

# Evaluación

**NOMBRE** \_\_\_\_\_ **APELLIDOS** \_\_\_\_\_  
**CURSO Y GRUPO** \_\_\_\_\_ **FECHA** \_\_\_\_\_ **CALIFICACIÓN** \_\_\_\_\_

(Contesta 6 preguntas eligiendo una entre la 1 y la 2, y otra entre la 6 y la 7.)

- 1** Se prepara una disolución disolviendo con agua  $5 \text{ cm}^3$  de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  del 90 % de riqueza en peso y densidad  $1,8 \text{ g/cm}^3$  hasta formar  $250 \text{ cm}^3$  de disolución. Calcula:
  - a) La cantidad, en gramos, de ácido puro que contiene la disolución.
  - b) La molaridad de la disolución.

**Datos:** masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16
- 2** Se disuelven 4 g de hidróxido de sodio en 100 g de agua. Determina:
  - a) La molaridad de la disolución.
  - b) Las fracciones molares de cada uno de los componentes de la disolución.

**Datos:** masas atómicas: H = 1; Na = 23; O = 16
- 3**
  - a) Describe el proceso por el que se disuelve el cloruro de sodio en agua.
  - b) Define solubilidad.
- 4**
  - a) Indica cuáles son las magnitudes cuyos cambios pueden hacer variar la solubilidad de una sustancia en un cierto disolvente. Explica su influencia.
  - b) ¿Qué es una disolución sobresaturada? Describe una forma de prepararla.
- 5**
  - a) ¿A qué se llama propiedades coligativas de las disoluciones?
  - b) Al añadir un soluto no volátil a una disolución, ¿aumenta o disminuye su temperatura de congelación?, ¿y su temperatura de ebullición?
- 6** Averigua la temperatura, a presión normal, a la que se congelaría 1 L de agua que contiene 100 g de alcohol etílico ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ).
 

**Datos:**  $K_{c\text{H}_2\text{O}} = 1,86 \text{ }^\circ\text{C kg/mol}$ ; masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16
- 7** Halla la masa molar de un alcohol si se sabe que 220 g del mismo disueltos en medio litro de agua hacen aumentar la temperatura de esta en  $4,97 \text{ }^\circ\text{C}$ .
 

**Datos:**  $K_{e\text{H}_2\text{O}} = 0,52 \text{ }^\circ\text{C kg/mol}$
- 8**
  - a) Describe el fenómeno de la ósmosis.
  - b) ¿A qué se llama disoluciones coloidales?

# Solución de la evaluación

- 1 a)** La densidad del ácido es  $1,8 \text{ g/cm}^3$ , y el volumen,  $5 \text{ cm}^3$ ; por tanto, la masa de ese ácido sulfúrico es:

$$m = \rho V = 1,8 \text{ g/cm}^3 \cdot 5 \text{ cm}^3 = 9,0 \text{ g}$$

No toda la masa es de ácido sulfúrico puro; tan solo lo son  $9,0 \text{ g} \cdot 90/100 = 8,1 \text{ g}$

$$\begin{aligned} \text{b) } M &= \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen (L) de disolución}} = \\ &= \frac{8,1 \text{ g}/98 \text{ g/mol}}{0,25} = 0,3 \text{ M} \end{aligned}$$

- 2 a)** Sabemos que  $m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa (kg) de disolvente}} =$

$$= \frac{4 \text{ g}/40 \text{ g/mol}}{0,1 \text{ kg}} = 1 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{b) } \text{Como } \chi_s &= \frac{n_s}{n_s + n_d} = \\ &= \frac{4 \text{ g}/40 \text{ g/mol}}{4 \text{ g}/40 \text{ g/mol} + 100 \text{ g}/18 \text{ g/mol}} = \\ &= \frac{0,1 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol} + 5,6 \text{ mol}} = 0,02 \end{aligned}$$

Por tanto, como  $\chi_s + \chi_d = 1$ , entonces

$$\chi_d = 1 - 0,02 = 0,98$$

- 3 a)** El proceso de disolución del cloruro de sodio en agua se debe a que las interacciones que se establecen entre el disolvente ( $\text{H}_2\text{O}$ ) y el soluto ( $\text{NaCl}$ ) superan a las que hay entre los iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$  en la red iónica. De este modo, las partículas de soluto abandonan las posiciones más o menos fijas que ocupaban en sus estructuras y se incorporan a la disolución. El proceso se denomina **hidratación**.

- b)** Se llama **solubilidad** de un soluto en un disolvente, a una temperatura dada, a la máxima cantidad en gramos de soluto que se pueden disolver a dicha temperatura en 100 g de disolvente. Se expresa en g de soluto/100 g de disolvente o en g/L.

- 4 a)** Los cambios en la temperatura y/o en la presión (para solutos gaseosos) pueden variar la solubilidad de la sustancia en un determinado disolvente. Normalmente, un aumento en la temperatura eleva la solubilidad de solutos sólidos (y la hace disminuir en solutos gaseosos), y un incremento en la presión favorece la solubilidad de gases en disolventes líquidos.

- b)** Es aquella en la que la cantidad de soluto de la disolución está por encima de la cantidad máxima admitida en esas condiciones de presión y temperatura.

Una manera de prepararla es saturar una disolución a una cierta temperatura y después reducir un poco y de forma lenta esa temperatura. Otra forma consiste en evaporar parte del disolvente.

- 5 a)** Son cuatro propiedades del disolvente (presión de vapor, punto de congelación, punto de ebullición y presión osmótica) que se ven afectadas por la concentración de soluto, pero no por su naturaleza.

- b)** El punto de congelación disminuye, y el de ebullición aumenta.

- 6** La ecuación que resuelve el problema es  $\Delta t_c = K_c m$ , o bien  $t_c - t' = K_c n_s / \text{masa (kg) de agua}$ . Hallamos el número de moles de soluto:

$$n_s = \frac{100 \text{ g}}{46 \text{ g/mol}} = 2,17 \text{ mol}$$

Entonces, la molalidad ( $m$ ) será:

$$m = \frac{n_s}{\text{masa (kg) de agua}} = \frac{2,17 \text{ mol}}{1 \text{ kg de agua}} = 2,17 \text{ mol/kg}$$

Sustituyendo, tenemos que:

$$0 \text{ }^\circ\text{C} - t' = 1,86 \text{ }^\circ\text{C kg/mol} \cdot 2,17 \text{ mol/kg}$$

$$t' = 0 \text{ }^\circ\text{C} - 1,86 \text{ }^\circ\text{C kg/mol} \cdot 2,17 \text{ mol/kg}$$

$$t' = 0 \text{ }^\circ\text{C} - 4 \text{ }^\circ\text{C} = -4 \text{ }^\circ\text{C}$$

- 7** Partiendo de la ecuación  $\Delta t_e = K_e m$ , o bien  $\Delta t_e = K_e n_s / \text{masa (kg) de disolvente}$ , se despeja:

$$\begin{aligned} n_s &= \frac{\Delta t_e \cdot \text{masa (kg) de agua}}{K_e} = \frac{4,97 \text{ }^\circ\text{C} \cdot 0,5 \text{ kg}}{0,52 \text{ }^\circ\text{C kg/mol}} = \\ &= 4,78 \text{ mol} \end{aligned}$$

Como  $n_s = \text{masa (g)}/\text{masa molar (g/mol)}$ :

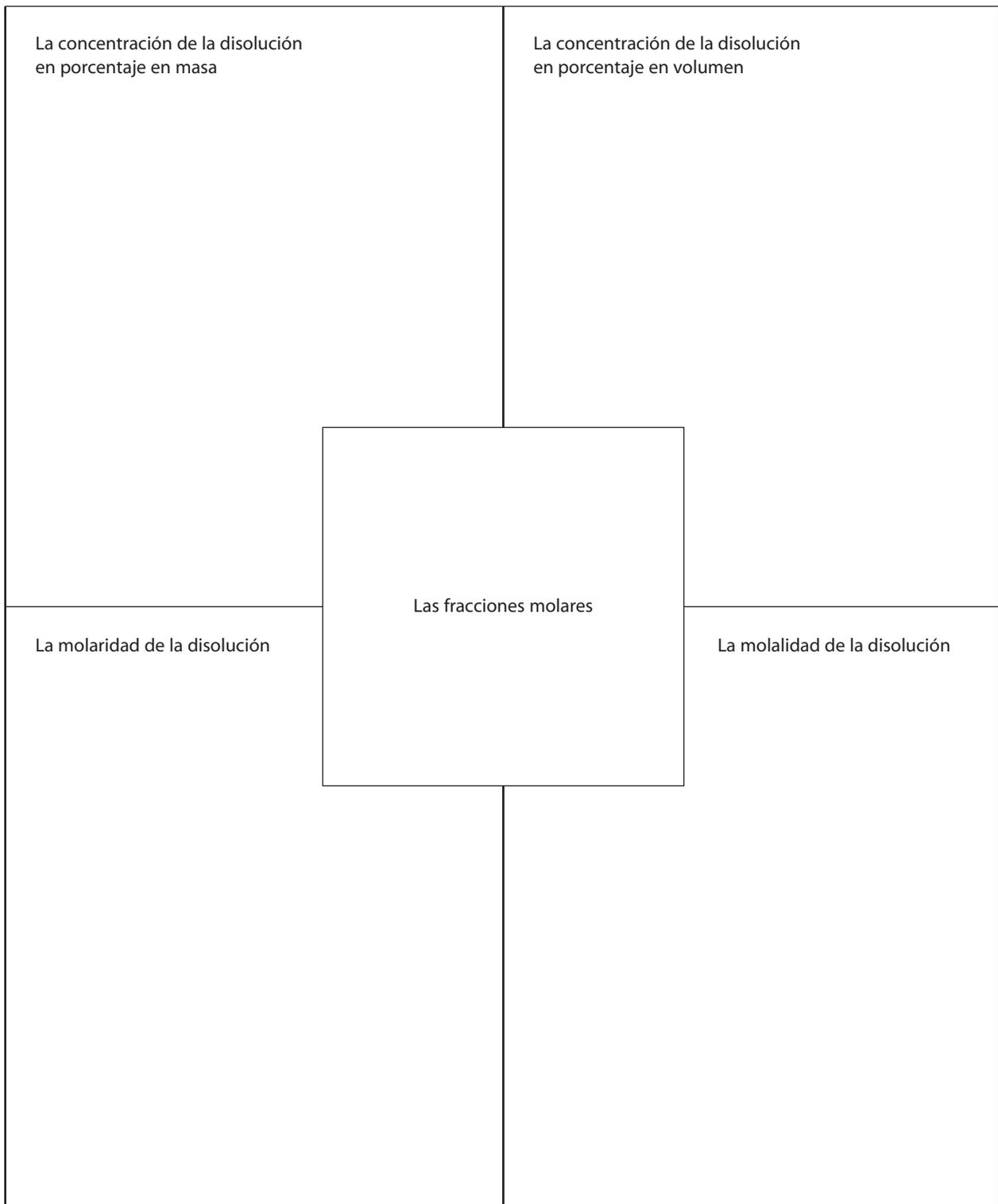
$$\begin{aligned} \text{masa molar del soluto} &= \frac{\text{masa (g)}}{n_s} = \frac{220 \text{ g}}{4,78 \text{ mol}} = \\ &= 46,0 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

- 8 a)** Se llama **ósmosis** el proceso por el cual se produce un paso de disolvente de una disolución menos concentrada a otra más concentrada cuando ambas están separadas solo por una membrana semipermeable. El paso de disolvente continúa hasta que las dos disoluciones equilibran sus concentraciones.

- b)** Son mezclas heterogéneas en las que las partículas del sólido son tan pequeñas que no sedimentan (a diferencia de las suspensiones) y que solo pueden reconocerse cuando reflejan y refractan la luz que incide sobre ellas; además, no pueden atravesar membranas, que únicamente son permeables al disolvente.

# 1. Cálculo de concentraciones

En un matraz aforado de 1/2 L de capacidad se echan 20 cm<sup>3</sup> de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> del 90 % y de 1,8 g/cm<sup>3</sup> de densidad y se completa con agua destilada hasta el enrase. Teniendo en cuenta que las masas atómicas son S = 32; O = 16; H = 1, calcula:



## 2. Normalidad

Es otra forma de expresar la concentración de una disolución. Se designa por la letra  $N$  y se define como el número de equivalentes-gramo de soluto que existen en 1 L de disolución.

$$N = \frac{\text{n.º de equivalentes-gramo de soluto}}{\text{volumen (L) de disolución}}$$

La unidad de la normalidad es el equivalente/L. También se expresa como  $x N$  (que se lee «x normal»).

Se entiende por equivalente-gramo la cantidad en gramos de soluto dividida entre la masa equivalente de dicho compuesto:

$$\text{equivalente-gramo} = \frac{m \text{ (g) de soluto}}{\text{masa equivalente}}$$

La masa equivalente de un compuesto se calcula dividiendo la masa molar del compuesto entre su valencia ( $v$ ):

$$\text{masa equivalente} = \frac{\text{masa molar}}{\text{valencia}} = \frac{M}{v}$$

La valencia es siempre un número entero y depende del compuesto: si se trata de un ácido, es el número de H que tiene; si es un hidróxido, es el número de OH, etcétera.

Existe una relación entre la normalidad y la molaridad que viene dada a través de la valencia:

$$N = Mv$$

### Actividades

- 1** Calcula la normalidad de una disolución formada por 10 g de NaOH disueltos en agua hasta formar 0,5 L de disolución. Datos: masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1
- 2** Halla la molaridad de la disolución anterior.
- 3** Se tiene una disolución 0,2 N de  $H_2SO_4$ ; ¿cuál es su molaridad?

## EXPERIMENTO

# 3. Preparación de disoluciones

Una de las operaciones más habituales en los laboratorios es la preparación de disoluciones de distintas clases y concentraciones, que posteriormente se usarán en diversos procesos químicos. En la preparación de una disolución desempeña un papel muy importante la exactitud en las medidas de las masas de los solutos sólidos o en las de los volúmenes de los solutos líquidos; por otra parte, es importante no sobrepasar la marca que indica, en el matraz aforado, el volumen total de la disolución.

## Objetivos

- Conocer la forma experimental de preparación de disoluciones con soluto sólido y con soluto líquido.
- Aprender a elaborar un informe sobre una práctica de laboratorio.

## Procedimiento

Con ayuda de los contenidos tratados en la unidad, diseña el guión de una práctica de laboratorio (título, objetivo, material necesario y procedimiento) que tenga como objetivo preparar estas dos disoluciones acuosas:

- Medio litro de disolución 0,5 M de NaOH, teniendo en cuenta que dispones de un NaOH puro.
- Un cuarto de litro de disolución 0,5 M de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , si dispones de un  $\text{H}_2\text{SO}_4$  del 96 % y  $\rho = 1,84 \text{ g/mL}$ .

Una vez diseñado el guión, llévalo a la práctica, es decir, prepara las dos disoluciones anteriores.

**Advertencia:** tanto el NaOH como el  $\text{H}_2\text{SO}_4$  son sustancias peligrosas; por ello, en la preparación de las disoluciones debes respetar todas las indicaciones de tu profesor.

## Cuestiones

- 1 ¿Puede utilizarse agua del grifo como disolvente para preparar las disoluciones? ¿Por qué?
- 2 En la preparación de la disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , ¿por qué es preferible medir el volumen necesario de este ácido que la masa del mismo?

## EXPERIMENTO

# 4. Cristalización

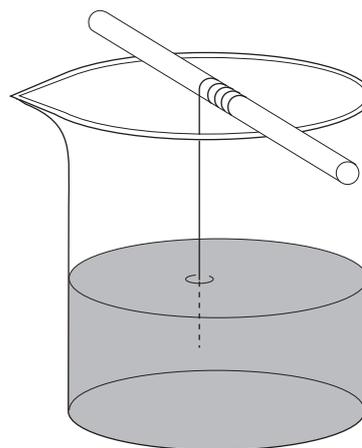
Algunos de vosotros todavía podéis creer, erróneamente, que una disolución sobresaturada puede conseguirse saturando una disolución y, a continuación, añadiendo algo más de soluto, que quedará en el fondo del recipiente. Las disoluciones sobresaturadas que proceden de solutos cuya solubilidad aumenta con la temperatura se consiguen saturando las disoluciones a una determinada temperatura y dejándolas luego enfriar lentamente. Comprobaremos cómo, a esa temperatura más baja, la cantidad de soluto supera la saturación y no se observa ningún precipitado. Bastará con agitarla, o introducir alguna semilla de cristalización, para que se separe el soluto en forma sólida.

## Objetivos

- Preparar una disolución sobresaturada.
- Observar un proceso completo de cristalización.

## Material necesario

- Dos vasos de 100 mL.
- Sulfato de cobre(II).
- Filtro y embudo.
- Agitador.
- Hilo de cobre (no demasiado fino).



## Procedimiento

1. Calienta unos 70 mL de agua, contenida en uno de los vasos de precipitado, hasta casi la ebullición.
2. Disuelve la mayor cantidad posible de sulfato de cobre(II) en esa agua caliente.
3. Fíltralo en el otro vaso y vuelve a calentar el filtrado, pero solo ligeramente.
4. Mientras tanto, arrolla un extremo del hilo de cobre al agitador y deja, colgando de este, una porción de hilo tal que casi alcance el fondo del vaso donde se va a introducir, como se observa en la figura.
5. Retira la disolución del fuego y coloca el agitador encima del vaso de tal forma que el hilo de cobre quede sumergido en la disolución sin tocar el fondo.
6. Aunque al cabo de unos minutos se forman los cristales, al día siguiente se observará la cristalización completa del  $\text{CuSO}_4$ .

## Cuestiones

- 1 Explica lo que sucede alrededor del hilo de cobre.

## 5. Los «absorbe-humedades» caseros

---

Si te fijas en la composición de esos «absorbe-humedades» que se venden para evitar los daños que produce el exceso de humedad en las casas (aparición de moho, etc.), comprobarás que, en su mayoría, se componen de cloruro de calcio ( $\text{CaCl}_2$ ). La razón es que tanto el  $\text{CaCl}_2$  como el  $\text{MgCl}_2$ , etc., al ser muy solubles en agua, tienden a absorber la que se encuentra en el aire. Por otro lado, y de acuerdo a la ley de Raoult, la película de disolución formada en sus superficies presentará una presión de vapor inferior a la del agua del aire y, al tender a igualarla, absorben más y más agua hasta que toda la sustancia termina por disolverse formando una solución clara y resistente a la evaporación. Se dice que estas sustancias son muy deliquescentes.

Otras sustancias deliquescentes son la sal común, porque, además de cloruro de sodio,  $\text{NaCl}$  (que no es deliquescente), lleva una cierta cantidad de  $\text{MgCl}_2$ ; el hidróxido de sodio,  $\text{NaOH}$ , sólido blanco que, además de absorber vapor de agua del aire, generando calor en el proceso de disolución, absorbe  $\text{CO}_2$  del propio aire, formando  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; el pentóxido de difósforo,  $\text{P}_2\text{O}_5$ , sólido amorfo que reacciona con el agua para formar ácido fosfórico, etcétera.

### Actividades

---

- 1 Define la palabra *deliquescente*.
- 2 Anota varios compuestos químicos que sean deliquescentes.
- 3 Explica el proceso por el que una sustancia sólida deliquescente termina por ser líquida.
- 4 El  $\text{NaOH}$ , además de deliquescente, es cáustico. Investiga el significado de este término químico.

## EXPERIMENTO

## 6. Descenso crioscópico

Es conocido que el punto de congelación de una disolución es menor que el del disolvente puro. El hecho de añadir un soluto no volátil a un disolvente volátil hace que disminuya el punto de congelación y, en su caso, el de fusión. Por ejemplo, en días de muchísimo frío y en los que la carretera está mojada, se echa sal para que el agua se congele a una temperatura menor.

### Objetivo

Comprobar que con una disolución salina disminuye el punto de fusión del agua sólida pura. Para ello se realizarán dos experimentos.

### Material necesario

2 vasos de precipitados pequeños, 2 cuerdas, sal, cubitos de hielo y agua.

### Procedimiento

1. Coge dos vasos pequeños e introduce un cubito de hielo en cada uno. Añade abundante sal en uno de ellos.
2. Coge dos cuerdas, mójalas con agua y embadurna una de ellas de sal. Ata con cada una de las cuerdas un cubito de hielo (figura 3.19).



### Cuestiones

- 1 ¿Cuál de los dos cubitos se funde antes? ¿Por qué?
- 2 ¿Qué sucede cuando se intenta atar los cubitos de hielo?

## EXPERIMENTO

# 7. Ósmosis

El fenómeno de la ósmosis desempeña un papel muy importante en los procesos naturales que tienen lugar en los seres vivos, por ejemplo en aquellos que suponen un intercambio de sustancias entre estos y el medio que los rodea. Ahora bien, para ello es condición necesaria que la membrana semipermeable que los separa permita el paso a la disolución de las moléculas de disolvente de menor tamaño, al tiempo que impide el paso a las moléculas de soluto que tengan mayor tamaño.

## Objetivo

Estudiar experimentalmente el fenómeno de ósmosis.

## Material necesario

2 vasos altos, 2 zanahorias, sal, azúcar y agua.

## Procedimiento

1. Llena dos vasos altos de agua del grifo y añade a uno de ellos una cucharada sopera de sal. Introduce una zanahoria en cada uno de los vasos (las dos zanahorias deben ser de parecido tamaño). Espera 24 horas. Transcurrido ese tiempo observa y anota los resultados.
2. Añade otra cucharada de sal al recipiente que contiene el agua salada. Espera otras 24 horas y observa y anota los resultados.
3. Repite el experimento, pero empleando como soluto, en lugar de sal, azúcar (calienta un poco el agua para que el azúcar se disuelva bien).



## Cuestiones

- 1 Explica por qué pierde consistencia la zanahoria introducida en la disolución.
- 2 ¿Qué relación hay entre la cantidad de soluto que contiene la disolución y la pérdida de consistencia de la zanahoria?
- 3 ¿Cómo interpretas lo que ocurre al emplear azúcar como soluto en lugar de sal?

## 8. Disoluciones salinas

El agua de mar posee una concentración salina media de 35 g/L y una composición prácticamente constante. La evaporación de esta agua permite la formación de salmueras: disoluciones iónicas altamente concentradas. Cuando, a su vez, el agua de la salmuera se evapora y la concentración de los iones rebasa un cierto valor, precipitan diversos minerales de gran interés económico: la *halita* (cloruro de sodio); la *trona*, el *natrón* y la *termonatrita* (carbonatos de sodio); la *mirabilita* y la *thenardita* (sulfatos de sodio); la *hexahidrita* y la *epsomita* (sulfatos de magnesio); el *bórax* y la *ulexita* (boratos), y otros como el *yeso* (sulfato de calcio dihidratado) y la *anhidrita* (sulfato de calcio). La halita, el yeso y la anhidrita se emplean en la industria (química, textil y alimentaria), en metalurgia y en la construcción.

Estos minerales se explotan en las salinas artificiales en régimen de cosecha. Para ello, en un circuito en espiral de gran longitud, compartimentado en balsas, se introduce por un extremo el agua marina. Así, a lo largo de la espiral se genera un gradiente de salinidad en el que van precipitando, de manera secuencial, el carbonato de calcio, el yeso y la halita.

La formación de estos minerales también se produce en medios continentales, siempre que se den las condiciones adecuadas de aridez y de aislamiento (para evitar una nueva dilución). Las cuencas intramontañosas constituyen el lugar idóneo para el desarrollo de lagos salinos. Además, las formaciones de halita que se hallen entre los 500 m y los 1 000 m de profundidad pueden convertirse en buenos almacenes subterráneos de hidrocarburos o de residuos radiactivos. Al carácter impermeable y autosellante de la sal común hemos de sumar su gran estabilidad y la relativa facilidad de transformación del macizo rocoso salino (la cavidad se construye por disolución controlada desde la superficie). Ello hace que este tipo de almacenamiento resulte menos caro que los superficiales, menos peligroso (al estar alejados de posibles comburentes) y menos dañino para el entorno.

### Actividades

- 1 Sabiendo que la densidad media del agua de mar es  $1,025 \text{ g/cm}^3$ , calcula la concentración salina media en porcentaje en masa. Nota: el otro dato que necesitas lo puedes encontrar en el texto.
- 2 ¿Qué es la salmuera?
- 3 ¿Qué son la halita, el yeso y la anhidrita?

# SOLUCIONES DE LAS ACTIVIDADES DEL MATERIAL FOTOCOPIABLE

## 1. Cálculo de concentraciones

En primer lugar hallamos la masa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  comercial:

$$m = \rho V = 1,8 \text{ g/cm}^3 \cdot 20 \text{ cm}^3 = 36 \text{ g}$$

La masa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puro será:  $36 \text{ g} \cdot 90/100 = 32,4 \text{ g}$

La cantidad en mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puro es:

$$n = 32,4 \text{ g}/98 \text{ g/mol} = 0,33 \text{ mol}$$

El volumen de soluto es  $V_{\text{soluto}} = 20 \text{ cm}^3$ , y el de disolvente,

$$V_{\text{disolvente}} = 500 \text{ cm}^3 - 20 \text{ cm}^3 = 480 \text{ cm}^3$$

La masa de disolvente es:  $m_{\text{disolvente}} = 480 \text{ g}$

La cantidad de disolvente en mol es:

$$n_{\text{disolvente}} = 480 \text{ g}/18 \text{ g/mol} = 26,7 \text{ mol}$$

La masa de la disolución es:  $m_{\text{disolución}} = 480 \text{ g} + 36 \text{ g} = 516 \text{ g}$

$$\text{porcentaje (\%)} \text{ en masa} = \frac{32,4 \text{ g}}{516 \text{ g}} \cdot 100 = 6,3 \%$$

$$\text{porcentaje (\%)} \text{ en volumen} = \frac{20 \text{ cm}^3}{500 \text{ cm}^3} \cdot 100 = 4 \%$$

$$\text{molaridad} = \frac{0,33 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,66 \text{ mol/L}$$

$$\text{molalidad} = \frac{0,33 \text{ mol}}{0,480 \text{ kg}} = 0,69 \text{ mol/kg}$$

$$\chi_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{0,33 \text{ mol}}{0,33 \text{ mol} + 26,7 \text{ mol}} = 0,012$$

$$\chi_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - 0,012 = 0,99$$

## 2. Normalidad

1 La valencia del NaOH es 1.

Masa equivalente de NaOH:  $M/v = 40 \text{ g}/1 = 40 \text{ g}$

Equivalentes-gramo de NaOH existentes en la disolución:  $10 \text{ g}/40 \text{ g} = 0,25 \text{ g}$

Calculamos la normalidad:  $N = 0,25 \text{ g}/0,5 \text{ L} = 0,5 \text{ N}$

2 Podemos realizar el cálculo de dos formas:

a) Aplicando la definición de molaridad:

$$M = n^\circ \text{ moles de soluto}/V \text{ (L) de la disolución} = 10 \text{ g}/40 \text{ g (mol)}/0,5 \text{ L} = 0,25 \text{ mol}/0,5 \text{ L} = 0,5 \text{ M}$$

b) A partir de la relación existente entre ambas formas:

$$N = Mv; M = N/v = 0,5/1 = 0,5 \text{ M}$$

3 Aplicando la relación existente entre ambas formas:

$N = Mv; M = N/v$ ; como la valencia de este ácido es 2 (número de hidrógenos que tiene), tenemos:

$$M = 0,2/2 = 0,1 \text{ M}$$

## 3. Preparación de disoluciones

1 No, pues estaríamos introduciendo diversas sales en cada una de las disoluciones (las que lleva disueltas el agua del grifo); se debe utilizar siempre agua destilada.

2 Porque el error cometido al medir volúmenes pequeños (en pipetas adecuadas) es inferior al que se comete al medir masas pequeñas (en balanzas electrónicas).

## 4. Cristalización

1 Se forman cristales de sulfato de cobre(II),  $\text{CuSO}_4$ , ya que el hilo actúa como semilla de precipitación en la disolución sobresaturada.

## 5. Los «absorbe-humedades» caseros

1 Término que se aplica a las sustancias químicas que absorben el vapor de agua existente en el aire.

2 Ejemplos de sustancias deliquescentes son  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ , etcétera.

3 De acuerdo con la ley de Raoult, la película de disolución formada en la superficie del sólido deliquescente presenta una presión de vapor inferior a la del agua del aire y, al tender a igualarla, absorbe más y más agua, hasta que toda la sustancia termina por disolverse formando una solución clara y resistente a la evaporación.

4 En química se emplea el término *cáustico* para referirse a los productos que son muy corrosivos para los tejidos animales (por ejemplo, la piel) y produce lesiones similares a las de una quemadura. Pueden ser tanto ácidos ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ...), como hidróxidos ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ...) o sales ( $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{NaClO}$ ...). Muchos de ellos son utilizados como productos de limpieza.

## 6. Descenso crioscópico

1 Se fundirá antes el cubito que tienes sal. Esta es muy soluble en agua y parte de ella comienza a disolverse en el agua que moja el hielo, formándose una disolución saturada que, por su menor presión de vapor, no puede estar en equilibrio con el hielo. Entonces se funde hielo para diluir la disolución (como la fusión necesita consumir energía, la temperatura desciende); al derretirse más hielo, se disuelve más sal y se alcanza la saturación, con lo que el proceso vuelve a repetirse. De esta forma, la sal va fundiendo el hielo.

2 La cuerda mojada en el agua queda pegada al cubito de hielo; pero la mojada en agua salda resbala y no se sujeta al cubito (se debe a que la sal se solubiliza en la capa de agua que moja el hielo; entonces, por lo apuntado en la cuestión anterior, se funde más hielo y la cuerda sigue resbalando).

## 7. Ósmosis

1 La zanahoria introducida en el vaso con la disolución salina pierde consistencia porque sale agua de su interior mediante el proceso de ósmosis.

2 A mayor cantidad de soluto, mayor es la pérdida de consistencia de la zanahoria. Esto demuestra que la presión osmótica depende de la concentración de la disolución.

3 El azúcar es un soluto no iónico, por lo que el fenómeno de ósmosis es algo más acusado.

## 8. Disoluciones salinas

1 En el texto se afirma que la concentración salina media del agua de mar es de 35 g/L, es decir, que el agua marina contiene 35 g de sal por cada litro de disolución.

Si la densidad del agua de mar es de  $1,025 \text{ g/cm}^3$ , y como  $\rho = m/V$ , entonces la masa que corresponde a 1 L de agua de mar será:

$$m = \rho V = 1,025 \text{ g/cm}^3 \cdot 1\,000 \text{ cm}^3 = 1\,025 \text{ g}$$

El % en masa lo calculamos con la siguiente fórmula:

$$\% \text{ en masa} = (\text{masa de soluto}/\text{masa de disolución}) \cdot 100$$

$$\% \text{ en masa} = (35 \text{ g}/1\,025 \text{ g}) \cdot 100 = 3,4 \%$$

- 2** Es el residuo líquido, altamente concentrado en iones, que se produce cuando se deja evaporar gran cantidad de agua de mar o de agua de interior muy rica en sales.
- 3** Son minerales de cloruro de sodio, sulfato de calcio dihidratado y sulfato de calcio deshidratado, respecti-

vamente. Se obtienen de los precipitados formados cuando se evapora toda el agua que contiene la salmuera. Se utilizan en la industria alimentaria y en la construcción.