

2

Disoluciones

1 Tipos de mezclas

2 Características de las disoluciones

3 Concentración de una disolución

- 3.1. Porcentaje en masa y porcentaje en volumen
- 3.2. Concentración en masa y concentración molar
- 3.3. Concentración molal y fracción molar
- 3.4. Resumen de las unidades de concentración

4 Preparación de una disolución

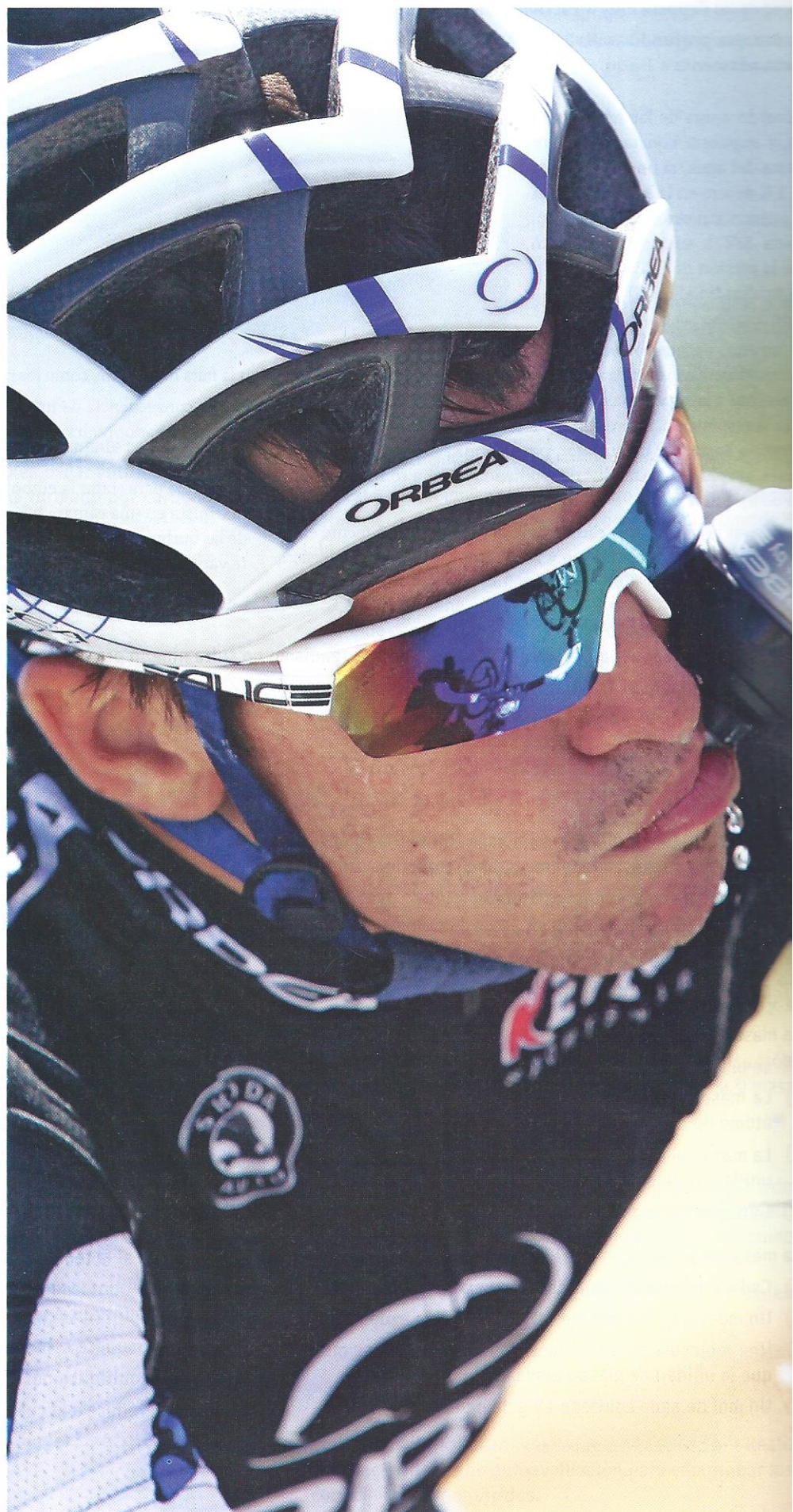
5 Solubilidad

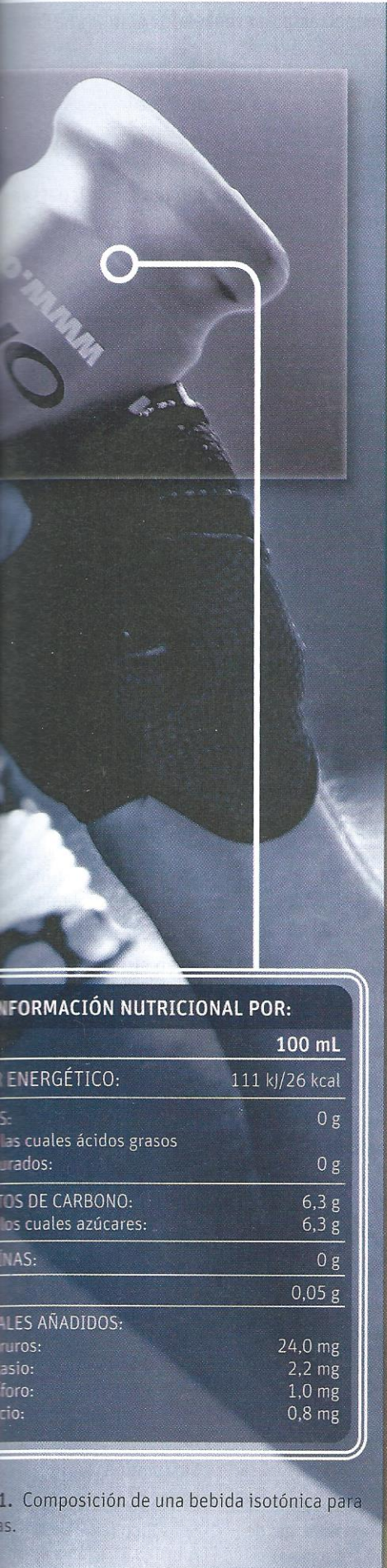
- 5.1. Solubilidad de los sólidos y temperatura
- 5.2. Solubilidad de los gases y temperatura
- 5.3. Solubilidad de los gases y presión

6 Propiedades coligativas de las disoluciones

- 6.1. Presión de vapor
- 6.2. Ascenso del punto de ebullición
- 6.3. Descenso del punto de congelación
- 6.4. Presión osmótica

El agua es una sustancia indispensable para disolver y transportar los nutrientes y las secreciones. Cuando el balance entre la ingesta de agua y las pérdidas es negativo, se produce la deshidratación: la pérdida de solo un 2 % del agua corporal reduce el rendimiento físico y la función mental, y una pérdida del 15 % puede causar la muerte. Por ello hay que ingerir unos 2,5 L diarios entre alimentos y bebida. Para evitar "la pájara", en las bebidas isotónicas se añaden hidratos de carbono al agua.





INFORMACIÓN NUTRICIONAL POR:

	100 mL
ENERGÉTICO:	111 kJ/26 kcal
Grasas:	0 g
de las cuales ácidos grasos saturados:	0 g
GLUCIDOS DE CARBONO:	6,3 g
de los cuales azúcares:	6,3 g
PROTEÍNAS:	0 g
SAL:	0,05 g
ADICIVOS AÑADIDOS:	
ácido cítrico:	24,0 mg
ácido fosfórico:	2,2 mg
ácido ascórbico:	1,0 mg
ácido succínico:	0,8 mg

1. Composición de una bebida isotónica para deportistas.

Recuerda y reflexiona

Tipos de mezclas. Proceso de disolución

1. En la búsqueda de nuevos sabores, las especialidades gastronómicas más modernas utilizan combinaciones muy novedosas de productos. ¿Conoces alguna de estas mezclas?



Es corriente recurrir a las denominadas espumas, como la nata montada y otras más originales como la espuma de mango.

También se recurre a los geles. Todos ellos forman un tipo de mezclas denominadas coloides.

2. No todas las sustancias se mezclan y forman disoluciones. Por ejemplo, el alcohol se disuelve en agua pero no el aceite. Reflexiona sobre este hecho intentando dar una explicación.

Estos hechos tienen relación con las interacciones entre las partículas de las sustancias mezcladas.

Las moléculas de agua interaccionan fuertemente con las de alcohol, por eso se mezclan perfectamente. Sin embargo, no lo hacen con las de aceite, y por ello son inmiscibles.



Concentración y solubilidad

3. ¿Por qué es importante para nuestro organismo estar bien hidratado?

El agua del cuerpo es el disolvente de sales minerales. Si disminuye la cantidad de disolvente (deshidratación), aumenta la concentración y el resultado puede ser fatal. Las bebidas isotónicas tienen concentraciones estudiadas de sales minerales (Fig. 2.1).

4. Observa la etiqueta de un agua mineral. ¿Qué minerales contiene en disolución? ¿En qué unidades se expresa la concentración?

Esta botella de agua contiene bicarbonatos, cloruros, sulfato de calcio y silicio. Además contiene gases en disolución como el nitrógeno.

Todas las cantidades están referenciadas a 1 L de agua y expresadas en miligramos, por tanto, su concentración está dada en mg L^{-1} .



Análisis/Análise Químico (mg/l):	
Bicarbonato	13,2
Calcio/Cálcio	2,2
Sodio/Sódio	4,7
Magnesio/Magnésio	2,3
Sulfato	3,7
Cloruro	6,8
Residuo/Residuo seco (a 180°C)	40

Agua Mineral Natural de mineralización espontánea.
Agua Mineral Natural muito nobre.

1 Tipos de mezclas

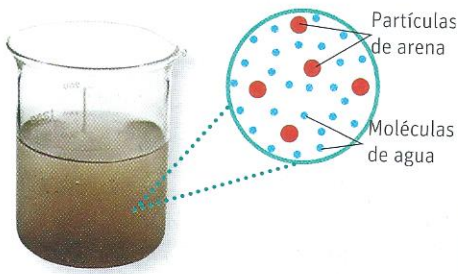
En la naturaleza, las sustancias químicas aparecen, en general, mezcladas o combinadas con otras. Solo algunas sustancias químicas pueden encontrarse sin mezclar o combinar, como determinadas menas o metales nativos (oro, plata, etc.).

Las **mezclas** son sistemas materiales formados por dos o más componentes o sustancias químicas.

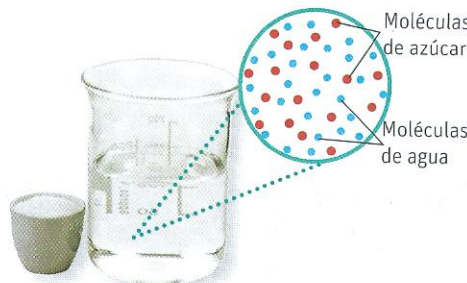
En muchas mezclas pueden distinguirse, una sustancia o medio, denominada fase dispersante, donde se encuentran una o más sustancias en menor proporción, denominadas fase dispersa.

EXPERIMENTA Y REFLEXIONA

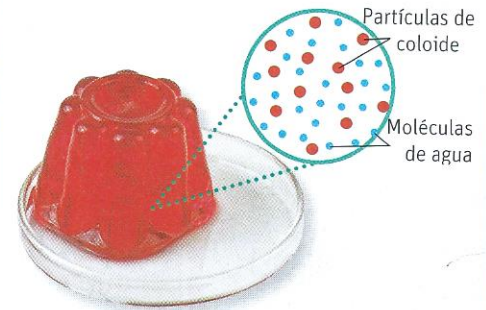
Cuando se añade arena a un recipiente con agua y luego se agita, las partículas primero quedan suspendidas y poco a poco se depositan en el fondo, distinguiendo a simple vista la arena del agua. No sucede lo mismo con el azúcar añadido a un vaso de agua después de agitarlo o con la gelatina una vez formada: sus componentes no se diferencian a simple vista.



La mezcla de agua y arena es una **mezcla heterogénea** o **suspensión**, en la que el tamaño de las partículas de la fase dispersa es a veces tan grande que se ven a simple vista.



La mezcla de agua y azúcar es una **mezcla homogénea** o **disolución**, y el tamaño de las partículas de la fase dispersa es tan pequeño que no se distinguen a simple vista.



En el caso de la gelatina se trata de un **coloide** en el que el tamaño de las partículas de la fase dispersa es intermedio entre una disolución y una mezcla heterogénea.

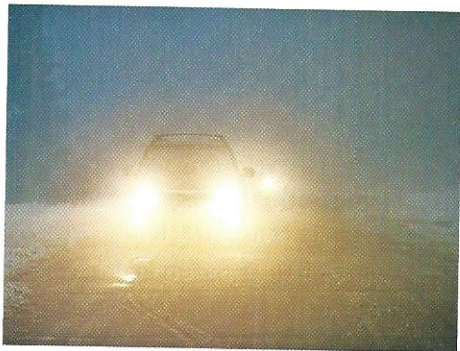


Figura 2.2. La niebla está formada por la dispersión de gotitas de agua en el aire. La luz de los faros aparece ensanchada en la niebla debido a la dispersión que experimenta la luz por efecto Tyndall.

- En una **mezcla heterogénea** o **suspensión** cada componente conserva sus propiedades físicas, por tanto, la composición y las propiedades de la mezcla no son uniformes. El tamaño de las partículas de la fase dispersa es mayor que 1000 nm.
- En una **mezcla homogénea** o **disolución** los componentes no conservan sus propiedades físicas. La composición y las propiedades de la mezcla son uniformes en todos los puntos. El tamaño de las partículas de la fase dispersa es menor que 1 nm.
- En un **coloide** su apariencia es homogénea (a veces, transparente). En este caso el tamaño de las partículas de la fase dispersa está comprendido entre 1 y 1000 nm.

Las partículas coloidales son más grandes que las partículas de las disoluciones. Por eso, suelen presentar un aspecto turbio y pueden dispersar la luz. A este fenómeno se lo denomina **efecto Tyndall** (Fig. 2.2), en honor al físico irlandés que lo descubrió en 1869. Gracias a él se puede diferenciar las disoluciones de los coloides.

Los coloides son mezclas con gran interés comercial. Dependiendo del estado físico en el que se encuentren la fase dispersa y la fase dispersante, reciben distintas denominaciones (Tabla 2.1).

Fase dispersante	Fase dispersa		
	Gas	Líquido	Sólido
Gas	No existen.	Aerosol líquido (niebla, bruma)	Aerosol sólido (humo, polvo)
Líquido	Espuma líquida (nata montada, clara batida)	Emulsión (mayonesa, leche, cremas)	Sol (pintura, oro coloidal)
Sólido	Espuma sólida (espuma de poliestireno)	Gel (gelatina, gel de baño, aerogeles)	Sol sólido (cristal de rubí)

Tabla 2.1. Tipos de coloides.

2 Características de las disoluciones

El aire que respiramos, los refrescos, el agua del mar, la gasolina que se quema en los motores o el cuproníquel de las monedas de un euro son ejemplos de mezclas homogéneas, llamadas **disoluciones**.

En una **disolución** hay, al menos, dos componentes: la fase dispersante, que se encuentra en mayor proporción, denominada **disolvente**, y la fase dispersa, en menor proporción, denominada **soluto**.

Generalmente, en las disoluciones utilizadas en un laboratorio el disolvente utilizado es el agua (disoluciones acuosas), denominada disolvente universal.

► El proceso de disolución

¿Por qué una cucharada de sal se disuelve fácilmente en un vaso de agua pero no en un vaso de aceite? Los siguientes modelos dan una explicación:

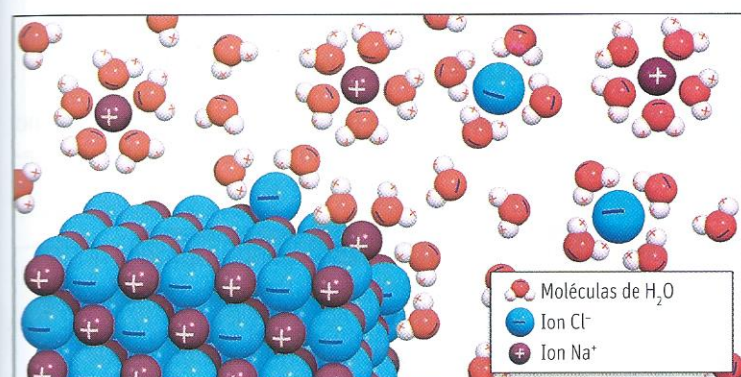


Figura 2.3. En la mezcla de agua y sal, los iones Na^+ y Cl^- del NaCl (sal común) se separan de la red que formaban por su interacción con las moléculas de agua. Por tanto, la sal se disuelve en agua.

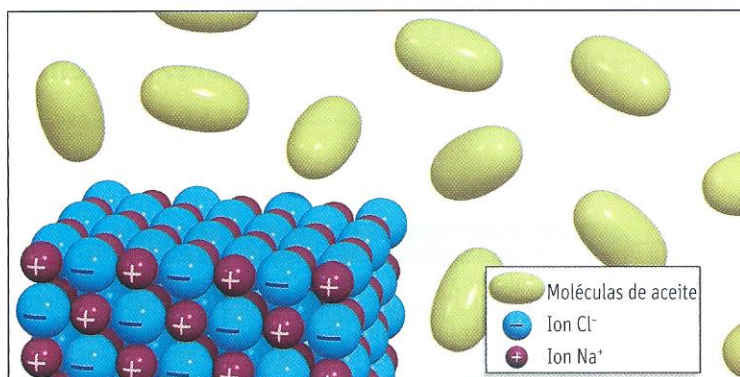


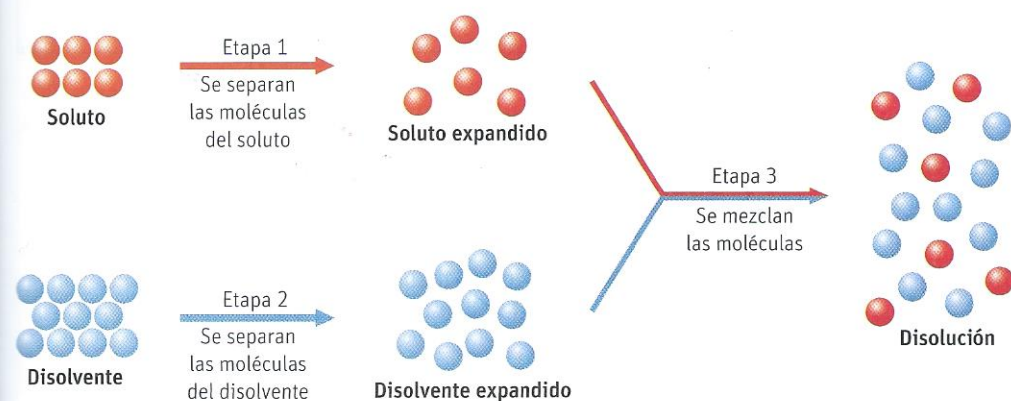
Figura 2.4. En la mezcla de aceite y sal, las moléculas de aceite no interactúan con el cloruro de sodio y los iones Na^+ y Cl^- del NaCl , que permanecen en su red. Por tanto, la sal no se disuelve en aceite.

Para que se forme una disolución el soluto debe dispersarse uniformemente en el disolvente de modo que las partículas de soluto toman posiciones al azar que estaban previamente ocupadas por las moléculas del disolvente. La facilidad con que las partículas de soluto se mezclan con las moléculas del disolvente depende de las fuerzas atractivas entre las moléculas.

En el proceso de disolución hay que considerar tres tipos de interacciones: interacción disolvente-disolvente, interacción soluto-soluto e interacción soluto-disolvente.

Para que tenga lugar el **proceso de disolución** es necesario que la atracción soluto-disolvente sea mayor que las atracciones disolvente-disolvente y soluto-soluto.

Una forma de explicar el proceso de disolución es considerar que ocurre en tres etapas como se muestra en la figura 2.5:



smSaviadigital.com OBSERVA

La interacción entre las partículas del soluto y del disolvente se conoce como **solvatación**. Cuando el disolvente es agua se denomina **hidratación**. En el caso de agua con sal, las moléculas de agua aíslan a los iones evitando que se atraigan y se vuelvan a combinar.

En esta animación se puede ver a escala molecular la disolución del cloruro de sodio en agua.

Figura 2.5. Etapas del proceso de disolución. En las dos primeras se separan las partículas del soluto y del disolvente y en la tercera se mezclan las partículas del soluto y del disolvente.

3 Concentración de una disolución



Figura 2.6. Los refrescos de una determinada marca tienen siempre la misma concentración de las sustancias químicas.

A los consumidores de bebidas refrescantes les gusta que su bebida preferida tenga siempre el mismo color, el mismo dulzor y la misma intensidad de sabor. Estas características están directamente relacionadas con la concentración de las sustancias químicas disueltas: colorantes, edulcorantes y saborizantes.

Al preparar una disolución la proporción entre el soluto y el disolvente o la disolución puede variar dentro de unos límites, por tanto, es necesario cuantificar la concentración o relación exacta en la que se encuentran.

La **concentración de una disolución** mide la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de disolución.

Para expresar la concentración de una disolución se usan diferentes unidades. Las más habituales son: porcentaje en masa, porcentaje en volumen, concentración en masa, concentración molar, concentración molal y fracción molar.

3.1. Porcentaje en masa y porcentaje en volumen

La forma de expresar la concentración de una disolución en porcentaje, tanto en masa como en volumen, no tiene unidades ya que se presenta como la relación entre dos cantidades semejantes.

Porcentaje en masa (% en masa)

Son los gramos de soluto disueltos en 100 g de disolución. Se calcula dividiendo la masa de soluto entre la masa total de la disolución y multiplicando por cien.

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

Una disolución de agua oxigenada que se utiliza como antiséptico tiene una concentración del 3 % en masa. Esto significa que hay 3 g de agua oxigenada y 97 g de agua en cada 100 g de disolución.

Porcentaje en volumen (% en volumen)

Son los mililitros de soluto contenidos en 100 mL de disolución. Se obtiene dividiendo el volumen de soluto entre el volumen de disolución y multiplicando por cien.

$$\% \text{ en volumen} = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

Por ejemplo, el alcohol sanitario que se vende en las farmacias tiene una concentración del 96 % en volumen. Quiere decir que hay 96 mL de alcohol y 4 mL de agua en cada 100 mL de disolución.

EJERCICIOS RESUELTOS

- 1 Una disolución azucarada contiene 22 g de azúcar (sacarosa) por cada 125 g de agua. Calcula el tanto por ciento en masa de la disolución.

La masa de la disolución es: $m_{\text{disolución}} = 22 \text{ g} + 125 \text{ g} = 147 \text{ g}$

$$\% \text{ en masa} = \frac{(22 \text{ g})}{(147 \text{ g})} \cdot 100 = 15 \%$$

El resultado indica que en 100 g de disolución hay 15 g de azúcar y el resto, 85 g, de agua.

- 2 Para preparar una disolución semejante al vinagre comercial se disuelven 13 mL de ácido acético puro en agua hasta obtener un volumen de 200 mL de disolución. Indica su tanto por ciento en volumen.

$$\% \text{ volumen} = \frac{(13 \text{ mL de soluto})}{(200 \text{ mL de disolución})} \cdot 100 = 6,5 \%$$

El resultado indica que en 100 mL de disolución hay 6,5 mL de ácido acético.

ACTIVIDADES

- Calcula el porcentaje en masa de soluto en cada una de las siguientes disoluciones:
 - 15 g de H_2SO_4 en 45 g de disolución.
 - 5,0 g de HCl en 15 g de agua.
 - 20 g de KOH en 80 g de disolución.
- Se ha preparado una disolución disolviendo 45 mL de tolueno en 160 mL de benceno.
 - Calcula el porcentaje en volumen del soluto.
 - ¿Qué volumen de la disolución se necesita para que contenga 1 mL de tolueno?

Solución: a) 33 %; b) 25 %; c) 25 %

Solución: a) 22 %; b) 4,5 mL

3.2. Concentración en masa y concentración molar

La unidad de volumen más utilizada, tanto en el laboratorio como en la vida cotidiana, es el litro. Por esta razón se emplean dos formas de expresar la concentración referidas a un litro de disolución: la **concentración en masa** y la **concentración molar**.

Concentración en masa (γ)

Indica los gramos de soluto contenidos en 1 L de disolución. La concentración en masa se expresa en las unidades g L^{-1} y se calcula dividiendo la masa de soluto entre los litros de disolución.

$$\gamma = \frac{m_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}}$$

Por ejemplo, un suero salino de concentración en masa $8,5 \text{ g L}^{-1}$ contiene $8,5 \text{ g}$ de cloruro de sodio NaCl en 1 L de disolución. Por tanto, si se le suministra a un paciente $0,5 \text{ L}$, habrá incorporado a su organismo $4,25 \text{ g}$ de NaCl .

Concentración molar (c)

Indica los moles de soluto disueltos en 1 L de disolución. La concentración molar se expresa en mol L^{-1} y se calcula dividiendo los moles de soluto entre los litros de disolución.

$$c = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}}$$

Por ejemplo, una disolución 1 mol L^{-1} de hidróxido de sodio NaOH contiene 1 mol (40 g de NaOH) en 1 L de disolución. Por tanto, $0,5 \text{ L}$ de esta disolución contendrán disueltos 20 g de NaOH ($0,5 \text{ mol}$).

EJERCICIOS RESUELTOS

3 Al preparar una disolución de nitrato de sodio se disuelven $0,50 \text{ mol}$ de NaNO_3 en agua siendo el volumen final $0,50 \text{ L}$. Calcula la concentración en masa.

Masas atómicas (u): $\text{Na} = 23,0$; $\text{N} = 14,0$; $\text{O} = 16,0$

La masa molar del nitrato de sodio es:

$$23,0 + 14,0 + 3 \cdot 16,0 = 85 \text{ g mol}^{-1}$$

Por tanto, $0,50 \text{ mol}$ de nitrato de sodio equivalen a $42,5 \text{ g}$.

$$\gamma = \frac{(42,5 \text{ g de NaNO}_3)}{(0,50 \text{ L de disolución})} = 85 \text{ g L}^{-1}$$

El resultado de la concentración en masa muestra que en cada litro de disolución se encuentra disuelto 85 g de nitrato de sodio.

4 En un matraz aforado de medio litro, se añaden 18 g de glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ y se disuelven en agua hasta completar $0,5 \text{ L}$ de disolución. Calcula la concentración molar de la disolución glucosada.

Masas atómicas (u): $\text{C} = 12,0$; $\text{H} = 1,0$; $\text{O} = 16,0$

La masa molar de la glucosa es 180 g mol^{-1} , luego:

$$n = \frac{(18 \text{ g})}{(180 \text{ g mol}^{-1})} = 0,1 \text{ mol de glucosa}$$

$$c = \frac{(0,1 \text{ mol de glucosa})}{(0,5 \text{ L de disolución})} = 0,2 \text{ mol L}^{-1}$$

En 1 L de disolución se encuentran disueltos $0,2 \text{ mol}$ de glucosa.



Diferencia entre concentración y densidad de una disolución

Es importante diferenciar entre la concentración de una disolución expresada en g L^{-1} y su densidad aunque ambas magnitudes se expresan en las mismas unidades.

La concentración en masa de una disolución, se refiere a la cantidad de soluto presente en la disolución, pero la densidad de una disolución indica la relación entre su masa y su volumen.

$$\text{concentración en masa: } \gamma = \frac{m_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}}$$

$$\text{densidad: } d = \frac{m_{\text{disolución}}}{V_{\text{disolución}}}$$

Para pasar de porcentaje en masa a concentración en masa, hay que conocer la densidad de la disolución para establecer la equivalencia entre la masa y el volumen de disolución.

Ten en cuenta

En aplicaciones analíticas se suele denominar *molaridad* a la concentración c expresada en mol L^{-1} y se utiliza el adjetivo molar y la notación M para indicar esta unidad. Por ejemplo, una concentración de $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ se expresa como $0,5 M$. La expresión molaridad está en desuso.

ACTIVIDADES

3. Calcula la cantidad de hidróxido de calcio Ca(OH)_2 que se necesita para preparar 2 litros de disolución, de concentración:

a) $0,5 \text{ mol L}^{-1}$

b) $3,5 \text{ mol L}^{-1}$

Masas atómicas (u): $\text{Ca} = 40,0$; $\text{O} = 16,0$; $\text{H} = 1,0$

Solución: a) $74,0 \text{ g}$; b) 518 g

4. En 100 mL de una disolución acuosa de ácido sulfúrico H_2SO_4 hay $4,9 \text{ g}$ de ácido. Determina:

a) La concentración en masa.

b) La concentración molar.

Masas atómicas (u): $\text{S} = 32,0$; $\text{O} = 16,0$; $\text{H} = 1,0$

Solución: a) 49 g L^{-1} ; b) $0,5 \text{ mol L}^{-1}$

3.3. Concentración molar y fracción molar

En el laboratorio, es más preciso realizar la medida de una masa que la medida de un volumen, ya que el volumen varía con la temperatura.

Por este motivo, las expresiones de la concentración referidas a la masa del disolvente o del soluto, y no al volumen de disolución, serán más precisas porque no dependen de la temperatura ni de la presión.

Concentración molar (m)

Son los moles de soluto disueltos en 1 kg de disolvente. Se expresa en las unidades de mol kg^{-1} y se calcula dividiendo los moles de soluto entre los kilogramos de disolvente.

$$m = \frac{n_{\text{soluta}}}{m_{\text{disolvente}}}$$

Expresando los moles de soluto en función de la masa, m , de soluto y de su masa molar M , la relación queda de la siguiente forma:

$$m = \frac{m_{\text{soluta}}}{M m_{\text{disolvente}}}$$

Por ejemplo, una disolución 1 m de ácido sulfúrico contiene 98 g de ácido disueltos en 1000 g de agua.

Fracción molar (χ)

La fracción molar del soluto (o del disolvente) es el cociente entre los moles de soluto (o disolvente) y los moles totales en la disolución. Se representa por χ_{soluta} (o $\chi_{\text{disolvente}}$). Al ser un cociente entre moles carece de unidades y es siempre menor que la unidad.

$$\left. \begin{aligned} \chi_{\text{soluta}} &= \frac{n_{\text{soluta}}}{n_{\text{soluta}} + n_{\text{disolvente}}} \\ \chi_{\text{disolvente}} &= \frac{n_{\text{disolvente}}}{n_{\text{soluta}} + n_{\text{disolvente}}} \end{aligned} \right\} \Rightarrow \chi_{\text{soluta}} + \chi_{\text{disolvente}} = 1$$

Por ejemplo, si una disolución acuosa de sacarosa que tiene una fracción molar de 0,1 para el soluto, tendrá una fracción molar del disolvente de 0,9.

EJERCICIOS RESUELTOS

5. Calcula la molalidad del agua pura.

En este caso el soluto y el disolvente son la misma sustancia. Tomamos como referencia un kilogramo de agua, que equivale a $1,00 \cdot 10^3$ g de agua.

$$m = \frac{(1,00 \cdot 10^3 \text{ g})}{(18,0 \text{ g mol}^{-1})(1,00 \text{ kg})} = 55,6 \text{ mol kg}^{-1}$$

Para el caso particular del agua pura, como 1 L tiene una masa de 1 kg, las concentraciones molar y molal coinciden. No ocurre lo mismo cuando el agua contiene algún soluto disuelto, ya que, en este caso, un litro no equivale a un kilogramo.

6. Calcula las fracciones molares del soluto y del disolvente, en una disolución de 4 mol de etanol y 6 mol de agua.

En este caso, ya nos proporcionan el número de moles. Por tanto:

$$\chi_{\text{etanol}} = \frac{4 \text{ mol}}{(4+6) \text{ mol}} = 0,4 \quad \chi_{\text{agua}} = \frac{6 \text{ mol}}{(4+6) \text{ mol}} = 0,6$$

Se comprueba que la fracción molar de cada componente es menor que uno, y que la suma de las fracciones molares del soluto y del disolvente es igual a la unidad.

$$\chi_{\text{etanol}} + \chi_{\text{agua}} = 0,4 + 0,6 = 1$$

ACTIVIDADES

5. Se ha preparado una disolución disolviendo 20,0 g de NaOH en $1,00 \cdot 10^2$ mL de agua.

- Calcula la concentración molar de la disolución.
- ¿Qué dato es necesario conocer para calcular su concentración molar?

Masas atómicas (u): Na = 23,0; O = 16,0; H = 1,0

Solución: a) 5,0 mol kg^{-1}

6. Un litro de disolución de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , de densidad $1,05 \text{ g cm}^{-3}$, contiene 49 g de ácido.

- Calcula la concentración molar de la disolución.
- Calcula su concentración molal.

Solución: a) 0,5 mol L^{-1} ; b) 0,50 mol kg^{-1}

7. Se mezclan 100 g de metanol, CH_3OH , con 100 g de agua. Determina:

- La fracción molar del soluto y del disolvente.
- El tanto por ciento en masa.

Solución: a) 0,36; 0,64; b) 50 %

8. Se ha preparado en el laboratorio 0,50 L de disolución de ácido clorhídrico, HCl, de densidad $1,18 \text{ g mL}^{-1}$, que contiene 3,65 g de ácido. Calcula:

- La concentración molar de la disolución.
- Su concentración molal.
- La fracción molar del soluto y del disolvente.

Solución: a) 0,20 mol L^{-1} ; b) 0,17 mol kg^{-1} ; c) 0,003 y 0,997

4. Resumen de las unidades de concentración

La concentración de una disolución se expresa utilizando:

Unidades físicas. Miden la cantidad de soluto en unidades de masa o de volumen, con relación a la masa o al volumen de la disolución.

Unidades químicas. Miden la cantidad de soluto, como cantidad de sustancia, con relación a la cantidad de disolución o disolvente.

Porcentaje en masa	$\% \text{ en masa} = \frac{m_{\text{soluto}} (\text{g})}{m_{\text{disolución}} (\text{g})} \cdot 100$
Porcentaje en volumen	$\% \text{ en volumen} = \frac{V_{\text{soluto}} (\text{L})}{V_{\text{disolución}} (\text{L})} \cdot 100$
Concentración en masa	$\gamma = \frac{m_{\text{soluto}} (\text{g})}{V_{\text{disolución}} (\text{L})}$
Concentración molar	$c = \frac{n_{\text{soluto}} (\text{mol})}{V_{\text{disolución}} (\text{L})}$
Concentración molar	$m = \frac{n_{\text{soluto}} (\text{mol})}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})}$
Fracción molar	$\chi_{\text{soluto}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{disolvente}}}$

Para saber más

Para expresar concentraciones muy pequeñas se emplea las **partes por millón** (ppm) en masa o en volumen. Por ejemplo, la concentración actual del CO_2 en la atmósfera es de unas 400 ppm en masa, es decir, de $400 \cdot 10^{-6} \% \text{ en masa}$.



EJERCICIOS RESUELTOS

7 Una botella de 1,0 L contiene una disolución de hidróxido de sodio, NaOH, preparada en el laboratorio con una concentración $2,0 \text{ mol L}^{-1}$.

- Determina la cantidad de soluto que contiene la botella.
- Si necesitamos 0,50 mol de soluto, ¿qué volumen de disolución tendremos que sacar de la botella?
- Si vertemos 250 mL de la disolución inicial a un vaso, ¿qué cantidad de soluto habrá en el vaso?
- Si añadimos al vaso anterior 250 mL de agua, ¿cuál será la nueva concentración de la disolución?

a) A partir de la concentración y el volumen de la disolución se obtienen los moles del soluto.

$$n_{\text{soluto}} = c V_{\text{disolución}} \Rightarrow n_{\text{soluto}} = (2,0 \text{ mol L}^{-1})(1,0 \text{ L}) = 2,0 \text{ mol de NaOH}$$

b) Conocida la concentración de la disolución y los moles de soluto, el volumen de disolución que hay que sacar de la botella es:

$$V_{\text{disolución}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{c} = \frac{(0,50 \text{ mol})}{(2,0 \text{ mol L}^{-1})} = 0,25 \text{ L}$$

c) La cantidad de soluto es:

$$n_{\text{soluto}} = (2,0 \text{ mol L}^{-1})(0,250 \text{ L}) = 0,50 \text{ mol de NaOH}$$

d) Al añadir 250 mL de agua, el volumen final será 0,5 L, que contiene a los 0,50 mol de soluto. Por tanto, la concentración molar es:

$$c = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{(0,50 \text{ mol})}{(0,50 \text{ L})} = 1,0 \text{ mol L}^{-1}$$

8 En un matraz aforado de 100 mL se añaden 10,0 g de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, y se disuelven en agua hasta enrasar. La disolución resultante tiene una densidad de $1,05 \text{ g mL}^{-1}$. Determina:

- La concentración en g L^{-1} .
 - El porcentaje en masa.
 - La concentración molar.
- Masas atómicas (u): C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0

a) La concentración en g L^{-1} es:

$$\gamma = \frac{(10,0 \text{ g})}{(0,100 \text{ L})} = 1,00 \cdot 10^2 \text{ g L}^{-1}$$

b) Para calcular el porcentaje en masa, previamente hay que obtener la equivalencia entre la masa de disolución y el volumen que ocupa, utilizando el dato de la densidad.

$$m_{\text{disolución}} = d_{\text{dis.}} V_{\text{dis.}} = (1,05 \text{ g mL}^{-1})(1,00 \cdot 10^2 \text{ mL}) = 105 \text{ g}$$

$$\% \text{ en masa} = \frac{(10,0 \text{ g})}{(105 \text{ g})} \cdot 100 = 9,52 \%$$

c) Para conseguir la concentración molar, primero hay que obtener los moles de soluto, que en este caso es la glucosa.

$$n_{\text{soluto}} = \frac{(10,0 \text{ g})}{(180,0 \text{ g mol}^{-1})} = 0,0556 \text{ mol}$$

La concentración molar es:

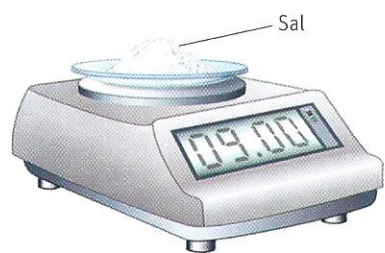
$$c = \frac{(0,0556 \text{ mol})}{(0,100 \text{ L})} = 0,556 \text{ mol L}^{-1}$$

4 Preparación de una disolución

La preparación de disoluciones es una de las operaciones más frecuentes en un laboratorio porque muchas reacciones químicas solo se producen si los reactivos se encuentran en disolución.

► Preparación de una disolución a partir de un soluto sólido

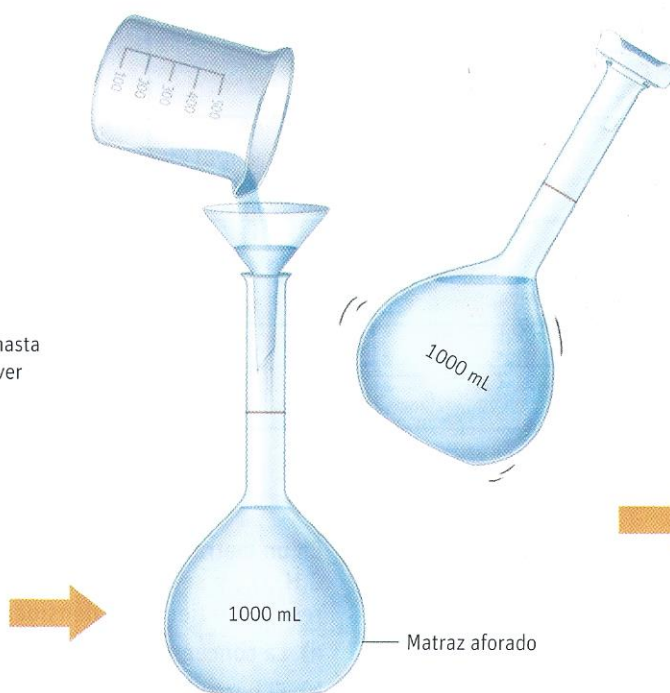
Un ejemplo común es la preparación de suero fisiológico: una disolución salina al 0,90 % (9,0 g de NaCl por 1000 mL de disolución) se denomina suero fisiológico y se utiliza en medicina para evitar deshidrataciones, limpiar heridas, como excipiente de medicamentos, etc. Para preparar 1,0 L de suero fisiológico se siguen estos pasos:



- 1 Se pesa la sal común en una balanza.



- 2 Se disuelve la sal en agua destilada agitando con una varilla.



- 3 Con la ayuda de un embudo, se vierte la disolución al interior de un matraz aforado, en este caso, de un litro. Se lava el vaso de precipitados con agua destilada y el líquido se añade al matraz aforado. Para homogeneizar la mezcla se agita el matraz.



- 4 Se enrasa el matraz hasta el aforo, añadiendo agua con un cuentagotas. Se pone una etiqueta que indique la sustancia o fórmula (NaCl), la concentración y la fecha de preparación.

EJERCICIOS RESUELTOS

- 9 En un matraz aforado de 100 mL de capacidad se añaden 10,0 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) y se disuelven en agua hasta enrasar. Determina:

- a) La concentración en $g L^{-1}$ de la disolución.
b) La concentración molar.

Dato: $M(C_6H_{12}O_6) = 180,0 g mol^{-1}$

- a) La proporción de 10 g de glucosa en 100 mL de disolución, es la misma que la relación 100 g de glucosa en 1000 mL de disolución, resultando $100 g L^{-1}$.
b) Para obtener la concentración molar, primero hay que obtener los moles de glucosa y luego referirlos a un litro de disolución.

$$c = \frac{(10,0 \text{ g de glucosa})}{(100 \text{ mL de disolución})} \cdot \frac{(1 \text{ mol de glucosa})}{(180 \text{ g})} \cdot \frac{(1000 \text{ mL})}{(1 \text{ L de disolución})} = 0,556 \text{ mol L}^{-1}$$

La disolución preparada tiene esta concentración.

Ten en cuenta

Las masas del soluto y del disolvente siempre son aditivas, sin embargo sus volúmenes no siempre lo son. Por ejemplo, una mezcla de 20 mL de agua (de 20 g de masa), con 20 mL de etanol (de 15,8 g de masa), tiene una masa de 35,8 g pero su volumen es menor de 40 mL. Este hecho es debido a una mejor acomodación en el espacio de las moléculas de etanol y de agua, que produce una disminución del volumen ocupado por la mezcla.

► Preparación de una disolución a partir de otra disolución más concentrada

Con frecuencia hay que preparar una disolución a partir de otra de mayor concentración proporcionada por los fabricantes de reactivos químicos. Este proceso se denomina **dilución**.

Por ejemplo, para preparar 0,25 L de una disolución de HCl 2,0 mol L⁻¹ a partir de ácido clorhídrico comercial de 25 % en masa y densidad 1,12 g mL⁻¹, se siguen estos pasos:

1. Se calculan los moles de soluto necesarios a partir del volumen y de la concentración de la disolución a preparar:

$$n_{\text{solutos}} = (2,0 \text{ mol L}^{-1})(0,25 \text{ L}) = 0,50 \text{ mol de HCl}$$

2. A partir de la concentración y la densidad de la disolución concentrada se calcula el volumen de la misma que contendrá la cantidad buscada de soluto, 1,0 mol en este caso.

$$(0,50 \text{ mol HCl}) \cdot \frac{(36,5 \text{ g HCl})}{(1,0 \text{ mol HCl})} \cdot \frac{(100 \text{ g disolución})}{(25 \text{ g HCl})} \cdot \frac{(1 \text{ mL disolución})}{(1,12 \text{ g disolución})} = 65 \text{ mL disolución}$$

- 1 Se mide la cantidad necesaria de ácido comercial.
- 2 Se vierte en un matraz de 250 mL, se añade un poco de agua destilada y se agita.
- 3 Se enrasa con la ayuda de un cuentagotas añadiendo más agua destilada.

Ten en cuenta

Diluir es hacer una disolución menos concentrada, añadiendo más cantidad de disolvente. Disolver significa añadir un soluto a un disolvente. Si se disuelve más soluto a la disolución será más concentrada.

En la Web

En estos dos vídeos puedes ver cómo se preparan disoluciones.

www.e-sm.net/svfq1bach02_01

www.e-sm.net/svfq1bach02_02

EJERCICIOS RESUELTOS

10 Una botella de ácido nítrico comercial tiene una concentración del 70 % en masa y una densidad de 1,40 g mL⁻¹. Calcula:

- a) Su concentración en g L⁻¹ y su concentración molar.
- b) El volumen de ácido comercial necesario para preparar 125 mL de disolución de este ácido, de concentración 0,25 mol L⁻¹.

Masas atómicas (u): N = 14,0; O = 16,0; H = 1,0

- a) La botella contiene 70 g de HNO₃ en 100 g de disolución. Para obtener la concentración en g L⁻¹ hay que relacionar la masa de la disolución con su volumen mediante la densidad, y posteriormente referirla a 1 L de disolución.

$$\gamma = \frac{(70 \text{ g de HNO}_3)}{(100 \text{ g de disolución})} \cdot \frac{(1,40 \text{ g de disolución})}{(1 \text{ mL de disolución})} \cdot \frac{(1000 \text{ mL})}{(1 \text{ L})} = 9,80 \cdot 10^2 \text{ g L}^{-1}$$

Para calcular la concentración molar, se transforman los gramos de soluto a moles, a partir de la masa molar del ácido nítrico, que es de 63 g mol⁻¹:

$$c = \frac{(9,80 \cdot 10^2 \text{ g de HNO}_3)}{(1 \text{ L de disolución})} \cdot \frac{(1 \text{ mol de HNO}_3)}{(63,0 \text{ g de HNO}_3)} = 15,6 \text{ mol L}^{-1}$$

- b) La disolución a preparar necesita $n = cV = (0,25 \text{ mol L}^{-1})(0,125 \text{ L}) = 0,031 \text{ mol}$, que se obtienen del ácido comercial cogiendo un volumen V :

$$V = \frac{n}{c} = \frac{0,031 \text{ mol de HNO}_3}{15,6 \text{ mol L}^{-1}} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 2,0 \text{ mL de HNO}_3$$

Esta cantidad se diluye en agua hasta alcanzar un volumen de 125 mL.

ACTIVIDADES

9. Indica cómo prepararías 100 mL de una disolución 0,10 mol L⁻¹ de CuSO₄.
10. Un ácido sulfúrico comercial tiene una riqueza en peso del 96 % y una densidad de 1,85 g mL⁻¹.
 - a) Determina su concentración molar.
 - b) Indica cómo preparar 225 mL de disolución 0,52 mol L⁻¹ de este ácido.

Dato: $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,0 \text{ g mol}^{-1}$

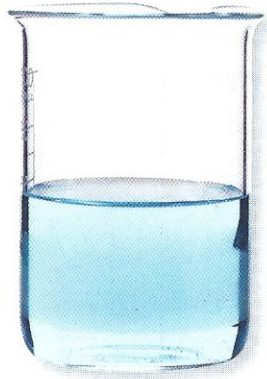
Solución: a) 18,1 mol⁻¹

5 Solubilidad

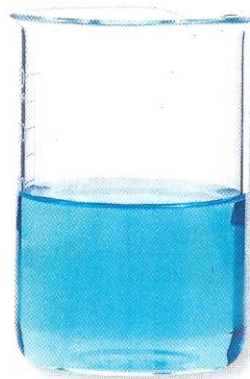
Se dice que una sustancia es soluble en agua cuando, al agitar un poco de sustancia en un recipiente con agua, se forma una disolución. Pero ¿qué cantidad se puede llegar a disolver?

EXPERIMENTA

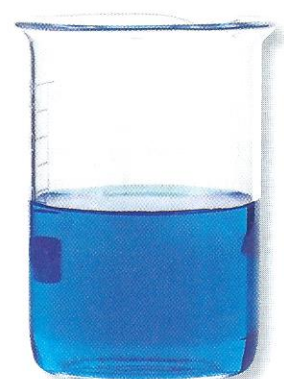
Si a 250 mL de agua a 20 °C se le van añadiendo poco a poco cucharadas de 10 g de sulfato de cobre (II), CuSO_4 , y agitando a la vez, la disolución pasa por diferentes grados de concentración.



1. Cuando se añade solo una cucharada de la sal y se remueve la mezcla, la sal se disuelve. En este caso hablamos de una **disolución diluida** ya que contiene poca cantidad de soluto en la disolución.



2. Al añadir tres cucharadas de sal y remover la mezcla, se observa que también la sal se disuelve. Se trata de una **disolución concentrada** ya que contiene una elevada cantidad de soluto.



3. Después de añadir cinco cucharadas de sal, la disolución ya no admite más soluto. Si se añade una cucharada más, esta no se disolverá. En este caso se trata de una **disolución saturada**.



smSaviadigital.com PRACTICA

En esta animación puedes comprobar los diferentes grados de concentración de una disolución.

Si una determinada cantidad de disolvente ya no admite más soluto disuelto, se dice que la disolución está saturada.

La **solubilidad** de un soluto en un disolvente es la concentración de la disolución saturada en unas condiciones determinadas de temperatura y presión. Es decir, es la máxima cantidad de un soluto que se puede disolver en una determinada cantidad de un disolvente a una temperatura y presión dadas.

La solubilidad de los sólidos suele expresarse en gramos de soluto/100 g de disolvente o en gramos de soluto/1 L de disolvente. Así, la solubilidad de la sal en agua es de 360 g L^{-1} a 20 °C. En el caso del azúcar la solubilidad aumenta hasta 1330 g L^{-1} .

Una disolución saturada puede ser concentrada, cuando el soluto es muy soluble en el disolvente, o diluida, cuando el soluto es muy poco soluble en el disolvente. El significado de la saturación es que no se puede disolver más cantidad de soluto.

5.1. Solubilidad de los sólidos y temperatura

La figura 2.7 muestra la variación de la solubilidad con algunos solutos en función de la temperatura. En la mayoría de casos (no en todos), la solubilidad aumenta con la temperatura.

A la temperatura de 20 °C se disuelven 360 g de NaCl en 1 L de agua, pero a 100 °C se podrán disolver hasta 400 g. Al enfriar la disolución, el exceso de sal, $(400 - 360) \text{ g} = 40 \text{ g}$, cristaliza y precipita al fondo del recipiente.

Pero si el enfriamiento es lento, puede ocurrir que la sal no precipite, formando una disolución que contiene más soluto del que corresponde a una disolución saturada a esa temperatura.

Estas disoluciones, denominadas **sobresaturadas**, son inestables y basta con una ligera agitación para que cristalice el exceso de sal.

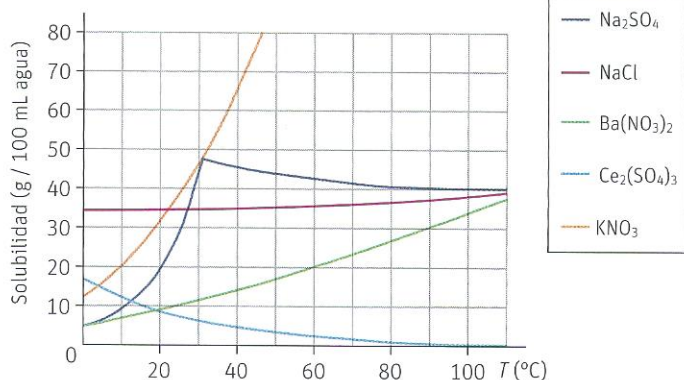


Figura 2.7. Curvas de solubilidad: la solubilidad del KNO_3 aumenta mucho con la temperatura, mientras que la del NaCl varía muy poco.

5.2. Solubilidad de los gases y temperatura

Al calentar agua en un recipiente se forman burbujas de aire que se desprenden del líquido antes de que hierva. Lo mismo sucede cuando se saca un vaso con agua fresca del frigorífico y se la deja al ambiente: las burbujas se van desprendiendo poco a poco (Fig. 2.8).



Figura 2.8. El agua tibia disuelve menos oxígeno y desprende pequeñas burbujas.

El incremento de la temperatura origina un aumento en la velocidad y en la energía cinética de las moléculas del agua y del gas, por lo que las fuerzas intermoleculares se debilitan. Como consecuencia, las moléculas de gas podrán escapar con más facilidad del agua.

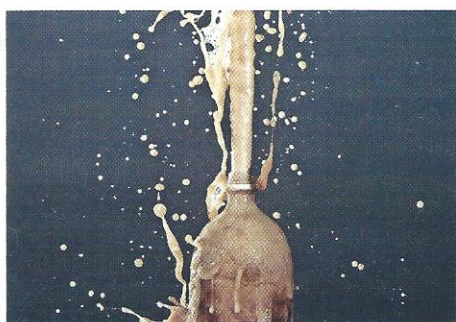
En las disoluciones de gases en líquidos, la **solubilidad disminuye** siempre al aumentar la temperatura.

Una consecuencia del aumento de la temperatura del agua es la disminución de la cantidad de oxígeno disuelto en ella (Fig. 2.9). Así, algunos peces que consumen mucho oxígeno, como las truchas, habitan en los cursos altos de los ríos, donde las aguas son más frías.

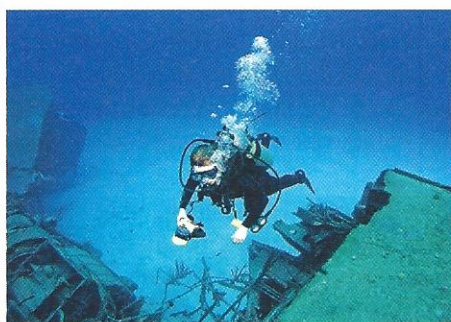
5.3. Solubilidad de los gases y presión

La solubilidad de sólidos y líquidos resulta poco modificada por las variaciones de la presión exterior que, sin embargo, modifican mucho la solubilidad de los gases.

OBSERVA



El exceso de gas (dióxido de carbono) disuelto a elevada presión en la bebida se escapa de la botella produciendo gran efervescencia, hasta que la presión del interior se iguala a la presión atmosférica.



La presión debida a la profundidad aumenta la solubilidad en la sangre del nitrógeno respirado por los buzos. Si ascienden deprisa, disminuye la presión, el nitrógeno es menos soluble y se forman peligrosas burbujas en su sangre.

La relación entre la solubilidad de un gas y la presión a la que se lo somete fue descrita por el químico inglés William Henry que enunció la siguiente ley.

Ley de Henry: La solubilidad de un gas en un líquido a temperatura constante es directamente proporcional a la presión parcial del gas sobre la disolución.

Así, la solubilidad de cualquier gas en un líquido aumenta notablemente al aumentar la presión. La ley de Henry se justifica mediante la teoría cinética molecular: la cantidad de moléculas de gas que se disuelven en un disolvente depende del número de choques de las moléculas del gas con la superficie del líquido. Cuanto mayor sea la presión del gas, mayor será la frecuencia de los choques y, como consecuencia, aumentará la solubilidad.

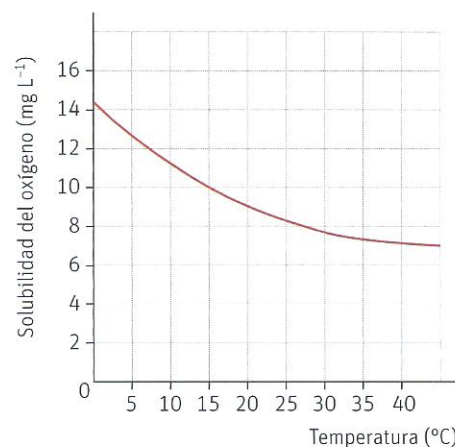


Figura 2.9. Curva de solubilidad del oxígeno. La solubilidad del oxígeno en agua disminuye al aumentar la temperatura.

ACTIVIDADES

11. A las botellas de una bebida carbónica se les ha colocado un globo después de ser abiertas y agitadas. ¿Cuál está a mayor temperatura?



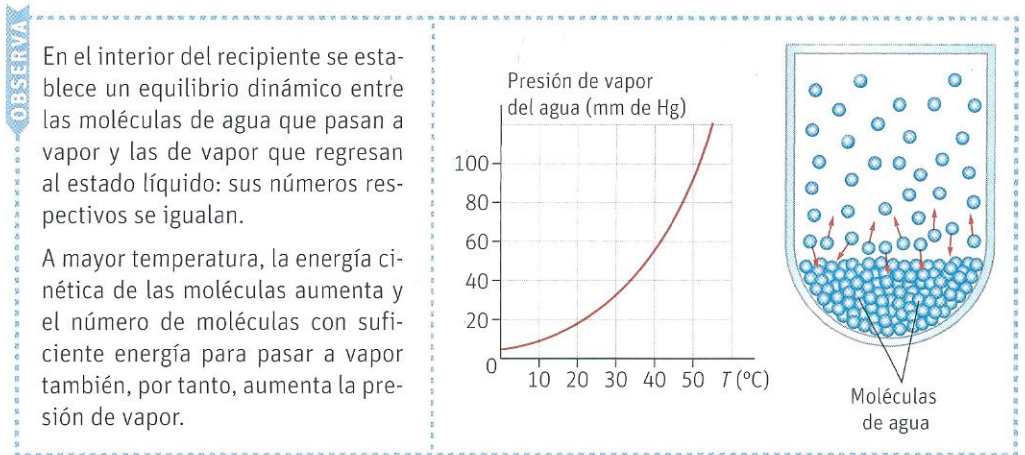
Algunas propiedades de las disoluciones dependen solo del número de partículas de soluto presentes en la disolución, de forma que cualquier soluto, en la misma cantidad, produce el mismo efecto. Se les llama **propiedades coligativas** y son la **disminución de la presión de vapor** (que produce la **disminución de la temperatura de congelación** y el **aumento de la temperatura de ebullición**) y la **presión osmótica**.

smSaviadigital.com **PRACTICA**

En esta simulación puedes comprobar el efecto en el punto de ebullición y de congelación de una disolución al añadir distintas cantidades de solutos en diferentes disolventes.

6.1. Presión de vapor

El agua de un recipiente abierto, a temperatura ambiente, se evapora al cabo de un cierto tiempo, aunque no se encuentre a su temperatura de ebullición. Pero si el recipiente se encuentra cerrado, las moléculas que pasan a vapor no pueden escaparse. El espacio sobre el líquido se satura con vapor de agua impidiendo que se evapore más agua.



Se llama **presión de vapor** del líquido a la presión que ejercen las moléculas de vapor en presencia del líquido, con el que están en equilibrio. Depende de la temperatura.

Al disolver un soluto no volátil y que no produzca iones, como el azúcar, en un disolvente volátil, la movilidad de las moléculas del disolvente disminuye y pasarán menos moléculas al estado vapor. Por tanto, la presión de vapor del líquido disminuye. El químico francés François Raoult estudió esta disminución.

Ley de Raoult: La disminución relativa de la presión de vapor, Δp , de un líquido volátil de presión de vapor, p^0 , al disolver en él un soluto no volátil que no produzca iones, es directamente proporcional a la fracción molar, de la disolución:

$$\Delta p = p^0 \chi_0$$

En disoluciones muy diluidas, la fracción molar del soluto es aproximadamente igual a la concentración molar (molalidad), m , del soluto. Por la ley de Raoult se representa como:

$$\Delta p = p^0 m$$

Las disoluciones que cumplen exactamente esta ley se llaman **disoluciones ideales**.

6.2. Ascenso del punto de ebullición

Para que un líquido hierva es necesario que su presión de vapor iguale a la presión atmosférica. Por tanto, si un disolvente líquido contiene un soluto disuelto, al disminuir su presión de vapor, necesitará una mayor temperatura para hervir. El **ascenso ebulloscópico**, ΔT_e , es proporcional a la concentración molar, m , de la disolución:

$$\Delta T_e = K_e m$$

Donde K_e es la constante ebulloscópica, característica de cada disolvente.

Sustancia	T (°C) de ebullición	K_e (°C kg mol ⁻¹)
Benceno	80,1	2,53
Alcanfor	56,2	5,95
Cloroformo	61,2	3,63
Éter dietílico	34,6	2,02
Etanol	78,4	1,22
Agua	100,0	0,52

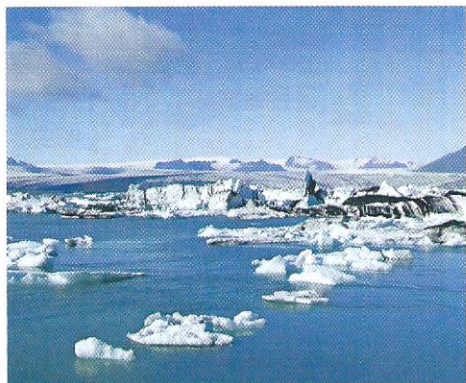
Tabla 2.2. La K_e del agua tiene un valor de 0,52. Indica que una disolución 1 mol kg⁻¹ de cualquier soluto no volátil en agua experimenta un aumento en el punto de ebullición de 0,52 °C.

6.3. Descenso del punto de congelación

La disminución de la presión de vapor en una disolución, además de aumentar la temperatura de ebullición (aumento ebulloscópico), disminuye la temperatura de congelación (descenso crioscópico).

RELACIONA

Durante el invierno, el agua de los océanos puede alcanzar temperaturas bajo cero sin llegar a congelarse.



El agua en contacto con el aire se congela porque este alcanza temperaturas muy bajas. Pero el agua por debajo sigue siendo líquida hasta $-2\text{ }^{\circ}\text{C}$. Las sales disueltas disminuyen su punto de congelación.

El hielo que se acumula en las carreteras los días de invierno hace muy peligrosa la circulación.



Las máquinas quitanieves esparcen sales sobre las carreteras: la sal común (cloruro de sodio) disminuye la temperatura de congelación y las placas de hielo se funden. El cloruro de calcio, además, libera calor al disolverse.

En las heladas, el agua del circuito de refrigeración de los automóviles puede helarse, aumentar su volumen y reventar los conductos.



El líquido de refrigeración contiene anticongelantes (etanol, etilenglicol, glicerina) que disminuyen el punto de congelación del agua lo suficiente para evitar su congelación, protegiendo así el motor.

El descenso de la temperatura de congelación de un líquido debido a la presencia de un soluto disuelto se denomina **descenso crioscópico**, ΔT_c , y es proporcional a la concentración molar, m , de la disolución:

$$\Delta T_c = K_c m$$

Donde K_c es la constante crioscópica, característica de cada disolvente.

6.4. Presión osmótica

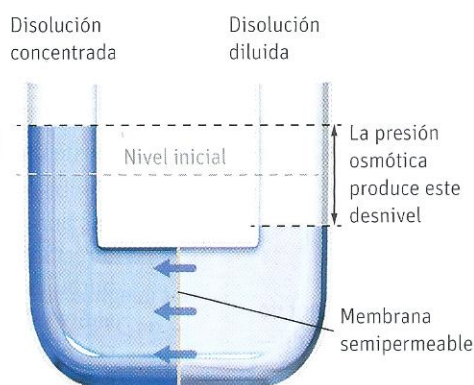
Al igual que sucede con un gas, las moléculas de soluto, que se mueven libremente por el disolvente, ejercen una presión contra las paredes del recipiente que los contiene.

Cuando se sitúan en un recipiente, una disolución diluida y otra concentrada, separadas por una membrana semipermeable (por ejemplo, papel de celofán) que solo deja pasar moléculas de disolvente, la diferente presión ejercida por el soluto a ambos lados de la membrana produce el paso del disolvente a la disolución más concentrada, hasta que se alcanza un equilibrio dinámico. Este fenómeno se denomina ósmosis.

A la presión necesaria para detener la ósmosis se llama **presión osmótica**, π , y es directamente proporcional a la concentración molar, c , de la disolución. Para un volumen V de disolución a una temperatura T :

$$\pi V = nRT \Rightarrow \pi = \frac{n}{V} RT = cRT$$

La ecuación permite calcular c y así determinar las masas molares de sustancias disueltas.



Disolvente	T ($^{\circ}\text{C}$) de congelación	K_c ($^{\circ}\text{C kg mol}^{-1}$)
Ác. acético	16,7	3,9
Benceno	5,5	5,12
Alcanfor	178,4	37,7
Naftaleno	80,2	6,9
Fenol	42	7,27
Ciclohexano	6,5	20,0
Agua	0,00	1,86

Tabla 2.3. Para el agua, la K_c es 1,86. Significa que una disolución 1 mol kg^{-1} de cualquier soluto en agua tiene un descenso en el punto de congelación de $1,86\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Figura 2.10. Comprobación de la ósmosis.

ACTIVIDADES

12. La adición de sal o azúcar ha sido un método histórico de conservar alimentos. Justifica su fundamento científico sabiendo que las membranas de las bacterias son semipermeables.