

## CAPÍTULO 7

### SOLUCIONES

#### Introducción

Hasta ahora, por razones didácticas, hemos hablado de sustancias al estado "puro", agua, etanol, cloruro de sodio, oxígeno, etc.; sin embargo, muy pocas veces las sustancias se encuentran como tales en la naturaleza. Generalmente se las encuentra mezcladas y es trabajo del hombre el separar sustancias puras de esas mezclas, para luego utilizarlas en el laboratorio o en la industria.

Como ya discutimos, las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas. El aire formado por nitrógeno, oxígeno y un pequeño porcentaje de otras sustancias es un ejemplo de una solución gaseosa.

El agua de mar (no el mar) es un ejemplo de una solución líquida. Una amalgama es una solución sólida de mercurio en otro metal o una solución líquida de un metal en mercurio. Una aleación es una solución sólida de metales, por ejemplo, el latón (cobre y zinc).

Numerosas reacciones químicas se verifican cuando los reactivos se hallan en solución. Las soluciones líquidas proveen un medio conveniente de poner en contacto cantidades de reactivos cuidadosamente medidas. Se habla de solución *binaria* cuando está formada por dos componentes, por ejemplo, agua azucarada; *ternaria* si son tres componentes, por ejemplo, agua, azúcar y alcohol.

En el estudio de las soluciones binarias es útil emplear los términos *solute* y *solvente*; en general suele llamarse solvente al componente que se halla en mayor proporción en masa. Por ejemplo, si tenemos una solución formada por 1 g de yodo y 200 g de cloroformo, el soluto es el yodo y el cloroformo es el solvente. Otro criterio consiste en denominar solvente al componente cuyo estado de agregación coincide con el de la solución formada. Por ejemplo, si tenemos una solución líquida formada por 150 g de quinina (sólida) y 100 g de alcohol (líquido), este último puede considerarse como el solvente.

Como se infiere, estas denominaciones de soluto y solvente son arbitrarias y sólo responden a razones de conveniencia práctica, ya que no hay diferencia conceptual entre ambos términos. En una solución, las par

ticulas que corresponden al soluto y al solvente están mezcladas en toda su masa.

En particular, cuando uno de los componentes de una solución es el agua, se considera que ésta es el solvente. Esto se debe a que son muchas y muy importantes las reacciones químicas que tienen lugar en solución acuosa, por ejemplo, todas las que se producen en las células de los organismos animales y vegetales.

De acuerdo con lo dicho, si a 90 g de agua se le agrega 10 g de  $H_2SO_4$ , se obtiene un sistema homogéneo; por otra parte, si a 10 g de agua se le agrega 90 g de  $H_2SO_4$ , también se obtiene un sistema de una sola fase líquida. ¿Cuál es el solvente en cada caso?

En ambos casos se considera que el solvente es el agua.

**NOTA:** cuando mencionamos agua, nos referimos a la sustancia agua (agua destilada).

### 7.1 Formas de expresar concentración

Llamamos concentración de una solución a la relación entre la cantidad de soluto y la del solvente o la de la solución. Existen diferentes formas de expresar la concentración de una solución.

**% m/m:** (porcentaje masa-masa o porciento en masa) indica cuántos gramos de soluto están disueltos cada 100 g de solución. Es también habitual el uso de la expresión por ciento en peso, pues el valor numérico del peso de un cuerpo expresado en gramos-fuerza es igual al valor numérico de la masa de dicho cuerpo expresada en g (gramo masa), siempre que se mida dicho peso a 45 grados de latitud y a nivel del mar. En realidad, es más correcto referirse a la masa, ya que esta propiedad no depende del lugar en que se efectúa la medición.

Cuando se indica que una solución tiene una concentración 5,00 % m/m se quiere expresar que en 100 g de solución están disueltos 5,00 g de soluto.

$$5,00 \% \text{ m/m} = 5,00 \text{ g soluto}/100 \text{ g solución.}$$

#### Ejemplo 1:

Una solución contiene 30 g de NaCl en 80 g de solución.

Expresar la concentración en a) g soluto/100 g de agua; b) % m/m

a) Si 80 g de solución contienen 30 g de NaCl (soluto), habrá:

$$80 \text{ g solución} - 30 \text{ g de soluto} = 50 \text{ g solvente}$$

Por lo tanto

$$\begin{array}{rcl} 50 \text{ g de agua} & \text{_____} & 30 \text{ g soluto} \\ 100 \text{ g de agua} & \text{_____} & x = 60 \text{ g soluto} \end{array}$$

La solución tiene una concentración de 60 g de soluto/100 g de agua

b) Si:

$$\begin{array}{rcl} 80 \text{ g solución} & \text{_____} & 30 \text{ g soluto} \\ 100 \text{ g solución} & \text{_____} & x = 38 \text{ g soluto} \end{array}$$

La solución tiene una concentración 38 % m/m.

Dado que los líquidos se pueden medir y trasvasar en forma simple, es conveniente en el trabajo químico cuantitativo utilizar las concentraciones expresadas en forma tal que podamos determinar la cantidad de soluto midiendo simplemente el volumen de solución en el cual está disuelto. Por eso es frecuente expresar la concentración de una solución en función de su volumen. Para ello definimos otras formas de expresar la concentración de una solución.

*m/V*: indica cuántos gramos de soluto están disueltos cada 100 cm<sup>3</sup> de solución.

*Ejemplo 2:*

Si 100 cm<sup>3</sup> de una solución contienen 2,00 g de soluto, entonces la concentración de dicha solución es 2,00 % m/V.  
¿Qué masa de soluto estará contenida en 30,0 cm<sup>3</sup> de la solución anterior?

Si:

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ cm}^3 \text{ solución} & \text{_____} & 2,00 \text{ g soluto} \\ 30,0 \text{ cm}^3 \text{ solución} & \text{_____} & x = 0,60 \text{ g soluto} \end{array}$$

**M (molaridad):** Como hemos visto, la unidad de cantidad de materia es el mol, y con ella trabajamos habitualmente en Química, por lo tanto es muy usual utilizar soluciones cuyas concentraciones están expresadas en: moles de soluto/dm<sup>3</sup> de solución. Esta relación es la Molaridad, y se simboliza con la letra M.

*Ejemplo 3:*

Se desea preparar 1,00 dm<sup>3</sup> de solución 0,200 M de NaCl.  
Calculamos la masa de soluto necesaria:

$$\begin{array}{rcl} 1,00 \text{ mol NaCl} & \text{_____} & 58,5 \text{ g NaCl} \\ 0,200 \text{ mol NaCl} & \text{_____} & x = 11,7 \text{ g NaCl} \end{array}$$

**NOTA:** para preparar esta solución, se disuelve la masa calculada en agua, y luego se completa con agua hasta un volumen total de 1000 cm<sup>3</sup>. Debe puntualizarse que esto no es lo mismo que disolver el soluto en 1000 cm<sup>3</sup> de agua. Cuando dos materiales se mezclan homogéneamente, la masa del sistema final es igual a la suma de las masas iniciales. En cambio, el volumen del sistema obtenido, en general, resulta menor que la suma de los volúmenes iniciales. En muchos casos esta contracción volumétrica no es muy significativa, y se considera entonces que los volúmenes son aditivos.

**Ejemplo 4:**

¿Cuántos gramos de soluto se necesitan para preparar 20,0 cm<sup>3</sup> de solución 5,00 % m/V? ¿Qué molaridad tiene la solución obtenida si el soluto es NaCl?

5,00 % m/V = 5,00 g soluto/100 cm<sup>3</sup> de solución. Entonces si:

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ cm}^3 \text{ solución} & \text{-----} & 5,00 \text{ g soluto} \\ 20,0 \text{ cm}^3 \text{ solución} & \text{-----} & x = 1,00 \text{ g soluto} \end{array}$$

Si:

$$\begin{array}{rcl} 58,5 \text{ g soluto} & \text{-----} & 1,00 \text{ mol soluto} \\ 5,00 \text{ g soluto} & \text{-----} & x = 0,085 \text{ mol soluto} \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ cm}^3 \text{ solución} & \text{-----} & 0,085 \text{ mol soluto} \\ 1000 \text{ cm}^3 \text{ solución} & \text{-----} & x = 0,850 \text{ mol soluto} \end{array}$$

Por lo tanto la solución preparada es 0,850 M.

Otra forma de resolver el mismo problema:

$$\begin{array}{rcl} 58,5 \text{ g soluto} & \text{-----} & 1,00 \text{ mol soluto} \\ 1,00 \text{ g soluto} & \text{-----} & x = 0,0170 \text{ mol soluto} \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} 20 \text{ cm}^3 \text{ solución} & \text{-----} & 0,0170 \text{ mol soluto} \\ 1000 \text{ cm}^3 \text{ solución} & \text{-----} & x = 0,850 \text{ mol soluto} \end{array}$$

**Ejemplo 5:**

¿Cuál es la molaridad de una solución acuosa que contiene 10,6 g de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> en 100 cm<sup>3</sup> de solución?

$$\text{masa de un mol de soluto} = (2 \cdot 23 + 32 + 4 \cdot 16) \text{ g} = 142 \text{ g}$$

**240**

$$\begin{array}{r} 142 \text{ g soluto} \\ 10,6 \text{ g soluto} \end{array} \begin{array}{l} \text{-----} \\ \text{-----} \end{array} \begin{array}{l} 1 \text{ mol soluto} \\ x = 0,070 \text{ mol soluto} \end{array}$$

Si:

$$\begin{array}{r} 100 \text{ cm}^3 \text{ solución} \\ 1000 \text{ cm}^3 \text{ solución} \end{array} \begin{array}{l} \text{-----} \\ \text{-----} \end{array} \begin{array}{l} 0,070 \text{ mol soluto} \\ x = 0,70 \text{ mol soluto} \end{array}$$

Se trata de una solución 0,70 M.

*Ejemplo 6:*

Se quiere preparar 500 cm<sup>3</sup> de solución acuosa de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 30,0 % m/m. Sabiendo que la densidad de la solución es de 1,20 g.cm<sup>-3</sup>, calcular: a) La masa de soluto y solvente necesarios, b) la concentración de dicha solución expresada en g soluto/100 g solvente, c) la concentración expresada en % m/V, d) la molaridad.

a) El dato de la concentración de la solución a preparar está dado en masa de soluto y masa de solución. Queremos averiguar las masas de soluto y solvente para preparar un determinado volumen de solución, por lo tanto haremos uso del dato de la densidad, que relaciona la masa de solución con el volumen de solución:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ cm}^3 \text{ solución} \\ 500 \text{ cm}^3 \text{ solución} \end{array} \begin{array}{l} \text{-----} \\ \text{-----} \end{array} \begin{array}{l} 1,20 \text{ g solución} \\ x = 600 \text{ g solución} \end{array}$$

Como vimos: 30,0 % m/m = 30,0 g soluto/100 g solución

Entonces:

$$\begin{array}{r} 100 \text{ g solución} \\ 600 \text{ g solución} \end{array} \begin{array}{l} \text{-----} \\ \text{-----} \end{array} \begin{array}{l} 30,0 \text{ g soluto} \\ x = 180 \text{ g soluto} \end{array}$$

$$600 \text{ g solución} - 180 \text{ g soluto} = 420 \text{ g solvente}$$

b)

$$\begin{array}{r} 420 \text{ g solvente} \\ 100 \text{ g solvente} \end{array} \begin{array}{l} \text{-----} \\ \text{-----} \end{array} \begin{array}{l} 180 \text{ g soluto} \\ x = 43,0 \text{ g soluto} \end{array}$$

La concentración de la solución es 43,0 g soluto/100 g solvente.

c)

$$\begin{array}{r} 500 \text{ cm}^3 \text{ solución} \\ 100 \text{ cm}^3 \text{ solución} \end{array} \begin{array}{l} \text{-----} \\ \text{-----} \end{array} \begin{array}{l} 180 \text{ g soluto} \\ x = 36,0 \text{ g soluto} \end{array}$$

241

La concentración de la solución es 36,0 % m/V.

d)

masa de un mol de soluto = 98 g

Entonces:

$$\begin{array}{rcl} 98 \text{ g soluto} & \text{-----} & 1 \text{ mol soluto} \\ 180 \text{ g soluto} & \text{-----} & x = 1,80 \text{ mol soluto} \end{array}$$

Por lo tanto:

$$\begin{array}{rcl} 500 \text{ cm}^3 \text{ solución} & \text{-----} & 1,80 \text{ mol soluto} \\ 1000 \text{ cm}^3 \text{ solución} & \text{-----} & x = 3,60 \text{ mol soluto} \end{array}$$

Se trata de una solución 3,60 M.

**% V/V (por ciento volumen-volumen): se define como el volumen de soluto que se encuentra disuelto en 100 cm<sup>3</sup> de solución.**

*Ejemplo 7:*

Se tiene una solución que contiene 18,0 cm<sup>3</sup> de etanol y 202 cm<sup>3</sup> de metanol. ¿Cuál es su concentración expresada en: a) cm<sup>3</sup> de etanol/100 cm<sup>3</sup> metanol; b) % V/V?

a)

$$\begin{array}{rcl} 202 \text{ cm}^3 \text{ metanol} & \text{-----} & 18,0 \text{ cm}^3 \text{ etanol} \\ 100 \text{ cm}^3 \text{ metanol} & \text{-----} & x = 8,9 \text{ cm}^3 \text{ etanol} \end{array}$$

La concentración de la solución es 8,9 cm<sup>3</sup> etanol/100 cm<sup>3</sup> metanol.

b) Los volúmenes se consideran aditivos (en este caso particular esto se cumple por tratarse de dos sustancias estructuralmente muy semejantes).

$$18,0 \text{ cm}^3 + 202 \text{ cm}^3 = 220 \text{ cm}^3$$

$$\begin{array}{rcl} 220 \text{ cm}^3 \text{ solución} & \text{-----} & 18,0 \text{ cm}^3 \text{ etanol} \\ 100 \text{ cm}^3 \text{ solución} & \text{-----} & x = 8,20 \text{ cm}^3 \text{ etanol} \end{array}$$

La concentración de la solución es 8,20% V/V.

Se ha considerado el etanol como soluto, ya que está en menor proporción. Esta forma de expresar la concentración suele utilizarse cuando los componentes de la solución son líquidos (y la solución también).

242

La forma más directa de preparar una solución es a partir del soluto y el solvente puros. Sin embargo resulta práctico en el laboratorio disponer de soluciones acuosas de los reactivos que se usan con mayor frecuencia, y a partir de ellas obtener otras de distinta concentración. El procedimiento se denomina *dilución*.

Veremos algunos ejemplos de dilución y mezcla de soluciones:

*Ejemplo 8:*

Se desea preparar 30,0 cm<sup>3</sup> de solución 3,0 M de HNO<sub>3</sub>, partiendo de una solución 12,0 M de dicho soluto. ¿Cómo procedería para realizarlo en el laboratorio?

El volumen de la solución concentrada que debemos tomar es el que contenga la cantidad de soluto que se necesita para la solución que deseamos preparar:

$$\begin{array}{rcl} 1000 \text{ cm}^3 \text{ solución} & \text{-----} & 3,0 \text{ mol soluto} \\ 30,0 \text{ cm}^3 \text{ solución} & \text{-----} & x = 0,090 \text{ mol soluto} \\ \\ 12,0 \text{ mol soluto} & \text{-----} & 1000 \text{ cm}^3 \text{ solución (con-} \\ & & \text{centrada)} \\ 0,090 \text{ mol soluto} & \text{-----} & x = 7,5 \text{ cm}^3 \text{ solución (con-} \\ & & \text{centrada)} \end{array}$$

Luego colocamos los 7,5 cm<sup>3</sup> de la solución 12,0 M, y agregamos agua hasta completar un volumen de 30,0 cm<sup>3</sup>.

*Ejemplo 9:*

Se desea preparar 200,0 cm<sup>3</sup> de solución de HCl 0,400 M. Se dispone de una solución 36,5% m/m,  $d = 1,18 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ . ¿Qué volumen de ésta se debe utilizar?

Debemos calcular cuál es la cantidad de moles de soluto que debe contener la solución a preparar:

$$\begin{array}{rcl} 1000 \text{ cm}^3 \text{ solución} & \text{-----} & 0,400 \text{ mol soluto} \\ 200,0 \text{ cm}^3 \text{ solución} & \text{-----} & x = 0,0800 \text{ mol soluto} \end{array}$$

36,5 % m/m indica 36,5 g soluto/100 g solución y en este caso 1,00 mol soluto / 100 g solución (¿por qué?).

Con el dato de la densidad, calculamos el volumen ocupado por 100 g de solución.

$$\begin{array}{rcl} 1,18 \text{ g solución} & \text{-----} & 1,00 \text{ cm}^3 \text{ solución} \\ 100 \text{ g solución} & \text{-----} & x = 84,7 \text{ cm}^3 \text{ solución} \end{array}$$

Luego:

$$\begin{array}{rcl} 1,00 \text{ mol soluto} & \text{-----} & 84,7 \text{ cm}^3 \text{ solución} \\ 0,0800 \text{ mol soluto} & \text{-----} & x = 6,80 \text{ cm}^3 \text{ solución} \end{array}$$

Deberemos utilizar 6,80 cm<sup>3</sup> de solución de HCl de concentración 36,5 % m/m, y agregar agua hasta completar los 200,0 cm<sup>3</sup> de solución.

*Ejemplo 10:*

Disponemos de 100 cm<sup>3</sup> de una solución 0,0100 M. A partir de ella queremos obtener una solución 0,100 M. ¿Cómo lo podemos hacer?

Podemos pensar en dos formas: a) agregando soluto  
b) evaporando solvente

a) Para que la solución resulte 0,100 M, los 100,0 cm<sup>3</sup> deben tener disueltos 0,0100 moles de soluto. Si se considera despreciable el aumento de volumen por agregado de soluto, necesitaremos disolver:

$$0,0100 - 0,0010 = 0,0090 \text{ moles de soluto.}$$

b) Para que la solución resulte 0,100 M, conteniendo 0,0010 moles de soluto, su volumen debe ser de 10,0 cm<sup>3</sup>. Por lo tanto debemos reducir el volumen de la solución 0,0100 M (por evaporación del solvente) hasta obtener 10,0 cm<sup>3</sup> de solución.

Normalmente, en el laboratorio se utiliza la forma a), ya que es más fácil de realizar.

*Ejemplo 11:*

Sé mezclan 100 cm<sup>3</sup> de solución 0,30 M de HNO<sub>3</sub> y 200 cm<sup>3</sup> de solución HNO<sub>3</sub> 1,00 M. Calcular la concentración de la solución resultante.

El número de moles de soluto en la solución resultante es la suma de los números de moles de soluto aportados por cada una de las soluciones.

Como  $M = \text{moles soluto} / V \text{ (dm}^3 \text{ solución)}$ , tendremos que:  
número de moles de soluto =  $M \cdot V \text{ (dm}^3 \text{)}$

$$n_t = n_1 + n_2; \quad M_f \cdot V_f = M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 \quad \text{donde } \begin{array}{l} V_1 = 0,100 \text{ dm}^3 \\ V_2 = 0,200 \text{ dm}^3 \\ V_f = 0,300 \text{ dm}^3 \end{array}$$

$$M_f = \frac{0,3 \cdot 0,1 + 1,0 \cdot 0,2}{0,3} = 0,77$$

244



La solución resultante tiene una concentración 0,77 M.

**Ejemplo 12:**

A 300 cm<sup>3</sup> de solución 10,0 % m/V de una sal, se le agregan 200 cm<sup>3</sup> de solución 15,0 % m/V de la misma sal, completándose su volumen a 2,00 dm<sup>3</sup> con agua. La densidad de la solución resultante es 1,23 g.cm<sup>-3</sup>. Calcular la concentración de la solución resultante en: a) % m/V; b) % m/m.

Tal como en el caso anterior, el soluto de la solución resultante es el que proviene de la mezcla de las dos soluciones:

$$\begin{aligned} \text{masa de soluto en la solución final} &= 30,0 \text{ g} + 30,0 \text{ g} = 60,0 \text{ g soluto} \\ \text{volumen de la solución final} &= 2,00 \text{ dm}^3 \end{aligned}$$

a) 3,00 % m/V (Comprobar este resultado)

b) 2,00 dm<sup>3</sup> solución equivalen a 2,46 kg solución  
2,44 % m/m (Comprobar este resultado)

Hay otras formas de expresar la concentración de una solución, además de las ya vistas. En todos los casos vistos hemos supuesto, para cada problema, que todos los datos estaban dados a una misma temperatura, a la cual obtuvimos las respuestas. Sabemos, además, que el volumen de los líquidos (como así también el de los gases y sólidos) depende de la temperatura.

Si queremos expresar la concentración de una solución de manera tal que su valor no dependa de la temperatura, lo podemos hacer a través de la *molalidad* o también por medio de la *fracción molar*.

**(m) molalidad:** se define como el número de moles de soluto disueltos en 1 kg de solvente. Por ejemplo, si en 1 kg de agua disolvemos 0,5 moles de azúcar, diremos que se preparó una solución 0,5 m.

Debido a que en el trabajo habitual de laboratorio es más difícil determinar la masa de un líquido que su volumen, la molalidad tiene uso restringido. Es una unidad útil en el estudio de algunas propiedades de las soluciones que nosotros no veremos. De acuerdo con lo dicho, una solución 3 m es aquella que tiene por cada kilogramo de solvente, 3 moles de soluto.

$$3 \text{ m} = 3 \text{ moles de soluto/ kg de solvente}$$

**(x) fracción molar:** la fracción molar de un componente se define como la relación entre el número de moles de dicho componente y el número total de moles presentes en la solución. También se la denomina *fracción de sustancia*.

Es una unidad muy útil para soluciones formadas por más de dos

componentes, sin necesidad de hacer la distinción soluto-solvente. Se utiliza muy habitualmente para soluciones gaseosas.

Si tenemos una solución formada por 2 moles de A, 3 moles de B y 5 moles de C, la fracción molar de cada componente será:

$$x_A = 0,2 \qquad x_B = 0,3 \qquad x_C = 0,5$$

¿Cuál es el valor de la suma de las fracciones molares de todos los componentes de esta solución?

Seguiremos aplicando los conceptos vistos en la resolución de problemas:

*Ejemplo 13:*

Una solución de etanol ( $C_2H_5OH$ ) en agua es 2,50 m. ¿Cuántos gramos de etanol están disueltos en 2,00 kg de agua?

En 2,00 kg de solvente tenemos disueltos 5,00 moles de soluto.

Como la masa molecular relativa ( $M_r$ ) del etanol es 46,0, estos 5,00 moles tienen una masa de 230 g.

*Ejemplo 14:*

Si 150 g de una solución acuosa contienen 6,30 g de  $HNO_3$  como soluto, ¿cuál es la fracción molar del soluto y la del solvente?

$$6,30 \text{ g soluto} = 0,100 \text{ mol } HNO_3$$

$$150 \text{ g solución} - 6,30 \text{ g soluto} = 143,70 \text{ g solvente} = 7,98 \text{ mol agua}$$

$$x_{\text{solute}} = \frac{0,100}{8,08} \cong 0,0123$$

$$x_{\text{solvente}} = 0,988 \cong 0,99$$

*Ejemplo 15:*

Calcular: a) la molaridad, b) la molalidad, de una solución de  $H_2SO_4$  32% m/m y densidad  $1,60 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$  y c) la fracción molar del soluto en dicha solución.

a)

1,00 $\text{cm}^3$ solución	_____	1,60 g solución
1000 $\text{cm}^3$ solución	_____	x = 1600 g solución

246

$$\begin{array}{r} 100,0 \text{ g solución} \\ 1600 \text{ g solución} \end{array} \begin{array}{l} \text{-----} \\ \text{-----} \end{array} \begin{array}{l} 32 \text{ g soluto} \\ x = 512,0 \text{ g soluto} \end{array}$$

$$M_r \text{ soluto} = 98,00$$

$$\begin{array}{r} 98 \text{ g soluto} \\ 512,0 \text{ g soluto} \end{array} \begin{array}{l} \text{-----} \\ \text{-----} \end{array} \begin{array}{l} 1,00 \text{ mol soluto} \\ x = 5,20 \text{ mol soluto} \end{array}$$

La solución tiene una concentración 5,20 M.

$$b) \text{ masa de solvente} = 100,0 \text{ g} - 32,0 = 68,0 \text{ g}$$

$$\begin{array}{r} 68,0 \text{ g solvente} \\ 1000 \text{ g solvente} \end{array} \begin{array}{l} \text{-----} \\ \text{-----} \end{array} \begin{array}{l} 32,0 \text{ g soluto} \\ x = 471 \text{ g soluto} \end{array}$$

$$\begin{array}{r} 98,0 \text{ g soluto} \\ 471 \text{ g soluto} \end{array} \begin{array}{l} \text{-----} \\ \text{-----} \end{array} \begin{array}{l} 1,00 \text{ mol soluto} \\ x = 4,80 \text{ mol soluto} \end{array}$$

La solución tiene una concentración 4,80 m.

c) Sabiendo que la solución es 4,80 m, se sabe que hay 4,80 moles de soluto por cada 1000 g de agua. Calcularemos el número de moles de agua correspondientes.

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m}{M} = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 55,5 \text{ mol agua}$$

Entonces:

$$x_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{4,80}{4,80 + 55,5} = 0,0796 \cong 0,080$$

## 7.2 Proceso de disolución

Cuando una sustancia, ya sea molecular o iónica, se disuelve en otra, el soluto debe distribuirse entre las moléculas o iones del solvente. En un líquido, las fuerzas de interacción que mantienen a la sustancia en ese estado de agregación son relativamente fuertes; por lo tanto, en el caso de soluciones de líquidos en líquidos, la 'distribución' de las moléculas o iones del soluto entre las del solvente se producirá si dichas fuerzas de interacción son semejantes. Consideremos el caso de un soluto no polar, por ejemplo, bromo ( $\text{Br}_2$ ). La experiencia nos demuestra que resulta muy soluble en tetracloruro de carbono ( $\text{CCl}_4$ ), un solvente no polar. Cuando ambas sustancias están puras, el estado de agregación líquido se mantiene por fuerzas de London (interacciones no muy fuertes). Es relativamente sencillo comprender que será más fácil distribuir entre las moléculas de un

solvente no polar un soluto no polar, pues las fuerzas de interacción soluto-solvente van a ser del mismo orden de magnitud que las que existían cuando las sustancias no estaban mezcladas.

Consideremos ahora el caso de un soluto polar: etanol, que se disuelve en un solvente polar: agua. También en este caso, cuando ambas sustancias están puras, el estado de agregación líquido se mantiene por fuerzas de interacción entre las moléculas, pero en este caso las fuerzas son de mayor intensidad por existir atracciones electrostáticas del tipo dipolo-dipolo y uniones puente de hidrógeno. Por eso, el solvente polar (agua) disolverá fácilmente al soluto polar (etanol), ya que las fuerzas de interacción soluto - solvente son del mismo tipo y del mismo orden de magnitud que las existentes en las sustancias puras.

Este razonamiento es general: los solutos no polares se disuelven fácilmente en solventes no polares, y los solutos polares lo hacen en solventes polares.

En el caso de soluciones de sólidos en líquidos las líneas de razonamiento son semejantes. Las experiencias indican, por ejemplo, que el yodo (una sustancia no polar) se disuelve fácilmente en  $\text{CCl}_4$ , pero muy poco en agua; la sacarosa (azúcar común) y la urea, ambas sustancias polares, se disuelven fácilmente en solventes polares.

### 7.3 Iones en solución acuosa

Dentro de los distintos tipos de soluciones dedicaremos especial atención a las soluciones en las que el solvente es el agua. Esto se debe a la importancia que tienen las soluciones acuosas en nuestra vida. El agua es el componente más abundante en el hombre (73 % m/m), y es el medio en el que tienen lugar los procesos vitales. También en el laboratorio o en la industria se usa en lo posible agua como solvente. Entre las soluciones acuosas se pueden distinguir:

- a) las que no conducen la corriente eléctrica, soluciones no iónicas
- b) las que conducen la corriente eléctrica, soluciones iónicas

El agua pura es mala conductora de la corriente eléctrica. Sin embargo, cuando en ella se disuelven ciertos solutos, se produce el paso de corriente eléctrica y en este caso el soluto se llama electrolito. Para diferenciar las soluciones del tipo a y b podemos realizar los experimentos siguientes.

Conectamos dos electrodos (conductores metálicos) colocados en un vaso a una fuente de corriente continua (pila) y a un amperímetro (instrumento que mide la intensidad de corriente eléctrica que circula por el circuito).

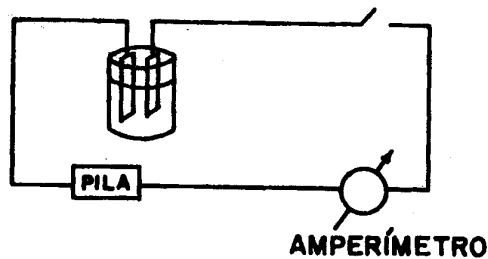


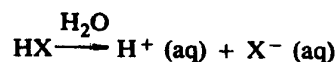
Figura 7.1

Si en el vaso introducimos sucesivamente las siguientes soluciones acuosas y cerrando el circuito

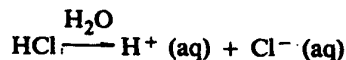
- a) solución 0,1 M de sacarosa (azúcar)
- b) solución 0,1 M de cloruro de hidrógeno
- c) solución 0,1 M de cloruro de sodio
- d) solución 0,1 M de ácido etanoico

en todos los casos, excepto en a), se observa pasaje de corriente eléctrica.

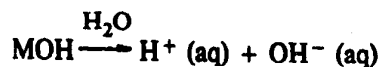
Experiencias similares a éstas fueron realizadas por Svante Arrhenius (1887), quien propuso la teoría de disociación electrolítica para poder explicarlas; según esta teoría, las propiedades características de las soluciones de electrolitos (conducción de corriente eléctrica, entre otras) se deben a que el soluto está presente en la solución en forma de iones. Son electrolitos los ácidos, las bases y las sales. Cuando un ácido (HX), una base (MOH) o una sal (MX) se disuelven en agua originan iones cargados negativamente (aniones) e iones cargados positivamente (cationes). Según Arrhenius, "ácido" es un compuesto que en solución acuosa libera cationes hidrógeno:



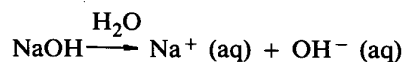
por ejemplo



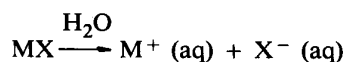
y "base" es un compuesto que en solución acuosa libera aniones  $\text{OH}^-$  (hidróxido):



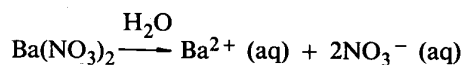
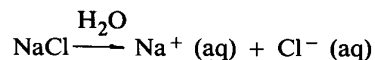
por ejemplo



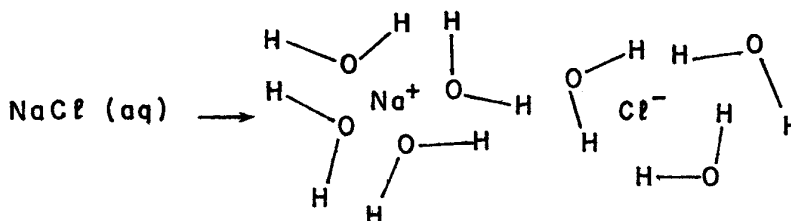
y en el caso de una sal:



por ejemplo



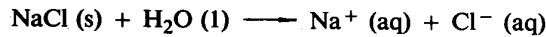
Aquí se nos plantea un interrogante: ¿Cómo se originan dichos iones? Se sabe que los electrolitos pueden ser sustancias iónicas (por ejemplo, cloruro de sodio) o moleculares (por ejemplo, cloruro de hidrógeno). En el primer caso, al disolver la sustancia en agua, los iones existentes en el cristal se separan, es decir, se produce una disociación. El agua, según hemos visto, es un compuesto covalente polar, que por su estructura tendrá afinidad para disolver compuestos covalentes polares o iónicos. Podemos representar así el fenómeno de la disolución:



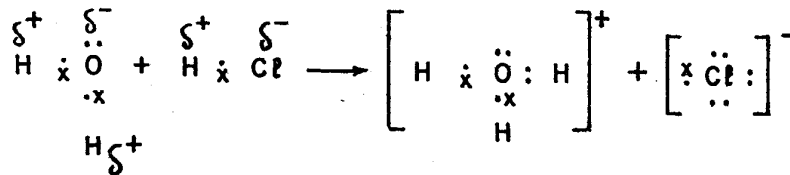
es decir, se ha roto la red cristalina que constituía el sólido NaCl y se ha separado en sus iones rodeados por moléculas de agua; el ion negativo ( $\text{Cl}^-$ ) se encuentra rodeado por moléculas de agua con el extremo positivo del dipolo orientado hacia él, y a la inversa en el caso del ion positivo. Este fenómeno se denomina hidratación cuando el solvente es el agua, y solvatación cuando ocurre en otros solventes, en los cuales también se observa conducción de corriente eléctrica cuando se disuelve un electrolito (por ejemplo el  $\text{NH}_3$  líquido, el  $\text{SO}_2$  líquido, etc.).

250

La simbología ion (aq) nos está indicando que los iones se encuentran hidratados:

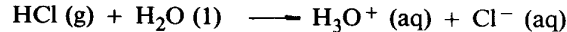


En el caso de electrolitos moleculares (como el cloruro de hidrógeno), los átomos que constituyen sus moléculas están unidos por uniones predominantemente covalentes. Es decir que al estado puro, no presentan iones. Al disolver cloruro de hidrógeno en agua ocurre el siguiente proceso de ionización:



La unión hidrógeno-cloro en la molécula de cloruro de hidrógeno es una unión covalente polar, ya que el cloro es más electronegativo que el hidrógeno. El átomo de oxígeno de la molécula de agua atrae al átomo de hidrógeno de la molécula de cloruro de hidrógeno. Este átomo de hidrógeno deja su electrón al átomo de cloro, formándose el anión cloruro, y se une al átomo de oxígeno de la molécula de agua a través de una unión covalente dativa, formándose el catión hidronio u oxonio.

En forma similar a lo que ocurre con los electrolitos iónicos, los iones formados en solución acuosa a partir de una sustancia molecular se encuentran hidratados:



Resumiendo, diremos que la ionización corresponde al proceso de formación de iones, la disociación implica una separación de iones.

Volviendo a la experiencia inicial, si tenemos en cuenta la intensidad de corriente eléctrica que circula por cada uno de los circuitos se observa que en a) el amperímetro marca cero (no circula corriente eléctrica). En las soluciones b) y c), el amperímetro mide un marcado pasaje de corriente eléctrica por el circuito. En d), el amperímetro mide un pasaje de corriente mucho menor que en b) o c). En b), c), d), el amperímetro nos permitió verificar el pasaje de corriente eléctrica por el circuito, y esto implica que en la solución existen partículas cargadas, denominadas iones. Podemos suponer que cuanto mayor sea el número de cargas para conducir la corriente eléctrica, mayor será la intensidad de la corriente observada.

En b), c) y d), la concentración molar es la misma, ¿cómo se interpretan entonces las diferencias observadas? Esto fue explicado por Arrhenius al suponer que cuando un electrolito se disuelve en agua, su disociación puede ser total —electrolito fuerte— o parcial —electrolito débil.

Resumiendo:

No electrolitos: sus soluciones acuosas no conducen la corriente eléctrica.  
Electrolitos: sus soluciones acuosas conducen la corriente eléctrica.  
Electrolitos: { fuertes: están totalmente disociados en solución acuosa diluida.  
                  { débiles: están poco disociados en soluciones acuosas diluidas.

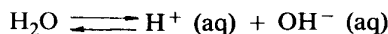
Para soluciones de diferentes electrolitos a la misma concentración molar, cuanto más fuerte sea el electrolito, mayor será la intensidad de corriente eléctrica observada.

En nuestro caso, podemos afirmar que la sacarosa es un no electrolito. El cloruro de hidrógeno se comporta como un electrolito más fuerte que el ácido etanoico, ya que la intensidad de corriente que circula por la solución acuosa de cloruro de hidrógeno 0,1 M es mucho mayor que la que circula por la solución de ácido etanoico 0,1 M.

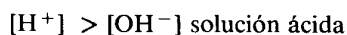
**NOTA:** Las soluciones de electrolitos son escasamente conductoras en comparación con los metales.

Uno de los factores que diferencian a las soluciones que conducen corriente eléctrica de los metales es que al circular una corriente eléctrica, éstos permanecen inalterados. En cambio, cuando circula una corriente (continua) a través de una solución, cambia su composición, en especial en los alrededores de los electrodos.

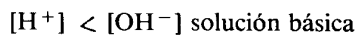
El agua se comporta como un electrolito muy débil; según Arrhenius:



por lo tanto aparecerán en este caso igual número de iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  y la solución se define como neutra desde el punto de vista ácido-base. Cuando, en cambio, la concentración molar de iones  $\text{H}^+$  supera a la de iones  $\text{OH}^-$ , la solución se define como ácida. Esto sucederá, por ejemplo, al disolver una especie del tipo HX en agua. En este caso:



Si disolvemos una especie del tipo MOH:





donde  $[H^+]$  indica concentración en moles. $dm^{-3}$ .

Esta breve introducción sobre acidez y basicidad de las soluciones acuosas será ampliada posteriormente. No obstante, queremos hacer notar aquí que el  $H^+$  no existe libre en solución acuosa.

La teoría original de disociación de Arrhenius fue modificándose a medida que se lograban avances en el estudio de las soluciones electrolíticas. Teniendo en cuenta estas modificaciones, los postulados actuales son:

- 1) Los electrolitos disueltos en un solvente polar se separan en iones, manteniéndose la electroneutralidad del sistema.
- 2) Las sustancias iónicas en solución producen iones por simple separación de los aniones y cationes que ya están como tales en el estado sólido. Las sustancias moleculares producen iones por interacción del compuesto con el solvente ionizante.
- 3) Los electrolitos fuertes están totalmente disociados, excepto cuando sus soluciones son muy concentradas.  
Los electrolitos débiles están parcialmente disociados.
- 4) Al pasar la corriente eléctrica a través de una solución de un electrolito, los aniones se dirigen al electrodo positivo (ánodo) y los cationes al electrodo negativo (cátodo). El movimiento de estos iones produce la corriente eléctrica en la solución.

### Guía de estudio

1. ¿Qué es una solución?
2. ¿Qué se entiende por soluto? ¿Y por solvente? ¿Son arbitrarias estas definiciones?
3. ¿Qué es concentración de una solución?
4. ¿Qué formas se utilizan para expresar la concentración de una solución?
5. ¿Cómo debemos expresar la concentración de una solución si queremos que su valor numérico no dependa de la temperatura?
6. ¿Qué es la molalidad de una solución?
7. ¿Qué es fracción molar o fracción de sustancia de un componente en una solución?
8. ¿Cuál es el valor de la suma de las fracciones molares de todos los componentes de una solución?
9. ¿Qué solvente es más apropiado para disolver  $I_2$ ,  $CCl_4$  o etanol? ¿Por qué?
10. ¿Qué son los electrolitos? ¿Cómo se los clasifica?
11. ¿Qué tipo de electrolito es el agua pura?

### Ejercitación

**NOTA:** Para resolver los ejercicios debe considerarse lo siguiente:

- Salvo que se indique lo contrario, las masas atómicas y moleculares relativas se consideran dato.
- En los problemas en que aparezcan mezclas de líquidos, los volúmenes se consideran aditivos.
- En los problemas donde aparecen datos de densidad y volumen, éstos están dados a una misma temperatura.
- Cuando se describe un proceso (mezcla, disolución, dilución, etc.) se considera que en el estado inicial y el final el sistema se encuentra a igual temperatura y presión.

1. Se tiene una solución acuosa de 10,0 g de azúcar en 250,0 g de solución. Expresar su concentración en: a) g azúcar/100 g agua; b) % m/m.

R: a) 4,17  
b) 4,00 % m/m

2. Hallar la molaridad de una solución de NaOH que contiene 4,00 g de soluto por  $\text{dm}^3$  de solución.

R: 0,100 M

3. ¿Qué masa de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  está contenida en  $2,00 \text{ dm}^3$  de solución 0,100 M?

R: 11,7 g

4. Se tiene una solución acuosa 2,00 M de  $\text{KNO}_3$ . Expresar su concentración en % m/V.

R: 20,2 % m/V.

5. Señalar y justificar cuál es la solución más concentrada:

- 0,0010 M HCl
- 0,30 g HCl /  $\text{dm}^3$  solución
- 0,029 g HCl /  $100 \text{ cm}^3$  solución
- 0,16 g HCl /  $250 \text{ cm}^3$  solución

R: d)

255

6. ¿Cuántos  $\text{cm}^3$  de etanol deben agregarse a  $200 \text{ cm}^3$  de metanol para obtener una solución al 10,0% V/V?

R:  $22,2 \text{ cm}^3$

7. Se desea preparar  $200 \text{ cm}^3$  de una solución acuosa de HCl 10,0% m/m y de densidad  $1,02 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ . a) ¿Cuál es la masa de soluto y solvente necesaria?; calcular b) la concentración de dicha solución en g soluto / 100 g solvente; c) la concentración en % m/V; d) la molaridad.

R: a) 20,4 g soluto  
184 g solvente  
b) 11,1  
c) 10,2% m/V  
d) 2,80 M

8. ¿Cuántos  $\text{cm}^3$  de solución de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  85,0% m/m (densidad:  $1,70 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ ) se necesitan para preparar  $500 \text{ cm}^3$  de solución 2,00 M?

R:  $67,8 \text{ cm}^3$

9. Se dispone de  $20,0 \text{ cm}^3$  de una solución 2,00 M de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . ¿Hasta qué volumen se debe diluir para obtener una solución al 1,00% m/V?

R:  $568 \text{ cm}^3$

10. A partir de una solución acuosa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , cuya densidad es  $1,84 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ , y de concentración 98,0% m/m, se desea preparar:

- a)  $1,00 \text{ dm}^3$  de solución 1,00 M
- b)  $100 \text{ cm}^3$  de solución 3,00 M

Calcular los volúmenes de la solución concentrada necesarios en cada caso.

R: a)  $54,4 \text{ cm}^3$   
b)  $16,3 \text{ cm}^3$

11. Se tiene una solución 3,00 M de NaCl. ¿A qué volumen se debe reducir para obtener una solución 6,00 M?

R: a la mitad

12. Se quiere preparar  $2,00 \text{ dm}^3$  de solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,100M. ¿Cuántos  $\text{cm}^3$  de solución  $\text{H}_2\text{SO}_4$  95% m/m y densidad  $1,70 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$  habrá que emplear para preparar dicha solución?

R:  $12 \text{ cm}^3$

13. ¿Hasta qué volumen se deben diluir  $100 \text{ cm}^3$  de solución 1,00 M de KCl para obtener una solución 0,500 M?

R:  $200 \text{ cm}^3$

256

14. Se disuelven 100 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en la cantidad de agua necesaria para completar un volumen de  $500 \text{ cm}^3$ , y se obtiene una solución de densidad  $1,13 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ . Calcular la molalidad de dicha solución.  
R: 2,19 m
15. Calcular la molaridad del agua (en sí misma), a  $20^\circ \text{ C}$ , sabiendo que a dicha temperatura su densidad es  $0,998 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ .  
R: 55,4 M
16. Se dispone de  $80,0 \text{ cm}^3$  de solución 3,00 M de KOH, y se agrega  $40,0 \text{ cm}^3$  de agua. ¿Cuál es la nueva concentración de la solución?  
R: 2,00 M
17. ¿Cuántos  $\text{dm}^3$  de solución acuosa de NaCl 0,800 M se pueden preparar usando  $500 \text{ cm}^3$  de solución 2,00 M de NaCl, si se usa como diluyente una solución 0,100 M de NaCl?  
R: 1,36  $\text{dm}^3$
18. Una solución acuosa de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  tiene una concentración 0,500 m. ¿Cuál es su concentración expresada en % m/m ?  
R: 8,01% m/m
19. Calcular cuántos moles de  $\text{HNO}_3$  deben disolverse en 6,0 moles de agua para que la fracción molar del soluto en la solución resultante sea 0,40.  
R: 4,0 mol
20. Calcular la fracción molar del soluto y del solvente en una solución que contiene 30 g de NaOH y 50 g de agua.  
R: x soluto = 0,21  
x solvente = 0,79
21. ¿Cuántos g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  son necesarios para preparar 100 g de una solución acuosa 0,0100 m?  
R: 0,142 g
22. Se tiene una solución de cloruro de hidrógeno 12,0 M cuya densidad es  $1,19 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ . Calcular: a) su concentración expresada en % m/m; b) la fracción molar del soluto; c) su molalidad.  
R: a) 36,8% m/m  
b) 0,223  
c) 15,9 m
23. Una solución acuosa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de concentración 10,0 % m/m tiene una densidad de  $1,04 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ . Calcular su concentración en a) g soluto / 100 g solución; b) g soluto /  $100 \text{ cm}^3$  solvente; c) g soluto / 100

$\text{cm}^3$  solución; d) g soluto /  $1000 \text{ cm}^3$  solvente; e) molaridad; f) molalidad; g) fracción molar del soluto. (d  $\text{H}_2\text{O} = 1,00 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ )

- R: a) 10,0  
b) 11,1  
c) 10,4  
d) 111  
e) 1,06 M  
f) 1,13 m  
g) 0,0200

24. Se disuelven 40,0 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en la cantidad de agua necesaria como para obtener un volumen de  $200 \text{ cm}^3$ , y la densidad de la solución resultante es  $1,14 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ . Calcular: a) la concentración de la solución en % m/m y en % m/V; b) los g de soluto disueltos por  $\text{dm}^3$  de solución; c) la molaridad; d) la molalidad; e) la fracción molar del soluto y del solvente.

- R: a) 17,5% y 20,0%  
b) 200 g  
c) 2,04 M  
d) 2,17 m  
e) 0,0376 y 0,96

25. La densidad de una solución de un vinagre comercial (5,00% m/m de ácido etanoico,  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ ) es  $1,0055 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ . Expresar la concentración de dicho soluto en a) molaridad; b) molalidad y c) fracción molar.

- R: a) 0,837 M  
b) 0,876 m  
c) 0,0155

26. La masa de  $3,00 \text{ cm}^3$  de leche es 3,096 g. Contiene crema, en una proporción del 4,00 % V/V, cuya densidad es  $0,865 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ . Calcular la densidad de la leche descremada.

- R:  $1,04 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$