

3



DISOLUCIONES

Uno de los temas de la química que puede ofrecer mayor interés por sus numerosas aplicaciones prácticas es el de las disoluciones: preparación y cálculo de la concentración de una disolución, así como la determinación experimental de masas molares de solutos no iónicos.

Se ofrece primeramente la definición del término *disolución*, se da nombre a sus componentes, se explican los tipos de disolución que podemos encontrarnos (atendiendo a diversos criterios), se analiza el proceso de disolución (examinando los factores que favorecen la disolución de solutos sólidos) y, por último, las formas de especificar la concentración de una disolución: porcentaje en masa, porcentaje en volumen, molaridad, molalidad y fracción molar.

A continuación se ofrece la definición de solubilidad y sus variaciones con la temperatura y la presión así como el concepto de disolución sobresaturada.

Una vez estudiadas las disoluciones, la unidad trata la cuestión de la influencia que tienen los solutos en la modificación de las propiedades del disolvente. En concreto, se hace referencia a las cuatro propiedades coligativas: presión de vapor, punto de congelación, punto de ebullición y presión osmótica; todas ellas dependen de la concentración del soluto y no de su naturaleza.

Si la disolución es «ideal» (disoluciones diluidas de solutos no iónicos), existen unas leyes que rigen estas propiedades: ley de Raoult, ley del descenso crioscópico, ley del ascenso ebulloscópico y ley de van't Hoff.

A final de la unidad se muestran las diferencias entre las disoluciones verdaderas y las coloidales ya que a veces resulta muy difícil su distinción.

Objetivos

1. Distinguir una disolución de cualquier otro tipo de mezcla.
2. Comprender el proceso de disolución y los factores que favorecen la solubilidad de solutos sólidos.
3. Manejar correctamente las definiciones de las distintas formas de expresar la concentración de una disolución (porcentaje en masa, porcentaje en volumen, molaridad, molalidad y fracción

molar), aplicarlas al cálculo y saber preparar disoluciones de concentración conocida.

4. Comprender el concepto de solubilidad y los factores que la determinan. Distinguir entre disolución saturada y sobresaturada.
5. Saber explicar, con los postulados de la teoría cinética, las variaciones de las propiedades coligativas, calcular numéricamente estas variaciones y aplicarlas al cálculo de masas molares de solutos.
6. Comprender la diferencia entre disolución y dispersión coloidal.

Relación de la unidad con las competencias clave

Los dos proyectos de investigación que se incluyen en la unidad van a servir para desarrollar la **competencia lingüística** (en su aspecto gramatical y ortográfico), la **competencia digital**, la **básica en ciencia y tecnología** y el **sentido de iniciativa y espíritu emprendedor**.

La **competencia matemática** y la **básica en ciencia y tecnología** el alumnado las puede conseguir trabajando y resolviendo las múltiples actividades y tareas propuestas a lo largo de la unidad así como aprehendiendo la información que contienen los distintos epígrafes.

La inclusión de trece ejercicios resueltos (seis en el texto principal y siete en la sección *Estrategias de resolución*), la realización de la práctica de laboratorio de la sección de *Técnicas de trabajo y experimentación*, así como los ejercicios de la sección *Evaluación* del final de la unidad, van a servir para que el estudiante vaya examinando la adecuación de sus acciones y la aproximación a la meta, que no es otra que ser capaz de adquirir y asimilar nuevos conocimientos y llegar a dominar capacidades y destrezas propias del ámbito de las ciencias (aplicables, no obstante, a otros ámbitos). De esta forma desarrollará la competencia **aprender a aprender**.

Temporalización

Se aconseja dedicar ocho sesiones al estudio de la unidad.

PROGRAMACIÓN DIDÁCTICA DE LA UNIDAD

Contenidos	Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje	Relación de actividades del LA	Competencias clave
Disoluciones <ul style="list-style-type: none"> ■ Definición, componentes y tipos de disoluciones. ■ El proceso de disolución ■ Concentración de una disolución 	1. Realizar los cálculos necesarios para la preparación de disoluciones de una concentración dada y expresarla en cualquiera de las formas establecidas. 2. Preparar correctamente, en el laboratorio, disoluciones de concentración conocida.	1.1. Realiza 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 determina la cantidad de sustancia (en gramos y moles) contenida en un volumen determinado de una disolución. 2.1. Describe 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.	A: 1-8 ER: 1-5 AT: 1-20	CMCCT
Solubilidad <ul style="list-style-type: none"> ■ Variación de la solubilidad con la temperatura ■ Variación de la solubilidad con la presión. 	3. Entender el concepto de solubilidad y los factores que influyen en la solubilidad de una sustancia, distinguiendo entre disolución saturada y sobresaturada.	3.1. Explica 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	CMCCT
Propiedades coligativas de las disoluciones <ul style="list-style-type: none"> ■ Presión de vapor ■ Punto de congelación ■ Punto de ebullición ■ Ósmosis 	4. Explicar la variación de las propiedades coligativas entre una disolución y el disolvente puro.	4.1. Explica, 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. 4.2. Aplica correctamente las leyes de las propiedades coligativas para el cálculo de masas molares de solutos no iónicos. 4.3. Utilizar el concepto de ósmosis y presión osmótica para describir el paso de iones a través de una membrana semipermeable.	A: 12-22 ER: 6, 7 AT: 31-51	CMCCT CAA
Suspensiones y disoluciones coloidales <ul style="list-style-type: none"> ■ Suspensiones ■ Disoluciones coloidales 	5. Precisar las diferencias existentes entre una disolución verdadera y una disolución coloidal.	5.1. Distingue entre disolución verdadera, suspensión y disolución coloidal.	A: 23	CMCCT

LA: libro del alumno; A: actividades; ER: estrategias de resolución; AT: actividades y tareas

CL: Competencia lingüística; CMCCT: Competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología; CD: Competencia digital; CAA: Aprender a aprender; CSC: Competencias sociales y cívicas; SIEE: Sentido de iniciativa y espíritu emprendedor; CEC: Conciencia y expresiones culturales

MAPA DE CONTENIDOS DE LA UNIDAD

PARA EL ALUMNO

Vídeo: Disoluciones

Enlaces web:

1. Disoluciones

Vídeos: 1. Disolución de un cristal de cloruro de sodio; 2. Preparación de una disolución; 3. Cálculo de la molaridad de una disolución 4. Ejercicios de disoluciones

Animación: 1. Preparación de disoluciones

Vídeos: 1. Solubilidad del azúcar en agua; 2. Temperatura y solubilidad de un gas; 3. Presión y solubilidad de un gas

Enlaces web: 1. Propiedades coligativas

Vídeos: 1. Descenso crioscópico; 2. Anticongelantes; 3. Aumento ebulloscópico y descenso crioscópico; 4. Ósmosis

Vídeo: 1. Coloides y efecto Tyndall

Unidad 3: Disoluciones

1. Disoluciones

- 1.1. Definición, componentes y tipos de disoluciones
- 1.2. El proceso de disolución
- 1.3. Concentración de una disolución

2. Solubilidad

- 2.1. Variación de la solubilidad con la temperatura
- 2.2. Variación de la solubilidad con la presión

3. Propiedades coligativas de las disoluciones

- 3.1. Presión de vapor
- 3.2. Punto de congelación
- 3.3. Punto de ebullición
- 3.4. Ósmosis

4. Suspensiones y disoluciones coloidales

- 4.1. Suspensiones
- 4.2. Disoluciones coloidales

Presentación

Actividad de refuerzo:

- 1. Cálculo de concentraciones

Documento: No agitar antes de usar

Documento: 1. Los «absorbe-humedades» caseros; 2. Biografía: François Marie Raoult

Documento: La cuchara en las papillas, mejor despacio

BIBLIOGRAFÍA

CANE, B. y SELLWOOD, J.
Química elemental básica (dos volúmenes). Barcelona: Reverté, 1978.
Texto adecuado para introducirse en los conceptos químicos básicos. Para alumnos y alumnas de edades comprendidas entre los once y los quince años.

DAUB, G. W., SEESE, W. y CARRILLO, M.
Química (8ª edición). Pearson Ed. 2005
Un clásico de Química general

FERNÁNDEZ, M. R. y FIDALGO, J. A.
Química general. León: Everest, 1992.
Un libro muy completo de química general, válido para Bachillerato, así como para los primeros años universitarios.

FIDALGO SÁNCHEZ, J. A.
3000 cuestiones y problemas de física y química. León: Everest, 1996.
Una amplia colección de cuestiones y problemas, explicados y resueltos, presentados en orden de dificultad creciente.

GALLEGO PICÓ, A. y otros
Química básica. Madrid: UNED, 2013
Libro asequible para estudiantes que se inician en el estudio de la Química.

LÓPEZ PICAZO, S.
Química para la prueba de acceso a la Universidad para mayores de 25 años. Madrid: Cultiva libros, 2009
Facilita al alumno exclusivamente los conocimientos necesarios para superar la prueba de acceso, sin perderse en aspectos que le pueden resultar difíciles de comprender.

ROSENBERG, J. L.
Teoría y 611 problemas resueltos de química general. Madrid: McGraw-Hill, 1989. (Serie Schaum)
Buena colección de cuestiones y problemas de química.

WHITTEN, K. W., GAILEY, K. D. y DAVIS, R. E.
Química general. Madrid: McGraw-Hill, 1996.
Se trata de un buen texto de consulta con desarrollos claros y abundantes datos y tablas. Óptimo para alumnos y alumnas de los primeros cursos universitarios, pero accesible al alumnado de Bachillerato.

PARA EL PROFESOR

Enlace web: La presión de vapor

Vídeo: La presión de vapor

Animación: Los cambios de estado de la materia

Tests de autoevaluación interactivos

Química, tecnología y sociedad

Desalinización del agua del mar: un reto para el siglo XXI

Técnicas de trabajo y experimentación

Preparación de una disolución

Estrategias de resolución y Actividades y tareas

Síntesis de la unidad y Evaluación

Documento: 1. Normalidad; 2. Disoluciones salinas

Práctica de laboratorio:
1. Cristalización; 2. Ósmosis;
3. Descenso crioscópico

Pruebas de evaluación

WEBGRAFÍA

El proceso de disolución

<http://blogdequimica4.blogspot.com.es/2011/05/>

Para estudiar el proceso de disolución desde un punto de vista termodinámico.

Concentración de una disolución

<http://iesalminares.es/esa/sim/disoluciones-preparacion.swf>

Simulación para preparar paso a paso una disolución escogiendo el material de laboratorio adecuado.

Propiedades coligativas de las disoluciones

<http://educacion.tv/archivos/3350>

Breve vídeo del programa televisivo *Tecnópolis* que explica por qué se usa sal para evitar la acumulación de nieve en las carreteras.

<http://www.ehu.es/biomoleculas/agua/>

Página que incluye animaciones, gráficas y explicaciones detalladas de las distintas propiedades coligativas de las disoluciones.

SUGERENCIAS DIDÁCTICAS

DISOLUCIONES

A modo resumen se introduce la unidad con un texto que puede ser comentado en clase.

Sería interesante proponer a los alumnos que visualicen el vídeo introductorio sobre disoluciones cuyo objetivo sería comprobar qué recuerdan los alumnos sobre los mismos.

Vídeo: DISOLUCIONES

Vídeo español sobre los principales conceptos relacionados con el tema de las disoluciones.

PRESENTACIÓN

Presentación en forma de diapositivas de recorrido de la unidad. El profesor la puede utilizar tanto al principio de la unidad como al final.

En el apartado *Conocimientos previos* sería importante preguntar a los alumnos si los recuerdan y que hagan las actividades propuestas en *Comprueba lo que sabes*, para así saber los conocimientos de partida.

1. Disoluciones (páginas 65/67)

Comenzamos el epígrafe haciendo ver al alumnado la importancia que tienen las disoluciones (sobre todo las acuosas) tanto en nuestras vidas como en un laboratorio de química.

1.1. Definición, componentes y tipos de disoluciones

En este epígrafe recordaremos la definición de *disolución* y daremos nombre a sus componentes: *soluto* y *disolvente*. Después repasaremos (se dio en la ESO) los tipos de disoluciones que podemos encontrar (las de soluto líquido o sólido en disolvente gaseoso no son disoluciones verdaderas, sino dispersiones o disoluciones coloidales).

1.2. El proceso de disolución

Se analizarán las fuerzas que intervienen en el proceso de disolución así como la mayor o menor influencia de esas fuerzas en el proceso según sea el estado de agregación del soluto. Como siempre, el balance energético determinará si el proceso de disolución se llevará a cabo. También se expondrán las maneras de acelerar el proceso de disolución: pulverizar los solutos sólidos, agitar y calentar la disolución. Es importante advertir que de esta manera no conseguimos aumentar la solubilidad del soluto sino únicamente acelerar el proceso.

Vídeo: DISOLUCIÓN DE UN CRISTAL DE NaCl

Vídeo en inglés que explica el proceso de disolución de un cristal de cloruro de sodio.

Vídeo: PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

Vídeo en español que muestra cómo preparar una disolución en el laboratorio.

1.3. Concentración de una disolución

El epígrafe trata las formas de indicar la concentración de una disolución: porcentaje en masa, porcentaje en volumen, molaridad, molalidad y fracción molar. Conviene realizar las actividades después de definir cada una de ellas, con objeto de verificar el grado de comprensión de los alumnos. Es conveniente, también, reflejar la diferencia entre masa de disolución (o de disolvente) y volumen de disolución (o de disolvente), ya que muchos alumnos piensan que 1 g de cualquier sustancia ocupa un volumen de 1 cm³. Es el dato de la densidad de la disolución el que permitirá tal transformación.

Debe aclararse al alumnado que cuando el soluto es líquido, suele especificarse el porcentaje de pureza y la densidad de la disolución en la que se encuentra (es decir, que no se trata de un soluto puro). Es importante señalar la diferencia entre la densidad del soluto y la que hace referencia a la disolución que se está preparando (suelen confundirlos). Los problemas resueltos 1, 2 y 3 del apartado *Estrategias de resolución* pueden servir para reforzar estas ideas.

Enlace web: DISOLUCIONES

Tutorial en español con ejercicios prácticos.

Vídeo: CÁLCULO DE LA MOLARIDAD DE UNA DISOLUCIÓN

Vídeo en español que enseña a resolver un ejercicio de molaridad partiendo de un soluto líquido impuro.

Vídeo: EJERCICIOS DE DISOLUCIONES

Vídeo en español con 3 ejercicios resueltos sobre cómo preparar disoluciones así como de las diferentes formas de expresar la concentración de una disolución.

Animación: PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

Aplicación interactiva que muestra cómo preparar una disolución sólido-líquido y líquido-líquido.

2. Solubilidad (página 68)

Comenzaremos este epígrafe definiendo la expresión «disolución saturada», ya que en la definición de solubilidad, que se dará a continuación, se halla implícito este concepto.

Debemos reflejar que la solubilidad de una sustancia no es más que la **concentración** de una disolución «especial» de esa sustancia (la concentración de su disolución saturada).

Se puede realizar una práctica de laboratorio en donde los alumnos calculen, de modo experimental, la solubilidad de diferentes sustancias (dada una misma temperatura).

Vídeo: SOLUBILIDAD DEL AZÚCAR EN AGUA

Vídeo en español sobre el proceso de disolución de un soluto sólido (azúcar) en un disolvente líquido (agua).

2.1. Variación de la solubilidad con la temperatura

Una vez definida la solubilidad, se analizarán los factores de los que depende. En la misma sesión de laboratorio mencionada antes, y con las mismas sustancias, puede proponerse al alumnado que comprueben la influencia de la temperatura en la solubilidad (la sal común, NaCl, se disuelve igual de bien en agua caliente que en agua fría, mientras que el acetato de calcio, $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, es más soluble en frío que en caliente).

Se preguntará al alumnado qué sucede cuando se sobrepasa la saturación. Algunos contestarán, erróneamente, que se forma una disolución sobresaturada con un precipitado en el fondo. Hay que explicarles que, en cualquier disolución (diluida, concentrada, saturada o sobresaturada), no puede haber un precipitado en el fondo, ya que entonces estaríamos ante una mezcla no homogénea y, por lo tanto, no sería disolución. Una disolución es sobresaturada cuando contiene mayor cantidad de soluto que el que puede admitir a esa temperatura; eso se consigue calentando la disolución y saturándola para luego dejarla enfriar lentamente. En esa situación, la disolución se hallará inestable, y por simple agitación o introduciendo alguna «semilla» del propio soluto podemos hacer que precipite el exceso de este.

Vídeo: TEMPERATURA Y SOLUBILIDAD DE UN GAS

Vídeo en español que demuestra como al aumentar la temperatura disminuye la solubilidad de un gas en un líquido.

2.2. Variación de la solubilidad con la presión

Si el soluto es gaseoso, en su solubilidad, además de la temperatura, influye la presión a la que se encuentre. La relación entre presión y solubilidad se puede expresar mediante la ley de Henry:

$$C_{\text{gas}} = k p_{\text{gas}}$$

donde:

- C_{gas} es la concentración de gas disuelto (expresada generalmente en molaridad).
- k es una constante de proporcionalidad que depende del gas y de la temperatura.
- p_{gas} es la presión que el gas ejerce sobre el líquido.

Si, como suele ocurrir, existen otros gases, entonces p_{gas} se denomina **presión parcial del gas**, que es la que ejercería si él solo ocupara todo el volumen. Deberá advertirse que la explicación de esa ecuación es una consecuencia de la teoría cinética de la materia.

Vídeo: PRESIÓN Y SOLUBILIDAD DE UN GAS

Vídeo en español que demuestra la influencia de la presión en la solubilidad de los gases.

3. Propiedades coligativas de las disoluciones (páginas 69/72)

Este epígrafe analiza la influencia que tienen los solutos (sobre todo los no iónicos) en la modificación de las propiedades del disolvente. En concreto, se hace referencia a cuatro propiedades coligativas: presión de vapor, punto de congelación, punto de ebullición y presión osmótica; todas ellas dependen de la concentración del soluto y no de su naturaleza. Si la disolución es «ideal» (disoluciones diluidas de solutos no iónicos), existen unas leyes que rigen estas propiedades: ley de Raoult, ley del descenso crioscópico, ley del ascenso ebulloscópico y ley de van't Hoff.

Enlace web: PROPIEDADES COLIGATIVAS

Tutorial sobre la disminución de la presión de vapor del disolvente, el descenso crioscópico, el aumento ebulloscópico y el proceso de ósmosis.

3.1. Presión de vapor

Se preguntará al alumnado qué sucede con la presión de vapor de un disolvente cuando disuelve a un soluto: si aumenta, disminuye o no varía, y el por qué. Acertarán aquellos que sugieran que disminuye debido a que las moléculas de soluto, al ocupar un lugar entre las del disolvente, dificultan el escape al estado gaseoso de las moléculas del disolvente. A continuación serán informados de la ley de Raoult, capaz de medir tal disminución.

3.2. Punto de congelación

Una vez enunciada la ley de Raoult, debe hacerse reflexionar al alumnado acerca de la influencia del cambio en la presión de vapor de un disolvente (al añadir un soluto no iónico) sobre sus puntos de congelación y de ebullición. Seguramente les será más sencillo descubrir por sí mismos el ascenso ebulloscópico que el descenso crioscópico. Se les ayudará a que alcancen este descubrimiento explicándoles la gráfica de la figura 3.6 del libro del alumno.

Para disoluciones muy diluidas, la disminución de la presión de vapor del disolvente es proporcional a la molalidad de la disolución, de lo que se deduce que el descenso del punto de congelación de una disolución es proporcional a la molalidad (m) de esta.

Se les preguntará por la función de los anticongelantes y su naturaleza (mezcla de algún alcohol y agua). La realización del *Investiga* también puede servir para analizar más aplicaciones de esta propiedad coligativa.

Vídeo: DESCENSO CRIOSCÓPICO

Vídeo en español que explica por qué se echa sal en las carreteras cuando nieva.

Vídeo: ANTICONGELANTES

Vídeo en español que explica el por qué se usan los anticongelantes en los motores de los coches.

3.3. Punto de ebullición

Este epígrafe se tratará de la misma forma que el anterior.

Animación: AUMENTO EBULLOSCÓPICO Y DESCENSO CRIOSCÓPICO

Esta animación muestra el ascenso ebulloscópico y el descenso crioscópico de diferentes solutos en presencia de distintos disolventes.

3.4. Ósmosis

Puede que algunos estudiantes hayan oído hablar del fenómeno de ósmosis, pero lo más probable es que ninguno conozca su naturaleza exacta. La relación de este fenómeno con la vida y la obtención de agua potable a partir del agua marina (ósmosis inversa), resulta altamente motivadora para mantener su atención.

Es conveniente acabar el epígrafe informando a los alumnos de que una de las aplicaciones más frecuentes de las propiedades coligativas es la determinación de la masa molar de sustancias solubles no iónicas.

Efectivamente, en todas las ecuaciones figura la cantidad (en mol) de soluto, que podremos calcular si conocemos el resto de variables (todas ellas se pueden obtener con medidas directas). Conociendo la cantidad de moles y la masa de soluto añadida al disolvente, se puede determinar su masa molar. De las cuatro propiedades coligativas, la que mejor se presta para conseguir este fin es la presión osmótica; ello se debe a que esta magnitud varía en mucha mayor medida que las otras tres y, por tanto, con pequeñas cantidades de muestra conseguimos un valor apreciable de la presión osmótica, de tal modo que su determinación implicará un menor error. Los ejercicios 6 y 7 de *Estrategias de resolución* pueden ayudar a comprender esto.

Vídeo: ÓSMOSIS

Video en español que explica el proceso de ósmosis.

4. Suspensiones y disoluciones coloidales (página 73)

Se debe mostrar la diferencia entre una disolución verdadera y una coloidal, ya que a veces resulta muy difícil su distinción.

4.1. Suspensiones

Es el tamaño de las partículas disueltas el factor que va a decidir si la mezcla es disolución verdadera, suspensión o disolución coloidal. Si este tamaño es superior a $2 \cdot 10^{-5}$ cm, la mezcla será una suspensión. Se les pedirá que den ejemplos de suspensiones.

4.2. Disoluciones coloidales

A primera vista, algunas mezclas heterogéneas parecen disoluciones (la niebla, las nubes, el humo, la tinta, etc.); incluso al microscopio aparecen claras.

No obstante, si un haz de luz incide sobre ellas de forma perpendicular respecto a la dirección en la que se las observa, descubren su auténtico carácter heterogéneo al difundir o dispersar la luz que les llega (algo que no les ocurre a las disoluciones verdaderas). A estas mezclas se las llama (por su semejanza con las disoluciones) disoluciones coloidales.

Vídeo: COLOIDES Y EFECTO TYNDALL

Video en español que explica el efecto Tyndall.

SOLUCIONES DE LAS ACTIVIDADES (páginas 46/55)

Comprueba lo que sabes

1. ¿Qué se entiende por concentración de una disolución?

Se llama concentración de una disolución a la relación cantidad de soluto/cantidad de disolución o disolvente.

2. ¿Qué significa que una disolución de alcohol en agua es al 10 % en volumen?

Que por cada 100 mL que se tomen de disolución hay 10 mL de soluto.

3. Calcula la concentración en porcentaje en masa de una disolución formada por 20 g de soluto y 180 g de disolvente.

$$\begin{aligned} \text{Porcentaje en masa} &= \left(\frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{masa (g) de disolución}} \right) \cdot 100 = \\ &= \left(\frac{20 \text{ g}}{200 \text{ g}} \right) \cdot 100 = 10\% \end{aligned}$$

Actividades

1. Calcula la concentración, en porcentaje en masa, de la disolución obtenida al mezclar 10 g de carbonato de sodio con 100 g de agua destilada.

$$\begin{aligned} \text{Porcentaje en masa} &= \left(\frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{masa (g) de disolución}} \right) \cdot 100 = \\ &= \left(\frac{10 \text{ g}}{110 \text{ g}} \right) \cdot 100 = 9,1\% \end{aligned}$$

2. La densidad de 200 mL de disolución de yoduro de potasio en agua al 40 % en masa es de 1,2 g/cm³. ¿Qué cantidades de soluto y disolvente se hallan presentes?

Con la densidad hallamos la masa de disolución:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$m = \rho V = 1,2 \text{ g/cm}^3 \cdot 200 \text{ mL} = 240 \text{ g de disolución}$$

Se sustituyen los datos en la ecuación que define la concentración en porcentaje en masa:

$$40\% = \left(\frac{x \text{ g de soluto}}{240 \text{ g de disolución}} \right) \cdot 100; \quad x = 96 \text{ g de soluto}$$

$$240 \text{ g de disolución} - 96 \text{ g de soluto} = 144 \text{ g disolvente}$$

3. Se desea preparar 600 mL de disolución de alcohol en agua al 10 % en volumen. Calcula las cantidades de alcohol y agua destilada que deben mezclarse.

$$\frac{10 \text{ mL de alcohol}}{100 \text{ mL de disolución}} = \frac{x \text{ mL de alcohol}}{600 \text{ mL de disolución}}$$

$$x = 60 \text{ mL de alcohol}$$

Por tanto: 600 – 60 mL = 540 mL de agua

4. ¿Es lo mismo echar en un matraz 5 g de soluto y luego 100 cm³ de agua, que poner la misma cantidad de soluto y, luego, completar con agua hasta 100 cm³? Explica

cómo afectarían ambas opciones al cálculo de la molaridad.

No es lo mismo, en el segundo caso la cantidad añadida de agua es ligeramente inferior. Para calcular la molaridad de la primera disolución necesitaríamos saber el volumen que ocupan los 5 g de soluto (por ejemplo conociendo la densidad del soluto) para, añadidos a los 100 cm³ de agua, calcular el volumen total de disolución. En el segundo caso el volumen de disolución es 100 cm³.

5. Calcula la molaridad de la disolución obtenida al mezclar 15 g de hidróxido de calcio, Ca(OH)₂, con el agua suficiente para enrasar a 0,5 L.

$$M = \frac{n_s}{V} = \frac{\left(\frac{15 \text{ g}}{74 \text{ g/mol}} \right)}{0,5 \text{ L}} = 0,4 \text{ mol/L}$$

6. Se disuelven 5 mL de ácido nítrico comercial del 70 % y de densidad 1,42 g/mL en agua destilada y, posteriormente, se completa con más agua destilada hasta obtener 1 L de disolución. Calcula la molaridad de la misma.

$$m = \rho V$$

$$m = 1,42 \text{ g/mL} \cdot 5 \text{ mL} = 7,1 \text{ g de HNO}_3 \text{ del } 70\%$$

La masa de HNO₃ puro será:

$$\frac{7,1 \text{ g} \cdot 70}{100} = 4,97 \text{ g}$$

La cantidad de HNO₃ en mol es:

$$\frac{4,97 \text{ g}}{63 \text{ g/mol}} = 0,08 \text{ mol}$$

Así la molaridad es:

$$M = \frac{0,08 \text{ mol}}{1 \text{ L de disolución}} = 0,08 \text{ mol/L}$$

7. Determina la molalidad de: a) Una disolución obtenida disolviendo 10 g de hidróxido de sodio, NaOH, en 200 mL de agua. b) Una disolución de KNO₃ al 20 % en masa. Dato: $\rho_{\text{agua}} = 1 \text{ g/cm}^3$

a) Cantidad de NaOH en mol:

$$\frac{10 \text{ g}}{40 \text{ g}} = 0,25 \text{ mol}$$

Molalidad:

$$m = \frac{0,25 \text{ mol}}{0,2 \text{ Kg de agua}} = 1,25 \text{ mol/Kg}$$

b) Si es al 20 % es que hay 20 g de KNO₃ (20 g/101 g/mol = 0,2 mol) en 100 g de disolución, es decir, mezclado con 80 g de agua.

Por tanto:

$$m = \frac{0,2 \text{ mol}}{0,08 \text{ Kg de agua}} = 2,5 \text{ mol/Kg}$$

- 8 Halla las fracciones molares de los componentes de una disolución que se ha obtenido al disolver 2 g de hidróxido de sodio en 100 mL de agua. Dato: $\rho_{\text{agua}} = 1 \text{ g/cm}^3$

Calculamos la cantidad, en mol, de soluto y disolvente:

$$n_s = \frac{2 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,05 \text{ mol}$$

$$n_d = \frac{100 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 5,55 \text{ mol}$$

Ahora hallamos las fracciones molares:

$$\chi_s = \frac{0,05 \text{ mol}}{0,05 \text{ mol} + 5,55 \text{ mol}} = 0,0089 \text{ mol}$$

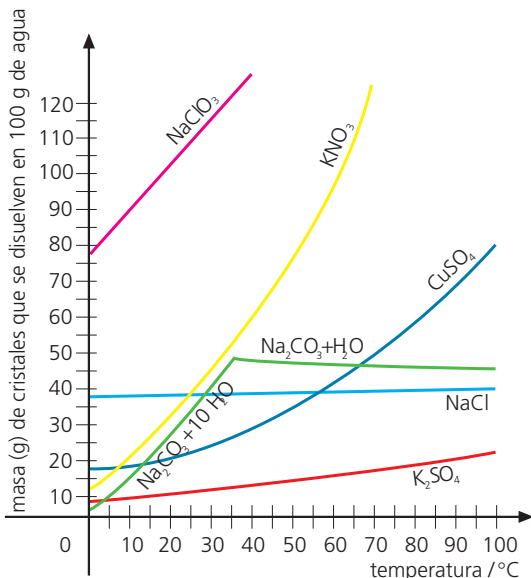
$$\chi_d = \frac{5,55 \text{ mol}}{0,05 \text{ mol} + 5,55 \text{ mol}} = 0,99 \text{ mol}$$

Esta última fracción molar también la podemos hallar así:

$$1 - 0,0089 = 0,99$$

- 9 Observa la figura 3.4 y contesta las siguientes preguntas:

- a) ¿Qué sustancia de las representadas muestra una elevada solubilidad?
b) ¿En cuál se observa mayor variación de su solubilidad con la temperatura?



a) NaClO_3

b) KNO_3

- 10 ¿Por qué ascienden burbujas de gas en las copas de cava recién servidas o, en general, en las de cualquier bebida carbónica?

Porque disminuye la presión del gas en el seno de la disolución (al pasar a la presión atmosférica, que es inferior a la que tenía el gas en la botella), como consecuencia, se reduce la solubilidad de este en la misma. Entonces el gas tiende a escapar.

- 11 ¿Por qué crees que se forman muchas más burbujas en las copas de cava si agitamos el contenido con una cucharilla?

Porque las disoluciones gaseosas adquieren fácilmente la condición de sobresaturación y al agitar conseguimos que el exceso de gas escape.

- 12 ¿Qué ocurrirá con la temperatura de ebullición de una disolución con respecto a la de su disolvente puro?

Un disolvente entra en ebullición cuando su presión de vapor iguala a la atmosférica (en recipientes abiertos). Imaginemos que eso sucede a una temperatura T . Al añadir un soluto no volátil a un disolvente, disminuye la presión de vapor de este último; por ello, hay que calentar más ($T' > T$) hasta que la presión de vapor de la disolución iguale a la atmosférica, momento en el que empezará a hervir (T').

- 13 Para que tu bañador se seque antes, ¿lo enjuagarías con agua dulce o salada? ¿Por qué?

En agua dulce, ya que es más volátil que el agua salada porque las sales disueltas en el agua salada hacen disminuir la presión de vapor del disolvente.

- 14 Al añadir 300 g de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, a 1,5 L de disolvente, se produce un descenso crioscópico de $2,06^\circ\text{C}$. Halla la K_c del disolvente.

La masa molar de la glucosa es 180 g/mol.

La cantidad de glucosa existente será:

$$n = \frac{300 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} = 1,67 \text{ mol}$$

La molalidad es:

$$m = 1,67 \text{ mol}/1,5 \text{ kg de agua} = 1,11 \text{ mol/kg}$$

$$\Delta T_c = K_c m$$

$$K_c = \frac{\Delta T_c}{m} = \frac{2,06^\circ\text{C}}{1,11 \text{ mol/Kg}} = 1,86^\circ\text{C kg/mol}$$

- 15 Calcula la masa molecular de un alcohol sabiendo que una mezcla de 2 L de agua y 0,5 L de ese alcohol, del 96% y densidad de $0,8 \text{ g/cm}^3$, produce un descenso crioscópico de $7,7^\circ\text{C}$.

Aplicamos la ecuación: $\Delta T_c = K_c m$

Sustituimos valores:

$$7,7^\circ\text{C} = \frac{1,86^\circ\text{C} \frac{\text{kg}}{\text{mol}} \cdot n_s}{2 \text{ kg}}$$

$$n_s = 8,3 \text{ mol de alcohol}$$

Hallamos el n.º de gramos de alcohol existente en el 1/2 L:

$$m = \rho V = 0,8 \text{ g/cm}^3 \cdot 500 \text{ cm}^3 = 400 \text{ g de alcohol al } 96\%$$

$$400 \text{ g} \cdot 96/100 = 384 \text{ g de alcohol puro}$$

Como:

$$n_s = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}} \Rightarrow$$

$$\text{masa molar} = \frac{\text{masa}}{n_s} = \frac{384 \text{ g}}{8,3 \text{ mol}} \cong 46 \text{ g/mol}$$

Por tanto, la masa molecular será: 46 u

- 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°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 (CON_2H_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

Cuando 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:

a) Masa (g) soluto/100 g de disolvente.

b) Masa (g) de soluto/100 g de disolución.

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

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

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

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

- 10 El agua de mar contiene un 2,8% de cloruro de sodio, NaCl, y tiene una densidad de 1,02 g/cm³ 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 cm³, calcula la concentración de la disolución en:

a) Porcentaje en masa c) Molaridad.

b) Masa (g) por litro. d) 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 cm³ 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.

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

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

14) ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico puro, H₂SO₄, contienen 100 cm³ 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 H₂SO₄ comercial al 96 % y $\rho = 1,84 \text{ g/cm}^3$. Calcula el volumen de ácido que hubo que incluir para obtener los 100 cm³ de disolución 0,2 M.

Si el ácido es del 96 %, por cada 100 g de ácido comercial, 96 g son de H₂SO₄; 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, KNO₃, y agua destilada necesarios para preparar un volumen de 250 cm³ de disolución al 20 %. Dato: densidad de la disolución = 1,2 g/cm³

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, HNO₃, 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/cm³, 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, NH_4OH , 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 lo 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, π , 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°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, ΔT_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 (C_6H_6). La presión de vapor de la disolución a 20°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 (C_6H_6) cuya densidad es 0,88 g/cm³, 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 (C_6H_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 cm³ 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 cm³ 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 CO₂ y 0,920 g de H₂O, 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 (CH₂O₂)_n, y como:

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

entonces, la fórmula molecular es CH₂O₂.

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 H_2SO_4 a partir de otra disolución 2M del mismo ácido.

Primeramente averiguamos cuántos moles de H_2SO_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:

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

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 cm³ de H_2SO_4 comercial del 96% y densidad 1,84 g/cm³ y que la disolución resultante sea 0,5 M en dicho ácido.

Averiguamos la masa de la disolución de H_2SO_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 H_2SO_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:

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

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 (π) 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 cm^3 de H_2SO_4 del 90 % de riqueza en peso y densidad $1,8 \text{ g/cm}^3$ hasta formar 250 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 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 (H_2O) y el soluto (NaCl) superan a las que hay entre los iones Na^+ y 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 cm³ de disolvente.
 - 1000 g de disolvente.
 - 1000 cm³ de disolución.
- ¿Cuál es la molaridad de una disolución de ácido nítrico (HNO₃) en agua si hay 126 g de ese ácido en 250 cm³ de disolución?
 - 6,3 M
 - 8 M
 - 9,5 M
- Añadiendo 10 mL de ácido sulfúrico (H₂SO₄) del 80 % y con una densidad de 1,84 g/cm³ a 990 mL de H₂O, 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.