

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.*



Masa de disolución = masa de soluto + masa de disolvente = 10 g de carbonato + 100 g de agua = 110 g de disolución, ya que sólo hay dos componentes: soluto y disolvente.

$$\frac{\text{masa(g) de soluto}}{\text{masa (g)de disolución}} = \frac{\text{Porcentaje(\%)}}{100 \text{ g de disolución}} \Leftrightarrow \text{Porcentaje(\%)} = \frac{\text{masa(g) de soluto}}{\text{masa (g)de disolución}} \cdot 100 = \frac{10 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3}{10 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3 + 100 \text{ g de H}_2\text{O}} \cdot 100$$

$$= \frac{10\text{g}}{110\text{g}} \cdot 100 \cong 9,1\% \text{ de Na}_2\text{CO}_3$$



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?.*¹



Volumen de disolución = V = 200 mL = 200 cm³ = 0,2 L.
 Porcentaje en masa del soluto = p = 40 % en KI.
 Densidad de la disolución = ρ = 1,2 g/cm³.

1) Usando las fórmulas asociadas a las definiciones

$$\rho(\text{disolución}) = \frac{\text{Masa de disolución (D)}}{\text{Volumen de disolución(V)}} \Leftrightarrow D = \rho \cdot V = 1,2 \frac{\text{g de disolución}}{\text{cm}^3 \text{ de disolución}} \cdot 200 \text{ cm}^3 = 240 \text{ g de disolución.}$$

$$\text{Porcentaje (\%)} \text{ en masa de soluto} = \frac{\text{masa (g) de soluto (m)}}{\text{masa (g) de disolución (D)}} \cdot 100 \Leftrightarrow \% = \frac{m}{D} \cdot 100 \Leftrightarrow m = \frac{(\%) \cdot D}{100} = \frac{40}{100} \cdot 240 = 96 \text{ g de soluto.}$$

Como masa de disolución (D) = masa de soluto (m) + masa de disolvente(d); D = m + d \Rightarrow d = D – m = 240 g de disolución – 96 g de soluto = 144 g de disolvente.

2) Utilizando factores de conversión

$$200 \text{ mL de disolución} = 200 \text{ mL de disolución} \cdot \frac{1,2 \text{ g de disolución}}{1 \text{ mL de disolución}} = 240 \text{ g de disolución.}$$

Si añadimos un factor más, el del porcentaje, podemos hallar la masa de soluto:

¹ Este tipo de ejercicios se suelen resolver de varias formas: mediante reglas de tres (proporciones), aplicando fórmulas o utilizando el método de los factores de conversión; incluso combinando esos procedimientos. Aunque somos partidario de usar los factores e conversión (nos parece el más potente, rápido y conceptualmente más adecuado) y usamos indistintamente los procedimientos citados (mezclados en ocasiones), estos primeros problemas se van a resolver usando un par de métodos alternativos para poder comparar y fijar procedimientos.

$$200 \text{ mL de disolución} = 200 \text{ mL de disolución} \cdot \frac{1,2 \text{ g de disolución}}{1 \text{ mL de disolución}} \cdot \frac{40 \text{ g de soluto}}{100 \text{ g de disolución}} = 96 \text{ g de soluto.}$$

La masa de disolvente la calculamos por diferencia como en el apartado anterior.



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.



$$\text{Porcentaje en volumen}(\%_V) = \frac{\text{Volumen (L) de soluto (v)}}{\text{Volumen (L) disolución (V)}} \cdot 100 \Leftrightarrow \%_V = \frac{v}{V} \cdot 100 \Leftrightarrow v = V \cdot \frac{(\%_V)}{100} = 600 \text{ mL} \cdot \frac{10}{100} = 60 \text{ mL de alcohol, luego habrá } 600 \text{ mL de disolución} - 60 \text{ mL de alcohol} = 540 \text{ mL de agua destilada.}$$



4 Averigua la cantidad de agua que contiene la disolución del ejemplo anterior.



Como la densidad del agua es 1 g/mL, un volumen de 60 mL son una masa de 60 g de agua.



5 Calcula la molaridad de una disolución obtenida disolviendo 15 g de hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, con el agua suficiente hasta enrasar a 0,5 L.



$$\text{Masa molar del } \text{Ca}(\text{OH})_2 : 1 \cdot 40 \text{ de Ca} + 2 \cdot (1 \cdot 16 \text{ de O} + 1 \cdot 1 \text{ de H}) = 74 \text{ g/mol}$$

$$\text{Nº de moles de } \text{Ca}(\text{OH})_2 = n = \frac{15 \text{ g}}{74 \text{ g/mol}} = 0,20 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2.$$

$$\text{Molaridad} = \frac{n}{V} = \frac{0,20 \text{ moles de } \text{Ca}(\text{OH})_2}{0,5 \text{ L de disolución}} = 0,4 \text{ M.}$$



6 **PAU** 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 formar 1 L de disolución. Calcula la molaridad de la misma.



Hallamos primero los moles que hay en 5 mL de disolución de nítrico al 70 % y densidad 1,42 g/mL:

$$5 \text{ mL de disolución de nítrico comercial} = 5 \text{ mL de disolución} \cdot \frac{1,42 \text{ g de disolución}}{1 \text{ mL de disolución}} \cdot \frac{70 \text{ g de HNO}_3}{100 \text{ g de disolución}}$$

$\frac{1 \text{ mol de HNO}_3}{63 \text{ g de HNO}_3} = 0,079 \text{ moles de HNO}_3$, estos moles se disuelven con agua destilada hasta completar 1 L de disolución, luego la molaridad de la nueva disolución es $M = 0,079 \text{ moles de HNO}_3/1 \text{ L} = 0,079 \text{ M}$.



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.*



a) Masa molar del NaOH = PM = 23 + 16 + 1 = 40 g/mol.
Como el volumen del agua que se usa como disolvente es de 200 mL y la densidad del agua es 1 g/mL, la masa de disolvente es de 200 g = 0,2 kg de agua.

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}(n)}{\text{masa (kg) de disolvente}(m_d)} = \frac{\frac{m}{\text{PM}}}{m_d} = \frac{\frac{10 \text{ g de NaOH}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{0,2 \text{ kg}} = 1,25 \frac{\text{moles de NaOH}}{\text{kg de disolvente}} = 1,25 \text{ molal.}$$

b) Masa molar del KNO₃ = PM = 39 + 14 + 3·16 = 101 g/mol

Molalidad = $\frac{m}{\text{PM}} = \frac{20 \text{ g de KNO}_3}{101 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2,48 \text{ molal}$ ya que si el porcentaje en peso es del 20 %, de cada 100 g de disolución 20 g son de KNO₃ (soluto) y 80 g son de disolvente.



8) *Halla las fracciones molares de los componentes de una disolución que se ha obtenido disolviendo 2 g de hidróxido de sodio en 100 mL de agua.*



Masa molar del NaOH = 23 + 16 + 1 = 40 g/mol
Masa molar del H₂O = 2·1 + 16 = 18 g/mol
Masa de agua = 200 g de H₂O ya que la densidad del agua es de 1 g/mL.

Hallamos los moles de cada componente dividiendo sus masas entre sus masas molares y después las fracciones molares:

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{moles de NaOH} = n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{\text{PM}_{\text{NaOH}}} = \frac{2 \text{ g de NaOH}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,05 \Rightarrow \chi_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{n_{\text{NaOH}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,05}{0,05 + 5,6} = 0,0089 \\ \text{moles de H}_2\text{O} = n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{\text{PM}_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{100 \text{ g de H}_2\text{O}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5,6 \Rightarrow \chi_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{NaOH}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{5,6}{0,05 + 5,6} = 0,9911 \end{array} \right.$$



9) Observa la figura de las curvas de solubilidad y contesta a las siguientes preguntas:

- ¿Qué sustancia de las representadas muestra una elevada solubilidad?
- ¿Qué sustancia de las representadas posee mayor variación de su solubilidad con la temperatura?
- ¿Qué sustancia de las representadas apenas cambia su solubilidad con la temperatura?
- ¿Qué sucede con la solubilidad del carbonato de sodio (Na_2CO_3) a partir de 35°C ?
- ¿Cuántos gramos de nitrato de potasio (KNO_3) pueden disolverse en 200 cm^3 de agua a 60°C ?



- El clorato sódico (NaClO_3) presenta los valores más elevados de solubilidad en el intervalo de temperaturas de la gráfica.
- La variación en cualquier gráfica viene dada por su pendiente, la que tiene mayor pendiente es también el clorato sódico (NaClO_3).
- La que es prácticamente horizontal es la sal común o cloruro sódico (NaCl).
- Que disminuye al aumentar la temperatura.
- La solubilidad del KNO_3 a 60°C es de 10 de KNO_3 por cada 100 g agua, luego si tenemos 200 g de agua (que son 200 cm^3 pues su densidad es 1 g/mL), se disolverán 20 g de KNO_3 .



10) Cuando se obtiene la precipitación del exceso de soluto sólido en una disolución sobresaturada, el conjunto, líquido y precipitado, ¿sigue siendo una disolución?



En una disolución sobresaturada el exceso de soluto precipita: al agitarla, al rascar con una varilla la pared del recipiente o al añadir una pequeñísima cantidad de soluto.



Al precipitar el exceso de soluto sólido tenemos **dos fases en equilibrio dinámico**, la disolución saturada de ese soluto y la fase sólida con el exceso de soluto precipitado, continuamente están intercambiando soluto de una a otra fase pero conservándose la concentración de la disolución.



11) ¿Por qué ascienden burbujas de gas en las copas de cava recién llenadas (o, en general, de cualquier bebida carbónica)?



El gas carbónico que está disuelto en las bebidas carbónicas se encuentra, al llenar la copa con una presión externa menor que la que tenía en la botella, luego se sale al exterior para disminuir la presión en la bebida hasta igualarla con la atmosférica externa.



12) ¿Por qué crees que se forman muchas más burbujas en las copas de la cuestión anterior si agitamos el contenido con una cucharilla?



Porque el agitar el contenido se favorece el desprendimiento de las burbujas de gas al aumentar la superficie de contacto impidiendo que el disolvente se sature alrededor de las partículas gaseosas del soluto, hacemos que más partículas de soluto puedan liberarse de la atracción del disolvente .



13 *Teniendo en cuenta la relación de la presión de vapor con la temperatura de ebullición, ¿qué crees que ocurrirá con la temperatura de ebullición de la disolución con respecto a la del disolvente puro?*



Al añadir un soluto a un disolvente la presión de vapor de la disolución disminuye luego habrá que aumentar la temperatura para que esta presión de vapor de la disolución iguale la externa y empiece la ebullición, es decir la temperatura de ebullición de una disolución es mayor que la del disolvente puro porque su presión de vapor es menor.



14 *Si quisieses que se secase antes tu bañador, ¿lo enjuagarías con agua dulce o con agua salada? ¿Por qué?*



Como acabamos de decir en el ejercicio anterior la presión de vapor es menor en la disolución de sal que en el disolvente (agua) y por tanto enjuagar la prenda con agua salada (disolución de sal) dificulta la evaporación de las moléculas de agua, que ocurre cuando la presión del vapor iguala la presión externa (atmosférica), el secado se hace más lento.



15 *Calcula la Kc de un disolvente sabiendo que al añadir 300 g de glucosa (C₆H₁₂O₆) a 1,5 L de disolvente se produce un descenso crioscópico de 2,06 °C.*



Decremento en la temperatura de congelación = $\Delta t = 2,06 \text{ }^\circ\text{C}$

Masa molar de la glucosa (C₆H₁₂O₆) = $6 \cdot 12 + 12 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ g/mol}$.

Hallamos la molalidad de la disolución de glucosa:

$$\text{Molalidad} = m = \frac{\frac{m}{PM}}{m_d} = \frac{\frac{300 \text{ g de glucosa}}{180 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{1,5 \text{ kg de disolvente}} = 1,1 \text{ molal ya que 1,5 L de agua son 1,5 kg.}$$

$$\text{luego : } \Delta t = K_c \cdot m \Leftrightarrow K_c = \frac{\Delta t}{m} = \frac{2,06}{1,1} = 1,85 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}}$$



16 *Calcula la masa molecular de un alcohol sabiendo que una mezcla de 2 L de agua y 1/2 L de ese alcohol, del 96% y densidad 0,8 g/mL, producen un descenso crioscópico de 7,7 °C.*



Volumen de agua = $V = 2 \text{ L} \Rightarrow$ Masa de disolvente = $m_d = 2 \text{ kg}$ de agua (ya que la densidad es 1 kg/L).

Constante crioscópica = $K_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol}$.

Descenso en el punto de fusión = $\Delta t_c = 7,7 \text{ }^\circ\text{C}$.

Hallamos la masa del alcohol (m_s) que hay en el $1/2 \text{ L}$ de disolución al 96% y $0,8 \text{ g/mL}$ de densidad:

$$\frac{1}{2} \text{ L de disolución} = \frac{1}{2} \text{ L de disolución} \cdot \frac{800 \text{ g de disolución}}{1 \text{ L de disolución}} \cdot \frac{96 \text{ g de alcohol}}{100 \text{ g de disolución}} = 384 \text{ g de alcohol.}$$

Ahora de la fórmula del descenso crioscópico despejamos la masa molar:

$$\Delta t_c = K_c \cdot m = K_c \cdot \frac{m_s}{m_d(\text{kg})} \Leftrightarrow PM = \frac{K_c \cdot m_s}{m_d \cdot \Delta t_c} = \frac{1,86 \frac{^\circ\text{C}\cdot\text{kg}}{\text{mol}} \cdot 384 \text{ g}}{2 \text{ kg} \cdot 7,7^\circ\text{C}} = 46,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$



17 ¿Por qué cuando hace mucho frío se echa sal sobre las placas de hielo formadas en calles y carreteras?



La sal se va disolviendo en el agua superficial que se va formando al fundirse el hielo o reacciona con la capa sólida de este, lo que hace que el punto de congelación de la disolución formada disminuya por debajo de los 0°C a que se congela el agua pura (sobre unos -21°C si la sal está en un 20%) evitando que se congele al no alcanzarse la temperatura de congelación. La disolución agua + sal no puede darse sino en los puntos de contacto entre los cristales de hielo y de sal, o sea en la superficie del hielo. Se forma así una capa superficial de mezcla que se funde (si la temperatura es superior a -21°C). Como la sal está en sobresaturación, se disuelve en la disolución fundida y puede reaccionar con el hielo que se encuentra sobre la película líquida. El fenómeno se propaga entonces hasta que falta agua o sal para formar una nueva disolución. Así, en teoría, sería posible impedir la formación de hielo hasta los -21°C aunque la temperatura esté por debajo de 0°C .



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



Masa de soluto = $m_s = 342 \text{ g}$ de sacarosa.

Masa molar de la sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) = $PM = 12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16 = 342 \text{ g/mol}$.

Masa del disolvente = $m_d = 1 \text{ kg}$ de agua.

Constante ebulloscópica del agua = $K_e = 0,52 \text{ }^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol}$.

Aplicamos la fórmula del aumento ebulloscópico:

$$\Delta t_e = K_e m = K_e \cdot \frac{m_s}{m_d(\text{kg})} = 0,52 \frac{^\circ\text{C}\cdot\text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{342 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 0,52 \text{ }^\circ\text{C}.$$



19 ¿Se daría el mismo ascenso ebulloscópico que en la actividad anterior, si en 1 kg de agua se disuelve 1 mol de glucosa ($C_6H_{12}O_6$)? ¿ Y 1 mol de urea (CON_2H_4)?



Como en las dos nuevas disoluciones hay 1 mol por cada kg de disolvente (agua) su molalidad es 1 y por tanto el aumento ebulloscópico es igual a la constante ebulloscópica, $\Delta t = K_e = 0,52 \text{ }^\circ\text{C}$ que es el mismo que la actividad anterior.



20 ¿ A qué temperatura hierve una disolución formada por 9,2 g de glicerina ($C_3H_8O_3$) y 100 g de agua (a presión normal)?



Masa de soluto = $m_s = 9,2 \text{ g de glicerina.}$

Masa molar de la glicerina ($C_3H_8O_3$) = $PM = 3 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 3 \cdot 16 = 92 \text{ g/mol.}$

Masa del disolvente = $m_d = 100 \text{ g de agua} = 0,1 \text{ kg de agua.}$

Constante ebulloscópica del agua = $K_e = 0,52 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol.}$

Aplicamos la fórmula del aumento ebulloscópico:

$$\Delta t_e = K_e \cdot m = K_e \cdot \frac{m_s}{m_d(\text{kg})} = 0,52 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{9,2 \text{ g}}{0,1 \text{ kg}} = 0,52 \text{ }^\circ\text{C}.$$

Luego la temperatura de ebullición de la disolución será = $t = t_0 + \Delta t_e = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 0,52 \text{ }^\circ\text{C} = 100,52 \text{ }^\circ\text{C}.$



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



Según la ecuación de Van't Hoff la presión osmótica viene dada por:

$$\pi = \frac{nRT}{V}$$

En donde vemos que es directamente proporcional a la temperatura absoluta de la disolución.



22 ¿Por qué las inyecciones intravenosas deben ser isotónicas (esto es, tienen la misma presión osmótica) con el suero sanguíneo?



Para evitar que el líquido inyectado altere la concentración del suero sanguíneo por ósmosis, captando o cediendo solutos a la disolución inyectada.



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



Suspensiones: Zumo de frutas, calima atmosférica, barro.

Disoluciones coloidales: Pegamento, espuma de cerveza, crema batida, queso, gelatina, tinta china.

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



CUESTIONES Y PROBLEMAS

DISOLUCIÓN. TIPO DE DISOLUCIONES

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



Soluto es la sustancia o sustancias que se disuelven en el **disolvente** para formar la **disolución**. Que es una mezcla homogénea de sustancias puras (solutos y disolvente) cuyas partículas son tan pequeñas que no sedimentan aunque empleemos potentes centrífugas.

Concentración de una disolución: Es la relación entre la cantidad de soluto disuelto (en masa, volumen, moles, etc.) y la cantidad de disolución o disolvente (en masa, volumen, moles, etc.).



② ¿Existe alguna disolución donde el disolvente sea gaseoso y el soluto sólido o líquido? Si es así, pon un ejemplo.



De líquido en gas podríamos considerar la niebla en que el agua líquida se disuelve en el aire y de sólido en gas la contaminación atmosférica y el humo, en las que partículas de polvo se disuelven en el aire, pero en realidad ¿son disoluciones o suspensiones?.



CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

③ Define molaridad y molalidad.



✳ La molaridad (M) de una disolución indica la cantidad en moles de soluto (n_s) existente en un litro de disolución:

$$M = \frac{n_s}{V(L)} = \frac{m_s}{PM \cdot V(L)}$$

❁ La molalidad (m) de una disolución indica la cantidad en moles de soluto (n_s) que acompaña o hay por kilo de disolvente (m_d):

$$m = \frac{n_s}{m_d(\text{kg})} = \frac{\frac{m_s}{PM}}{m_d(\text{kg})}$$



❁ ¿Por qué la fracción molar no tiene unidades?



Porque es una relación o cociente entre una misma magnitud expresada en la misma unidad, los moles de un componente entre los moles totales de la disolución:

$$\chi_i = \frac{n_i}{n_t} = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles del componente } i}{\text{n}^\circ \text{ de moles totales}}$$



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

- a) En gramos de soluto/100 g de disolvente.
- b) En gramos de soluto/100 g de disolución.



Masa de soluto = $m_s = 10$ g de sacarosa.
Masa de disolvente = $m_d = 250$ g de agua.

La masa de disolución es suma de la masa del soluto y la masa del disolvente ya que sólo hay dos componentes en la disolución = $m_D = m_s + m_d = 10$ g + 250 g = 260 g de disolución.

a) $\frac{10 \text{ g de sacarosa}}{250 \text{ g de disolvente}} = \frac{x \text{ g de sacarosa}}{100 \text{ g de disolvente}} \Leftrightarrow x = \frac{1000}{250} = 4 \frac{\text{g de sacarosa}}{100 \text{ g de disolvente}}$

b) $\frac{10 \text{ g de sacarosa}}{260 \text{ g de disolución}} = \frac{y \text{ g de sacarosa}}{100 \text{ g de disolución}} \Leftrightarrow y = \frac{1000}{260} = 3,85 \frac{\text{g de sacarosa}}{100 \text{ g de disolución}}$



❁ 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.



Porcentaje en masa de sal en agua marina = $p = 2,8$ % de NaCl.
Densidad del agua marina = $d = 1,02$ g/cm³.
Masa de soluto = $m_s = 1$ kg de NaCl = 1 000 g de NaCl.

Hallamos primero la masa de disolución necesaria para contener 1 kg de soluto al 2,8 %:

$$1\,000\text{ g de NaCl} = 1\,000\text{ g de NaCl} \cdot \frac{100\text{ g de disolución}}{2,8\text{ g de soluto (NaCl)}} = 35\,714,3\text{ g de disolución.}$$

y, ahora hallamos el volumen que ocupa esa masa a la densidad dada:

$$d = \frac{m}{V} \Leftrightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{35\,714,3\text{g}}{1,02 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 35\,014\text{mL} \cong 35\text{ L.}$$



7 Se prepara una disolución con 5 g de hidróxido de sodio (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.
- b) Gramos por litro.
- c) Molaridad.
- d) Molalidad



Masa de soluto = $m_s = 5\text{ g de NaOH.}$

Masa de disolvente = $m_d = 25\text{ g de agua destilada} = 0,025\text{ kg de agua.}$

Masa molar del soluto (NaOH) = $PM = 23\text{ de Na} + 16\text{ de O} + 1\text{ de H} = 40\text{ g/mol.}$

Volumen de disolución = $V = 27,1\text{ cm}^3 = 0,0271\text{ L.}$

La masa de disolución es suma de la masa del soluto y la masa del disolvente ya que sólo hay dos componentes en la disolución = $m_D = m_s + m_d = 5\text{ g} + 25\text{ g} = 30\text{ g de disolución.}$

$$\text{a) Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa del soluto (g)}}{\text{masa de la disolución(g)}} \cdot 100 = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 = \frac{5\text{g}}{30\text{g}} \cdot 100 = 16,7\% \text{ de NaOH.}$$

$$\text{b) g/L} = \frac{\text{masa del soluto (g)}}{\text{Volumen de la disolución (L)}} = \frac{m_s}{V} = \frac{5\text{ g}}{0,0271\text{ L}} = 184,5 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$\text{c) } M = \frac{n_s}{V(\text{L})} = \frac{\frac{m_s}{PM}}{V(\text{L})} = \frac{\frac{5\text{ g}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{0,0271\text{ L}} = \frac{0,125\text{mol}}{0,0271\text{ L}} = 4,6 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 4,6\text{ M.}$$

$$\text{d) } m = \frac{n_s}{m_d(\text{kg})} = \frac{\frac{m_s}{PM}}{m_d(\text{kg})} = \frac{\frac{5\text{ g}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{0,025\text{ kg}} = \frac{0,125\text{mol}}{0,025\text{ kg}} = 5 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 5\text{ molal.}$$



8 Calcula la fracción molar del soluto del problema anterior.



$$\text{Moles de soluto} = n_s = \frac{m_s}{PM_s} = \frac{5\text{g de NaOH}}{40 \frac{\text{g de NaOH}}{\text{mol}}} = 0,125\text{ mol.}$$

$$\text{Moles de disolvente} = n_d = \frac{m_d}{PM_d} = \frac{25\text{g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,39 \text{ mol.}$$

$$\text{Luego la fracción molar del soluto} = \chi_{\text{NaOH}} = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{0,125 \text{ mol}}{0,125 \text{ mol} + 1,39 \text{ mol}} = \frac{0,125}{1,515} = 0,083 .$$



① En 100 cm³ de una disolución de ácido clorhídrico (HCl) hay 6 g de dicho ácido. Calcula:

- a) La cantidad de esta sustancia en mol.
- b) La molaridad de la disolución.



Volumen de la disolución = V = 100 cm³ = 0,1 L.

Masa del soluto = m_s = 6 g de HCl.

Masa molar del soluto (HCl) = 1 de H + 35,5 de Cl = 36,5 g/mol.

a) N° de moles = n = $\frac{m_s}{PM} = \frac{6 \text{ g}}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,16 \text{ mol.}$

b) Molaridad = M = $\frac{n}{V(L)} = \frac{0,16 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 1,6 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 1,6 \text{ M.}$



①① Calcula la cantidad, en gramos, de nitrato de potasio (KNO₃) y agua destilada necesarios para preparar 250 cm³ de disolución al 20 %. La densidad de la disolución es 1,2 g/cm³.



Usamos los factores de conversión:

☼ 250 cm³ de disolución = 250 cm³ de disolución · $\frac{1,2 \text{ g de disolución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ de disolución}} = 300 \text{ g de disolución.}$

☼ 250 cm³ de disolución = 250 cm³ de disolución · $\frac{1,2 \text{ g de disolución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ de disolución}} \cdot \frac{20 \text{ g de soluto}}{100 \text{ g de disolución}} = 60 \text{ g de soluto.}$

☼ Masa del disolvente = masa de disolución – masa de soluto = 300 g – 60 g = 240 g de disolvente.



①① ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico (H₂SO₄) puro hay contenida en 100 cm³ de disolución 0,2 M de dicho ácido?



Volumen de disolución = V = 100 cm³ = 0,1 L.

Masa molar del soluto (H_2SO_4) = $2 \cdot 1$ de H + $1 \cdot 32$ de S + $4 \cdot 16$ de O = 98 g/mol .

Molaridad de la disolución = $M = 0,2 \text{ M}$

$$M = \frac{m_s}{V} \Leftrightarrow m_s = M \cdot V \cdot PM = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{L} \cdot 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1,96 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4.$$



12 Para preparar la disolución del problema anterior disponíamos de H_2SO_4 comercial del 96% y densidad $1,84 \text{ g/cm}^3$. Calcula el volumen de ácido que hubo que incluir para obtener los 100 cm^3 de disolución $0,2 \text{ M}$.



Partimos de los $1,96 \text{ g}$ de sulfúrico que hemos calculado en el ejercicio anterior y hallamos, mediante los factores de conversión, el volumen necesario de una disolución de densidad $1,84 \text{ g/cm}^3$ al 96 % en peso que contienen esos gramos :

$$1,96 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 = 1,96 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g de disolución}}{96 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ de disolución}}{1,84 \text{ g de disolución}} = 1,1 \text{ cm}^3 \text{ de disolución}$$



13 Partiendo de una disolución 2 M de ácido nítrico (HNO_3), indica cómo prepararías 1 L de otra disolución del mismo ácido, pero de concentración 1 M .



Molaridad de la primera disolución = $M_1 = 2 \text{ M}$.

Molaridad de la segunda disolución = $M_2 = 1 \text{ M}$.

Volumen de la segunda disolución = $V_2 = 1 \text{ L}$.

Como el número de moles de nítrico no cambia se ha de cumplir:

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \Leftrightarrow V_1 = \frac{M_2 \cdot V_2}{M_1} = \frac{1 \text{ M} \cdot 1 \text{ L}}{2 \text{ M}} = 0,5 \text{ L}$$

Para prepararla tomamos medio litro de la disolución 2 M y añadimos agua destilada hasta aforar a 1 litro.



14 Tomamos 10 mL de ácido sulfúrico (H_2SO_4) comercial del 96% y de densidad $1,84 \text{ g/cm}^3$ y lo añadimos, con precaución, a un matraz de $1/2 \text{ L}$ lleno hasta la mitad de agua destilada. Agitamos y añadimos más agua destilada hasta el nivel de $1/2 \text{ L}$. Indica la molaridad y la molalidad de la disolución así preparada.



Volumen de la disolución inicial = $V_0 = 10 \text{ mL} = 10 \text{ cm}^3 = 0,010 \text{ L}$.

Porcentaje en masa de la disolución inicial = $p = 96 \%$.

Densidad de la disolución original = $d = 1,84 \text{ g/cm}^3$.

Volumen de la disolución final = $1/2 \text{ L}$.

Como lo único que hacemos es diluir (añadir agua), la cantidad de sulfúrico en la disolución final será el que había en la inicial:

$$\text{Masa de H}_2\text{SO}_4 = m_s = 10 \text{ cm}^3 \text{ de disolución} \cdot \frac{1,84 \text{ g de disolución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ de disolución}} \cdot \frac{96 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g de disolución}} = 17,664 \text{ g de sulfúrico.}$$

$$\text{Molaridad} = M = \frac{n_s}{V(L)} = \frac{\frac{m_s}{PM}}{V(L)} = \frac{\frac{17,664 \text{ g}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{0,5 \text{ L}} = \frac{0,18 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,36 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,36 \text{ M.}$$

$$\text{Molalidad} = m = \frac{n_s}{m_d(\text{kg})} = \frac{\frac{m_s}{PM}}{m_d(\text{kg})} = \frac{\frac{17,664 \text{ g}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{0,482 \text{ kg}} = \frac{0,18 \text{ mol}}{0,482 \text{ kg}} = 0,37 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 0,37 \text{ molal, en donde hemos supuesto que la densidad (desconocida) de la disolución resultante es } 1 \text{ g/cm}^3 \text{ de manera que } 0,5 \text{ L} = 0,5 \text{ kg de disolución y, por tanto la masa de disolvente} = m_d = 0,5 \text{ kg} - 0,017664 \text{ kg} = 0,482 \text{ kg.}$$



15 Queremos preparar 2 L de disolución de ácido clorhídrico (HCl) 0,5 M. Calcula el volumen de HCl comercial del 37,5 % y densidad 1,19 g/cm³ que debemos añadir al matraz aforado, así como la cantidad de agua destilada necesaria para completar el volumen de disolución.



Volumen de la disolución final = V = 2 L.
 Concentración de la disolución final = M = 0,5 M.
 Concentración de la disolución inicial = p = 37,5 % en masa.
 Densidad de la disolución inicial = d = 1,19 g/cm³.
 Masa molar del soluto (HCl) = PM = 1 de H + 36,5 de Cl = 36,5 g/mol.

La cantidad de soluto (HCl) no varía, hallamos, pues, primero la masa de soluto necesaria para tener 2 L de disolución 0,5 M, al final:

$$M = \frac{n_s}{V(L)} = \frac{\frac{m_s}{PM}}{V(L)} \Leftrightarrow m_s = M \cdot V \cdot PM = 0,5 \frac{\text{mol de HCl}}{\text{L de disolución}} \cdot 2 \text{ L de disolución} \cdot 36,5 \frac{\text{g de HCl}}{\text{mol de HCl}} = 36,5 \text{ g de HCl}$$

Ahora hallamos el volumen de la disolución original que hemos de tomar para que contenga esa masa de soluto:

$$V = 36,5 \text{ g de HCl} \cdot \frac{100 \text{ g de disolución}}{37,5 \text{ g de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ de disolución}}{1,19 \text{ g de disolución}} = 81,79 \text{ cm}^3 \text{ de disolución hemos de tomar.}$$

Como queremos tener un volumen final de 2 L, hemos de añadir: 2 L – 0,08179 L = 1,9182 L que es la diferencia del volumen tomado de la disolución inicial hasta los 2 L finales.



16 Mezclamos 400 mL de una disolución 0,5 M de amoníaco (NH₃) con 100 mL de una disolución 2 M de la misma sustancia. ¿Qué concentración en molaridad tendrá la disolución resultante?



Hallamos los moles de amoníaco que tenemos en las dos disoluciones:

Como $M = n/V \Rightarrow n_1 = M_1 \cdot V_1 = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,4\text{L} = 0,2$ moles de NH_3 hay en la primera disolución, procediendo de la misma manera hallamos que en la segunda hay $n_2 = M_2 \cdot V_2 = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1\text{L} = 0,2$ moles de NH_3 , al mezclarlas tendremos, pues, $n = 0,4$ moles de amoníaco (0,2 mol de cada una) en un volumen de mezcla (suponiendo que los volúmenes son aditivos) $V = 0,4\text{ L} + 0,1\text{ L} = 0,5\text{ L}$, luego la concentración de la disolución final será:

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



EL PROCESO DE DISOLUCIÓN

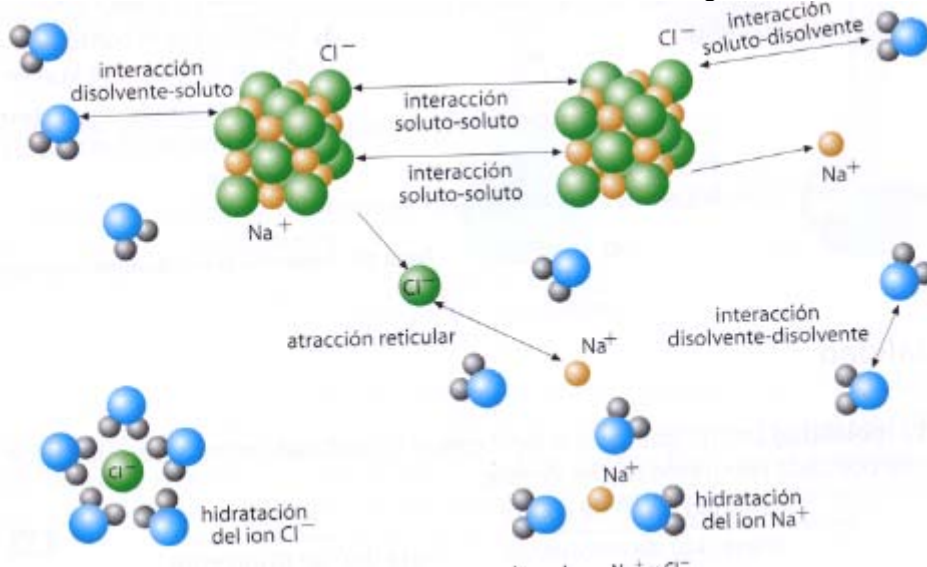
①⑦ Explica el proceso por el cual los solutos se disuelven en los disolventes.



Cuando se disuelve sal en agua, toda la mezcla adquiere el mismo sabor. Esto nos hace pensar que las moléculas de soluto se comportan de forma parecida a como lo hacen las de un gas encerrado en un recipiente: se distribuyen por igual en todo el volumen de agua. De este modo, la teoría cinética puede servir para explicar el proceso de disolución de un soluto en un disolvente.

Al mezclar un disolvente con un soluto sólido, se establecen las siguientes interacciones: soluto-soluto, disolvente-disolvente y disolvente-soluto.

El proceso de disolución se ve favorecido cuando las dos primeras interacciones son relativamente pequeñas, y relativamente grande la tercera. Solo así las partículas de soluto abandonarán las posiciones más o menos fijas que ocupan en sus estructuras y se incorporarán a la disolución. El proceso se denomina solvatación, o hidratación si el disolvente es el agua.

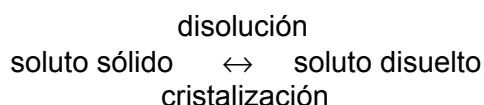


Esta competencia entre interacciones la podemos interpretar desde un punto de vista energético. Para vencer las atracciones soluto-soluto entre los iones del soluto (NaCl) y disolvente-disolvente entre las moléculas del disolvente (1420), es necesario consumir energía. Dicha energía se toma de la que se desprende al interaccionar las moléculas de disolvente con las moléculas iones de soluto.

Si el soluto es un sólido, sus partículas, aunque hidratadas, seguirán, ejerciendo entre sí una cierta atracción reticular que intentará que se vuelva a formar la estructura cristalina original. Para una cierta concentración, cuyo valor dependerá del tipo de soluto, del disolvente y de la temperatura, se establece

un equilibrio dinámico en el que la tendencia del soluto a disolverse igual a la tendencia del soluto disuelto a cristalizar de nuevo. Decimos entonces que la disolución está saturada.

Así pues, en una disolución saturada se da el siguiente equilibrio:



Si el soluto es un líquido o un gas, se establecen las mismas interacciones que en el caso de los solutos sólidos, pero ahora las del tipo soluto-soluto son de menor intensidad, y tanto la hidratación como el proceso de disolución general son casi siempre exotérmicos y se ven muy favorecidos.



18 ¿Cuál es la diferencia entre solvatación e hidratación?



La **solvatación** es el proceso de interacción (disolución) entre las moléculas de un disolvente y las de un soluto formando agregados en la disolución. **Cuando el disolvente es el agua**, al proceso se le llama **hidratación**.



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



Porque al estar sus partículas constituyentes más libres y más alejadas unas de otras, les es más fácil interaccionar con las del disolvente, es decir la interacción soluto-disolvente es mas grande que con los sólidos ya que la superficie de interacción es mucho mayor.



20 ¿Cuáles de las tres interacciones (soluto-soluto, disolvente-disolvente y soluto-disolvente) son más determinantes para realizar las siguientes operaciones?

- a) *Disolver un sólido en un disolvente líquido.*
- b) *Disolver un líquido en un disolvente líquido.*
- c) *Disolver un gas en un disolvente líquido.*



- a) Interacción soluto-soluto ya que están en posiciones reticulares fijas unidos por fuerzas muy intensas.
- b) Interacción soluto-disolvente que da lugar a la disolución.
- c) Prima la interacción disolvente-disolvente que hay más y están más proximas



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 del soluto en una disolución saturada.

Se suele expresar en **g de soluto/ 100 g de disolvente** o en **g de soluto/ 1 L de disolvente**.



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



Los factores que afectan la solubilidad son:

a) **Superficie de contacto:** La interacción soluto-solvente aumenta cuando hay mayor superficie de contacto y el cuerpo se disuelve con más rapidez (pulverizando el soluto).

b) **Agitación:** Al agitar la solución se van separando las capas de disolución que se forman del soluto y nuevas moléculas del solvente continúan la disolución

c) **Temperatura:** Al aumentar la temperatura se favorece el movimiento de las moléculas y hace que la energía de las partículas del sólido sea alta y puedan abandonar su superficie disolviéndose.

d) **Presión:** Esta influye en la solubilidad de gases y es directamente proporcional

e) La **naturaleza de los componentes**, es bien conocida la regla “lo semejante disuelve a lo semejante”, los solutos polares o iónicos se disuelven mejor en disolventes polares y viceversa.



2③ *¿Cómo se puede preparar una disolución sobresaturada?*



Preparando una disolución saturada y disminuyendo un poco la temperatura o evaporando parte del disolvente ya que de hacemos que la concentración de soluto sea mayor que la admitida para saturación a esta temperatura.



2④ *¿Por qué, al preparar una disolución, conviene pulverizar el soluto y agitarlo en el seno de la misma?*



La pulverización aumenta la **superficie de contacto:** La interacción soluto-solvente aumenta cuando hay mayor superficie de contacto y el cuerpo se disuelve con más rapidez (pulverizando el soluto).

La **agitación:** Al agitar la solución se van separando las capas de disolución que se forman del soluto y nuevas moléculas del solvente continúan la disolución



25) *Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «A temperatura ambiente, no hay límite para la cantidad de sal que se puede disolver en un litro de agua.»*



Es falsa ya que a una determinada temperatura (la ambiente en este caso) la cantidad de soluto que se admite en disolución no puede rebasar un cierto valor, el de **saturación** , a partir del cual el exceso de soluto precipita y se establece un equilibrio dinámico precipitación-disolución entre la fase sólida de sal precipitada y la fase líquida de disolución sal-agua.



26) *Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «Cuando una disolución alcanza la saturación, no puede disolverse más soluto en esa cantidad de disolvente.»*



Es verdadera si no se modifica la temperatura, si aumentamos la temperatura sí podría disolverse más soluto en esa cantidad de disolvente, si la solubilidad aumenta con la temperatura, en caso contrario (como por ejemplo en el carbonato sódico hidratado) tendríamos que enfriar para poder disolver más soluto.



27) *Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «Una di solución puede ser saturada y diluida al mismo tiempo.»*



Una disolución está **saturada** cuando no admite más soluto a esa temperatura y **diluida** si esa cantidad de soluto es muy pequeña, es decir son conceptos que no están relacionados, una disolución puede estar saturada con muy poco soluto (diluida) porque tiene una pequeña solubilidad o necesitar mucho soluto para saturarse (concentrada) por tener una mayor solubilidad.



28) *Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «Una disolución saturada es aquella que contiene la mayor cantidad posible de soluto.»*



Es falsa ya que una disolución saturada puede sobresaturarse, ver cuestión 23, añadiendo más soluto.



29) *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 con una humedad relativa cercana al 100 %?*



Cuando la temperatura es elevada, la humedad es el elemento que aumenta la impresión de calor haciendo que la **sensación térmica** exceda al valor de la temperatura del aire; esto es debido a que *una humedad alta* dificulta o incluso inhibe el proceso de transpiración corporal. Por el contrario,

con una humedad baja, se facilita la evaporación del sudor corporal, por lo que nuestro cuerpo perderá calor más fácilmente y la sensación térmica será menor que la temperatura del aire.



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



La piel del cuerpo humano tiene sobre ella una capa aislante de aire de sólo unos milímetros de espesor y que ayuda al mantenimiento de la temperatura corporal. Al soplar el aire movido por el ventilador se produce una reducción de esta capa y, por tanto, se acelera la pérdida de calor del cuerpo humano. Indudablemente este efecto es mucho mayor cuando la temperatura ambiente es baja y se verá favorecido con el aumento en la velocidad del aire.



3① *El fenómeno de El Niño es una corriente marina cálida en el océano Pacífico. Una de sus consecuencias al llegar a las costas peruanas, zona de aguas frías y pobladas de peces, es que las embarcaciones que allí laboran tienen que resignarse a izar sus redes vacías de peces. ¿A qué crees que se debe esto?*



A que los cardúmenes de peces abandonan el lugar al calentarse su habitat buscando aguas más frías en otro sitio o a mayor profundidad.



3② *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.»*



Hay una teoría que dice que la formación de nubes se favorece con pequeños núcleos sólidos de condensación de las gotas de agua (una técnica de formación de nubes consiste en espolvorear la zona con pequeños cristales de plata que hagan de núcleos de condensación), el polvo realizaría esa función de núcleo de condensación alrededor del cual se condenan las gotas de agua que forman las nubes.



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

- a) *En café frío añadimos un terrón de azúcar y no agitamos.*
- b) *En café caliente añadimos azúcar en polvo y agitamos.*



El café resultante será más dulce en el caso **b)** ya que al estar a mayor temperatura admitirá mayor cantidad de azúcar disuelta (la solubilidad del azúcar aumenta con la temperatura), la agitación aumenta la velocidad de la disolución pero no influye en la concentración de azúcar disuelta, hace que se disuelva más rápido (favorece el contacto soluto-disolvente, remover la capa de disolvente que rodea el soluto) pero no modifica la cantidad de azúcar que puede disolverse, no lo hace más dulce.



PROPIEDADES COLIGATIVAS

34) ¿Cuál es la causa por la que disminuye la presión de vapor de una disolución con respecto a la del disolvente puro?



Las partículas de soluto, al interponerse entre las de disolvente dificultan el escape al estado gaseoso del disolvente con lo que su presión de vapor disminuye al haber menor concentración de disolvente en la fase gaseosa.



35) ¿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?



Como consecuencia de la reducción en la presión de vapor que se observa cuando se adiciona un soluto no volátil a un disolvente, será necesario calentar a una temperatura más alta para conseguir que la presión de vapor sea igual a 1 atmósfera. Esto supone que la temperatura de ebullición de la disolución será más alta.

La **temperatura de ebullición** de un líquido es aquella a la cual su presión de vapor iguala a la atmosférica. Cualquier disminución en la presión de vapor (como al añadir un soluto no volátil) producirá un aumento en la temperatura de ebullición

La interpretación de esta ley en términos moleculares es la siguiente: la presencia de moléculas de soluto no volátiles en el seno del disolvente dificulta el desplazamiento de las moléculas de éste en su intento de alcanzar, primero, la superficie libre y, luego, el medio gaseoso, lo que se traduce en un aumento del punto de ebullición. Análogamente, las moléculas de soluto, por su diferente tamaño y naturaleza, constituyen un obstáculo para que las fuerzas intermoleculares, a temperaturas suficientemente bajas, den lugar a la ordenación del conjunto en una red cristalina, lo que lleva consigo una disminución del punto de congelación.



36) Define ósmosis y presión osmótica.



Se define **ósmosis** como una difusión pasiva, caracterizada por el paso del agua, disolvente, a través de la membrana semipermeable, desde la solución más diluida a la más concentrada. Y entendemos por **presión osmótica**, a aquella que sería necesaria para detener el flujo de agua a través de la membrana semipermeable.



37) ¿Qué son disoluciones isotónicas?



Disoluciones isotónicas: dos disoluciones que tienen igual concentración y por lo tanto la misma presión osmótica



③⑧ Indica un procedimiento para conocer la masa molar de una sustancia no iónica.



Disolvemos una cantidad conocida (m) en una volumen dado de disolución(V) y medimos la presión osmótica (π) a esa temperatura(T), lo que nos permite hallar la masa molar(M) despejando:

$$\pi V = \frac{m}{M} RT \Leftrightarrow M = \frac{mRT}{\pi V}$$



③⑨ Si dejamos dos botellas de bebidas refrescantes, una endulzada con sacarosa y la otra con endulzante artificial, a la intemperie un día de invierno en el que hace una temperatura algo inferior a 0 °C. Comprobamos que al cabo de un tiempo la que tiene sacarosa aún está líquida y la otra congelada. ¿Por qué sucede esto?



Porque el endulzante artificial produce un menor descenso crioscópico en la temperatura de congelación de la disolución que la sacarosa.



④⑩ ¿Qué disolvente de los que figuran en la tabla 3.4 sería el ideal para determinar la masa molar de una sustancia por crioscopia? Ten en cuenta que la sustancia es soluble en todos ellos.



Para una concentración molal(m) determinada el disolvente que tenga mayor constante crioscópica producirá un descenso mayor en la temperatura de congelación $\Delta t_c = K_c \cdot m$ y cometeremos menor error relativo al medir ese intervalo de temperaturas y por tanto al calcular su masa molar, por otro lado está la dificultad de alcanzar temperaturas más bajas.

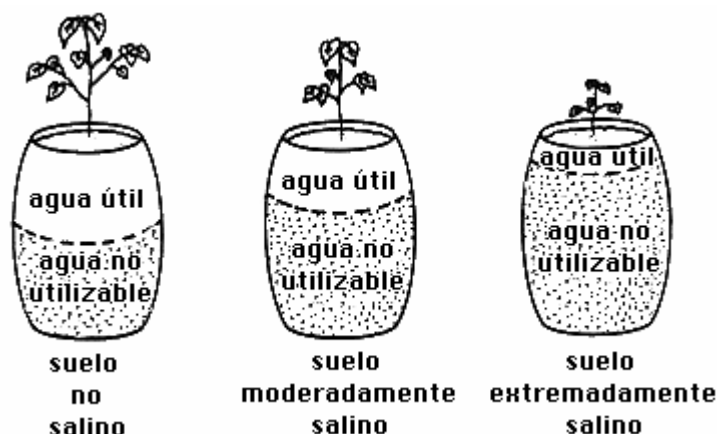


④⑪ ¿Qué pasaría si se regara con agua salada una planta cultivada en maceta?



La concentración de sales solubles eleva la presión osmótica de la solución del suelo. Si tenemos en cuenta que el agua tiende a pasar de las soluciones menos concentradas a las más concentradas, con objeto de diluir éstas últimas e igualar las presiones osmóticas de ambas, se comprende que cuando la concentración salina de la solución del suelo es superior a la del jugo celular de las plantas, el agua tenderá a salir de éstas últimas hacia la solución del suelo. Este efecto llevó a Shimper (1903) a plantear la teoría de la sequedad fisiológica, en la que se postula que en medios salinos, aunque exista una humedad elevada, las plantas sufren **estrés hídrico**, se secan y acaban muriendo.

No obstante, esta teoría no describe completamente todos los efectos perjudiciales de la salinidad, ya que en ocasiones las plantas no sufren estrés hídrico



sino que disminuyen considerablemente su altura. Para explicar este efecto, Bernstein (1961) desarrollo la teoría del ajuste osmótico, la cual propone que las plantas, al aumentar la presión osmótica de la solución del suelo, se ven obligadas a una adaptación osmótica de sus células para poder seguir absorbiendo agua; adaptación que requiere un consumo de energía que se hace a costa de un menor crecimiento. Aceves (1979) propone la teoría de la división y el crecimiento celular, en la cual la disminución del crecimiento se atribuye a que las sales afectan a la división celular, producen un engrosamiento prematuro de las paredes celulares y limitan el crecimiento de forma irreversible.



④② ¿Por qué se hinchan las uvas pasas al meterlas en agua?



La concentración de solutos en el interior de la uva pasa es muy alta, al meterla en agua se produce el proceso de ósmosis que intenta igualar la concentración interna y la externa haciendo que pase agua al interior de la uva lo que hace que se hinche.



④③ Teniendo en cuenta que la congelación de un líquido se produce cuando su presión de vapor se hace igual que la del sólido, ¿qué crees que ocurrirá con la temperatura de congelación de la disolución con respecto a la del disolvente puro?



Al añadir un soluto a un disolvente se produce una disminución de la presión de vapor del disolvente respecto de la que tenía el disolvente puro, luego hay que enfriar más para que la presión de vapor iguale la de la fase sólida que es cuando se produce la congelación, la temperatura de congelación disminuye, es el fundamento teórico de los anticongelantes.



④④ Calcula la temperatura de congelación de una disolución formada por 9,5 g de etilenglicol (anticongelante usado en los automóviles de fórmula $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$) y 20 g de agua.



Masa de soluto = $m_s = 9,5$ g de etilenglicol.

Masa de disolvente = 20 g de agua = 0,020 kg de agua.

Constante crioscópica del agua = $K_c = 1,86$ °C·kg/mol.

Masa molecular del soluto ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) = $\text{PM} = 2 \cdot 12$ de C + $6 \cdot 1$ de H + $2 \cdot 16$ de O = 62 g/mol.

$$\Delta t_c = K_c \cdot m = K_c \cdot \frac{m_s}{m_d(\text{kg})} = 1,86 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{9,5 \text{ g}}{0,020 \text{ kg} \cdot \frac{62 \text{ g}}{\text{mol}}} = 14,24 \text{ }^\circ\text{C}$$

Luego la temperatura de congelación es $t = 0^\circ\text{C} - 14,24 \text{ }^\circ\text{C} = - 14,24 \text{ }^\circ\text{C}$.



④⑤ *Calcula la temperatura de ebullición de la disolución del problema anterior.*



Constante ebulloscópica del agua = $0,52 \text{ } ^\circ\text{C}\cdot\text{kg}/\text{mol}$

$$\Delta t_e = K_e \cdot m = K_e \frac{m_s}{m_d(\text{kg})} = 0,52 \frac{^\circ\text{C}\cdot\text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{9,5 \text{ g}}{0,020 \text{ kg}} = 3,98 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Luego la temperatura de ebullición es $t = 100^\circ\text{C} + 3,98 \text{ } ^\circ\text{C} = 103,98 \text{ } ^\circ\text{C}$.



④⑥ *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 74,66 mmHg. Calcula la masa molar del hidrocarburo.*



Masa de soluto = $m_s = 2,3 \text{ g}$ de hidrocarburo.

Masa del disolvente = $m_d = 97,7 \text{ g}$ de benceno = $0,0977 \text{ kg}$ de benceno.

Presión de vapor de la disolución = $p = 73,62 \text{ mm Hg}$.

Presión de vapor del disolvente puro = $p^0 = 74,66 \text{ mm Hg}$.

Masa molar del benceno (C_6H_6) = $\text{PM} = 6 \cdot 12 \text{ de C} + 6 \cdot 1 \text{ de H} = 78 \text{ g/mol}$

La disminución en la presión de vapor es $\Delta p = p^0 - p = 74,66 \text{ mm Hg} - 73,62 \text{ mm Hg} = 1,04 \text{ mm Hg}$.

Si aplicamos la ley de Raoult:

$$\Delta p = p^0 \cdot \chi_s = p^0 \cdot \frac{n_s}{n_s + n_d} \Leftrightarrow \frac{n_s + n_d}{n_s} = 1 + \frac{n_d}{n_s} = \frac{p^0}{\Delta p} \Leftrightarrow \frac{n_d}{n_s} = \frac{p^0}{\Delta p} - 1 \Leftrightarrow n_s = \frac{n_d}{\frac{p^0}{\Delta p} - 1} = \frac{97,7 \text{ g}}{\frac{78 \text{ g/mol}}{74,66 \text{ mm Hg}} - 1} = 0,0177 \text{ mol}$$

de soluto, luego su masa molar (M_s) es: $n_s = \frac{m_s}{M_s} \Leftrightarrow M_s = \frac{m_s}{n_s} = \frac{2,3 \text{ g}}{0,0177 \text{ mol}} \cong 130 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$



④⑦ *Suponiendo 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?*



Masa de soluto = $m_s = 90 \text{ g}$ de glucosa.

Masa del disolvente = $m_d = 500 \text{ g}$ de agua (ya que densidad del agua es $d = 1 \text{ g/mL}$).

Presión de vapor del disolvente puro = $p^0 = 55,3 \text{ mm Hg}$.

Masa molar del soluto, glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) = $M_s = 6 \cdot 12 \text{ de C} + 12 \cdot 1 \text{ de H} + 6 \cdot 16 \text{ de O} = 180 \text{ g/mol}$

Masa molar del disolvente (H_2O) = $M_d = 18 \text{ g/mol}$.

Para poder usar la ley de Raoult necesitamos la fracción molar del soluto:

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{\frac{m_s}{M_s}}{\frac{m_s}{M_s} + \frac{m_d}{M_d}} = \frac{\frac{90 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}}}{\frac{90 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} + \frac{500 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}} = 0,02$$

Ley de Raoult:

$$p = p^0 - \Delta p = p^0 - p^0 \cdot \chi_s = p^0 (1 - \chi_s) = p^0 \chi_d = 55,3 \text{ mm Hg} \cdot 0,98 = 54,32 \text{ mm de Hg}$$



④⑧ *Calcula cuál será el punto de ebullición de una disolución que contiene 10,83 g de un compuesto orgánico de masa molar 120 g/mol en 250 g de ácido acético (C₂H₄O₂). Datos: K_e (ácido acético) = 3,07 °C kg/mol; t_e (ácido acético) = 118 °C.*



Masa de soluto = m_s = 10,83 g de compuesto orgánico.

Masa molar del soluto = M_s = 120 g/mol.

Masa de disolvente = m_d = 250 g de acético = 0,250 kg de acético

Constante ebulloscópica del acético = K_e = 3,07 °C·kg/mol.

Temperatura de ebullición del acético) = t_e = 118 °C.

Aplicamos la fórmula del aumento ebulloscópico:

$$\Delta t_e = K_e \cdot m = K_e \cdot \frac{\frac{m_s}{M_s}}{m_d(\text{kg})} = 3,07 \frac{^\circ\text{C}\cdot\text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{10,83 \text{ g}}{120 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot \frac{1}{0,25 \text{ kg}} = 1,11^\circ\text{C}.$$

Luego la temperatura de ebullición de la disolución será = t = t₀ + Δt_e = 118 °C + 1,11 °C = 119,11 °C.



④⑨ *Un compuesto desconocido contiene 43,2 % de carbono, 16,6 % de nitrógeno, 2,4 % de hidrógeno y 37,8 % de oxígeno. La adición de 6,45 g de esa sustancia en 50 mL de benceno (C₆H₆), de densidad 0,88 g/cm³, hace bajar el punto de congelación del benceno de 5,51 °C a 1,25 °C. ¿Cuál es la fórmula molecular de este compuesto?*

Dato: K_c (benceno) = 5,02 °C kg/mol.



Masa del soluto = m_s = 6,45 g de sustancia.

Volumen del disolvente = V = 50 mL de benceno.

Densidad del disolvente = 0,88 g/mL.

Descenso en el punto de congelación = Δt_c = 5,51 - 1,25 = 4,26 °C.

A partir del volumen y la densidad hallamos la masa de disolvente : $d = \frac{m_d}{V} \Leftrightarrow m_d = d \cdot V = 0,88 \text{ g/mL} \cdot 50 \text{ mL} = 44 \text{ g de benceno} = 0,044 \text{ kg de benceno}.$

Hallamos la masa molar del disolvente despejando del descenso crioscópico:

$$\Delta t_c = K_c \cdot m = K_c \frac{m_s}{m_d(\text{kg})} \Leftrightarrow M_s = \frac{K_c \cdot m_s}{\Delta t_c \cdot m_d(\text{kg})} = \frac{5,02 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 6,45\text{g}}{4,26^\circ\text{C} \cdot 0,044\text{kg}} = 172,74 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Hallamos la fórmula empírica a partir de su composición centesimal:

1) Dividimos la composición centesimal por cada masa atómica:

$$\left\{ \begin{array}{l} \frac{43,2}{12} = 3,6 \text{ de C} \\ \frac{16,6}{14} = 1,1857 \text{ de N} \\ \frac{2,4}{1} = 2,4 \text{ de H} \\ \frac{37,8}{16} = 2,3625 \text{ de O} \end{array} \right.$$

2) Dividimos las cuatro cantidades anteriores por la menor (1,1857) y obtenemos la relación (aproximada) de números enteros: 3 de C, 1 de N, 2 de H, y 2 de O luego la fórmula empírica es C₃NH₂O₂ de masa 36 de C + 14 de N + 2 de H + 32 de O = 84 y su fórmula molecular (C₃NH₂O₂)_n.

3) Hallamos n :

$$n = \frac{\text{masa molar real}}{\text{masa molar empírica}} = \frac{172,74}{84} \approx 2, \text{ luego su fórmula molecular es } C_6N_2H_4O_4.$$



50 Si agregamos 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.



Masa de soluto = m_s = 12,5 g de sustancia.
 Masa del disolvente = m_d = 100 g de agua, ya que la densidad es 1 g/mL.
 Presión de vapor de la disolución = p = 23,00 mm Hg.
 Presión de vapor del disolvente puro = p⁰ = 23,8 mm Hg.

Masa molar del agua (H₂O) = M_d = 18 g/mol

La disminución en la presión de vapor es Δp = p⁰ – p = 23,8 mm Hg – 23,00 mm Hg = 0,8 mm Hg.

Si aplicamos la ley de Raoult:

$$\Delta p = p^0 \cdot \chi_s = p^0 \cdot \frac{n_s}{n_s + n_d} \Leftrightarrow \frac{n_s + n_d}{n_s} = 1 + \frac{n_d}{n_s} = \frac{p^0}{\Delta p} \Leftrightarrow \frac{n_d}{n_s} = \frac{p^0}{\Delta p} - 1 \Leftrightarrow n_s = \frac{n_d}{\frac{p^0}{\Delta p} - 1} = \frac{100\text{g}}{\frac{18\text{g/mol}}{23,8 \text{ mm Hg}} - 1} = 0,193 \text{ mol de}$$

$$\text{solute, luego su masa molar (M}_s\text{) es: } n_s = \frac{m_s}{M_s} \Leftrightarrow M_s = \frac{m_s}{n_s} = \frac{12,5 \text{ g}}{0,193\text{mol}} \approx 64,68 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$



5① La presión osmótica de una disolución, a 20°C, es 4,2 atm; ¿qué presión osmótica tendrá a 50°C?



Como según la ley de Van't Hoff: $\pi = MRT$:

$$\frac{\pi_1}{\pi_2} = \frac{MRT_1}{MRT_2} = \frac{T_1}{T_2} \Rightarrow \pi_2 = \pi_1 \cdot \frac{T_2}{T_1} = 4,2 \text{ atm} \cdot \frac{50 + 273}{20 + 273} = 4,6 \text{ atm.}$$



5② 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 es lo que sucederá?



Al introducir el plasma en un suero de concentración inferior se producirá un proceso de ósmosis pasando disolvente de la disolución más diluida (suero) a la más concentrada (plasma) para intentar igualar las concentraciones.



5③ Una muestra formada por 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.



Masa de soluto = $m_s = 2 \text{ g}$ de compuesto orgánico.

Volumen de disolución = $V = 100 \text{ cm}^3 = 0,1 \text{ L}$.

Presión osmótica = $\pi = 1,31 \text{ atm}$.

Temperatura = $T = 0^\circ\text{C} + 273 = 273 \text{ K}$.

$$\pi = MRT = \frac{n_s}{V(L)} RT = \frac{m_s}{M_s} RT \Leftrightarrow M_s = \frac{m_s RT}{\pi V} = \frac{2\text{g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273\text{K}}{1,31 \text{ atm} \cdot 0,100\text{L}} = 341,77 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$



5④ Se quiere saber la fórmula molecular de un líquido con respecto al cual se ha comprobado lo siguiente: una disolución acuosa formada por 2,02 g del mismo en un litro de disolución, ejerce una presión osmótica de 800 mmHg a una temperatura de 20 °C. Además, la combustión de 2,350 g de ese compuesto ha producido 2,248 g de CO₂ y 0,920 g de H₂O. Calcula su fórmula molecular.



Masa de soluto = $m_s = 2,02 \text{ g}$ del líquido .

Volumen de disolución = $V = 1 \text{ L}$.

Presión osmótica = $\pi = 800 \text{ mm Hg} = 1,05 \text{ atm}$.

Temperatura = $T = 20^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ K}$.

Hallamos su masa molar:

$$\pi = MRT = \frac{n_s}{V(L)} RT = \frac{m_s}{V(L)} RT \Leftrightarrow M_S = \frac{m_s RT}{\pi V} = \frac{2,02 \text{g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{K}}{1,051 \text{atm} \cdot 1 \text{L}} = 46,22 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Hallamos las proporciones de sus componentes:

Carbono: $\frac{44 \text{ g de CO}_2}{12 \text{ g de carbono}} = \frac{2,248 \text{ g de CO}_2}{x} \Rightarrow x = 0,613 \text{ g de C.}$

Hidrógeno: $\frac{18 \text{ g de H}_2\text{O}}{2 \text{ g de H}} = \frac{0,920 \text{ g de H}_2\text{O}}{y} \Rightarrow y = 0,102 \text{ g de H}$

Oxígeno: La cantidad de O es la diferencia hasta los 2,350g de compuesto = $2,350 - 0,613 - 0,102 = 1,635 \text{ g O.}$

1) Dividimos la composición en masa por cada masa atómica:

$$\left\{ \begin{array}{l} \frac{0,613}{12} = 0,051 \text{ de C} \\ \frac{0,102}{1} = 0,102 \text{ de H} \\ \frac{1,635}{16} = 0,102 \text{ de O} \end{array} \right.$$

2) Dividimos las cuatro cantidades anteriores por la menor (0,051) y obtenemos la relación (aproximada) de números enteros: 1 de C, 2 de H, y 2 de O luego la fórmula empírica es CH_2O_2 de masa $12 \text{ de C} + 2 \text{ de H} + 32 \text{ de O} = 46$ y su fórmula molecular $(\text{C}_3\text{NH}_2\text{O}_2)_n$.

3) Hallamos n :

$$n = \frac{\text{masa molar real}}{\text{masa molar empírica}} = \frac{46,22}{46} \approx 1, \text{ luego su fórmula molecular es } \text{CH}_2\text{O}_2.$$

