



















- 16 ¿Por qué cuando hace mucho frío se echa sal sobre las placas de hielo?

La sal es muy soluble en agua y parte de ella comienza a disolverse en el agua que moja al 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. Para una concentración de sal de 22,4 %, la temperatura puede descender hasta  $-21^{\circ}\text{C}$ .

- 17 Calcula el ascenso ebulloscópico que sufre 1 kg de agua cuando se disuelven en él 342 g de sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ).

342 g de  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  es justo 1 mol, por tanto:

$$\Delta T_e = K_e m = \frac{0,52^{\circ}\text{C} \frac{\text{kg}}{\text{mol}} \cdot 1 \text{ mol}}{1 \text{ kg}} = 0,52^{\circ}\text{C}$$

- 18 ¿Sería también  $0,52^{\circ}\text{C}$  el ascenso ebulloscópico si en 1 kg de agua disolviéramos 1 mol de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ )? ¿Y 1 mol de urea ( $\text{CON}_2\text{H}_4$ )?

Sí, ya que como en los tres casos se trata de 1 mol de soluto, y hay la misma cantidad de disolvente y este es el mismo, el resultado de la ecuación es idéntico en los tres casos. Por tanto, la propiedad coligativa no depende de la naturaleza del soluto sino de su concentración (como se explicó en el Libro del alumno).

- 19 ¿A qué temperatura hierve una disolución formada por 9,2 g de glicerina,  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ , y 100 g de agua a presión normal?

Hallamos la masa molar del soluto: 92 g/mol.

Como la cantidad disuelta ha sido de 9,2 g; se ha disuelto 0,1 mol de glicerina.

Sustituimos en la ecuación:

$$\Delta T_e = K_e m; \Delta T_e = \frac{0,52^{\circ}\text{C} \frac{\text{kg}}{\text{mol}} \cdot 0,1 \text{ mol}}{0,1 \text{ kg}} = 0,52^{\circ}\text{C}$$

Como  $\Delta T_e = T' - T_e \Rightarrow$

$$\Rightarrow T' = \Delta T_e + T_e = 100^{\circ}\text{C} + 0,52^{\circ}\text{C} = 100,52^{\circ}\text{C}$$

- 20 ¿Por qué te deshidratas si bebes agua de mar? Para contestar, puedes buscar información Internet.

Beber agua de mar ocasionaría, por ósmosis, una pérdida de este preciado líquido en nuestros tejidos: cuanta más agua bebemos, más agua perderemos. Es la paradoja de la deshidratación por beber en exceso agua... de mar.

- 21 Trata de explicar por qué la presión osmótica aumenta al incrementarse la temperatura de la disolución.

La causa es que afecta al número de colisiones (por unidad de tiempo) del disolvente con la membrana semipermeable. Un aumento de temperatura incrementa el número de colisiones y, por tanto, la presión.

- 22 ¿Por qué las inyecciones intravenosas deben ser isotónicas con el suero sanguíneo?

Si la presión osmótica de la inyección fuese inferior, los glóbulos rojos se hincharían al pasar agua a su interior por ósmosis y podrían estallar (hemólisis). Si fueran las inyecciones hipertónicas, los glóbulos rojos se arrugarían (plasmólisis), al salir agua de su interior.

- 23 Clasifica los siguientes sistemas como disoluciones, suspensiones o disoluciones coloidales: pegamento, espuma de cerveza, crema batida, calima atmosférica, agua marina, refresco transparente, queso, gelatina, tinta china y una mezcla de agua y alcohol.

Suspensiones: zumo de frutas, calima atmosférica y barro.

Disoluciones coloidales: (del griego *kolla*, pegamento, y *eid* es, con aspecto de) pegamento, espuma de cerveza, crema batida, queso, gelatina, tinta china.

Disoluciones verdaderas: agua marina, refresco transparente y agua con alcohol.

## SOLUCIÓN DE LAS ACTIVIDADES QUÍMICA, TECNOLOGÍA Y SOCIEDAD (página 74)

### DESALINIZACIÓN DEL AGUA DEL MAR; UN RETO PARA EL SIGLO XXI

Quando el agua escasea, siempre se piensa en el agua de los océanos, pero antes hay que desalinizarla. Aquí se muestran algunas técnicas para conseguirlo.

### Análisis

- 1 Responde a las siguientes preguntas: ¿Qué es la salmuera? ¿En qué consiste la ósmosis inversa?

La salmuera es el líquido sobrante de los procesos desalinizadores, contiene una gran cantidad de sal y con frecuencia se trata con objeto de obtener los minerales que contiene.

La osmosis inversa consiste en obligar al agua de mar, utilizando una presión suficientemente elevada, a pasar a través de una membrana semipermeable. Entonces se consigue un movimiento de agua (prácticamente pura) desde el lado de la disolución (que se irá concentrando en sales) hasta el otro lado de la membrana.

- 2 ¿Crees que la desalinización del agua de mar tiene futuro?

RESPUESTA LIBRE.

- 3 ¿Qué efectos medioambientales producen las técnicas utilizadas para desalinizar el agua del mar? Se te ocurre alguna medida para mitigarlos.

La dificultad para eliminar la salmuera y el resto de los residuos, los productos químicos que se utilizan como aditivos contra las incrustaciones y la corrosión, el impacto visual en el paisaje, el ruido producido y la emisión de gases de efecto invernadero como consecuencia de la energía aportada.

### Propuesta de investigación

- 4 Busca información en Internet y elabora un informe para exponerlo en clase sobre los últimos avances en desalinización del agua de mar, los países que más utilizan las plantas desalinizadoras, así como los efectos medioambientales que tales procesos producen.

RESPUESTA LIBRE.

## SOLUCIÓN DE LAS ACTIVIDADES TÉCNICAS DE TRABAJO Y EXPERIMENTACIÓN (página 75)

### Práctica de laboratorio: PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

El objetivo de esta práctica es conocer la forma experimental de preparación de una disolución de soluto sólido.

### Cuestiones

- 1 ¿Qué deberías hacer si en el último paso viertes una cantidad de agua superior a la que marca el enrase? ¿Sería una solución quitar el exceso de agua?

Habría que vaciar la preparación y empezar de nuevo, ya que no sería una solución quitar el exceso de agua pues se llevaría consigo parte del soluto, de forma que la disolución resultante ya no sería 2 M.

- 2 Si el soluto, en lugar de sólido, fuera líquido y no dispusieras de balanza, ¿cómo prepararías la disolución? ¿Y

qué harías si el soluto líquido disponible no fuera puro al 100%?

Calcularía el número de gramos de soluto líquido necesario (de la misma forma que si el soluto fuera sólido) y después, con ayuda de la densidad de dicho soluto líquido, averiguaría el correspondiente volumen, volumen que añadiría al matraz aforado utilizando una bureta.

Si el soluto líquido disponible no fuera puro al 100%, después de calcular el número de gramos del mismo, averiguaría, empleando una simple proporción, el equivalente número de gramos de soluto impuro (siempre sería una cantidad superior a la de soluto puro), luego se continuaría como se ha explicado anteriormente.

- 3 Elabora un informe de la práctica.

RESPUESTA LIBRE.

## SOLUCIONES DE ACTIVIDADES Y TAREAS (páginas 78/79)

### Disolución. Tipos de disoluciones

- 1 Explica las diferencias entre soluto, disolvente, disolución y concentración de una disolución.

Una disolución verdadera es una mezcla homogénea de sustancias puras donde las partículas disueltas son iones, moléculas aisladas o agrupaciones muy pequeñas de ellos, por lo que no sedimentan aunque empleemos potentes máquinas centrifugadoras. El disolvente es el medio en el cual los solutos se disuelven. Los solutos suelen ser iones o moléculas y, frecuentemente, se encuentran en proporción menor que el disolvente. Se llama concentración de una disolución a la relación existente entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolvente o disolución.

- 2 Pon un ejemplo de disolución en la que el disolvente sea gaseoso y el soluto sólido o líquido.

Las disoluciones en las que el disolvente es gaseoso y el soluto sólido o líquido son las disoluciones coloidales. Las partículas de la fase dispersa (similar al soluto en las disoluciones verdaderas) son bastante pequeñas, por lo que la precipitación es despreciable; sin embargo, son bastante grandes como para que dispersen la luz al atravesar el coloide. Ejemplos de estas disoluciones son la niebla, el humo o el aire con polvo o virus.

### El proceso de disolución

- 3 Explica el proceso por el cual los solutos se disuelven en los disolventes.

El proceso de disolución sucede cuando las atracciones soluto-soluto y las disolvente-disolvente son relativamente pequeñas, y las atracciones disolvente-soluto, relativamente grandes. Solo así las partículas de soluto abandonarán sus posiciones más o menos fijas en sus antiguas estructuras y se incorporarán a la disolución.

- 4 ¿Cuál es la diferencia entre solvatación e hidratación?

El proceso de disolución se llama solvatación cuando el disolvente no es el agua, e hidratación si el disolvente es el agua.

- 5 ¿Por qué, en general, los líquidos y los gases se disuelven mejor que los sólidos?

Las interacciones soluto-soluto son más fuertes en los sólidos que en los líquidos y gases, y estas interacciones pueden llevar al soluto hidratado, si es sólido, a la fase cristalina, por lo que los sólidos se disuelven peor.

- 6 Indica qué interacciones (soluto-soluto, disolvente-disolvente y soluto-disolvente) son más determinantes para realizar las siguientes operaciones:

- Disolver un sólido en un disolvente líquido.
- Disolver un líquido en un disolvente líquido.
- Disolver un gas en un disolvente líquido.
  - Las interacciones soluto-soluto.
  - Las interacciones soluto-disolvente.
  - Las interacciones soluto-disolvente.

### Concentración de una disolución

- 7 Define molaridad y molalidad.

La molaridad de una disolución expresa los moles de soluto existentes en 1 L de disolución. La molalidad expresa los moles de soluto existentes en 1 kg de disolvente.

- 8 ¿Por qué la fracción molar no tiene unidades?

Porque numerador y denominador tienen las mismas unidades.

- 9 Se disuelven 10 g de sacarosa en 250 g de agua. Indica la concentración de la disolución en:

- Masa (g) soluto/100 g de disolvente.
- Masa (g) de soluto/100 g de disolución.

$$\text{a) } \frac{10 \text{ g de soluto}}{250 \text{ g de disolvente}} = \frac{x \text{ g de soluto}}{100 \text{ g de disolvente}};$$

$$x = 4 \text{ g de soluto}$$

$$\text{b) } \frac{10 \text{ g de soluto}}{260 \text{ g de disolvente}} = \frac{x \text{ g de soluto}}{100 \text{ g de disolvente}};$$

$$x = 3,85 \text{ g de soluto}$$

- 10 El agua de mar contiene un 2,8% de cloruro de sodio, NaCl, y tiene una densidad de 1,02 g/cm<sup>3</sup> a una cierta temperatura. Calcula el volumen de agua de mar necesario para obtener 1 kg de NaCl.

$$\frac{2,8 \text{ g de NaCl}}{100 \text{ g de disolución}} = \frac{1000 \text{ g de NaCl}}{x \text{ g de disolución}};$$

$$x = 35714,3 \text{ g de disolución}$$

$$V = \frac{m}{\rho}; V = \frac{35714,3 \text{ g}}{1,02 \text{ g/cm}^3} = 35014 \text{ cm}^3 = 35 \text{ L}$$

- 11 Se prepara una disolución con 5 g de NaOH en 25 g de agua destilada. Si el volumen final es de 27,1 cm<sup>3</sup>, calcula la concentración de la disolución en:

- Porcentaje en masa
- Masa (g) por litro.
- Molaridad.
- Molalidad.

- a) Concentración en porcentaje (%) en masa:

$$\left( \frac{\text{g de soluto}}{30 \text{ g de disolución}} \right) \cdot 100 = 16,7\%$$

- b) Concentración en g/L:

$$\frac{5 \text{ g de soluto}}{0,0271 \text{ L de disolución}} = 184,5 \text{ g/L}$$

- c) Hallamos, primero, los moles:

$$n = \frac{5 \text{ g de soluto}}{40 \text{ g/mol}} = 0,125 \text{ mol}$$

$$M = \frac{n_s}{V \text{ (L) de disolución}} =$$

$$= \frac{0,125 \text{ mol}}{0,0271 \text{ L de disolución}} = 4,6 \text{ mol/L}$$

d) Molalidad:

$$m = \frac{n_s}{\text{masa (kg) de disolvente}} = \frac{0,125 \text{ mol}}{0,025 \text{ kg de disolvente}} = 5 \text{ mol/kg}$$

12) Calcula la fracción molar del soluto del problema anterior.

Calculamos los moles de soluto y disolvente:

$$n_{\text{NaOH}} = 0,125 \text{ mol y } n_{\text{agua}} = 1,389 \text{ mol}$$

Aplicando la expresión de la fracción molar:

$$\chi_{\text{NaOH}} = \frac{\chi_{\text{NaOH}}}{\chi_{\text{NaOH}} + \chi_{\text{agua}}} = \frac{0,125}{0,125 + 1,389} = 0,083$$

13) En 100 cm<sup>3</sup> de una disolución de ácido clorhídrico, HCl, hay 6 g de dicho ácido. Determina:

a) La cantidad de esta sustancia en mol.

b) La molaridad de la disolución.

$$a) n_{\text{HCl}} = \frac{6 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 0,16 \text{ mol}$$

$$b) M = \frac{0,16 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 1,6 \text{ mol/L}$$

14) ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico puro, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, contienen 100 cm<sup>3</sup> de disolución 0,2 M de dicho ácido?

$$M = \frac{n}{V}; n = MV = 0,2 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,02 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Como:

$$\frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} = \frac{0,02 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{x \text{ g de H}_2\text{SO}_4}$$

Entonces:

$$x = 1,96 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

15) Para preparar la disolución del ejercicio anterior disponíamos de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> comercial al 96 % y  $\rho = 1,84 \text{ g/cm}^3$ . Calcula el volumen de ácido que hubo que incluir para obtener los 100 cm<sup>3</sup> de disolución 0,2 M.

Si el ácido es del 96 %, por cada 100 g de ácido comercial, 96 g son de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; por tanto: x g de ácido comercial contendrán 1,96 g puros.

Si resolvemos la relación:

$$x = 2,04 \text{ g de ácido comercial}$$

Así:

$$V = \frac{m}{\rho}; V = \frac{2,04 \text{ g}}{1,84 \text{ g/cm}^3} = 1,1 \text{ cm}^3$$

16) Halla la cantidad, en gramos, de nitrato de potasio, KNO<sub>3</sub>, y agua destilada necesarios para preparar un volumen de 250 cm<sup>3</sup> de disolución al 20 %. Dato: densidad de la disolución = 1,2 g/cm<sup>3</sup>

Sabemos que

$$m = \rho V; m = 1/2 \text{ g/cm}^3 \cdot 250 \text{ cm}^3 = 300 \text{ g de disolución}$$

Si la disolución es al 20% y deseamos averiguar los gramos de ácido nítrico, aplicamos la siguiente relación:

$$\frac{20 \text{ g de soluto}}{100 \text{ g de disolución}} = \frac{x \text{ g de soluto}}{300 \text{ g de disolución}};$$

$$x = 60 \text{ g de KNO}_3$$

Por tanto, 240 g son de agua destilada.

17) Partiendo de una disolución 2 M de ácido nítrico, HNO<sub>3</sub>, indica cómo prepararías 1 L de otra disolución del mismo ácido, pero de concentración 1 M.

Si se desea preparar 1 L de disolución 1 M, son necesarios:

$$n = MV = 1 \text{ mol/L} \cdot 1 \text{ L} = 1 \text{ mol}$$

Al disponer de otra disolución 2 M, debemos sacar un volumen de:

$$V = \frac{n}{M} = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ mol/L}} = 0,5 \text{ L}$$

Este volumen lo echaríamos en un matraz aforado de 1 L y completaríamos con agua destilada (1/2 L).

18) Tomamos 10 mL de ácido sulfúrico comercial al 96 % y densidad 1,84 g/cm<sup>3</sup>, y lo añadimos, con precaución, a un matraz de 0,5 L lleno hasta la mitad de agua destilada. Agitamos la mezcla y vertemos más agua destilada, hasta el nivel de 0,5 L. Indica la molaridad y la molalidad de la disolución así preparada.

Transformamos los 10 mL de ácido comercial en gramos:

$$m = \rho V; m = 1,84 \text{ g/cm}^3 \cdot 10 \text{ cm}^3 = 18,4 \text{ g de ácido comercial}$$

Para calcular los gramos de ácido puro, hallamos el 96 % de esa cantidad:

$$18,4 \text{ g} \cdot \frac{96}{100} = 17,66 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}$$

Los moles serán:

$$n = \frac{17,66 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0,18 \text{ mol}$$

Entonces:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,18 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,36 \text{ mol/L}$$

$$m = \frac{n_s}{\text{masa (kg) de disolvente}} = \frac{0,18 \text{ mol}}{0,49 \text{ kg}} = 0,37 \text{ mol/kg}$$

19) Queremos preparar 2 L de disolución de HCl, 0,5 M. Calcula el volumen de HCl comercial al 37,5 % y  $\rho = 1,19 \text{ g/cm}^3$  que debemos añadir al matraz aforado, así como la cantidad de agua destilada necesaria para completar el volumen de disolución.

Calculamos los moles de HCl necesarios:

$$n = MV = 0,5 \text{ mol/L} \cdot 2 \text{ L} = 1 \text{ mol}$$

Calculamos los gramos de HCl necesarios:

$$1 \text{ mol} = 36,5 \text{ g}$$

Como el HCl disponible es del 37,5 %, tendremos:

$$36,5 \cdot \frac{100}{37,5} = 97,3 \text{ g de ácido comercial}$$

Pasados a unidades de volumen:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{97,3 \text{ g}}{1,19 \text{ g/cm}^3} = 81,8 \text{ cm}^3$$

La cantidad de agua destilada necesaria para completar el volumen de disolución será:

$$2000 \text{ cm}^3 - 81,8 \text{ cm}^3 = 1918,2 \text{ cm}^3$$

- 20** Mezclamos 400 mL de una disolución 0,5 M de hidróxido de amonio,  $\text{NH}_4\text{OH}$ , con 100 mL de una disolución 2 M de la misma sustancia. ¿Qué molaridad tendrá la disolución resultante?

Calculamos los moles existentes en cada una de las disoluciones y sumamos:

$$n_1 = M_1 V_1 = 0,5 \text{ mol/L} \cdot 0,4 \text{ L} = 0,2 \text{ mol de } \text{NH}_4\text{OH}$$

$$n_2 = M_2 V_2 = 2 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,2 \text{ mol de } \text{NH}_4\text{OH}$$

entonces:

$$n_1 + n_2 = 0,4 \text{ mol de } \text{NH}_4\text{OH}$$

La molaridad es:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,4 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,8 \text{ M}$$

## Solubilidad

- 21** Define solubilidad e indica sus unidades.

Se denomina solubilidad de una sustancia en un determinado disolvente y a una determinada temperatura a la concentración de su disolución saturada. Es decir, representa la máxima cantidad de soluto que, a una determinada temperatura, puede disolverse en una cantidad fija de disolvente.

La solubilidad suele expresarse en masa (g) de soluto/100 g de disolvente, o en masa (g) de soluto/1 L de disolvente.

- 22** Indica qué factores hacen variar la solubilidad de una sustancia.

La temperatura (para solutos sólidos, líquidos y gaseosos) y la presión (para solutos gaseosos).

- 23** ¿Cómo se puede preparar una disolución para que se considere sobresaturada?

Saturando una disolución a una determinada temperatura y después disminuyendo esta (en los casos de solutos cuya solubilidad aumenta con la temperatura). También, saturando una disolución y a continuación evaporando parte del disolvente.

- 24** ¿Por qué conviene pulverizar los solutos sólidos y agitados en el seno de la disolución?

Para que se disuelva antes, ya que al pulverizar aumenta el área superficial del soluto y, por tanto, se eleva el número de iones o moléculas de disolvente que entran en contacto y colisionan con él; al agitar, impedimos que la disolución se sature alrededor de los cristales de soluto.

- 25** Comenta las siguientes afirmaciones:

- A temperatura constante no hay límite para la cantidad de sal que se puede disolver en un litro de agua.
  - Una disolución saturada es aquella que contiene la mayor cantidad posible de soluto.
  - Una disolución puede ser saturada y diluida al mismo tiempo.
- Es falsa, dado que sí existe límite en la cantidad de soluto que un disolvente puede admitir.
  - No es del todo correcta ya que falta especificar: a una determinada temperatura. Si el soluto es un gas, también influye la presión.
  - Si definimos disolución diluida como aquella que se encuentra lejos de la saturación, entonces la afirmación sería falsa. Pero si la definimos como la que contiene muy poco soluto respecto a la cantidad existente de disolvente, entonces podría ser cierta si el soluto es poco soluble en el disolvente.

- 26** Cuando el aire está saturado de vapor de agua, se dice que la humedad relativa es del 100 %. ¿A qué se debe la sensación de malestar (calor pegajoso) que experimentamos en un día caluroso de verano

La evaporación del sudor consume calor de la superficie de nuestro cuerpo y produce enfriamiento. Si el aire se encuentra saturado de vapor de agua difícilmente se producirá la evaporación del sudor, con lo que notamos una «atmósfera pesada».

- 27** ¿Cómo explicas la sensación de alivio producida por un ventilador en un día asfixiante de verano?

El aire en contacto con nuestra piel rápidamente se satura de humedad y, en consecuencia, la evaporación se paraliza. El ventilador reparte la humedad por toda la habitación y restablece la evaporación del sudor.

- 28** El fenómeno de *El Niño* es una corriente marina cálida en el océano Pacífico. Una de sus consecuencias al llegar a las frías costas peruanas, pobladas de peces, es que las embarcaciones que allí faenan izan sus redes vacías. ¿A qué crees que se debe esto?

La ausencia de peces se debe a que, al aumentar la temperatura, disminuye la solubilidad del oxígeno disuelto en ella.

- 29** Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «Aunque se le considera como una impureza del aire, sin el polvo no habría nubes ni lluvia».

Verdadera. Las partículas de polvo sirven de «semillas» para la condensación del vapor de agua. Sin el polvo, cuando el aire se sobresatura de vapor de agua, esta se depositaría sobre la superficie de cualquier objeto.

- 30** Indica en cuál de estas dos situaciones resulta más dulce un café y por qué:

- A uno frío se le añade un terrón de azúcar y no se agita.

- A uno caliente se le añade azúcar en polvo y se agita.

Un café resultará más dulce siempre en la situación **b)**, ya que el calor aumenta la solubilidad del azúcar. Al triturar el azúcar y al agitar, lo que hacemos es aumentar la velocidad de disolución, pero no la solubilidad del azúcar.

## Propiedades coligativas

**31** ¿Por qué disminuye la presión de vapor de una disolución con respecto a la del disolvente puro?

Las moléculas de soluto, al ocupar un lugar entre las del disolvente, dificultan el escape al estado gaseoso de las moléculas del disolvente. Entonces, la presión de vapor de este disminuye. La expresión que indica cuantitativamente esta variación es la ley de Raoult.

**32** ¿Cuál es la causa por la que disminuye el punto de congelación o aumenta el de ebullición de una disolución con respecto a su disolvente puro?

La causa por la que disminuye el punto de congelación es el descenso de la presión de vapor del disolvente como consecuencia de añadir un soluto. Por ello, hay que enfriar más ( $T' > T$ ) para que la presión de vapor iguale a la de la fase sólida (descenso crioscópico), y hay que calentar más ( $T' < T$ ) para que la presión de vapor de la disolución iguale a la atmosférica (ascenso ebulloscópico).

**33** Define ósmosis y presión osmótica.

Ósmosis es el paso de disolvente, a través de una membrana semipermeable, desde la disolución menos concentrada a la más concentrada hasta que las dos disoluciones equilibran sus concentraciones. La presión osmótica,  $\pi$ , es la presión que habría que ejercer sobre la disolución más concentrada para impedir el proceso de ósmosis.

**34** ¿Qué son las disoluciones isotónicas?

Son las que tienen la misma presión osmótica.

**35** Indica un procedimiento para conocer la masa molar de una sustancia no iónica.

Conociendo que el descenso crioscópico de una disolución formada por  $a$  g de soluto disueltos en  $b$  kg de disolvente es:

$$\Delta T_c = K_c m = \frac{n K_c}{b}$$

Se hallaría  $n$ , los moles, y luego calcularíamos la masa molar:

$$\frac{a \text{ g}}{n \text{ mol}} = \frac{x \text{ g}}{1 \text{ mol}}$$

donde la masa molar es igual a  $x$  g/mol.

De forma parecida lo resolveríamos si conociéramos el ascenso ebulloscópico. Conociendo la presión osmótica, que es la propiedad coligativa más fácil de medir, incluso con cantidades muy pequeñas de soluto, hallaríamos  $n$  aplicando la ecuación  $pV = nRT$ , y luego seguiríamos como se ha indicado en los otros dos procedimientos.

**36** Si dejamos a la intemperie dos botellas de bebidas refrescantes, una endulzada con sacarosa y la otra con edulcorante artificial, en un día de invierno con una temperatura algo inferior a  $0^\circ\text{C}$ , comprobamos que, al cabo de un tiempo, la que tiene sacarosa aún está líquida, y la otra, se ha congelado. ¿Por qué?

Sucede porque los edulcorantes artificiales son solutos iónicos y no actúan como disoluciones ideales; por lo tanto, el descenso crioscópico es poco acusado (la asociación iónica es mayor y se reduce la molalidad efectiva).

**37** ¿Qué disolvente de los que figuran en la tabla 3.4 sería el ideal para determinar la masa molar de una sustancia (soluble en todos ellos) por crioscopia?

Disolvente	Temperatura de congelación ( $^\circ\text{C}$ a 1 atm)	$K_c$ ( $^\circ\text{C kg/mol}$ )
Agua	0,00	1,86
Ácido acético	16,6	3,90
Benceno	5,50	5,12
Ciclohexano	6,50	20,2

El ciclohexano, por tener una  $K_c$  alta. Efectivamente, como  $\Delta T_c = K_c m$ , si  $K_c$  es alta,  $\Delta T_c$  es también alto y existirá menos error en su medida.

**38** ¿Qué pasaría si se regara con agua salada una planta cultivada en maceta?

La planta se volvería mustia, porque, por ósmosis, el agua de la misma saldría al exterior, donde hay una disolución más concentrada (en sal).

**39** ¿Por qué se hinchan las pasas al meterlas en agua?

Se hinchan debido al fenómeno de ósmosis.

**40** Teniendo en cuenta que la congelación de un líquido se produce cuando la presión de su vapor iguale a la del disolvente sólido, ¿qué ocurrirá con la temperatura de congelación de una disolución con respecto a la de su disolvente puro?

Cuando se disuelve un soluto no volátil en un disolvente disminuye la presión de vapor del disolvente; por tanto, debemos enfriar más la disolución hasta conseguir que la presión de vapor del líquido iguale a la del sólido y aquel se congele.

**41** Calcula la temperatura de congelación de una disolución formada por 9,5 g de etilenglicol (anticongelante usado en los automóviles cuya fórmula es  $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$ ) y 20 g de agua.

La masa molar del etilenglicol es de 62 g/mol.

Los moles existentes son:

$$\frac{9,5 \text{ g}}{62 \text{ g/mol}} = 0,153 \text{ mol}$$

La molalidad:

$$m = \frac{0,153 \text{ mol}}{0,02 \text{ kg de agua}} = 7,65 \text{ mol/kg}$$

Entonces:

$$\Delta T_c = K_c m = 1,86^\circ\text{C kg/mol} \cdot 7,65 \text{ mol/kg} = 14,25^\circ\text{C}$$

Sabiendo que  $T_c - T' = 14,25^\circ\text{C}$ , podemos obtener  $T'$ :

$$T' = T_c - 14,25^\circ\text{C} = 0^\circ\text{C} - 14,25^\circ\text{C} = -14,25^\circ\text{C}$$

**42** Determina la temperatura de ebullición de la disolución del problema anterior.

El ascenso ebulloscópico es:

$$\Delta T_e = K_e m = 0,52^\circ\text{C kg/mol} \cdot 7,65 \text{ mol/kg} = 3,98^\circ\text{C}$$

Sabiendo que  $T' - 100 = 3,98^\circ\text{C}$ , entonces,  $T' = 103,98^\circ\text{C}$ .

**43** Se disuelven 2,3 g de un hidrocarburo no volátil en 97,7 g de benceno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ). La presión de vapor de la disolución a  $20^\circ\text{C}$  es de 73,62 mmHg, y la del benceno es de 74,66 mmHg. Halla la masa molar del hidrocarburo.

Aplicamos la ley de Raoult:  $p_o - p' = p_o x_s$

$$74,66 \text{ mmHg} - 73,62 \text{ mmHg} =$$

$$= 74,66 \text{ mmHg} \cdot \left( \frac{\frac{2,3 \text{ g}}{\text{masa molar}}}{\frac{2,3 \text{ g}}{\text{masa molar}} + \frac{97,7 \text{ g}}{78 \text{ g/mol}}} \right)$$

$$\text{masa molar} = 129,6 \text{ g/mol}$$

- 44 Suponiendo un comportamiento ideal, ¿cuál sería la presión de vapor de la disolución obtenida al mezclar 500 mL de agua y 90 g de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) si la presión de vapor del agua a la temperatura de la mezcla es de 55,3 mmHg?

Aplicamos la ley de Raoult:  $p_o - p' = p_o \chi_s$

$$55,3 \text{ mmHg} - p' =$$

$$= 55,3 \text{ mmHg} \cdot \left( \frac{\frac{2,3 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}}}{\frac{90 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} + \frac{500 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}} \right)$$

$$p' = 54,32 \text{ mmHg}$$

- 45 Averigua cuál será el punto de ebullición de una disolución que contiene 10,83 g de un compuesto orgánico cuya masa molar es 120 g/mol disuelto en 250 g de ácido acético ( $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ ). Datos:  $K_e$  (ácido acético) = 3,07°C kg/mol;  $T_e$  (ácido acético) = 118°C

El ascenso ebulloscópico es  $\Delta T_e = k_e m$ . Sustituimos valores:

$$T' - 118^\circ\text{C} = 3,07^\circ\text{C kg/mol} \cdot \left( \frac{\frac{10,83 \text{ g}}{120 \text{ g/mol}}}{0,25 \text{ kg}} \right)$$

Realizando operaciones:  $T' = 119,11^\circ\text{C}$ .

- 46 Un cierto compuesto contiene 43,2% de C, 16,6% de N, 2,4% de H y 37,8% de O. La adición de 6,45 g de esa sustancia en 50 mL de benceno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) cuya densidad es 0,88 g/cm<sup>3</sup>, hace bajar el punto de congelación del benceno de 5,51°C a 1,25°C. Halla la fórmula molecular de ese compuesto.

Dato:  $K_c$  ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) = 5,02°C kg/mol

Hallamos la fórmula empírica y, para ello primero, calculamos los moles de átomos de cada elemento:

$$\frac{43,2 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 3,6 \text{ mol de carbono}$$

$$\frac{16,6 \text{ g}}{14 \text{ g/mol}} = 1,186 \text{ mol de nitrógeno}$$

$$\frac{2,4 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 2,4 \text{ mol de hidrógeno}$$

$$\frac{37,8 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 2,4 \text{ mol de oxígeno}$$

Al dividir cada uno de los moles entre 1,186 (el valor menor), tenemos esta otra relación de números enteros: 3 mol de carbono, 1 mol de nitrógeno, 2 mol de hidrógeno y 2 mol de oxígeno. La fórmula empírica es  $\text{C}_3\text{NO}_2\text{H}_2$ , y su masa molar,

de 84 g/mol. Hallamos la masa molar del compuesto mediante la expresión  $\Delta t_c = K_c m$ . Sustituimos valores:

$$5,51^\circ\text{C} - 1,25^\circ\text{C} = 5,02^\circ\text{C kg/mol} \cdot \left( \frac{\frac{6,45}{\text{masa molar}}}{0,88 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 50 \text{ mL} \cdot 10^{-3} \text{ kg/g}} \right)$$

$$\text{masa molar} = 173 \text{ g/mol}$$

Dividiendo ambas masas molares, observamos que la fórmula molecular es dos veces superior a la empírica; por tanto, la fórmula molecular del compuesto desconocido es  $\text{C}_6\text{N}_2\text{O}_4\text{H}_4$ .

- 47 Si añadimos 12,5 g de una sustancia no iónica a 100 cm<sup>3</sup> de agua, a 25°C, la presión de vapor desciende desde 23,8 mmHg hasta 23,0 mmHg. Calcula la masa molar de la sustancia.

Aplicamos la ley de Raoult:  $\Delta p = p^\circ \chi_s$ . Despejamos la fracción molar:

$$\chi_s = \frac{p^\circ - p}{p^\circ} = \frac{23,8 \text{ mmHg} - 23,0 \text{ mmHg}}{23,8 \text{ mmHg}} = 0,034$$

Calculamos los moles de agua:

$$n_{\text{agua}} = \frac{100 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 5,6 \text{ mol de agua}$$

Calculamos los moles de sustancia, aplicando la expresión de la fracción molar:

$$\chi_s = 0,034 = \frac{n_s}{n_s + 5,6}$$

$$n_s = 0,2 \text{ mol de sustancia}$$

Hallamos la masa molar de la sustancia:

$$\frac{12,5 \text{ g}}{0,2 \text{ mol}} = \frac{x \text{ g}}{1 \text{ mol}}; x = 62,5 \text{ g}$$

Así, la masa molar es 62,5 g/mol.

- 48 La presión osmótica de una disolución es 4,2 atm a 20°C. ¿Qué presión osmótica tendrá a 50°C?

Dividiendo las dos expresiones de presión osmótica:

$$\frac{\pi_1}{\pi_2} = \frac{CRT_1}{CRT_2}$$

Sustituyendo valores y despejando:

$$\frac{4,2 \text{ atm}}{\pi_2} = \frac{293 \text{ K}}{323 \text{ K}}; \pi_2 = 4,6 \text{ atm}$$

- 49 A 37°C, el plasma sanguíneo, isotónico con sus glóbulos rojos, tiene una concentración 0,3 M. Si lo introducimos en un suero salino hipotónico, de concentración 0,2 M, ¿qué sucederá?

La diferencia entre las dos presiones osmóticas es:

$$\Delta \pi = \Delta cRT = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol K}} \cdot 310 \text{ K} = 2,5 \text{ atm}$$

La presión osmótica del suero es 2,5 atm inferior a la de los glóbulos rojos. Entonces pasará agua al interior del glóbulo rojo a través de la membrana celular, con lo que puede estallar.

- 50 Una muestra de 2 g de un compuesto orgánico disuelto en 100 cm<sup>3</sup> de disolución se encuentra a una presión de 1,31 atm, en el equilibrio osmótico. Sabiendo que la disolución está a 0°C, calcula la masa molar del compuesto orgánico.

$$\pi = MRT = \frac{n}{V}RT$$

de donde:

$$n = \frac{\pi V}{RT} = \frac{1,31 \text{ atm} \cdot 0,1 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}} = 5,85 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Hallamos la masa molar del compuesto orgánico sabiendo que:

$$\text{masa molar} = \frac{\text{masa (g) del compuesto}}{\text{moles del compuesto}} = \frac{2 \text{ g}}{5,85 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

$$\text{masa molar} = 342 \text{ g/mol}$$

- 51 Un litro de disolución acuosa de un compuesto líquido contiene 2,02 g del mismo y ejerce una presión osmótica de 800 mmHg a 20°C. Sabiendo que la combustión de 2,350 g de compuesto produce 2,248 g de CO<sub>2</sub> y 0,920 g de H<sub>2</sub>O, calcula su fórmula molecular.

Aplicamos la ecuación de la presión osmótica:

$$n = \frac{\pi V}{RT} = \frac{\left(\frac{800}{760}\right) \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 293 \text{ K}} = 0,044 \text{ mol}$$

Calculamos la masa molar con la siguiente relación:

$$\frac{2,02 \text{ g}}{0,044 \text{ mol}} = \frac{x \text{ g}}{1 \text{ mol}}; x = 45,9 \text{ g}$$

Entonces, la masa molecular será 45,9 u.

Hallamos las cantidades de C, H y O. Para ello, establecemos las siguientes relaciones:

$$\frac{44 \text{ g de CO}_2}{12 \text{ g de C}} = \frac{2,248 \text{ g de CO}_2}{x \text{ g de C}}; x = 0,613 \text{ g de C}$$

$$\frac{18 \text{ g de agua}}{2 \text{ g de H}} = \frac{0,920 \text{ g de agua}}{y \text{ g de H}}; y = 0,102 \text{ g de H}$$

$$\begin{aligned} \text{masa (g) de oxígeno} &= 2,350 \text{ g de compuesto} - \\ &- (0,613 + 0,102) \text{ g de carbono e hidrógeno} = \\ &= 1,635 \text{ g de oxígeno} \end{aligned}$$

Hallamos los moles de átomos de cada elemento:

$$\frac{0,613 \text{ g de C}}{12 \text{ g/mol de C}} = 0,051 \text{ mol de átomos de C}$$

$$\frac{0,102 \text{ g de H}}{1 \text{ g/mol de H}} = 0,102 \text{ mol de átomos de H}$$

$$\frac{1,635 \text{ g de O}}{16 \text{ g/mol de O}} = 0,102 \text{ mol de átomos de O}$$

Dividiendo entre el menor:

$$\frac{0,051}{0,051} = 1$$

$$\frac{0,102}{0,051} = 2$$

$$\frac{0,102}{0,051} = 2$$

La fórmula empírica es (CH<sub>2</sub>O<sub>2</sub>)<sub>n</sub>, y como:

$$\frac{45,9 \text{ g/mol}}{46 \text{ g/mol}} = 1$$

entonces, la fórmula molecular es CH<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.

## SOLUCIONES DE LA EVALUACIÓN (página 81)

1. Se disuelven 10 g de NaOH en 100 mL de agua. Calcula:

- a) La molalidad de la disolución.  
b) Las fracciones molares de cada componente.

Datos: masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1;  $\rho_{\text{agua}} = 1 \text{ g/cm}^3$

Hallamos el número de moles de soluto:

$$n_s = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa molar soluto}} = \frac{10 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ mol}$$

Hallamos la masa de disolvente en kg:

$$m = \rho V; m = 1 \text{ g/mL} \cdot 100 \text{ mL} = 100 \text{ g} = 0,1 \text{ kg}$$

Aplicamos la definición de molalidad y sustituimos:

$$m = \frac{n_s}{\text{masa (kg) de disolvente}} = \frac{0,25 \text{ mol}}{0,1 \text{ kg}} = 2,5 \text{ mol/kg}$$

2. Indica el procedimiento para preparar en el laboratorio 1 L de disolución 0,5 M de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  a partir de otra disolución 2M del mismo ácido.

Primeramente averiguamos cuántos moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  necesitamos:

$$n = MV = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 1 \text{ L} = 0,5 \text{ mol}$$

Esos moles deben ser tomados de la segunda disolución, por tanto:

$$0,5 \text{ mol} = 2 \text{ mol/L} \cdot V$$

$$V = \frac{0,5 \text{ mol}}{2 \text{ mol/L}} = 0,25 \text{ L} = 250 \text{ mL}$$

Ahora ya podemos prepararla: con ayuda de una probeta medimos 250 mL de la disolución 2M. Utilizando un embudo, echamos el contenido de la probeta en un matraz aforado de 1 L. El resto del volumen (hasta algo menos de 1 L) lo completamos con agua destilada. Las últimas porciones de agua destilada, hasta el enrase de 1 L, las incorporamos al matraz con ayuda de un cuentagotas. Vigilamos el error de paralaje.

3. Se tiene 1 L de disolución acuosa de NaCl al 15% en masa; si la densidad de la misma es 1,02 g/mL, calcula:

- a) La molaridad.  
b) La molalidad.

Datos: masas atómicas: Na = 23; Cl = 35,5

Averiguamos la masa de la disolución:

$$m_{\text{disolución}} = \rho_{\text{disolución}} \cdot V_{\text{disolución}} = 1,02 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1020 \text{ g}$$

Hallamos el número de gramos de soluto existentes en esa cantidad de disolución:

$$m_{\text{soluto}} = 15 \cdot \frac{1020 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 153 \text{ g de soluto}$$

Los transformamos a moles:

$$n_s = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}} = \frac{153 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol}} = 2,62 \text{ mol}$$

Aplicamos la definición de molaridad:

$$M = \frac{n_s}{V_{\text{disolución}}} = \frac{2,62 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 2,62 \text{ mol/L}$$

Aplicamos la definición de molalidad:

$$m = \frac{n_s}{\text{masa (kg) de disolvente}} = \frac{2,62 \text{ mol}}{(1,020 - 0,153) \text{ kg}} = \frac{2,62 \text{ mol}}{0,867 \text{ kg}} = 3,02 \text{ mol/kg}$$

4. Calcula la concentración molar del agua pura. Dato: masas atómicas: O = 16; H = 1;  $\rho_{\text{agua}} = 1 \text{ g/mL}$

Elegimos 1 L de agua pura, es decir 1000 g de agua pura y lo transformamos a moles:

$$n_s = \frac{m}{\text{masa molar}} = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 55,6 \text{ mol}$$

Aplicamos la definición de molaridad:

$$M = \frac{n_s}{V_{\text{disolución}}} = \frac{55,6 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 55,6 \text{ mol/L}$$

5. Calcula el volumen de agua necesario para disolver 10 cm<sup>3</sup> de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  comercial del 96% y densidad 1,84 g/cm<sup>3</sup> y que la disolución resultante sea 0,5 M en dicho ácido.

Averiguamos la masa de la disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  comercial:

$$m_{\text{disolución}} = \rho_{\text{disolución}} \cdot V_{\text{disolución}} = 1,84 \text{ g/mL} \cdot 10 \text{ mL} = 18,4 \text{ g}$$

Hallamos el número de gramos de soluto existentes en esa cantidad de disolución:

$$\text{masa de soluto} = 96 \cdot \frac{18,4 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 17,66 \text{ g de soluto}$$

Los transformamos a moles:

$$n_s = \frac{m}{\text{masa molar}} = \frac{17,66 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0,18 \text{ mol}$$

Aplicamos la definición de molaridad, despejamos el  $V_{\text{disolución}}$  y sustituimos:

$$M = \frac{n_s}{V_{\text{disolución}}}$$

$$V_{\text{disolución}} = \frac{n_s}{M} = \frac{0,18 \text{ mol}}{0,5 \text{ mol/L}} = 0,36 \text{ L} = 360 \text{ mL de disolución}$$

Como 10 mL eran de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  comercial, habrá que añadir 350 mL de agua.

6. Se sabe que a 40 °C la presión de vapor del agua es 55,4 mmHg. Calcula la presión de vapor de la disolución, supuesta ideal, obtenida al mezclar 1 L de agua con 200 g de sacarosa ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ).

Datos: masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16;  $\rho_{\text{agua}} = 1 \text{ g/mL}$

Hallamos la fracción molar del soluto:

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{\frac{200\text{g}}{342 \text{ g/mol}}}{\frac{200\text{g}}{342 \text{ g/mol}} + \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}} = 0,01$$

Aplicamos la ley de Raoult y sustituimos valores:

$$\begin{aligned} \Delta p &= p^\circ \chi_s \Rightarrow \\ p^\circ - p' &= p^\circ \chi_s \Rightarrow p^\circ - p^\circ \chi_s = p'; \\ p' &= 55,4 \text{ mmHg} - 55,4 \text{ mmHg} \cdot 0,01 = \\ &= 54,8 \text{ mmHg} \text{ (se observa que ha disminuido)} \end{aligned}$$

7. ¿A qué temperatura se congelará una disolución ideal formada por 1,5 L de agua y 300 g de glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ )? ¿Se podría utilizar dicha disolución en los coches, como anticongelante?

Datos: masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1;  $K_c$  del agua = 1,86 °C Kg/mol

La ecuación del descenso crioscópico es:

$$T_c - T' = K_c \frac{n_s}{\text{masa (kg) de disolvente}}$$

Despejamos  $T'$  y sustituimos datos:

$$\begin{aligned} T' &= T_c - K_c \frac{n_s}{\text{masa (kg) de disolvente}} = \\ &= 0^\circ\text{C} - 1,86^\circ\text{C kg/mol} \cdot \frac{300 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} = \\ &= 0^\circ\text{C} - 2,07^\circ\text{C} = -2,07^\circ\text{C} \end{aligned}$$

8. El punto de ebullición de una disolución ideal preparada mezclando 50 g de un compuesto orgánico con 500 g de agua es de 100,1 °C. Sabiendo que en ese momento y en ese lugar el agua pura hierve a 99,5 °C, calcula la masa molar del compuesto.

Dato:  $K_e$  del agua = 0,52 °C Kg/mol

La ecuación del ascenso ebulloscópico se puede escribir también del siguiente modo:

$$T' - T_e = K_e \frac{n_s}{\text{masa (kg) de disolvente}}$$

Sustituyendo:

$$\begin{aligned} 100,1^\circ\text{C} - 99,5^\circ\text{C} &= 0,52^\circ\text{C kg/mol} \cdot \frac{n_s}{0,5}; \\ n_s &= 0,577 \text{ mol de compuesto orgánico} \end{aligned}$$

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{0,577 \text{ mol}}{50 \text{ g}} = \frac{1 \text{ mol}}{x}; x = 86,7 \text{ g}$$

por lo que podemos concluir que la masa molar del compuesto orgánico es 86,7 g/mol.

9. Calcula la masa molar de un compuesto orgánico sabiendo que 1,75 g de compuesto disueltos en 150 mL de disolución producen, a 20 °C, una presión osmótica de 623,2 mmHg.

Aplicamos la ecuación de la presión osmótica y sustituimos los datos que disponemos:

$$\pi = MRT; \frac{623,2 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} = M \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 293 \text{ K}$$

Despejamos la masa molar:

$$M = \frac{0,82 \text{ atm}}{0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 293 \text{ K}} = 0,034 \text{ mol/L}$$

Por otra parte, como  $M = \frac{n_s}{V_{\text{disolución}}}$ , tenemos:

$$0,034 \text{ mol/L} = \frac{n_s}{0,15 \text{ L}}; \text{ por tanto: } n_s = 0,005 \text{ mol de soluto.}$$

Por último, y como  $n_s = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa molar}}$ , tenemos:

$$\text{masa molar} = \frac{\text{masa de soluto}}{n_s} = \frac{1,75 \text{ g}}{0,005 \text{ mol}} = 350 \text{ g/mol}$$

10. Define ósmosis y presión osmótica.

Se llama ósmosis al fenómeno por el que, al enfrenar dos disoluciones de distinta concentración separadas por una membrana semipermeable, se produce el paso de disolvente desde la menos concentrada a la más concentrada, hasta que ambas equilibran sus concentraciones.

Se denomina presión osmótica ( $\pi$ ) a la presión que hay que ejercer sobre la disolución más concentrada para impedir el proceso de ósmosis.

## RÚBRICA DE ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE

Estándar de aprendizaje evaluable	Herramientas de evaluación (actividades del LA)	Excelente 3	Satisfactorio 2	En proceso 1	No logrado 0	Puntos
1.1. Realizar los cálculos necesarios para preparar disoluciones de una concentración dada y expresarla en cualquiera de las formas establecidas: en porcentaje en masa, porcentaje en volumen, molaridad, molalidad y fracción molar, tanto de solutos sólidos como líquidos (en este caso, sabiendo aplicar los datos de densidad y pureza), así como determinar la cantidad de sustancia (en gramos y moles) contenida en un volumen determinado de una disolución.	A: 1-8 ER: 1-5 AT: 1-20	Resuelve correctamente todas las actividades.	Resuelve correctamente la mayoría de las actividades, con fallos en algunas de ellas.	Resuelve las actividades pero tiene fallos en bastantes de ellas.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
2.1. Describir el procedimiento de preparación en el laboratorio de una disolución de concentración conocida, partiendo de solutos sólidos o de otras más concentradas cuya molaridad sea conocida o que deba calcularse previamente a partir de los datos contenidos en la etiqueta del producto.		Explica de manera adecuada los conceptos, identificando todos los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos de manera algo incompleta, aunque válida, identificando bastantes de los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos con errores, identificando pocos de los elementos importantes y sus relaciones	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
3.1. Explicar la diferente solubilidad de sólidos, líquidos y gases, así como la influencia de la temperatura y la presión en dicha solubilidad.	A: 9-11 AT: 21-30	Explica de manera adecuada los conceptos, identificando todos los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos de manera algo incompleta, aunque válida, identificando bastantes de los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos con errores, identificando pocos de los elementos importantes y sus relaciones	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
4.1. Explicar, a la luz de la teoría cinético-molecular, la variación de las propiedades coligativas entre una disolución y el disolvente puro y relacionarla con algún proceso de interés en nuestro entorno. Aplicar correctamente las leyes de las propiedades coligativas para el cálculo de masas molares de solutos no iónicos.	A: 12-22 ER: 6, 7 AT: 31-51	Explica de manera adecuada los conceptos, identificando todos los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos de manera algo incompleta, aunque válida, identificando bastantes de los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos con errores, identificando pocos de los elementos importantes y sus relaciones	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	

A: actividades; ER: estrategias de resolución; AT: actividades y tareas.

Estándar de aprendizaje evaluable	Herramientas de evaluación (actividades del LA)	Excelente 3	Satisfactorio 2	En proceso 1	No logrado 0	Puntos
4.2. Utilizar el concepto de ósmosis y presión osmótica para describir el paso de iones a través de una membrana semipermeable.		Explica de manera adecuada los conceptos, identificando todos los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos de manera algo incompleta, aunque válida, identificando bastantes de los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos con errores, identificando pocos de los elementos importantes y sus relaciones	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
5.1. Distinguir entre disolución verdadera, suspensión y disolución coloidal.	A: 23	Explica de manera adecuada los conceptos, identificando todos los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos de manera algo incompleta, aunque válida, identificando bastantes de los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos con errores, identificando pocos de los elementos importantes y sus relaciones	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	

A: actividades; ER: estrategias de resolución; AT: actividades y tareas.

## PRUEBA DE EVALUACIÓN A

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

- 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:

$$9,0 \text{ g} \cdot \frac{90}{100} = 8,1 \text{ g}$$

- b)  $M = \frac{\text{moles de soluto}}{V \text{ (L) de disolución}} = \frac{\frac{8,1 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}}}{0,25 \text{ L}} = 0,3 \text{ M}$

2. Se disuelven 4 g de hidróxido de sodio en 100 g de agua. Determina:

- a) La molalidad 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

- a)  $m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa (kg) de disolvente}} = \frac{\frac{4 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}}}{0,1 \text{ kg}} = 1 \text{ mol/kg}$

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

Como  $\chi_s + \chi_d = 1$ , entonces:

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

3. Define solubilidad y describe el proceso por el que se disuelve el cloruro de sodio en agua.

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.

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.

4. Indica cuáles son las magnitudes cuyos cambios pueden hacer variar la solubilidad de una sustancia en un cierto disolvente y explica su influencia.

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.

5. ¿Qué es una disolución sobresaturada? Describe una forma de prepararla.

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.

6. ¿A qué se llama propiedades coligativas de las disoluciones?

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.

7. Al añadir un soluto no volátil a una disolución, ¿aumenta o disminuye su temperatura de congelación? ¿Y su temperatura de ebullición?

El punto de congelación disminuye, y el de ebullición aumenta.

8. 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:  $K_{c \text{ agua}} = 1,86^\circ\text{C kg/mol}$ ; masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16

La ecuación que resuelve el problema es  $\Delta T_c = k_c m$ , o bien

$$T_c - T' = K_c \frac{n_s}{\text{masa (kg) de agua}}$$

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:

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

Sustituyendo, tenemos que:

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

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

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

9. 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  $4,97^\circ\text{C}$ .

Datos:  $K_{e\text{ agua}} = 0,52^\circ\text{C kg/mol}$

Partiendo de la ecuación  $\Delta T_e = K_e m$ , o bien

$$\Delta T_e = K_e \frac{n_s}{\text{masa (kg) de agua}} \text{ y despejando:}$$

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

Como

$$n_s = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar (g/mol)}};$$

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

10. Describe el fenómeno de la ósmosis e indica a qué se llama disoluciones coloidales.

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.

Las disoluciones coloidales 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.

**PRUEBA DE EVALUACIÓN B**

Señala la respuesta correcta en cada uno de los ejercicios:

- Las partículas que forman una disolución:
  - Se pueden ver a través del microscopio.
  - Sedimentan al centrifugar la disolución.
  - Atraviesan todos los filtros.
- Una disolución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH) al 10 % contiene:
  - Por cada 100 g de disolución, 10 g de NaOH.
  - Por cada 100 g de agua, 10 g de NaOH.
  - Por cada 100 g de NaOH, 10 g de agua.
- Una disolución acuosa de NaOH 2 M contiene:
  - En 2 L de disolución, 40 g de NaOH.
  - En 1 L de disolución, 80 g de NaOH.
  - En 2 L de disolución, 2 mol de NaOH.
- Una disolución 1 molar contiene un mol de soluto en:
  - 1000 cm<sup>3</sup> de disolvente.
  - 1000 g de disolvente.
  - 1000 cm<sup>3</sup> de disolución.
- ¿Cuál es la molaridad de una disolución de ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>) en agua si hay 126 g de ese ácido en 250 cm<sup>3</sup> de disolución?
  - 6,3 M
  - 8 M
  - 9,5 M
- Añadiendo 10 mL de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) del 80 % y con una densidad de 1,84 g/cm<sup>3</sup> a 990 mL de H<sub>2</sub>O, se obtiene una disolución:
  - 0,15 M
  - 0,23 M
  - 0,19 M
- La solubilidad de muchas sustancias sólidas:
  - Depende de la temperatura y de la presión.
  - Depende de lo que se agite.
  - Depende de la temperatura.
- Al añadir azúcar al agua pura:
  - El agua se congela a más de 0 °C.
  - Disminuye la presión de vapor del agua.
  - Se favorece la evaporación del agua.
- El punto de ebullición del agua del grifo:
  - Es 100 °C a la presión de 1 atm.
  - Es inferior al del agua destilada.
  - Es superior al del agua destilada.
- Una membrana semipermeable separa dos disoluciones: una formada por 0,01 mol de un soluto no iónico disuelto en 1/2 L de disolución y otra formada por 0,01 mol de otro soluto distinto, no iónico y disuelto en 1/2 L de disolución. En esta situación:
  - No aumenta el volumen de disolución en ninguno de los lados.
  - La presión osmótica a 20 °C es de 0,48 atm.
  - Se pueden hallar las masas molares de cada soluto.