será:

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

Al estar la mezcla a 50 °C, la presión osmótica será:

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

- 28** ¿Cuál es la presión osmótica de una disolución que se prepara disolviendo 30 g de sacarosa (azúcar), $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, en agua hasta medio litro de mezcla a 25 °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:

$$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12,00 \cdot 12 + 1,008 \cdot 22 + 16,00 \cdot 11 = 342,2 \text{ g/mol}$$

$$n_s = \frac{m_s}{M(\text{sacarosa})} = 30 \text{ g de sacarosa} \cdot \frac{1 \text{ mol de sacarosa}}{342,2 \text{ g de sacarosa}} = 0,088 \text{ mol de sacarosa}$$

$$M = \frac{n_s}{V_d} = \frac{0,088 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,175 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Al estar la mezcla a 25 °C, la presión osmótica será:

$$\pi = 0,175 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (25 + 273) \text{K} = \mathbf{4,28 \text{ atm}}$$

ACTIVIDADES FINALES

Concentración de una disolución

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

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

- a) Agua del grifo. Solute: sales minerales, oxígeno. Disolvente: agua.
 b) Suero fisiológico. Solute: cloruro de sodio. Disolvente: agua.
 c) Refresco con gas. Solute: dióxido de carbono, azúcar, saborizantes. Disolvente: agua.
 d) Bronce. Solute: estaño. Disolvente: cobre.
 e) Gas natural. Solute: nitrógeno, etano, sulfuro de dihidrógeno. Disolvente: metano.
 f) Nube. No es una disolución. Al observar una nube vemos un conjunto de gotas de agua líquida o cristales de hielo en suspensión.

LAS DISOLUCIONES

- 30 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 en el caso b).

- 31 El suero fisiológico es una disolución de sal en agua al 0,9% (porcentaje en masa). Calcula la cantidad de sal y de agua 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, tenemos dos ecuaciones con dos incógnitas:

$$\% \text{ en masa de soluto} = \frac{m_s}{m_d} \cdot 100 \Rightarrow 0,9 = \frac{m_s}{m_d + m_s} \cdot 100 \Rightarrow 0,9 \cdot (m_d + m_s) = m_s \cdot 100$$

$$2000 \text{ g} = m_d + m_s$$

Resolviendo el sistema las soluciones son:

$$m_s = \mathbf{18 \text{ g de sal}}$$

$$m_d = \mathbf{1982 \text{ g de agua}}$$

- 32 El análisis de sangre de una persona ofrece el siguiente valor para la glucosa: «glucosa: 79 mg/100 mL». Una persona adulta tiene alrededor de 5 L de sangre. ¿Cuánta glucosa tiene la persona del análisis en su sangre?

A partir de la definición de concentración despejamos la masa del soluto, sustituimos y operamos:

$$c = \frac{m_s}{V_d} \Rightarrow m_s = c \cdot V_d = \frac{79 \text{ mg}}{100 \text{ mL}} \cdot 5000 \text{ mL} = 3950 \text{ mg} = \mathbf{3,95 \text{ g}}$$

- 33 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?

A partir de la definición de concentración despejamos el volumen de la disolución:

$$c = \frac{m_s}{V_d} \Rightarrow V_d = \frac{m_s}{c}$$

Sustituyendo para cada ion:

$$\bullet \text{ Na: } V = \frac{200 \text{ mg}}{50,5 \frac{\text{mg}}{\text{L}}} = 3,96 \text{ L} \quad \bullet \text{ F: } V = \frac{2 \text{ mg}}{0,4 \frac{\text{mg}}{\text{L}}} = 5 \text{ L} \quad \bullet \text{ Ca: } V = \frac{800 \text{ mg}}{9,2 \frac{\text{mg}}{\text{L}}} = 86,96 \text{ L}$$

- 34 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. Incrementando la masa del disolvente se rebaja la concentración. Calculamos la cantidad de agua que tenemos que añadir para que se convierta en alcohol al 70 %:

$$\frac{70 \text{ g de alcohol}}{100 \text{ g de disolución}} = \frac{90 \text{ g de alcohol}}{100 \text{ g de disolución} + m_{\text{agua}}}$$

Despejando la incógnita y operando:

$$m_{\text{agua}} = \frac{100 \text{ g de disolución} \cdot 90 \text{ g de alcohol}}{70 \text{ g de alcohol}} - 100 \text{ g de disolución} = 28,57 \text{ g de agua}$$

A 100 g de alcohol al 90 % tenemos que **echarle 28,6 g de agua**. De esta manera se consigue alcohol diluido apto para el uso en la piel de los bebés.

- 35 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 la cantidad de soluto que necesitamos:

$$M = \frac{n_s}{V_D} \Rightarrow n_s = M \cdot V_D = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,5 \text{ L} = 1 \text{ mol de NaOH}$$

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

$$M(\text{NaOH}) = 29,99 + 16,00 + 1,008 = 40,00 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{NaOH}) = \frac{m_{\text{NaOH}}}{n_{\text{NaOH}}} \Rightarrow m_{\text{NaOH}} = M(\text{NaOH}) \cdot n_{\text{NaOH}} = 40,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1 \text{ mol} = 40,00 \text{ g de NaOH}$$

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

$$\frac{95 \text{ g de NaOH}}{100 \text{ g de producto}} = \frac{40 \text{ g de NaOH}}{m_{\text{disolución}}}$$

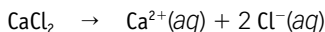
$$m_{\text{disolución}} = \frac{40 \text{ g de NaOH} \cdot 100 \text{ g de producto}}{95 \text{ g de NaOH}} = 42,11 \text{ g de producto}$$

Para la preparación habría que usar un matraz aforado de 500 mL. En él verter alrededor de 100 mL de agua destilada. Tras esto, medir en la balanza 42,11 g del producto comercial de NaOH al 95 % y verterlo en el matraz. Así añadimos exactamente 1 mol del soluto. Por último, completar el aforo del matraz con agua destilada completando el volumen de la disolución.

LAS DISOLUCIONES

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

En disolución acuosa la sal se disocia en los iones según la reacción:



Calculamos la masa molar de la sal y con ella la cantidad en moles:

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

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

Con los coeficientes de la ecuación estequiométrica ajustada calculamos la cantidad (en moles) de cada ion.

$$n_{\text{Ca}^{2+}} = 0,180 \text{ mol de CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca}^{2+}}{1 \text{ mol de CaCl}_2} = 0,180 \text{ mol de Ca}^{2+}$$

$$n_{\text{Cl}^{-}} = 0,180 \text{ mol de CaCl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de Cl}^{-}}{1 \text{ mol de CaCl}_2} = 0,360 \text{ mol de Cl}^{-}$$

La concentración molar, o molaridad, de cada ion es:

$$M = \frac{n_s}{V_D} \Rightarrow \begin{cases} [\text{Ca}^{2+}] = \frac{0,180 \text{ mol de Ca}^{2+}}{0,250 \text{ L}} = \mathbf{0,72 \text{ M}} \\ [\text{Cl}^{-}] = \frac{0,360 \text{ mol de Cl}^{-}}{0,250 \text{ L}} = \mathbf{1,44 \text{ M}} \end{cases}$$

- 37 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 concentración molar y el volumen calculamos la cantidad de soluto que necesitamos:

$$M = \frac{n_s}{V_D} \Rightarrow n_s = M \cdot V_D = 0,8 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,2 \text{ mol de CuSO}_4$$

La fuente de soluto es el sulfato de cobre(II) pentahidratado que, al mezclarlo con el disolvente, agua, se disocia según la ecuación estequiométrica siguiente:



La proporción entre la fuente y la sustancia buscada es 1:1. Entonces, para tener 0,2 mol de sulfato de cobre(II) necesitamos la misma cantidad de sulfato de cobre(II) pentahidratado.

$$n = 0,2 \text{ mol de CuSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de CuSO}_4} = 0,2 \text{ mol de CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

Calcularemos cuánta masa corresponde usando la masa molar del sulfato de cobre(II) pentahidratado:

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

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

- 38 El hipoclorito de sodio (NaClO) es un polvo blanco que se usa para desinfectar el agua de las piscinas. El más común cristaliza en forma de pentahidrato. También se emplea para fabricar lejía en la que el hipoclorito de sodio alcanza una concentración de 40 g/L. Indica cómo prepararías medio litro de esta lejía.

A partir de la concentración en masa y el volumen calculamos la masa de soluto que necesitamos:

$$c = \frac{m_s}{V_D} \Rightarrow m_s = c \cdot V_D = 40 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,5 \text{ L} = 20 \text{ g de NaClO}$$

Con la masa molar calculamos la cantidad de soluto:

$$M(\text{NaClO}) = 22,99 + 35,45 + 16,00 = 74,44 \text{ g/mol}$$

$$n_s = \frac{m_s}{M(\text{NaClO})} = 20 \text{ g de NaClO} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaClO}}{74,44 \text{ g de NaClO}} = 0,269 \text{ mol de NaClO}$$

La fuente de soluto es el hipoclorito de sodio pentahidratado que al mezclarlo con el disolvente, agua, se disocia según la ecuación estequiométrica siguiente:



La proporción entre la fuente y la sustancia buscada es 1:1. Entonces, para tener 0,269 mol de hipoclorito de sodio necesitamos la misma cantidad de hipoclorito de sodio pentahidratado.

$$n = 0,269 \text{ mol de NaClO} \cdot \frac{164,52 \text{ g de NaClO} \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de NaClO} \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 0,269 \text{ mol de NaClO} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

Calcularemos cuánta masa corresponde usando la masa molar del hipoclorito de sodio pentahidratado:

$$M(\text{NaClO} \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 22,99 + 35,45 + 16,00 + 5 \cdot (1,008 \cdot 2 + 16,00) = 164,52 \text{ g/mol}$$

$$m = n \cdot M = 0,269 \text{ mol de NaClO} \cdot 5\text{H}_2\text{O} \cdot \frac{164,52 \text{ g de NaClO} \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de NaClO} \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 44,20 \text{ g de NaClO} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

Así pues, para preparar medio litro de lejía se lleva a un recipiente de 500 mL un poco de agua, por ejemplo 100 mL. En este disolvente se echan 44,20 g de hipoclorito de sodio pentahidratado. Se agita hasta mezclar bien. Esto hará aumentar el volumen (teniendo en cuenta que la sal hidratada aporta 24,2 g de agua). Tras esto se completa el volumen con agua hasta los 500 mL.

- 39 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 y el volumen calculamos la cantidad de soluto en moles:

$$M = \frac{n_s}{V_D} \Rightarrow n_s = M \cdot V_D = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,015 \text{ L} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de KI}$$

Conocida la cantidad y con la masa molar calculamos la masa:

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

$$m_s = n_s \cdot M(\text{KI}) = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de KI} \cdot \frac{166 \text{ g de KI}}{1 \text{ mol de KI}} = 1,245 \text{ g de KI}$$

- 40 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 y la cantidad de soluto calculamos el volumen de disolución que necesitamos:

$$M = \frac{n_s}{V_D} \Rightarrow V_D = \frac{n_s}{M} = 0,5 \text{ mol} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1,25 \text{ mol}} = 0,4 \text{ L} = 400 \text{ mL}$$

Conocida la cantidad y con la masa molar calculamos la masa:

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 22,99 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 = 142,04 \text{ g/mol}$$

$$m_s = n_s \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{142,04 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4} = \mathbf{71,02 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4}$$

- 41 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 la cantidad de soluto que participa en 100 mL de la disolución con concentración 0,5 M:

$$M = \frac{n_s}{V_D} \Rightarrow n_s = M \cdot V_D = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,100 \text{ L} = 0,05 \text{ mol de Ca(OH)}_2$$

Luego calcularemos el volumen de disolución 2,5 M que necesitamos para tener esa cantidad de soluto:

$$M = \frac{n_s}{V_D} \Rightarrow V_D = \frac{n_s}{M} = 0,05 \text{ mol} \cdot \frac{1 \text{ L}}{2,5 \text{ mol}} = 0,02 \text{ L} = 20 \text{ mL}$$

Se toman **20 mL de la disolución concentrada** y **se diluye en agua** destilada hasta un volumen final de 100 mL.

- 42 Calcula la molaridad de la disolución que tendremos al 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.

La cantidad de soluto se consigue sumando la que corresponde a 3 g de hidróxido seco a la que ya tiene la disolución. Calculemos ambas.

Con la masa molar calculamos la cantidad de soluto seco:

$$M(\text{Mg(OH)}_2) = 24,31 + (16,00 + 1,008) \cdot 2 = 58,32 \text{ g/mol}$$

$$n_{s,1} = \frac{m_s}{M(\text{Mg(OH)}_2)} = 3 \text{ g de Mg(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Mg(OH)}_2}{58,32 \text{ g de Mg(OH)}_2} = 0,051 \text{ mol de Mg(OH)}_2$$

Calculamos la cantidad de soluto que participa en 10 mL de la disolución 0,5 M:

$$M = \frac{n_{s,2}}{V_D} \Rightarrow n_{s,2} = M \cdot V_D = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,050 \text{ L} = 0,025 \text{ mol de Mg(OH)}_2$$

La cantidad de soluto total es:

$$n_s = n_{s,1} + n_{s,2} = 0,0514 \text{ mol} + 0,025 \text{ mol} = 0,0764 \text{ mol de Mg(OH)}_2$$

El volumen de la disolución no varía:

$$V_D = 50 \text{ mL} = 0,050 \text{ L}$$

Ya es posible calcular la molaridad de la nueva disolución:

$$M = \frac{n_s}{V_D} = \frac{0,0764 \text{ mol}}{0,050 \text{ L}} = \mathbf{1,53 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}$$

- 43** 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.

Ambas son sales solubles en agua que se disocian en iones. Las ecuaciones estequiométricas ajustadas correspondientes son:



- Calculamos la cantidad de CaCl_2 en 100 mL de la disolución 2 M:

$$M = \frac{n_{\text{CaCl}_2}}{V_D} \Rightarrow n_{\text{CaCl}_2} = M \cdot V_D = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,100 \text{ L} = 0,2 \text{ mol de } \text{CaCl}_2$$

La cantidad de iones Cl^{-} que aporta la primera disolución será:

$$n_{\text{Cl}^{-},1} = 0,2 \text{ mol de } \text{CaCl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de } \text{Cl}^{-}}{1 \text{ mol de } \text{CaCl}_2} = 0,4 \text{ mol de } \text{Cl}^{-}$$

- Calculamos la cantidad de NaCl en 150 mL de la disolución 1,5 M:

$$M = \frac{n_{\text{NaCl}}}{V_D} \Rightarrow n_{\text{NaCl}} = M \cdot V_D = 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,150 \text{ L} = 0,225 \text{ mol de } \text{NaCl}$$

La cantidad de iones Cl^{-} que aporta la segunda disolución será:

$$n_{\text{Cl}^{-},2} = 0,225 \text{ mol de } \text{NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Cl}^{-}}{1 \text{ mol de } \text{NaCl}} = 0,225 \text{ mol de } \text{Cl}^{-}$$

La cantidad de iones Cl^{-} en la mezcla de ambas disoluciones:

$$n_{\text{s,T}} = n_{\text{s},1} + n_{\text{s},2} = 0,4 \text{ mol} + 0,225 \text{ mol} = 0,625 \text{ mol de } \text{Cl}^{-}$$

Los volúmenes se suponen aditivos:

$$V_{\text{D,T}} = V_{\text{D},1} + V_{\text{D},2} = 100 \text{ mL} + 150 \text{ mL} = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L}$$

Ya es posible calcular la molaridad de la nueva disolución:

$$M = \frac{n_{\text{s,T}}}{V_{\text{D,T}}} = \frac{0,625 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = \mathbf{2,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}$$

- 44** 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?

Calculamos primero la masa correspondiente a 70 mL de disolución usando la densidad:

$$d = \frac{m_D}{V_D} \Rightarrow m_D = d \cdot V_D = 1,18 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 70 \text{ mL} = 82,6 \text{ g de disolución}$$

LAS DISOLUCIONES

De esta masa el 37 % es ácido clorhídrico:

$$\% \text{ en masa de HCl} = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100$$

$$m_s = \frac{m_D \cdot \% \text{ en masa de HCl}}{100} = \frac{82,6 \text{ g} \cdot 37}{100} = \mathbf{30,56 \text{ g de HCl}}$$

- 45** 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.

Los 20 g de ácido clorhídrico son solo el 37 % en masa de la disolución:

$$\% \text{ en masa de HCl} = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100$$

Despejando y operando:

$$m_D = \frac{m_s \cdot 100}{\% \text{ en masa de HCl}} = \frac{20 \text{ g} \cdot 100}{37} = 54,05 \text{ g de disolución}$$

Conocida la masa calculamos el volumen correspondiente usando la densidad:

$$d = \frac{m_D}{V_D} \Rightarrow V_D = \frac{m_D}{d} = 54,05 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{1,18 \text{ g}} = \mathbf{45,8 \text{ mL de disolución}}$$

- 46** ¿Qué volumen de ácido sulfúrico comercial, H_2SO_4 , el 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:

$$M = \frac{n_{\text{sol}}}{V_D} \Rightarrow n = M \cdot V_D = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,125 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

A partir de la masa molar obtenemos su equivalente de esta cantidad en masa:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,008 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 = 98,08 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{sol}} = n_{\text{sol}} \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,125 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98,08 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4} = 12,26 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

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

$$\% \text{ en masa de } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100$$

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

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

$$d = \frac{m_D}{V_D} \Rightarrow V_D = \frac{m_D}{d} = \frac{12,77 \text{ g}}{1,84 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} \cdot 70 \text{ mL} = \mathbf{6,9 \text{ mL de ácido comercial}}$$

- 47 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.

Necesitamos calcular la cantidad de soluto (moles) que hay en los 15 mL del ácido comercial. Comencemos por calcular la masa de disolución a partir de la densidad:

$$d = \frac{m_D}{V_D} \Rightarrow m_D = d \cdot V_D = 1,85 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 15 \text{ mL} = 27,75 \text{ g de disolución comercial}$$

De esta masa el 96% es ácido sulfúrico:

$$\% \text{ en masa} = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 \Rightarrow m_s = \frac{m_D \cdot \% \text{ en masa}}{100} = \frac{27,75 \text{ g} \cdot 96}{100} = 26,64 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

A partir de la masa molar obtenemos su equivalente a esta masa en cantidad:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,008 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 = 98,08 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{sol}} = \frac{m_{\text{sol}}}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 0,125 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98,08 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} = 0,27 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Conocida la cantidad de soluto (moles) extraída del ácido comercial que se mezcla con agua hasta un volumen de 500 mL, la concentración molar es:

$$M = \frac{n_s}{V_D} = \frac{0,27 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{0,500 \text{ L}} = \mathbf{0,54 \text{ M}}$$

- 48 ¿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?

Para empezar, debemos calcular la cantidad (moles) de soluto que necesitamos para preparar la disolución 0,5 M:

$$M = \frac{n_{\text{sol}}}{V_D} \Rightarrow n = M \cdot V_D = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,125 \text{ mol de HNO}_3$$

Luego calculamos el volumen de disolución 5 M que necesitamos para tener esa cantidad de soluto:

$$M = \frac{n_s}{V_D} \Rightarrow V_D = \frac{n_s}{M} = 0,125 \text{ mol de HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ L}}{5 \text{ mol de HNO}_3} = 0,025 \text{ L} = \mathbf{25 \text{ mL}}$$

Necesitamos 25 mL de la disolución 5 M y diluir con agua hasta tener un volumen de 250 mL.

- 49 ¿Cuál es la cantidad máxima de HNO_3 0,5 M que podemos preparar con 15 mL de HNO_3 5 M?

Para empezar, debemos calcular la cantidad (moles) de soluto que habría en los 15 mL de disolución de HNO_3 5 M:

$$M = \frac{n_{\text{sol}}}{V_D} \Rightarrow n_{\text{sol}} = M \cdot V_D = 5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,015 \text{ L} = 0,075 \text{ mol de HNO}_3$$

Luego calculamos el volumen de disolución 0,5 M que contiene esa cantidad de soluto:

$$M = \frac{n_s}{V_D} \Rightarrow V_D = \frac{n_s}{M} = 0,075 \text{ mol de HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,5 \text{ mol de HNO}_3} = 0,15 \text{ L} = \mathbf{150 \text{ mL}}$$

- 50 La acidez del vinagre se debe al ácido acético ($\text{CH}_3\text{-COOH}$), una sustancia que se forma por la fermentación del alcohol del vino. Un vinagre común tiene 6 g de ácido por cada 100 mL. Expresa esta concentración en forma de molaridad.

A partir de la masa molar obtenemos su equivalente en cantidad a esta masa:

$$M(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 12,00 \cdot 2 + 16,00 \cdot 2 + 1,008 \cdot 4 = 60,03 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{sol}} = \frac{m_{\text{sol}}}{M(\text{C}_2\text{O}_2\text{H}_4)} \cdot 6 \text{ g de } \text{C}_2\text{O}_2\text{H}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_2\text{O}_2\text{H}_4}{60,03 \text{ g de } \text{C}_2\text{O}_2\text{H}_4} = 0,1 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{-COOH}$$

Conocida la cantidad de soluto y el volumen de la disolución, la concentración molar es:

$$M = \frac{n_s}{V_D} = \frac{0,1 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{-COOH}}{0,100 \text{ L}} = \mathbf{1 \text{ M}}$$

- 51 Calcula la molaridad de la disolución que resulta de añadir 10 mL de HNO_3 comercial, del 67 % de riqueza y 1,4 g/mL de densidad, a 80 mL de HNO_3 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 HNO_3 comercial, del 67 % de riqueza y 1,4 g/mL de densidad:

$$d = \frac{m_D}{V_D} \Rightarrow m_D = d \cdot V_D = 1,4 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 10 \text{ mL} = 14 \text{ g de disolución}$$

$$\% \text{ en masa} = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 \Rightarrow m_s = \frac{m_D \cdot \% \text{ en masa}}{100} = \frac{14 \text{ g} \cdot 67}{100} = 9,38 \text{ g de } \text{HNO}_3$$

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

$$n_{\text{sol},1} = \frac{m_{\text{sol}}}{M(\text{HNO}_3)} = \frac{9,38 \text{ g de } \text{HNO}_3}{63,02 \text{ g de } \text{HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{HNO}_3}{63,02 \text{ g de } \text{HNO}_3} = 0,149 \text{ mol de } \text{HNO}_3$$

- 80 mL de HNO_3 0,8 M:

$$M = \frac{n_{\text{sol}}}{V_D} \Rightarrow n_{\text{sol},2} = M \cdot V_D = 0,8 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,080 \text{ L} = 0,064 \text{ mol de } \text{HNO}_3$$

Entonces, la molaridad de la disolución resultante de mezclar ambas será:

$$M = \frac{n_{\text{sol},1} + n_{\text{sol},2}}{V_{D,1} + V_{D,2}} = \frac{(0,149 + 0,064) \text{ mol de } \text{HNO}_3}{(0,010 + 0,080) \text{ L}} = \mathbf{2,36 \text{ M}}$$

- 52 ¿Qué cantidad de agua tendremos que añadir a 15 mL de metanol, CH_3OH , 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 la masa correspondiente a los 15 mL de metanol:

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

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

$$M(\text{CH}_3\text{OH}) = 12,00 + 16,00 + 1,008 \cdot 4 = 32,03 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M(\text{CH}_3\text{OH})} = \frac{12 \text{ g de } \text{CH}_3\text{OH}}{32,03 \text{ g de } \text{CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{OH}}{32,03 \text{ g de } \text{CH}_3\text{OH}} = 0,375 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{OH}$$

Para que la fracción molar sea 0,9:

$$\chi_d = \frac{n_d}{n_s + n_d} \Rightarrow n_d = \frac{\chi_d}{1 - \chi_d} \cdot n_s = \frac{0,9}{1 - 0,9} \cdot 0,375 = 3,375 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

Calculamos la masa en gramos de agua que corresponde a esa cantidad:

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

$$m = n \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 3,375 \text{ mol de H}_2\text{O} \cdot \frac{18,02 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 60,75 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Conocida la masa, calculamos el volumen correspondiente usando la densidad:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = 60,75 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ g}} = \mathbf{60,75 \text{ mL de agua}}$$

- 53** ¿Qué cantidad de agua tendremos que añadir a 15 mL de metanol, CH_3OH , para tener una disolución 0,9 m? Dato: $d_{\text{metanol}} = 0,8 \text{ g/mL}$.

Despejamos la masa de disolvente de la expresión de molalidad:

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

Conocemos la molalidad. Necesitamos conocer la cantidad de soluto en moles.

Para ello calculamos la masa correspondiente a los 15 mL de metanol usando el dato de la densidad:

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

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

$$M(\text{CH}_3\text{OH}) = 12,00 + 16,00 + 1,008 \cdot 4 = 32,03 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M(\text{CH}_3\text{OH})} = 12 \text{ g de CH}_3\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}}{32,03 \text{ g de CH}_3\text{OH}} = 0,375 \text{ mol de CH}_3\text{OH}$$

Al sustituir en la primera expresión:

$$m_d(\text{kg}) = \frac{n_{\text{sol}}}{m} = 0,375 \text{ mol de CH}_3\text{OH} \cdot \frac{1000 \text{ g de disolvente}}{0,9 \text{ mol de CH}_3\text{OH}} = \mathbf{416,3 \text{ g de agua}}$$

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

a) Molalidad. b) Fracción molar. c) Porcentaje en masa.

La concentración de una disolución es una propiedad intensiva, su valor es el mismo cualquiera que sea el volumen de disolución que se considere. Por tanto, tomamos un volumen arbitrario de ácido sulfúrico. Es cómodo tomar 1 L para facilitar los cálculos.

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

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,15 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 1000 \text{ mL} = 1150 \text{ g de disolución}$$

LAS DISOLUCIONES

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

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

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

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,008 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 = 98,08 \text{ g/mol}$$

$$m = n \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \cancel{2 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{98,08 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{\cancel{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}} = 196,16 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

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

$$m_D = m_d + m_s \Rightarrow m_d = m_D - m_s = 1150 \text{ g} - 196,16 \text{ g} = 953,84 \text{ g} = 0,954 \text{ kg}$$

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

- b) Para la fracción molar necesitamos conocer los moles que corresponden con los 953,84 g de agua:

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

$$n = \frac{m}{M(\text{H}_2\text{O})} = 953,84 \cancel{\text{ g de H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{\cancel{18,016 \text{ g de H}_2\text{O}}} = 52,94 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

La fracción molar de soluto es:

$$\chi_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{H}_2\text{SO}_4} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{2}{2 + 54,94} = \mathbf{0,036}$$

- c) Determinamos el porcentaje en masa:

$$\% \text{ en masa} = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 = \frac{196,16 \text{ g}}{1150 \text{ g}} \cdot 100 = \mathbf{17,06 \%}$$

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

La concentración de una disolución es una propiedad intensiva, su valor es el mismo cualquiera que sea la masa de disolución que se considere. Por tanto, tomamos una masa arbitraria de ácido. Es cómodo tomar 100 g para facilitar los cálculos.

Para el cálculo de la molaridad necesitamos la cantidad de soluto en los 100 g y el volumen que ocupan esos 100 g de disolución.

La cantidad, en moles, se calcula usando el porcentaje de pureza en masa y la masa molar:

$$\% \text{ en masa} = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 \Rightarrow m_s = \frac{m_D \cdot \% \text{ en masa}}{100} = \frac{100 \text{ g} \cdot 37}{100} = 37 \text{ g de HCl}$$

$$M(\text{HCl}) = 1,008 + 35,45 = 36,46 \text{ g/mol}$$

$$n_s = \frac{m_s}{M(\text{HCl})} = \cancel{37 \text{ g de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{\cancel{36,46 \text{ g de HCl}}} = 1,015 \text{ mol de HCl}$$

Con el dato de la densidad hallamos el volumen de la disolución:

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

Con esta información ya es posible calcular la concentración molar:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,1 \text{ mol de HCl}}{0,08475 \text{ L}} = 11,98 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \approx \mathbf{12 \text{ M}}$$

56 ¿Cuál será la molalidad de un ácido clorhídrico comercial del 37 % de riqueza y densidad 1,18 g/mL?

La concentración de una disolución es una propiedad intensiva, su valor es el mismo cualquiera que sea la masa de disolución que se considere. Por tanto, tomamos una masa arbitraria de ácido. Es cómodo tomar 100 g para facilitar los cálculos.

Para el cálculo de la molalidad necesitamos la cantidad de soluto en los 100 g y la masa de disolvente en esos 100 g de disolución.

La cantidad, en moles, se calcula usando el porcentaje de pureza en masa y la masa molar:

$$\% \text{ en masa} = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 \Rightarrow m_s = \frac{m_D \cdot \% \text{ en masa}}{100} = \frac{100 \text{ g} \cdot 37}{100} = 37 \text{ g de HCl}$$

$$M(\text{HCl}) = 1,008 + 35,45 = 36,46 \text{ g/mol}$$

$$n_s = \frac{m_s}{M(\text{HCl})} = 37 \cancel{\text{ g de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,46 \cancel{\text{ g de HCl}}} = 1,015 \text{ mol de HCl}$$

Para calcular la masa de disolvente, m_d , hacemos la diferencia:

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

Con esta información ya es posible calcular la concentración molal o molalidad:

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

57 ¿Cual será la fracción molar de un ácido clorhídrico comercial del 37 % de riqueza y densidad 1,18 g/mL?

La fracción molar de ácido puede calcularse con esta expresión:

$$\chi_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{HCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Por tanto, necesitamos conocer la cantidad de materia tanto de HCl como de H_2O que hay en cierta cantidad de ácido comercial.

Como conocemos la riqueza (37 %), sabemos que en 100 mL de preparación habrá 37 mL de HCl y 63 mL de agua.

Por tanto, en esa cantidad tendremos:

- $\cancel{37 \text{ mL de HCl}} \cdot \frac{1,18 \text{ g de HCl}}{\cancel{1 \text{ mL de HCl}}} = 43,66 \text{ g de HCl}$
- $\cancel{63 \text{ mL de H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ g de H}_2\text{O}}{\cancel{1 \text{ mL de H}_2\text{O}}} = 63 \text{ g de H}_2\text{O}$

LAS DISOLUCIONES

Con estas cantidades podemos conocer la fracción molar, usando las masas molares:

- $M(\text{HCl}) = 1,008 + 35,45 = 36,46 \text{ g/mol}$
- $M(\text{H}_2\text{O}) = 1,008 \cdot 2 + 16 = 18,016 \text{ g/mol}$

Sustituyendo en la expresión de la fracción molar:

$$\chi_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{HCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{43,66 \text{ g de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{36,5 \text{ g de HCl}}}{43,66 \text{ g de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{36,5 \text{ g de HCl}} + 63 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}}} = 0,255$$

Solubilidad de una sustancia

- 58 ¿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 en relación al disolvente, pero podría admitir más.

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

- 59 Explica por qué ciertas bebidas con gas se sirven habitualmente en vasos muy fríos.

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

Al beber el refresco, la boca eleva la temperatura del refresco haciendo que el gas esté saturado y así burbujee.



- 60 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.
- a) 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.

- b) 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.
- c) Cierto. La solubilidad de los gases en agua aumenta al aumentar la presión.
- d) Cierto. Sucede cuando el soluto es poco soluble en el disolvente.
- e) Falso. La solubilidad de los gases en agua aumenta al disminuir la temperatura. Para eliminar el cloro del agua conviene calentarla.

61 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.

62 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

63 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.

64 ¿Cuál será, a 80 °C, la presión de vapor de una disolución que se prepara disolviendo 30 mL de glicerina, $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$, en 70 mL de agua? Datos: $p_{\text{agua}}(80\text{ °C}) = 355\text{ mmHg}$, $d_{\text{agua}} = 1\text{ g/mL}$, $d_{\text{glicerina}} = 1,26\text{ g/mL}$.

De acuerdo con la ley de Raoult:

$$\Delta p = p_0 - p = p_0 \cdot \chi_s \quad \Rightarrow \quad p = p_0 \cdot (1 - \chi_s)$$

LAS DISOLUCIONES

Necesitamos conocer la fracción molar del soluto y para ello la cantidad tanto de soluto como de disolvente. Primero calculamos la masa de cada sustancia con el dato de la densidad:

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

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

$$M(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3) = 12,00 \cdot 3 + 1,008 \cdot 8 + 16,00 \cdot 3 = 92,064 \text{ g/mol}$$

$$n_s = \frac{m_{\text{glicerina}}}{M(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3)} = 37,8 \text{ g de } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3}{92,064 \text{ g de } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3} = 0,4106 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$$

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

$$n_d = \frac{m_d}{M(\text{H}_2\text{O})} = 70,0 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}{18,016 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}} = 3,88541 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}$$

La fracción molar de soluto será:

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{0,4106}{0,4106 + 3,88541} = 0,0956$$

Aplicando la fórmula despejada más arriba:

$$p = p_0 \cdot (1 - \chi_s) = 355 \text{ mmHg} \cdot (1 - 0,0956) = \mathbf{321 \text{ mmHg}}$$

- 65** La urea $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ es el primer compuesto orgánico que se sintetizó en un laboratorio. Se utiliza en la industria de adhesivos y también en dermofarmacia.

Se disuelven 20 g de urea en 250 mL de agua. Calcula:

a) ¿A qué temperatura congela esa disolución?

b) ¿A qué temperatura hierve?

a) El descenso en la temperatura de fusión viene dada por la siguiente expresión, de donde despejamos la incógnita pedida:

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

Conocemos la temperatura de fusión del agua pura, $T_f = 0^\circ\text{C}$. También conocemos de la tabla en la página 128 la constante crioscópica del agua, $K_c = 1,86^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$. Para conocer el segundo factor, la molalidad, necesitamos calcular la cantidad (en moles) que equivale a 20 g de urea. Para ello usamos la masa molar:

$$M(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = 12,00 + 16,00 + (14,01 + 1,008 \cdot 2) \cdot 2 = 60,05 \text{ g/mol}$$

$$n_s = \frac{m_s}{M(\text{CO}(\text{NH}_2)_2)} = 20 \text{ g de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2}{60,05 \text{ g de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2} = 0,333 \text{ mol de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2$$

Calculamos la molalidad de la disolución, sabiendo que 250 mL agua son 0,25 kg de disolvente:

$$m = \frac{n_s}{m_d} = \frac{0,333 \text{ mol de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2}{0,25 \text{ kg de } \text{H}_2\text{O}} = 1,33 \text{ molal}$$

Hallamos el valor de la temperatura de fusión:

$$T = T_f - K_c \cdot m = 0^\circ\text{C} - 1,86 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 1,33 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = -2,48^\circ\text{C}$$

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

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

En la tabla podemos leer que para el agua $K_e = 0,51 \text{ K} \cdot \text{kg/mol}$. El segundo factor, la molalidad, ya está calculado en el apartado anterior. Hallamos el incremento en la temperatura de ebullición:

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

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

$$T = T_e + \Delta T = 100^\circ\text{C} + 0,7^\circ\text{C} = 100,7^\circ\text{C}$$

- 66 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.

- 67 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: $K_c = 5,07^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$, $T_f = 6^\circ\text{C}$.

Aplicamos la expresión de la variación de la temperatura de congelación. Despejamos la masa molar, sustituimos los valores conocidos y operamos:

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

$$\Delta T = T_f - T = 6^\circ\text{C} - (-4^\circ\text{C}) = 10^\circ\text{C}$$

$$\frac{m_s}{M(\text{solute})} = \frac{\Delta T \cdot m_d(\text{kg})}{K_c} \Rightarrow M(\text{solute}) = \frac{m_s \cdot K_c}{\Delta T \cdot m_d(\text{kg})} = \frac{17 \text{ g} \cdot 5,07 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}}}{10^\circ\text{C} \cdot 0,150 \text{ kg}} = 57,46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

- 68 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.

- 69 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.

LAS DISOLUCIONES

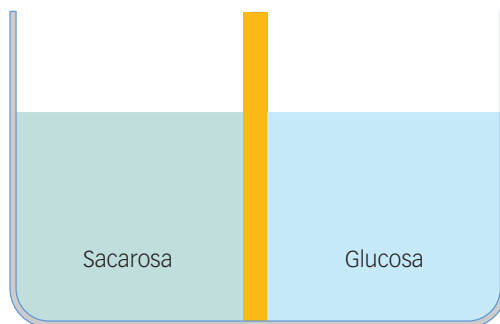
70 ¿Por qué es peligroso inyectar agua destilada a una persona?

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.

71 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 en el agua marina, 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.

72 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, $C_{12}H_{22}O_{11}$, en agua hasta tener medio litro de mezcla, y en el otro, una disolución que se ha preparado disolviendo 50 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, 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; 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:

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

- Con la masa molar de la sacarosa calculamos la cantidad de este soluto y así la molaridad:

$$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 12,00 \cdot 12 + 1,008 \cdot 22 + 16,00 \cdot 11 = 342,176 \text{ g/mol}$$

$$n_s = \frac{m_s}{M(C_{12}H_{22}O_{11})} = 50 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_{12}H_{22}O_{11}}{342,176 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11}} = 0,146 \text{ mol de } C_{12}H_{22}O_{11}$$

Con esta información ya es posible calcular la concentración molar:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,146 \text{ mol de } C_{12}H_{22}O_{11}}{0,5 \text{ L}} = 0,292 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Y el valor de la presión osmótica de la sacarosa es:

$$\pi = M \cdot R \cdot T = 0,292 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K} = 7,0 \text{ atm}$$

- Con la masa molar de la glucosa calculamos la cantidad de este soluto y así la molaridad:

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

$$n_s = \frac{m_s}{M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = 50 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,096 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 0,278 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Con esta información ya es posible calcular la concentración molar:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,278 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{0,5 \text{ L}} = 0,555 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Y el valor de la presión osmótica de la glucosa es:

$$\pi = M \cdot R \cdot T = 0,555 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K} = 13,3 \text{ atm}$$

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.

- 73** 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 mmHg a 25 °C.
Dato: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$.

Aplicamos la expresión de la presión osmótica. Usando las definiciones de molaridad y de masa molar. Despejamos esta última:

$$\begin{aligned} \pi &= M \cdot R \cdot T \Rightarrow \pi = \frac{n_s}{V_d} \cdot R \cdot T \Rightarrow \pi \cdot V_d = \frac{m_s}{M(\text{solute})} \cdot R \cdot T \\ M(\text{solute}) &= \frac{m_s \cdot R \cdot T}{\pi \cdot V_d} \end{aligned}$$

Para la presión osmótica es necesario convertir las unidades a atmósferas:

$$\pi = 14 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,0184 \text{ atm}$$

La temperatura medida en grados centígrados se cambia a kelvin:

$$T = 25 \text{ °C} = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

Sustituimos los valores conocidos y operamos:

$$M(\text{solute}) = \frac{50 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{0,0184 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}} = 6,63 \cdot 10^4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$