

# 3

# Las disoluciones

## PRESENTACIÓN

---

- Un elemento muy importante de esta unidad es que los alumnos aprendan a hacer cálculos relacionados con las disoluciones, tanto desde el punto de vista de su uso en el laboratorio (unidades químicas para expresar la concentración) como para su empleo en artículos cotidianos como cremas, jarabes, etc. (unidades físicas para expresar la concentración).
- El segundo aspecto de la Unidad se refiere al conocimiento y manejo de las propiedades de las disoluciones para adaptar su uso a distintas necesidades científicas y de la vida cotidiana (aspectos relacionados con la solubilidad y las propiedades coligativas).

## OBJETIVOS

---

- Comprender el concepto «concentración de la disolución» como una magnitud extensiva.
- Manejar con soltura las distintas formas de expresar la concentración de una disolución.
- Reconocer las situaciones en las que es adecuado expresar la concentración en unidades físicas y en cuales en unidades químicas.
- Ser capaz de preparar en el laboratorio una disolución de una concentración determinada, partiendo de un producto comercial habitual.
- Manejar con soltura el material de laboratorio que se requiere para preparar disoluciones.
- Saber leer e interpretar gráficas de solubilidad de distintas sustancias.
- Conocer los factores que influyen en la solubilidad de una sustancia y ser capaz de emplearlos a conveniencia.
- Distinguir entre disolución concentrada, diluida y saturada.
- Conocer y manejar las fórmulas que permiten evaluar las propiedades coligativas de una disolución.
- Relacionar las propiedades coligativas de una disolución con la utilidad práctica de la misma.

## CONTENIDOS

---

### Conceptos

- Características de una disolución y de las sustancias que la integran.
- Modos de expresar la concentración de una disolución (Unidades físicas y químicas).
- Solubilidad de una sustancia.
- Factores que influyen en la solubilidad (aplicarlo a disoluciones acuosas con solutos sólidos y gases).
- Propiedades coligativas:
  - Descenso de la presión de vapor.
  - Ascenso del punto de ebullición.
  - Descenso del punto de congelación.
  - Ósmosis.

### Procedimientos, destrezas y habilidades

- Destreza en la utilización del material de laboratorio adecuado para preparar disoluciones.
- Soltura en los cálculos que se requieren para preparar una disolución a partir de un producto comercial.
- Realización de ejercicios numéricos en los que intervienen sustancias en disolución.
- Interpretación de gráficas.
- Imaginar la utilidad de una disolución en relación con sus propiedades.

### Actitudes

- Apreciar el orden, la limpieza y el trabajo riguroso en el laboratorio.
- Aprender a manejar material delicado y preciso como el que se requiere para preparar disoluciones.

## EDUCACIÓN EN VALORES

---

En esta unidad se estudian cuestiones que tienen consecuencias directas en la vida de los alumnos y alumnas como personas individuales y también como miembros de una colectividad. Podemos señalar las siguientes:

### 1. Educación para la salud.

Muchas de las sustancias que consumimos o utilizamos cuando realizamos diversas actividades son disoluciones. Manejar el concepto concentración ayudará a los alumnos a valorar la cantidad real de sustancia nociva o beneficiosa que están introduciendo en su organismo y les permitirá tomar decisiones en consecuencia. Son muy importantes los ejercicios relacionados con la tasa de alcohol de distintas bebidas o los que se refieren a la concentración de oligoelementos en diversos alimentos.

### 2. Educación medioambiental.

En esta Unidad se estudian los factores que influyen en la solubilidad de las sustancias y, de forma especial, en los gases. A través de este estudio se pretende que el alumnado se conciencie con los problemas medioambientales derivados de vertidos que, aparentemente, se consideran nocivos, como los de agua caliente.

### 3. Educación para el consumidor.

Manejar con soltura el concepto concentración permitirá a los alumnos leer de manera efectiva las etiquetas de algunos productos y elegir el que les resulta más adecuado por su riqueza en un determinado componente.

Además, conocer las propiedades coligativas les ayudará a utilizar algunas disoluciones en beneficio propio, como el empleo de suero fisiológico en lugar de agua para limpiar los ojos y mucosas, las disoluciones salinas para obtener baños a muy baja temperatura, la fabricación de anticongelantes, etc.

## CRITERIOS DE EVALUACIÓN

---

1. Aplicar correctamente las fórmulas para calcular la concentración de una disolución en sus distintas unidades.
2. Distinguir entre densidad de una disolución y concentración del soluto expresado en unidades de masa/volumen.
3. Expresar la concentración de una misma disolución en distintas unidades. Transformar las unidades de concentración.
4. Preparar una determinada cantidad de disolución de concentración establecida a partir de un producto comercial.
5. Emplear las gráficas de solubilidad para determinar la solubilidad de una sustancia en distintas concentraciones.
6. Cálculo de las propiedades coligativas de una disolución.
7. Determinar las características de una disolución para que una de sus propiedades coligativas alcance un valor.
8. Interpretar cualitativamente el comportamiento de una disolución en relación con el del disolvente al respecto de una propiedad coligativa.

# Las disoluciones

1. 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) Contenido del soplete oxhídrico. | f) Aire.        |

	Agua grifo	Suero fisiológico	Soplete oxhídrico	Bronce	Gas natural	Aire
Solutos	Sales minerales Oxígeno	Cloruro de sodio	Oxígeno	Estaño	Nitrógeno, etano, H <sub>2</sub> S, etc.	Oxígeno, CO <sub>2</sub> , Ar, etc.
Disoluto	Agua	Agua	Hidrógeno	Cobre	Metano	Nitrógeno

2. 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, por término medio, un 0,12% de calcio.

La cantidad de leche sería:

$$0,8 \frac{\text{g de calcio}}{\text{día}} \cdot \frac{100 \text{ g de leche}}{0,12 \text{ g de calcio}} = 666,7 \frac{\text{g de leche}}{\text{día}}$$

3. La cerveza «sin alcohol» tiene hasta un 1% de alcohol. Calcula qué cantidad de cerveza «sin alcohol» debe beber una persona para consumir 25 mL de alcohol.

En este caso:

$$25 \text{ mL de alcohol} \cdot \frac{100 \text{ mL de cerveza}}{1 \text{ mL de alcohol}} = 2500 \text{ mL de cerveza}$$

4. Nos podemos preparar un buen 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 (el vaso grande lleno). Solo falta revolver y poner una hora en la nevera. Calcula la concentración en masa de las sustancias que forman este refresco.

La concentración en masa es:

- $C_{\text{café}} = \frac{m_{\text{café}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{4 \text{ g}}{0,2 \text{ L}} = 20 \frac{\text{g}}{\text{L}}$
- $C_{\text{azúcar}} = \frac{m_{\text{azúcar}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{20 \text{ g}}{0,2 \text{ L}} = 100 \frac{\text{g}}{\text{L}}$

5. 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 resultante tenía un volumen de 550 mL. Calcula el % de azúcar del licor resultante, su concentración en g/L y su densidad.

Ahora tenemos:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m_{\text{aguardiente}} = d_{\text{aguardiente}} \cdot V_{\text{aguardiente}} =$$

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

$$\% (\text{azúcar}) = \frac{m_{\text{azúcar}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 \rightarrow$$

$$\rightarrow \% (\text{azúcar}) = \frac{200 \text{ g}}{525 \text{ g} + 200 \text{ g}} \cdot 100 = 27,59\%$$

$$C_{\text{azúcar}} = \frac{m_{\text{azúcar}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{200 \text{ g}}{0,55 \text{ L}} = 363,6 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$d_{\text{licor}} = \frac{m_{\text{licor}}}{V_{\text{licor}}} = \frac{525 \text{ g} + 200 \text{ g}}{550 \text{ mL}} = 1,318 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 1,318 \frac{\text{kg}}{\text{L}}$$

6. Queremos preparar 250 mL de una disolución acuosa de cloruro de potasio 1,5 M. Calcula qué cantidad de soluto necesitamos y explica cómo la prepararemos.

La cantidad de soluto es:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 1,5 \text{ M} = \frac{n_{\text{soluto}}}{0,25 \text{ L}} \rightarrow n_{\text{soluto}} = 1,5 \cdot 0,25 = 0,375 \text{ mol}$$

Y además:

$$M(\text{KCl}) = 39,1 + 35,5 = 74,6 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,375 \text{ mol de KCl} \cdot \frac{74,6 \text{ g de KCl}}{1 \text{ mol de KCl}} = 27,98 \text{ g de KCl}$$

El procedimiento se indica en la página 58 del libro.

7. Calcula el volumen de disolución de sulfuro de sodio 1,25 M que tenemos que emplear para tener 0,5 mol de sulfuro de sodio. ¿Cuántos gramos de sulfuro de sodio tendremos entonces?

El volumen es:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 1,25 \text{ M} = \frac{0,5 \text{ mol}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow$$

$$\rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{0,5 \text{ mol}}{1,25 \text{ M}} = 0,4 \text{ L} = 400 \text{ mL}$$

# Las disoluciones

Entonces:

$$M(\text{Na}_2\text{S}) = 2 \cdot 23 + 32 = 78 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$0,5 \text{ mol de Na}_2\text{S} \cdot \frac{78 \text{ g de Na}_2\text{S}}{1 \text{ mol de Na}_2\text{S}} = 39 \text{ g de Na}_2\text{S}$$

8. **¿Cuál será la concentración de una disolución que se prepara añadiendo agua a 50 mL de una disolución de  $\text{HNO}_3$  1,5 M hasta tener un volumen de 250 mL?**

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

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 1,5 \text{ M} = \frac{n_{\text{soluto}}}{0,05 \text{ L}} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_{\text{soluto}} = 1,5 \text{ M} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,075 \text{ mol}$$

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

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{0,075 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 0,3 \text{ M}$$

9. **Calcula la molaridad de la disolución que resulta de añadir 3 g de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  a 150 mL de disolución de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  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 150 mL de la disolución 0,5 M

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 0,5 \text{ M} = \frac{n_{\text{soluto}}}{0,15 \text{ L}} \rightarrow n_{\text{soluto}} = 0,5 \cdot 0,15 = 0,075 \text{ mol}$$

Entonces:

$$M[\text{Mg}(\text{OH})_2] = 24,3 + 2 \cdot (16 + 1) = 58,3 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 3 \text{ g de Mg}(\text{OH})_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Mg}(\text{OH})_2}{58,3 \text{ g de Mg}(\text{OH})_2} = 0,051 \text{ mol de Mg}(\text{OH})_2$$

Calculamos la molaridad de la disolución resultante:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{0,075 \text{ mol} + 0,051 \text{ mol}}{0,15 \text{ L}} = 0,84 \text{ M}$$

10. **¿Cuál es la molaridad del ácido sulfúrico comercial del 96% de riqueza y 1,85 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  $\text{H}_2\text{SO}_4$  comercial  $\rightarrow$  96 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puro.

Hay que determinar los moles de soluto que representa esa cantidad y el volumen que ocupan los 100 g del ácido comercial:

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

$$96 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4} = 0,98 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

La densidad es:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{100 \text{ g}}{1,85 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 54,05 \text{ mL}$$

Y la molaridad:

$$M = \frac{n_{\text{solutos}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{0,98 \text{ mol}}{0,054 \text{ L}} = 18,15 \text{ M}$$

### 11. Contesta:

a) **¿Qué cantidad de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) tenemos que mezclar con medio litro de agua para tener una disolución 1,2 m?**

b) **¿Y con 2 L de agua?**

Suponemos que la densidad del agua es 1 g/mL

$$\text{a) } m = \frac{n_{\text{solutos}}}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})} \rightarrow 1,2 \text{ m} = \frac{n_{\text{solutos}}}{0,5 \text{ kg}} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_{\text{solutos}} = 1,2 \text{ m} \cdot 0,5 \text{ kg} = 0,6 \text{ mol}$$

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

$$0,6 \text{ mol de glucosa} \cdot \frac{180 \text{ g de glucosa}}{1 \text{ mol de glucosa}} = 108 \text{ g de glucosa}$$

$$\text{b) } m = \frac{n_{\text{solutos}}}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})} \rightarrow 1,2 \text{ m} = \frac{n_{\text{solutos}}}{2 \text{ kg}} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_{\text{solutos}} = 1,2 \text{ m} \cdot 2 \text{ kg} = 2,4 \text{ mol}$$

$$2,4 \text{ mol de glucosa} \cdot \frac{180 \text{ g de glucosa}}{1 \text{ mol de glucosa}} = 432 \text{ g de glucosa}$$

### 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?**

$$X_{\text{glucosa}} = \frac{n_{\text{glucosa}}}{n_{\text{glucosa}} + n_{\text{agua}}} \rightarrow 0,2 = \frac{n_{\text{glucosa}}}{n_{\text{glucosa}} + \frac{500 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,2 \cdot n_{\text{glucosa}} + 0,2 \cdot 27,28 \text{ mol} = n_{\text{glucosa}}$$

# Las disoluciones

$$\rightarrow 0,2 \cdot 27,28 \text{ mol} = n_{\text{glucosa}} - 0,2 \cdot n_{\text{glucosa}} = 0,8n_{\text{glucosa}} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_{\text{glucosa}} = \frac{0,2 \cdot 27,28 \text{ mol}}{0,8} = 6,94 \text{ mol}$$

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

$$\rightarrow 6,94 \text{ mol de glucosa} \cdot \frac{180 \text{ g de glucosa}}{\text{mol de glucosa}} =$$

$$= 1249 \text{ g de glucosa} = 1,249 \text{ kg de glucosa}$$

### 13. Tenemos una disolución de ácido clorhídrico (HCl) 9 molar y densidad 1,15 g/mL. Calcula su concentración en g/L, molaridad y fracción molar.

La concentración es una propiedad intensiva. Por tanto, basta con tomar una cantidad cualquiera del HCl 9 m y referir a él todos los cálculos.

Partimos de 1 L de ese ácido. El dato de la densidad nos permite conocer la masa equivalente:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V = 1,15 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 10^3 \text{ mL} = 1150 \text{ g}$$

La concentración molar permite establecer una relación entre la masa del soluto y la del disolvente:

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

$M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$ . Por tanto:

$$9 = \frac{\frac{m_{\text{soluto}}}{36,5}}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})} = \frac{m_{\text{soluto}}}{36,5 \cdot m_{\text{disolvente}} (\text{kg})} \rightarrow$$

$$\rightarrow m_{\text{soluto}} = 9 \cdot 36,5 \cdot m_{\text{disolvente}} (\text{kg}) = 328,5 \cdot m_{\text{disolvente}} (\text{kg})$$

Teniendo en cuenta la masa correspondiente a 1 L disolución:

$$m_{\text{soluto}} + m_{\text{disolvente}} (\text{g}) = 1150 \text{ g}$$

$$328,5m_{\text{disolvente}} (\text{kg}) + m_{\text{disolvente}} \cdot 10^3 = 1150 \text{ g} \rightarrow$$

$$\rightarrow m_{\text{disolvente}} = \frac{1150}{328,5 + 10^3} = 0,8656 \text{ kg} \rightarrow$$

$$\rightarrow m_{\text{soluto}} = 328,5m_{\text{disolvente}} (\text{kg}) = 328,5 \cdot 0,8656 = 284,4 \text{ g} \rightarrow$$

$$\rightarrow c_{\text{HCl}} \left( \frac{\text{g}}{\text{L}} \right) = \frac{m_{\text{HCl}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{284,4 \text{ g}}{1 \text{ L}} = 284,4 \frac{\text{g}}{\text{L}} \rightarrow$$

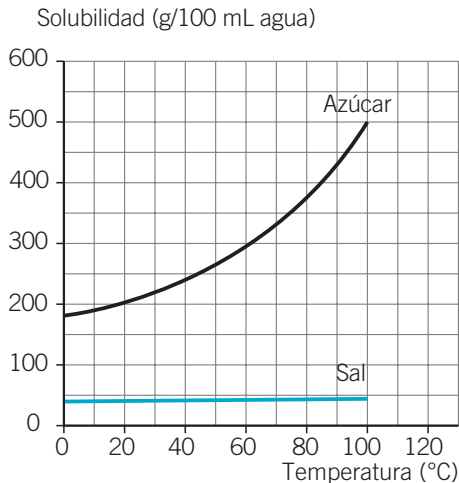


Y entonces:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{\frac{284,4 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}}}{1 \text{ L}} = 7,79 \text{ M}$$

$$X_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{HCl}} + n_{\text{agua}}} \rightarrow X_{\text{HCl}} = \frac{\frac{284,4 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}}}{\frac{284,4 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} + \frac{865,6 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}} = 0,14$$

14. Lee la gráfica de la solubilidad del azúcar en agua y calcula la máxima cantidad de azúcar que se podrá disolver en 50 mL de agua a 20 °C. ¿Y si estuviese a 80 °C?

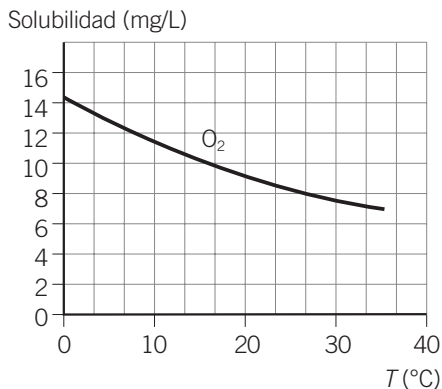


Para 20 °C la solubilidad es 200 g/100 mL. Como son 50 mL, solo se disolverán 100 g. Para 80 °C la solubilidad es 375 g/100 mL. Como son 50 mL, solo se disolverán 187,5 g.

15. Imagina que has cogido 200 mL de agua y has preparado una disolución saturada de azúcar a 70 °C. ¿Qué cantidad de azúcar se irá al fondo del vaso si la enfrías hasta 20 °C?

A 70 °C, la cantidad de azúcar en 200 mL de una disolución saturada es 660 g. A 20 °C, la cantidad de azúcar en 200 mL de una disolución saturada es 400 g. Al enfriar de 70 °C a 20 °C se irán al fondo 260 g de azúcar.

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



Solubilidad del O<sub>2</sub> a 15 °C: 10 mg/L; Solubilidad del O<sub>2</sub> a 35 °C: 7 mg/L.  
 Proporción en que se redujo el oxígeno disuelto:

$$\frac{3}{10} \cdot 100 = 30\%$$

Los peces tendrán dificultad para respirar y es probable que se mueran.

17. La presión de vapor de la acetona (CH<sub>3</sub>—CO—CH<sub>3</sub>) a 50 °C es de 603 mm de Hg. Al disolver 15 g de una sustancia en 100 g de acetona, la presión de vapor de la disolución a esa temperatura pasa a ser de 473 mm de Hg. ¿Cuál es la masa molecular de esa sustancia?

De acuerdo con la ley de Raoult:

$$\Delta P = P_0 \cdot X_s \rightarrow 603 - 473 = 603 \cdot X_s \rightarrow X_s = \frac{603 - 473}{603} = 0,216$$

$$X_s = \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

Podemos calcular los moles de acetona, CH<sub>3</sub>—CO—CH<sub>3</sub> (disolvente):

$$M(\text{acetona}) = 3 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 16 = 58 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_{\text{acetona}} = 100 \text{ g de acetona} \cdot \frac{1 \text{ mol de acetona}}{58 \text{ g de acetona}} = 1,724 \text{ mol de acetona}$$

$$0,216 = \frac{n_s}{n_s + 1,724} \rightarrow 0,216 \cdot n_s + 0,216 \cdot 1,724 = n_s \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,372 = n_s - 0,216 \cdot n_s = 0,784 \cdot n_s$$

$$n_s = \frac{0,372}{0,784} = 0,475 \text{ mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow M_{\text{molar soluto}} = \frac{15 \text{ g soluto}}{0,475 \text{ mol}} = 31,61 \text{ g/mol}$$

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? Toma los datos que necesites de la tabla de esta página.

Disolvente	$K_e$ ( $^{\circ}C \cdot kg/mol$ )	$T_{eb}$ a 1 atm ( $^{\circ}C$ )
Agua	0,51	100
Benceno	2,64	80
Etilenglicol	2,26	197
Ácido acético	3,22	118
Ciclohexanol	3,5	161

La variación en la temperatura de ebullición es:

$$\Delta t = K_e \cdot m = K_e \cdot \frac{n_s}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}}$$

Entonces:

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

$$\rightarrow \Delta t = 0,51 \frac{^{\circ}C \cdot kg}{mol} \cdot \frac{150 \text{ g}}{0,25 \text{ kg}} \cdot \frac{180 \text{ g/mol}}{180 \text{ g/mol}}$$

El punto de ebullición de la disolución será  $100^{\circ}C + 1,7^{\circ}C = 101,7^{\circ}C$

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  $102^{\circ}C$ . Toma los datos que necesites de la tabla de esta página.

En este caso:

$$\Delta t = K_e \cdot m = K_e \cdot \frac{n_s}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} \rightarrow 2^{\circ}C = 0,51 \frac{^{\circ}C \cdot kg}{mol} \cdot \frac{n_s}{0,25 \text{ kg}} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_s = \frac{2 \cdot 0,25}{0,51} = 0,98 \text{ mol} \rightarrow M_{\text{molar soluto}} = \frac{90 \text{ g soluto}}{0,98 \text{ mol}} = 91,84 \text{ g/mol}$$

20. ¿Cuál será el punto de congelación de una disolución que se prepara disolviendo 150 g de glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ) en 250 g de agua? Toma los datos que necesites de la tabla de la página siguiente.

Ahora:

$$\Delta t = K_c \cdot m = K_c \cdot \frac{n_s}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}}$$

Disolvente	$K_e$ ( $^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg/mol}$ )	$T_{\text{eb}}$ a 1 atm ( $^{\circ}\text{C}$ )
Agua	1,86	0
Benceno	5,07	6
Etilenglicol	3,11	13
Ácido acético	3,63	17

Y tenemos:

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

$$\rightarrow \Delta t = 1,86 \frac{^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{150 \text{ g}}{180 \text{ g/mol} \cdot 0,25 \text{ kg}} = 6,2 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

El punto de congelación de la disolución será  $0 \text{ }^{\circ}\text{C} - 6,2 \text{ }^{\circ}\text{C} = -6,2 \text{ }^{\circ}\text{C}$ .

- 21.** Se desea preparar un anticongelante que se mantenga líquido a 25 grados bajo cero. ¿Qué cantidad de etilenglicol ( $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$ ) debemos añadir a medio litro de agua para lograrlo? Toma los datos que necesites de la tabla de esta página.

Ahora:

$$\Delta t = K_c \cdot m = K_c \cdot \frac{n_s}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})} \rightarrow$$

$$\rightarrow 25 \text{ }^{\circ}\text{C} = 1,86 \frac{^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{n_s}{0,5 \text{ kg}} \rightarrow n_s = \frac{25 \cdot 0,5}{1,86} = 6,72 \text{ mol}$$

$$M(\text{etilenglicol}, \text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}) = (2 \cdot 12) + (1 \cdot 6) + (2 \cdot 16) = 62 \text{ g/mol.}$$

$$6,72 \text{ mol de etilenglicol} \cdot \frac{62 \text{ g de etilenglicol}}{1 \text{ mol de etilenglicol}} = 417 \text{ g de etilenglicol}$$

- 22.** ¿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  $^{\circ}\text{C}$ .

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

Entonces:

$$\pi = M \cdot R \cdot T = \frac{n_s}{V_{\text{disolución}} (\text{L})} \cdot R \cdot T =$$

$$= \frac{30 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K} = 8,15 \text{ atm}$$

23. ¿Cuál es la presión osmótica de la disolución anterior cuando la temperatura centígrada se duplica?

En este caso:

$$\pi = M \cdot R \cdot T = \frac{30 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 50) \text{ K} = 8,83 \text{ atm}$$

24. Indica cuál o cuáles son los solutos y cuál es el disolvente en las siguientes disoluciones:

- a) Refresco con gas.                      c) Vino.  
 b) Bebida isotónica.                      d) Acero.

	Refresco con gas	Bebida isotónica	Vino	Acero
Soluto	CO <sub>2</sub> azúcar, saborizantes, etc.	Sal, azúcar, sustancias saborizantes	Taninos, colorantes, alcohol	Carbono
Disolvente	Agua	Agua	Agua	Hierro

25. Completa un cuadro con los modos que conoces de expresar la concentración de una disolución e indica las unidades en que se mide en cada caso.

Forma de expresar la concentración	Unidad
% en masa de soluto = $\frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100$	Adimensional
% en volumen de soluto = $\frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \cdot 100$	Adimensional
concentración en masa de soluto = $\frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de disolución}}$	g/L
concentración molar de soluto = $\frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen (L) de disolución}}$ $M = \frac{n}{V}$	mol/L
concentración molal de soluto = $\frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa (kg) de disolvente}}$ $m = \frac{n}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}}$	mol/kg
$X_s = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de disolvente}} = \frac{n_s}{n_s + n_d}$	Adimensional

26. Explica la diferencia entre estas dos expresiones:

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

$$\text{concentración} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de disolución}}$$

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa de disolución}}{\text{volumen de disolución}} = \frac{\text{masa soluto} + \text{masa disolvente}}{\text{volumen de disolución}}$$

27. ¿Es lo mismo una disolución saturada que una disolución concentrada?

No. Una disolución saturada en unas condiciones no admite más cantidad de soluto con relación a una cantidad de disolvente.

Una disolución concentrada tiene una elevada proporción de soluto con relación al disolvente. Una disolución saturada puede ser diluida, si el soluto es poco soluble.

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

Las cervezas son disoluciones en la que uno de los solutos es un gas ( $\text{CO}_2$ ) y el disolvente es 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.

29. Razona 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 se incrementa al aumentar la presión.
- Una disolución saturada puede ser también 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 en agua. Si el soluto es un gas, su solubilidad disminuye al aumentar la temperatura.
  - Una disolución sobresaturada es un estado inestable de la materia. Mientras se mantiene la disolución, es una mezcla 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.

- 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.

**30. Apóyate en la teoría cinética de la materia para explicar por qué la presión de vapor de una sustancia aumenta al aumentar la temperatura.**

Al aumentar la temperatura es porque aumenta la energía cinética de las partículas, lo que facilita que las moléculas que se encuentran en estado líquido se liberen de las fuerzas que las mantienen unidas a las vecinas y puedan pasar a fase gas. Al aumentar la proporción de partículas que pueden estar en fase gas en equilibrio con un líquido, aumenta la presión que estas ejercen, que es la presión de vapor.

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

Calentarla a una presión por encima de 1 atmósfera. También se puede conseguir disolviendo en agua un soluto no volátil.

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



La disolución de sal en agua tiene un punto de fusión inferior que el del agua en estado puro. La sal logra que el agua se mantenga líquida por debajo de 0 °C y evita la formación de hielo, que reduce el rozamiento y hace peligrosa la conducción.

**33. Explica por qué hinchon 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 hasta que la presión dentro de la uva se iguale con la de fuera. El resultado es que la uva se hincha.

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

Las células sanguíneas se encuentran en un medio externo que es isotónico con respecto al medio intracelular. Si inyectamos agua destilada, disminuye la concentración en el medio extracelular 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.

- 35. 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 se mantenga el equilibrio osmolar. (Ver la respuesta a la pregunta anterior.)

- 36. 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?**



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 con la intención de que se igualen las presiones a ambos lados de la membrana celular. El resultado es que las células se deshidratan.

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

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%:



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

$$\rightarrow x \text{ g de agua} = \frac{90 \cdot 100}{70} - 100 = 28,57 \text{ g}$$

A 100 g de alcohol al 90 % tenemos que echarle 28,57 g de agua.

**38.** 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. Sabiendo que la cantidad diaria recomendada (CDR) para una persona de cada uno de estos elementos es:

- Sodio  $\rightarrow$  200 mg.
- Flúor  $\rightarrow$  2 mg.
- Calcio  $\rightarrow$  800 mg.

a) ¿Que cantidad de agua deberíamos tomar para conseguir la CDR de cada uno de estos elementos?

b) ¿Puedes decir que esta agua es una buena fuente de calcio?

Tenemos:

$$\bullet \text{ 200 mg de sodio} \cdot \frac{1 \text{ L}}{50,5 \text{ mg de sodio}} = 3,96 \text{ L}$$

$$\bullet \text{ 2 mg de flúor} \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,4 \text{ mg de flúor}} = 5 \text{ L}$$

$$\bullet \text{ 800 mg de calcio} \cdot \frac{1 \text{ L}}{9,2 \text{ mg de sodio}} = 86,96 \text{ L}$$

El agua no es una buena fuente de calcio.

**39.** El análisis de sangre de una persona dice lo siguiente:

Glucosa  $\rightarrow$  89 mg/100 mL

Una persona adulta tiene alrededor de 5 litros de sangre. ¿Cuánta glucosa tiene en su sangre?

$$5 \text{ L de sangre} \cdot \frac{89 \text{ mg de glucosa}}{0,1 \text{ L de sangre}} =$$

$$= 4,45 \cdot 10^3 \text{ mg de glucosa} = 4,45 \text{ g de glucosa}$$

**40.** Calcula la concentración en g/L de un ácido clorhídrico comercial del 37% de riqueza en peso y densidad 1,18 g/mL.

La concentración es una propiedad intensiva. Por tanto, basta con tomar una cantidad cualquiera del HCl comercial y referir a él todos los cálculos. Partimos de 1 L de ese ácido.

# Las disoluciones

El dato de la densidad nos permite conocer la masa equivalente:

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

$$= d_{\text{ácido comercial}} \cdot V_{\text{HCl comercial}} = 1,18 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 10^3 \text{ mL} = 1,18 \cdot 10^3 \text{ g}$$

El dato de la riqueza nos permite conocer la cantidad de HCl que hay en esa cantidad:

$$1,18 \cdot 10^3 \text{ g de HCl comercial} \cdot \frac{37 \text{ g de HCl}}{100 \text{ g de HCl comercial}} =$$

$$= 436,6 \text{ g de HCl} \rightarrow c_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{436,6 \text{ g}}{1 \text{ L}} = 436,6 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

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

El procedimiento es el mismo que el del problema anterior, pero trabajando con 70 mL de HCl comercial:

$$m_{\text{HCl comercial}} = d_{\text{ácido comercial}} \cdot V_{\text{HCl comercial}} = 1,18 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 70 \text{ mL} = 82,6 \text{ g}$$

El dato de la riqueza nos permite conocer la cantidad de HCl que hay en esa cantidad:

$$82,6 \text{ g de HCl comercial} \cdot \frac{37 \text{ g de HCl}}{100 \text{ g de HCl comercial}} = 30,56 \text{ g de HCl}$$

- 42. 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.**

Comenzaremos calculando la cantidad de ácido comercial que hay que tomar para tener 20 g de HCl. El dato de la densidad nos permitirá conocer el volumen equivalente:

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

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

$$= \frac{m_{\text{HCl comercial}}}{d_{\text{HCl comercial}}} = \frac{54,05 \text{ g}}{1,18 \text{ g/mL}} = 45,81 \text{ mL}$$

43. 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.

Ahora:

$$M = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 0,5 M = \frac{n_{\text{soluta}}}{0,015 L} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_{\text{soluta}} = 0,5 \cdot 0,015 = 0,0075 \text{ mol}$$

Entonces:

$$M(\text{KI}) = 39,1 + 126,9 = 166 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,0075 \text{ mol de KI} \cdot \frac{166 \text{ g de KI}}{1 \text{ mol de KI}} = 1,245 \text{ g de KI}$$

44. Necesitamos preparar 500 mL de una disolución de NaOH 2 M. Calcula qué cantidad de soluto necesitas y explica cómo la prepararás si dispones de un producto comercial del 95% de riqueza en NaOH.

Con los datos del enunciado calculamos la cantidad de producto comercial que precisamos:

$$M = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 2 M = \frac{n_{\text{soluta}}}{0,5 L} \rightarrow n_{\text{soluta}} = 2 M \cdot 0,5 L = 1 \text{ mol}$$

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol} \rightarrow$$

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

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

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

El procedimiento se indica en la página 58 del libro.

45. Necesitamos preparar 500 mL de una disolución de ácido clorhídrico 2 M. Calcula qué cantidad de soluto necesitas y explica cómo la prepararás si dispones de un ácido comercial del 37% de riqueza en peso y densidad 1,18 g/mL.

Con los datos del enunciado, calculamos la cantidad de producto comercial que precisamos:

$$M = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 2 M = \frac{n_{\text{soluta}}}{0,5 L} \rightarrow n_{\text{soluta}} = 2 M \cdot 0,5 L = 1 \text{ mol}$$

# Las disoluciones

Entonces:  $M(\text{HCl}) = 35,5 + 1 = 36,5 \text{ g/mol} \rightarrow$

$$\rightarrow 1 \text{ mol de HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} = 36,5 \text{ g de HCl}$$

Como el producto comercial tiene una riqueza del 37 %, tomaremos:

$$36,5 \text{ g de HCl} \cdot \frac{100 \text{ g de HCl comercial}}{37 \text{ g de HCl}} = 98,65 \text{ g de HCl comercial}$$

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

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

$$V_{\text{HCl comercial}} = \frac{m_{\text{HCl comercial}}}{d_{\text{HCl comercial}}} = \frac{98,65 \text{ g}}{1,18 \text{ g/mL}} = 83,6 \text{ mL}$$

El procedimiento se indica en la página 59 del libro.

- 46. Preparamos una disolución mezclando agua y ácido sulfúrico comercial hasta tener un volumen de 500 mL. Calcula la concentración 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 la cantidad de soluto que hay en los 15 mL del ácido comercial:

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

$$\rightarrow m_{\text{ác. com.}} = d_{\text{ác. com.}} \cdot V_{\text{ác. com.}} = 1,85 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 15 \text{ mL} = 27,75 \text{ g} \rightarrow$$

$$\rightarrow 27,75 \text{ g de ác. com.} \cdot$$

$$\cdot \frac{96 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g de ác. com.}} = 26,64 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Entonces:

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

$$\rightarrow 26,64 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} = 0,27 \text{ mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow M = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{0,27 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,54 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

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

$$M = \frac{n_{\text{solutos}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 0,5 \text{ M} = \frac{n_{\text{solutos}}}{0,1 \text{ L}} \rightarrow n_{\text{solutos}} = 0,5 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,05 \text{ mol}$$

$$2,5 \text{ M} = \frac{0,05 \text{ mol}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{0,05 \text{ mol}}{2,5 \text{ M}} = 0,02 \text{ L} = 20 \text{ mL}$$

Necesitamos 20 mL de la disolución 2,5 M y diluir hasta tener 100 mL.

48. ¿Cuál es la mínima cantidad de  $\text{HNO}_3$  5 M que se necesita para preparar 250 mL de disolución de  $\text{HNO}_3$  0,5 M?

Inicialmente debemos calcular los moles de soluto que necesitamos para preparar la disolución 0,5 M. Luego calcularemos la cantidad de disolución 5 M que necesitamos para tener esos moles de soluto:

$$M = \frac{n_{\text{solutos}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 0,5 \text{ M} = \frac{n_{\text{solutos}}}{0,25 \text{ L}} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_{\text{solutos}} = 0,5 \text{ M} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,125 \text{ mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 5 \text{ M} = \frac{0,125 \text{ mol}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow$$

$$\rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{0,125 \text{ mol}}{5 \text{ M}} = 0,025 \text{ L} = 25 \text{ mL}$$

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

49. ¿Cuál es la máxima cantidad de  $\text{HNO}_3$  0,5 M que se puede preparar a partir de 15 mL de  $\text{HNO}_3$  5 M?

Calculamos los moles de soluto que tenemos en los 15 mL de disolución 5 M y vemos el volumen de disolución 0,5 M que contienen esos moles:

$$M = \frac{n_{\text{solutos}}}{V_{\text{disolución}}}$$

$$5 \text{ M} = \frac{n_{\text{solutos}}}{0,015 \text{ L}} \rightarrow n_{\text{solutos}} = 5 \text{ M} \cdot 0,015 \text{ L} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$0,5 \text{ M} = \frac{0,075 \text{ mol}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{0,075 \text{ mol}}{0,5 \text{ M}} = 0,15 \text{ L} = 150 \text{ mL}$$

Se pueden preparar hasta 150 mL.

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

A partir de la expresión de la molaridad:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 0,8 \text{ M} = \frac{n_{\text{soluto}}}{0,25 \text{ L}} \rightarrow n_{\text{soluto}} = 0,8 \text{ M} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,2 \text{ mol}$$

Fórmula del sulfato de cobre (II):  $\text{CuSO}_4$ .

Fórmula del sulfato de cobre (II) pentahidratado:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$ .

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

$$\begin{aligned} M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}) &= 63,5 + 32 + (4 \cdot 16) + 5 \cdot (2 \cdot 1 + 16) = \\ &= 249,5 \text{ g/mol} \rightarrow 0,2 \text{ mol de } \text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O} \cdot \\ &\cdot \frac{249,5 \text{ g de } \text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}} = 49,9 \text{ g de } \text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O} \end{aligned}$$

51. **Calcula la molaridad de la disolución que resulta de añadir 10 mL de  $\text{HNO}_3$  comercial, del 67% de riqueza y 1,4 g/mL de densidad, a 80 mL de  $\text{HNO}_3$  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  $\text{HNO}_3$  comercial, del 67% de riqueza y 1,4 g/mL de densidad:

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

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

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

Entonces:

$$M(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + (3 \cdot 16) = 63 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 9,38 \text{ g de } \text{HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{HNO}_3}{63 \text{ g de } \text{HNO}_3} = 0,15 \text{ mol}$$

- 80 mL de  $\text{HNO}_3$  0,8 M:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 0,8 \text{ M} = \frac{n_{\text{soluto}}}{0,08 \text{ L}} \rightarrow n_{\text{soluto}} = 0,8 \text{ M} \cdot 0,08 \text{ L} = 0,064 \text{ mol}$$

Entonces:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{0,15 + 0,064}{(10 + 80) \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 2,38 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

**52. ¿Cuál es la molaridad de un 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  $\rightarrow$  37 g de HCl puro.

Hay que determinar los moles de soluto que representa esa cantidad y el volumen que ocupan los 100 g del ácido comercial:

$$M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 37 \text{ g de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} = 1,014 \text{ mol de HCl}$$

Por tanto:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{100 \text{ g}}{1,18 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 84,75 \text{ mL} \rightarrow$$

$$\rightarrow M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{1,014 \text{ mol}}{0,085 \text{ L}} = 11,93 \text{ M}$$

**53. ¿Qué cantidad de agua tendremos que añadir a 15 mL de metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) para tener una disolución 0,9 m? Dato: densidad del metanol = 0,8 g/mL.**

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

Calculamos la masa equivalente 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 los moles de metanol que representa esa cantidad:

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

$$\rightarrow 12 \text{ g de metanol} \cdot \frac{1 \text{ mol de metanol}}{32 \text{ g de metanol}} = 0,375 \text{ mol de metanol}$$

Entonces:

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} \rightarrow 0,9 m = \frac{0,375 \text{ mol}}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} \rightarrow$$

$$\rightarrow m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)} = \frac{0,375 \text{ mol}}{0,9 m} = 0,417 \text{ kg}$$

Suponemos que la densidad del agua es 1 g/mL  $\rightarrow$  417 mL de agua.

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

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  $\rightarrow$  37 g de HCl puro + 63 g de agua.

Hay que determinar los moles de soluto que representa esa cantidad y el volumen que ocupan los 100 g del ácido comercial:

$$M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$37 \text{ g de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} = 1,014 \text{ mol de HCl}$$

Entonces:

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} = \frac{1,014 \text{ mol}}{63 \cdot 10^{-3} \text{ kg}} = 16,1 m$$

**55. ¿Qué cantidad de agua tendremos que añadir a 15 mL de metanol (CH<sub>3</sub>OH) para tener una disolución en la que la fracción molar del disolvente sea 0,9? Dato: densidad del metanol = 0,8 g/mL.**

Calculamos los moles que representan los 15 mL de metanol de esas características. Para ello calculamos la masa equivalente a los 15 mL de metanol:

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

Calculamos los moles de metanol que representa esa cantidad:

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

$$\rightarrow 12 \text{ g de metanol} \cdot \frac{1 \text{ mol de metanol}}{32 \text{ g de metanol}} = 0,375 \text{ mol de metanol}$$



Entonces:

$$X_d = \frac{n_d}{n_s + n_d} \rightarrow 0,9 = \frac{n_d}{0,375 + n_d} \rightarrow 0,9 \cdot 0,375 + 0,9 \cdot n_d = n_d \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,9 \cdot 0,375 = n_d - 0,9 \cdot n_d = 0,1 \cdot n_d \rightarrow n_d = \frac{0,3375}{0,1} = 3,375 \text{ mol}$$

Calculamos la masa de agua equivalente:

$$3,375 \text{ mol de H}_2\text{O} \cdot \frac{18 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 60,75 \text{ g de H}_2\text{O}$$

O bien, 60,75 mL de H<sub>2</sub>O.

- 56. Tenemos un ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>) comercial del 67% de riqueza y 1,4 g/mL de densidad. Calcula su concentración y exprésala como molaridad, molalidad y fracción molar.**

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 HNO<sub>3</sub> comercial → 67 g de HNO<sub>3</sub> puro + 33 g de agua.

Hay que determinar los moles de soluto que representa esa cantidad y el volumen que ocupan los 100 g del ácido comercial:

$$M(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + (3 \cdot 16) = 63 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 67 \text{ g de HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de HNO}_3}{63 \text{ g de HNO}_3} = 1,063 \text{ mol de HNO}_3$$

Entonces:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{100 \text{ g}}{1,4 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 71,43 \text{ mL} \rightarrow$$

$$\rightarrow M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{1,063 \text{ mol}}{71,43 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 14,88 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \rightarrow$$

$$\rightarrow m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})} = \frac{1,063 \text{ mol}}{33 \cdot 10^{-3} \text{ kg}} = 32,21 \text{ m}$$

Y queda:

$$X_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{1,063 \text{ mol}}{1,063 \text{ mol} + \frac{33 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}} = 0,367$$

- 57. Tenemos una disolución de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) 2 M cuya densidad es 1,15 g/mL. Expresa su concentración como molalidad, fracción molar y porcentaje en masa.**

## Las disoluciones

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

Partimos de 1 L de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  2 M. Calculamos la masa de soluto y de disolvente que hay en ella. Para ello necesitaremos hacer uso de la densidad de la disolución:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow n_{\text{soluto}} = M \cdot V = 2 \text{ M} \cdot 1 \text{ L} = 2 \text{ mol}$$

Con la masa molar:

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

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

Y queda:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow d = \frac{m}{V} \rightarrow m_{\text{disolución}} =$$

$$= d_{\text{disolución}} \cdot V_{\text{disolución}} = 1,15 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 1000 \text{ mL} = 1150 \text{ g}$$

Entonces:

$$m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}} - m_{\text{soluto}} = 1150 \text{ g} - 196 \text{ g} = 954 \text{ g}$$

- $m = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})} = \frac{2 \text{ mol}}{0,954 \text{ kg}} = 2,1 \text{ m}$
- $X_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ mol} + \frac{954 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}} = 3,64 \cdot 10^{-2}$
- $\frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100 = \frac{196}{1150} \cdot 100 = 17,04 \%$

**58. Se ha preparado una disolución de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  en agua 2 M. ¿Qué cantidad de la misma tendríamos que coger para asegurarnos de que tenemos 500 mg de Na?**

De acuerdo con la estequiometría del compuesto, 1 mol de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  tiene 2 mol de átomos de Na. Calculando los moles de Na que suponen los 500 mg, podemos determinar los moles de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  equivalentes. Con ello podremos determinar el volumen de disolución que hay que tomar para tener esa cantidad de soluto:

$$0,5 \text{ g de Na} \cdot \frac{1 \text{ mol de Na}}{23 \text{ g de Na}} = 2,17 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Na} \rightarrow$$

$$\rightarrow 2,17 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Na} \cdot \frac{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol de Na}} = 1,09 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4$$

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 2 \text{ M} = \frac{1,09 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow$$

$$\rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{1,09 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{2 \text{ M}} = 5,45 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 5,45 \text{ mL}$$

- 59. Se prepara una disolución disolviendo 20 g de  $\text{CaCl}_2$  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 y, por su estequiometría, calculamos la concentración de cada uno de sus iones:

$$M(\text{CaCl}_2) = 40,1 + 2 \cdot 35,5 = 111,1 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 20 \text{ g de CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCl}_2}{111,1 \text{ g de CaCl}_2} = 0,18 \text{ mol de CaCl}_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,18 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 0,72 \text{ M}$$



$$0,72 \text{ mol de CaCl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de Cl}}{1 \text{ mol de CaCl}_2} = 1,44 \text{ M en Cl} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,72 \text{ mol de CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca}}{1 \text{ mol de CaCl}_2} = 0,72 \text{ M en Ca}$$

- 60. Se ha preparado una disolución mezclando 100 mL de  $\text{CaCl}_2$  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  $\text{CaCl}_2$  es 4 M en  $\text{Cl}^-$ . La disolución que es 1,5 M en NaCl es 1,5 M en iones  $\text{Cl}^-$ .

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

- Por la disolución de  $\text{CaCl}_2$ :

$$n_{\text{solute}} = M \cdot V = 4 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,4 \text{ mol}$$

- Por la disolución de NaCl:

$$n_{\text{soluto}} = M \cdot V = 1,5 \text{ M} \cdot 0,15 \text{ L} = 0,225 \text{ mol}$$

Por tanto:

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

- 61. 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 la página 62.**

A 25 °C la solubilidad del nitrato de potasio es 65 g/100 mL agua. Para que se puedan disolver 100 g/100 mL hay que calentar por encima de 47 °C.

- 62. A 80 °C la presión de vapor del benceno (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) es de 1 atm. Calcula la cantidad de hexano (C<sub>6</sub>H<sub>14</sub>) que debemos añadir a 200 g de benceno para que su presión de vapor sea de 700 mm de Hg.**

De acuerdo con la ley de Raoult:

$$\begin{aligned} \Delta P &= P_0 \cdot X_s \rightarrow 760 - 700 = 760 \cdot X_s \rightarrow \\ &\rightarrow X_s = \frac{760 - 700}{760} = 0,079 \end{aligned}$$

Podemos calcular los moles de benceno (disolvente):

$$\begin{aligned} M(\text{benceno}) &= 6 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 78 \text{ g/mol} \rightarrow \\ \rightarrow n_{\text{benceno}} &= 200 \text{ g de benceno} \cdot \frac{1 \text{ mol de benceno}}{78 \text{ g de benceno}} = 2,56 \text{ mol de benceno} \end{aligned}$$

Por tanto:

$$\begin{aligned} X_s &= \frac{n_s}{n_s + n_d} \rightarrow 0,079 = \frac{n_s}{n_s + 2,56} \rightarrow \\ \rightarrow 0,079 \cdot n_s + 0,079 \cdot 2,56 &= n_s \rightarrow 0,202 = n_s - 0,079 \cdot n_s = \\ &= 0,921 \cdot n_s \rightarrow n_s = \frac{0,202}{0,921} = 0,219 \text{ mol} \end{aligned}$$

Y entonces:

$$\begin{aligned} M(\text{hexano}) &= 6 \cdot 12 + 14 \cdot 1 = 86 \text{ g/mol} \rightarrow \\ \rightarrow 0,219 \text{ mol de hexano} \cdot \frac{86 \text{ g de hexano}}{1 \text{ mol de hexano}} &= 18,83 \text{ g de hexano} \end{aligned}$$

63. Cuál será la presión de vapor a 80 °C de una disolución que se prepara disolviendo 30 mL de glicerina ( $C_3H_8O_3$ ) en 70 mL de agua. Datos: presión de vapor del agua a 80 °C = 355 mm de Hg; densidad de la glicerina = 1,26 g/mL; densidad del agua = 1 g/mL.

De acuerdo con la ley de Raoult:

$$\Delta P = P_0 \cdot X_s \rightarrow P_0 - P = P_0 \cdot \frac{n_s}{n_s + n_d} \rightarrow P = P_0 - P_0 \cdot \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

Con el dato de la densidad calculamos la masa de cada sustancia y, con su masa molar, los moles equivalentes a esa masa:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m_{\text{glicerina}} = d_{\text{glicerina}} \cdot V_{\text{glicerina}} =$$

$$= 1,26 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 30 \text{ mL} = 37,8 \text{ g} \rightarrow$$

$$\rightarrow m_{\text{agua}} = d_{\text{agua}} \cdot V_{\text{agua}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 70 \text{ mL} = 70 \text{ g}$$

$$M(\text{glicerina}) = (3 \cdot 12) + (8 \cdot 1) + (3 \cdot 16) = 92 \text{ g/mol};$$

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

Por tanto:

$$P = 355 \text{ mm Hg} - 355 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\frac{37,8 \text{ g}}{92 \text{ g/mol}}}{\frac{37,8 \text{ g}}{92 \text{ g/mol}} + \frac{70 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}} = 321 \text{ mm Hg}$$

64. Al disolver 4 g de una sustancia en 50 g de benceno se obtuvo una disolución que hierve a 85 °C. Determina si la sustancia que se disolvió es metanal ( $\text{HCHO}$ ) o etanal ( $\text{CH}_3\text{—CHO}$ ). Toma los datos que necesites de la tabla de la página 66.

Ahora tenemos:

$$\Delta t = K_e \cdot m = K_e \cdot \frac{n_s}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})} \rightarrow (85 - 80) ^\circ\text{C} =$$

$$= 2,64 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{n_s}{0,05 \text{ kg}} \rightarrow n_s = \frac{5 \cdot 0,05}{2,64} =$$

$$= 0,0947 \text{ mol} \rightarrow M(\text{molar soluto}) = \frac{4 \text{ g}_{\text{soluto}}}{0,0947 \text{ mol}} = 42,24 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{metanal}): (2 \cdot 1) + 12 + 16 = 30 \text{ g/mol};$$

$$M(\text{etanal}): (4 \cdot 1) + (2 \cdot 12) + 16 = 44 \text{ g/mol}.$$

La sustancia disuelta es etanal.

65. ¿Cuál sería el punto de ebullición de la disolución resultante del ejercicio anterior si el soluto que se disolvió en el benceno fuese la otra sustancia distinta?

Ahora:

$$\Delta t = K_e \cdot m = K_e \cdot \frac{n_s}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} \rightarrow$$

$$\rightarrow \Delta t = 2,64 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{\frac{4 \text{ g}}{30 \text{ g/mol}}}{0,05 \text{ kg}} = 7^\circ\text{C}$$

Punto de ebullición del benceno =  $80^\circ\text{C} + 7^\circ\text{C} = 87^\circ\text{C}$ .

66. 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  $-4^\circ\text{C}$ . Toma los datos que necesites de la tabla de la página 67.

En este caso:

$$\Delta t = K_c \cdot m = K_c \cdot \frac{n_s}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} \rightarrow$$

$$\rightarrow (6 - (-4))^\circ\text{C} = 5,07 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{n_s}{0,15 \text{ kg}} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_s = \frac{10 \cdot 0,15}{5,07} = 0,296 \text{ mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow M_{\text{molar soluto}} = \frac{17 \text{ g}_{\text{soluto}}}{0,296 \text{ mol}} = 57,43 \text{ g/mol}$$

67. 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 27 mm de Hg a  $25^\circ\text{C}$ .

Tenemos:

$$\pi = M \cdot R \cdot T = \frac{n_s}{V_{\text{disolución}} \text{ (L)}} \cdot R \cdot T \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{27 \text{ mmHg}}{760 \frac{\text{mmHg}}{\text{atm}}} = \frac{n_s}{1 \text{ L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_s = \frac{27 \text{ mmHg}}{760 \frac{\text{mmHg}}{\text{atm}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K}} = 1,454 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Por tanto, la masa molar de la albúmina será:

$$\frac{50 \text{ g}}{1,454 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} = 34\,390 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

68. 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 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.

$M(\text{glucosa}, C_6H_{12}O_6) = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ g/mol}$ . Por tanto:

$$\pi = M \cdot R \cdot T \rightarrow \pi_{\text{glucosa}} = \frac{n_s}{V_{\text{disolución (L)}}} \cdot R \cdot T = \frac{\frac{50 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}}}{0,5 \text{ L}} \cdot$$

$$\cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 20) \text{ K} = 13,35 \text{ atm} \rightarrow$$

$$\rightarrow \pi_{\text{glucosa}} = \frac{n_s}{V_{\text{disolución (L)}}} \cdot R \cdot T = \frac{\frac{50 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}}}{0,5 \text{ L}} \cdot$$

$$\cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 20) \text{ K} = 13,35 \text{ atm}$$

$M(\text{sacarosa}, C_{12}H_{22}O_{11}) = 12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16 = 342 \text{ g/mol}$ .  
Por tanto:

$$\pi_{\text{sacarosa}} = \frac{n_s}{V_{\text{disolución (L)}}} \cdot R \cdot T = \frac{\frac{50 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}}}{0,5 \text{ L}} \cdot$$

$$\cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 20) \text{ K} = 7,03 \text{ atm}$$

El nivel de líquido en la disolución de glucosa habrá aumentado, ya que pasará agua de la disolución de sacarosa a la de glucosa.

69. El suero fisiológico tiene una presión osmótica de 7,7 atm a 37 °C.

- a) ¿Se podrá inyectar a una persona un suero glucosado preparado añadiendo 20 g de glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ) a agua destilada hasta tener un volumen de 200 mL?

**b) Explica por qué.**

Se trata de determinar si ese suero glucosado tiene una presión osmótica similar al suero fisiológico:

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

$M(\text{glucosa, } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ g/mol}$ . Por tanto:

$$\begin{aligned} \pi &= M \cdot R \cdot T \rightarrow \pi_{\text{glucosa}} = \frac{n_s}{V_{\text{disolución (L)}}} \cdot R \cdot T = \\ &= \frac{20 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 37) \text{ K} = 14,12 \text{ atm} \end{aligned}$$

Este suero glucosado es hipertónico con respecto al suero fisiológico, por lo que saldrá agua del interior de las células.