

2 Disoluciones

ACTIVIDADES

1. Calcula el porcentaje en masa de soluto en cada una de las siguientes disoluciones:

a) 15 g de H_2SO_4 en 45 g de disolución.

b) 5,0 g de HCl en 15 g de agua.

c) 20 g de KOH en 80 g de disolución.

El tanto por ciento en masa se calcula a partir de la relación:

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa de disolvente}} \cdot 100$$

$$\text{a) } \% \text{ masa} = \frac{(15 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4)}{(45 \text{ g de disolución})} \cdot 100 = 33 \%$$

$$\text{b) } \% \text{ masa} = \frac{(5,0 \text{ g de HCl})}{(20 \text{ g de disolución})} \cdot 100 = 25 \%$$

$$\text{c) } \% \text{ masa} = \frac{(20 \text{ g de KOH})}{(80 \text{ g de disolución})} \cdot 100 = 25 \%$$

2. Se ha preparado una disolución disolviendo 45 mL de tolueno en 160 mL de benceno.

a) Calcula el porcentaje en volumen del soluto.

b) ¿Qué volumen de la disolución se necesita para que contenga 1 mL de tolueno?

$$\text{a) } \% \text{ volumen} = \frac{(45 \text{ mL de tolueno})}{(45 \text{ mL de tolueno}) + (160 \text{ mL de benceno})} \cdot 100 = 22 \%$$

$$\text{b) } (1 \text{ mL de tolueno}) \cdot \frac{(100 \text{ mL de disolución})}{(22 \text{ mL de tolueno})} = 4,5 \text{ mL de disolución}$$

3. Calcula la cantidad de hidróxido de calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$ que se necesita para preparar 2 litros de disolución, de concentración:

a) $0,5 \text{ mol L}^{-1}$

b) $3,5 \text{ mol L}^{-1}$

Masas atómicas (u): Ca = 40,0; O = 16,0; H = 1,0

$$\text{a) } (2 \text{ L de disolución}) \cdot \frac{(0,5 \text{ mol de soluto})}{(1 \text{ L de disolución})} = 1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2$$

$$(1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot \frac{(74,0 \text{ g de } \text{Ca}(\text{OH})_2)}{(1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2)} = 74,0 \text{ g de } \text{Ca}(\text{OH})_2$$

$$\text{b) } (2 \text{ L de disolución}) \cdot \frac{(3,5 \text{ mol de soluto})}{(1 \text{ L de disolución})} = 7 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2$$

$$(7 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot \frac{(74,0 \text{ g de } \text{Ca}(\text{OH})_2)}{(1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2)} = 518 \text{ g de } \text{Ca}(\text{OH})_2$$

4. En 100 mL de una disolución acuosa de ácido sulfúrico, H_2SO_4 hay 4,9 g de ácido. Determina:

a) La concentración en masa.

b) La concentración molar.

Masas atómicas (u): S = 32,0; O = 16,0; H = 1,0

$$\text{a) } \gamma = \frac{\text{masa de soluto}}{V(\text{L de disolución})} = \frac{(4,9 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4)}{(0,1 \text{ L de disolución})} = 49 \text{ g L}^{-1}$$

$$\text{b) } c = \frac{\text{masa de soluto/masa molar de soluto}}{V(\text{L de disolución})} = \frac{(4,9 \text{ g}/98,0 \text{ g mol}^{-1})}{(0,1 \text{ L de disolución})} = 0,5 \text{ mol L}^{-1}$$

5. Se ha preparado una disolución disolviendo 20,0 g de NaOH en $1,00 \cdot 10^2$ mL de agua.

a) Calcula la concentración molar de la disolución.

b) ¿Qué dato es necesario conocer para calcular su concentración molar?

Masas atómicas (u): Na = 23,0; O = 16,0; H = 1,0

a) La concentración molar se obtiene mediante la relación:

$$m = \frac{\text{masa de soluto/masa molar de soluto}}{\text{masa de disolvente (kg)}} = \frac{(20,0 \text{ g} / 40,0 \text{ g mol}^{-1})}{(0,100 \text{ kg})} = 5,0 \text{ mol kg}^{-1}$$

b) La concentración molar expresa los moles de soluto por litro de disolución y la concentración molar, los moles de soluto por kg de disolvente. Por tanto, si conocemos la masa de soluto y la masa de disolvente, sumando ambas se puede obtener la masa de disolución. Para pasar de masa de disolución a volumen de disolución, es necesario conocer el dato de la densidad de la disolución, que relaciona ambas magnitudes.

6. Un litro de disolución de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , de densidad $1,05 \text{ g cm}^{-3}$, contiene 49 g de ácido.

a) Calcula la concentración molar de la disolución.

b) Calcula su concentración molar.

$$\text{a) } c = \frac{\text{masa de soluto/masa molar de soluto}}{V(\text{L de disolución})} = \frac{(49 \text{ g}/98 \text{ g mol}^{-1})}{(1 \text{ L de disolución})} = 0,5 \text{ mol L}^{-1}$$

b) A partir de la densidad, calculamos la masa de un litro de disolución:

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}_{\text{disolución}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow \text{masa} = \text{densidad} \cdot \text{volumen} = (1,05 \text{ g mL}^{-1}) (1000 \text{ mL}) = 1050 \text{ g}$$

Si restamos la masa de soluto, 49 g, obtendremos la masa de disolvente: 1,001 kg

$$m = \frac{\text{masa de soluto / masa molar de soluto}}{\text{masa de disolvente (kg)}} = \frac{(49 \text{ g}/98 \text{ g mol}^{-1})}{(1,001 \text{ kg})} = 0,50 \text{ mol kg}^{-1}$$

7. Se mezclan 100 g de metanol, CH_3OH , con 100 g de agua. Determina:

a) La fracción molar del soluto y del disolvente.

b) El tanto por ciento en masa.

$$\text{a) } \chi_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{OH}}}{n_{\text{CH}_3\text{OH}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{(100 \text{ g}/32 \text{ g mol}^{-1})}{(100 \text{ g}/32 \text{ g mol}^{-1}) + (100 \text{ g}/18 \text{ g mol}^{-1})} = 0,36$$

$$\chi_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{CH}_3\text{OH}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{(100 \text{ g}/18 \text{ g mol}^{-1})}{(100 \text{ g}/18 \text{ g mol}^{-1}) + (100 \text{ g}/32 \text{ g mol}^{-1})} = 0,64$$

Se comprueba que la suma de ambas fracciones molares es igual a la unidad.

$$\text{b) } \% \text{ masa} = \frac{(100 \text{ g de soluto})}{(100 \text{ g de soluto}) + (100 \text{ g de disolvente})} \cdot 100 = 50 \%$$

8. Se ha preparado en el laboratorio 0,50 L de disolución de ácido clorhídrico, HCl, de densidad 1,18 g mL⁻¹, que contiene 3,65 g de ácido. Calcula:

- a) La concentración molar de la disolución.
 b) Su concentración molal.
 c) La fracción molar del soluto y del disolvente.

$$a) \quad c = \frac{(3,65 \text{ g} / 36,5 \text{ g mol}^{-1})}{(0,50 \text{ L de disolución})} = 0,20 \text{ mol L}^{-1}$$

- b) Mediante la densidad de la disolución, se calcula la masa que corresponde al medio litro de disolución:

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}_{\text{disolución}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow \text{masa} = \text{densidad} \cdot \text{volumen} = (1,18 \text{ g mL}^{-1}) (500 \text{ mL}) = 590 \text{ g}$$

En los 590 g de disolución, hay 3,65 g de soluto, de lo que se deduce que la masa de disolvente será 586,35 g.

$$m = \frac{(3,65 \text{ g} / 36,5 \text{ g mol}^{-1})}{(0,586 \text{ kg})} = 0,17 \text{ mol kg}^{-1}$$

- c) Para conocer la fracción molar hay que calcular los moles de soluto y de disolvente:

$$n_{\text{HCl}} = (3,65 \text{ g} / 36,5 \text{ g mol}^{-1}) = 0,1 \text{ mol de HCl} \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = (586,35 \text{ g} / 18 \text{ g mol}^{-1}) = 32,6 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$\chi_{\text{soluto}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{disolvente}}} = \frac{(0,1 \text{ mol})}{(0,1 \text{ mol}) + (32,6 \text{ mol})} = 0,003$$

$$\chi_{\text{disolvente}} = \frac{n_{\text{disolvente}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{disolvente}}} = \frac{(32,6 \text{ mol})}{(0,1 \text{ mol}) + (32,6 \text{ mol})} = 0,997$$

Como se comprueba, la suma de las fracciones molares del soluto y del disolvente es igual a 1.

9. Indica cómo prepararías 100 mL de una disolución 0,10 mol L⁻¹ de CuSO₄.

Tomando como masa molar del sulfato de cobre(II), $M = 159,5 \text{ g mol}^{-1}$, se deduce que en 0,10 mol, habrá una masa de 15,95 g de CuSO₄.

Como se quieren preparar solo 100 mL, la cantidad de soluto que habrá que disolver en un matraz aforado de 0,1 L para obtener la concentración pedida (0,1 mol L⁻¹) será de 1,595 g.

10. Un ácido sulfúrico comercial tiene una riqueza en peso del 96 % y una densidad de 1,85 g mL⁻¹.

- a) Determina su concentración molar.

- b) Indica cómo preparar 225 mL de disolución 0,52 mol L⁻¹ de este ácido.

Dato: $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,0 \text{ g mol}^{-1}$

- a) La concentración molar relaciona la masa de soluto con el volumen de disolución. El dato indica el tanto por ciento en masa del soluto, que va referido a masa de disolución, por tanto, habrá que utilizar la densidad de la disolución para pasar de masa de disolución a volumen de disolución.

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}_{\text{disolución}}}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow \text{volumen} = \frac{\text{masa}}{\text{densidad}} = \frac{(100 \text{ g})}{(1,85 \text{ g mL}^{-1})} = 54,1 \text{ mL}$$

$$c = \frac{\text{masa de soluto} / \text{masa molar de soluto}}{V(\text{L}) \text{ de disolución}} = \frac{(96 \text{ g} / 98,0 \text{ g mol}^{-1})}{(0,0541 \text{ L de disolución})} = 18,1 \text{ mol L}^{-1}$$

- b) La disolución a preparar necesita $n = cV = (0,52 \text{ mol L}^{-1})(0,225 \text{ L}) = 0,117 \text{ mol}$, que se obtiene del ácido comercial cogiendo un volumen V :

$$V = \frac{n}{c} = \frac{(0,117 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4)}{(18,1 \text{ mol L}^{-1})} = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 6,5 \text{ mL}$$

Esta cantidad se diluye en agua hasta alcanzar un volumen de 225 mL.

11. A las botellas de una bebida carbónica se les ha colocado un globo después de ser abiertas y agitadas. ¿Cuál está a mayor temperatura?

En las disoluciones de gases, como el dióxido de carbono, en líquidos, la solubilidad disminuye siempre al aumentar la temperatura. Si las tres botellas contienen inicialmente la misma cantidad de gas, la que se encuentre a mayor temperatura tendrá una menor solubilidad para el gas, con lo que el globo se encontrará más hinchado. Por el contrario, el globo menos hinchado, se encontrará a menor temperatura que el resto, ya que el valor de la solubilidad del gas será mayor y habrá desprendido menos cantidad de dióxido de carbono dentro del globo.

12. La adición de sal o azúcar ha sido un método histórico de conservar alimentos. Justifica su fundamento científico sabiendo que las membranas de las bacterias son semipermeables.

La salazón es un antiguo tratamiento de conservación de alimentos proteicos, como pescado (bacalao, sardina, boquerón) y carne. Consiste en añadir grandes cantidades de cloruro de sodio (sal común), con lo que se produce una elevación de la presión osmótica, que se opone al desarrollo de microorganismos, inhibiendo los sistemas enzimáticos degradativos. Con este tratamiento los productos conservados cambian de color, sabor, aroma y textura, a causa de la desnaturalización de las proteínas y de la oxidación de lípidos.

Al igual que en el caso de la sal, la adición de una elevada cantidad de azúcar, disminuye la actividad del agua y aumenta la presión osmótica de los tejidos, con lo que se impide la proliferación microbiana. Se aplica fundamentalmente a productos vegetales (mermeladas de frutas) y leche (leche condensada).

Las bacterias son microorganismos unicelulares y las membranas de sus células son semipermeables. Si la célula de una bacteria se encuentra en un medio extracelular con una concentración osmótica mayor que la del interior de la célula, el agua saldrá de ella y la bacteria morirá. El alimento así tratado puede conservarse más tiempo.

Concentración de una disolución

13. El almíbar es una disolución concentrada de azúcar disuelta en agua. Al mezclar 60 g de azúcar en 240 g de agua:

- a) ¿Cuál será el tanto por ciento en masa del almíbar?
 b) ¿Qué cantidad de azúcar hay en un vaso que contiene 200 g de almíbar?
 c) ¿Qué masa del almíbar contiene 25 g de azúcar?

a) $\% \text{ masa} = \frac{(60 \text{ g de azúcar})}{(60 \text{ g de azúcar}) + (240 \text{ g de agua})} \cdot 100 = 20 \%$

b) $(200 \text{ g de almíbar}) \cdot \frac{(20 \text{ g de azúcar})}{(100 \text{ g de almíbar})} = 40 \text{ g de azúcar}$

c) $(25 \text{ g de azúcar}) \cdot \frac{(100 \text{ g de almíbar})}{(20 \text{ g de azúcar})} = 125 \text{ g de almíbar}$

14. El contenido de alcohol de una bebida se expresa en grados e indica el tanto por ciento en volumen de alcohol etílico. Las cervezas "sin alcohol", según la normativa, pueden contener alcohol por debajo de 1°. Determina:

- a) El volumen de alcohol que contiene 1 L de cerveza "sin alcohol" de 0,9°.
 b) La masa de alcohol que contiene si la densidad del alcohol es 0,80 g mL⁻¹.
 c) ¿Dónde hay más alcohol, en un 1 L de cerveza de 0,9° o en un vaso de 150 mL de cerveza de 6°?

a) $(1000 \text{ mL de cerveza}) \cdot \frac{(0,9 \text{ mL de alcohol})}{(100 \text{ mL de cerveza})} = 9 \text{ mL de alcohol}$

b) $\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \Rightarrow \text{masa} = \text{densidad} \cdot \text{volumen} = (0,80 \text{ g mL}^{-1})(9 \text{ mL}) = 7,2 \text{ g de alcohol}$

- c) En el apartado anterior se ha calculado que un litro de cerveza sin alcohol contiene 7,2 g de alcohol. De forma semejante, se calcula la masa de alcohol que contiene un vaso de 150 mL de cerveza con alcohol de 6°.

$(150 \text{ mL de cerveza}) \cdot \frac{(6 \text{ mL de alcohol})}{(100 \text{ mL de cerveza})} = 9 \text{ mL de alcohol} \Rightarrow \text{Tienen la misma cantidad de alcohol etílico.}$

15. Para reponer líquidos, azúcar y sales minerales tras un día de senderismo de mucho calor, se prepara una bebida isotónica. Para ello se disuelven 500 mg de bicarbonato de sodio, NaHCO_3 , 500 mg de cloruro de sodio, NaCl , y 50 g de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, en 750 mL de agua. Calcula:

- El porcentaje en masa de cada soluto.
- La fracción molar de cada soluto.
- La concentración de cloruro de sodio en g L^{-1} , si a la bebida anterior se le añade más agua hasta completar un litro de disolución.

$$\text{a) \% en masa de NaHCO}_3 = \frac{(0,5 \text{ g de NaHCO}_3)}{(801 \text{ g de disolución})} \cdot 100 = 6,2 \cdot 10^{-2} \%$$

$$\text{\% en masa de NaCl} = \frac{(0,5 \text{ g de NaCl})}{(801 \text{ g de disolución})} \cdot 100 = 6,2 \cdot 10^{-2} \%$$

$$\text{\% en masa de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = \frac{(50 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)}{(801 \text{ g de disolución})} \cdot 100 = 6,2 \%$$

$$\text{b) } n_{\text{NaHCO}_3} = \frac{(0,5 \text{ g})}{(84 \text{ g mol}^{-1})} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}; \quad n_{\text{NaCl}} = \frac{(0,5 \text{ g})}{(58,5 \text{ g mol}^{-1})} = 8,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \frac{(50 \text{ g})}{(180 \text{ g mol}^{-1})} = 0,28 \text{ mol}; \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{(750 \text{ g})}{(18 \text{ g mol}^{-1})} = 41,7; \quad n_{\text{totales}} = 42,0 \text{ mol}$$

$$\chi_{\text{NaHCO}_3} = \frac{(6 \cdot 10^{-3} \text{ mol})}{(42,0 \text{ mol})} = 1,4 \cdot 10^{-4}; \quad \chi_{\text{NaCl}} = \frac{(8,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol})}{(42,0 \text{ mol})} = 2,0 \cdot 10^{-4}; \quad \chi_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \frac{(0,28 \text{ mol})}{(42,0 \text{ mol})} = 6,7 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{c) } \gamma = \frac{\text{masa de soluto}}{V(\text{L}) \text{ de disolución}} = \frac{(0,5 \text{ g de NaCl})}{(1 \text{ L de disolución})} = 0,5 \text{ g L}^{-1}$$

16. El alcohol desnaturalizado de farmacia tiene una concentración de 96° que equivale a 96 % en volumen. Contiene 1 g L^{-1} de cloruro de benzalconio, una sustancia que le da un sabor desagradable, con la finalidad de que no se utilice en la elaboración de bebidas alcohólicas. Calcula:

- El volumen de alcohol puro y la masa de cloruro de benzalconio en una botella de 250 mL de etanol de 96°.
- El % en volumen del alcohol si se añade agua a la botella de 250 mL hasta completar 1 L de disolución.

$$\text{a) } (250 \text{ mL de disolución}) \cdot \frac{(96 \text{ mL de alcohol})}{(100 \text{ mL de disolución})} = 240 \text{ mL de alcohol}$$

$$(250 \text{ mL de disolución}) \cdot \frac{(1 \text{ g de cloruro de benzalconio})}{(1000 \text{ mL de disolución})} = 0,25 \text{ g de cloruro de benzalconio}$$

- Al realizar la dilución, la cantidad de soluto es la misma, 240 mL, por lo que disminuirá el porcentaje en volumen.

$$\% \text{ volumen} = \frac{(240 \text{ mL de alcohol})}{(1000 \text{ mL de disolución})} \cdot 100 = 24 \%$$

17. Una botella de ácido sulfúrico comercial tiene un porcentaje del 95 % en masa de ácido y una densidad de 1,8 g mL^{-1} . Calcula:

- La concentración en g L^{-1} y en mol L^{-1} .
- El volumen necesario para preparar 250 mL de una concentración 1 mol L^{-1} .
- Con los datos del enunciado, ¿podrías determinar la concentración molar de la disolución del ácido comercial?

- a) La botella contiene 95 g de H_2SO_4 en 100 g de disolución. Para obtener la concentración en g L^{-1} hay que relacionar la masa de la disolución con su volumen mediante la densidad, y posteriormente referirla a 1 L de disolución.

$$\gamma = \frac{(95 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4)}{(100 \text{ g de disolución})} \cdot \frac{(1,8 \text{ g de disolución})}{(1 \text{ mL de disolución})} \cdot \frac{(1000 \text{ mL})}{(1 \text{ L})} = 1710 \text{ gL}^{-1}$$

Para calcular la concentración molar, se transforman los gramos de soluto a moles, a partir de la masa molar del ácido sulfúrico, que es de $98,0 \text{ g mol}^{-1}$.

$$c = \frac{(1710 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4)}{(1 \text{ L de disolución})} \cdot \frac{(1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4)}{(98,0 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4)} = 17,4 \text{ mol L}^{-1}$$

- b) Los moles de ácido sulfúrico que se necesitan para preparar la disolución son:

$$n = cV = (17,4 \text{ mol L}^{-1})(0,25 \text{ L}) = 4,35 \text{ mol}$$

que se obtienen del ácido comercial cogiendo un volumen V : $V = \frac{n}{c} = \frac{(4,35 \text{ mol})}{(17,4 \text{ mol L}^{-1})} = 0,25 \text{ L} = 250 \text{ mL}$

Esta cantidad se diluye en agua hasta alcanzar un volumen de 250 mL.

- c) Sí, solo se necesita el porcentaje en masa del ácido. Si el ácido es del 95 %, por cada 95 g de ácido (0,97 mol) hay 5 gramos de agua (0,005 kg), por tanto su concentración molar es:

$$m = \frac{(0,97 \text{ mol})}{(0,005 \text{ kg})} = 194 \text{ mol kg}^{-1}$$

18. Un laboratorio de control antidopaje ha encontrado en la orina de un deportista una sustancia prohibida: **clembuterol**, de fórmula $\text{C}_{12}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{Cl}_2\text{O}$.

Este fármaco propicia un rápido desarrollo de la masa muscular y actúa como broncodilatador. La concentración detectada ha sido de **50 pg por mililitro de orina** ($1 \text{ pg} = 10^{-12} \text{ g}$).

- a) Expresa la concentración en g L^{-1} .

- b) Calcula la masa molar del **clembuterol** e indica su concentración molar en la orina.

- a) La masa de 50 picogramos, que equivale a $5 \cdot 10^{-11} \text{ g}$, se encuentra en un volumen de disolución de 1 mL, que equivale a 10^{-3} L .

$$\gamma = \frac{\text{masa de soluto}}{V(\text{L}) \text{ de disolución}} = \frac{(5 \cdot 10^{-11} \text{ g})}{(10^{-3} \text{ L})} = 5 \cdot 10^{-8} \text{ gL}^{-1}$$

- b) La masa molar del **clembuterol** es de $277 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$c = \frac{\text{masa de soluto/masa molar de soluto}}{V(\text{L}) \text{ de disolución}} = \frac{(5 \cdot 10^{-11} \text{ g}) / (277 \text{ g mol}^{-1})}{(10^{-3} \text{ L})} = 1,8 \cdot 10^{-10} \text{ mol L}^{-1}$$

19. Indica cómo prepararías en el laboratorio **500 mL de una disolución $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de ácido clorhídrico, HCl**, a partir de una botella de HCl comercial del **36 % en masa y densidad $1,2 \text{ g mL}^{-1}$** .

- a) ¿Qué volumen del ácido clorhídrico concentrado hay que pipetear?

- b) ¿Qué cantidad de agua hay que añadir al ácido comercial para obtener los 500 mL de ácido diluido?

- a) En primer lugar se calcula la masa de soluto necesaria para preparar medio litro de disolución $0,5 \text{ mol L}^{-1}$

$$(0,5 \text{ L de disolución}) \cdot \frac{(0,5 \text{ mol de HCl})}{(1 \text{ L de disolución})} \cdot \frac{(36,5 \text{ g de HCl})}{(1 \text{ mol de HCl})} = 9,1 \text{ g de HCl}$$

Como el HCl comercial es del 36 % y densidad $1,2 \text{ g mL}^{-1}$, se calcula el volumen que contiene los 9,1 g de HCl.

$$(9,1 \text{ g de HCl}) \cdot \frac{(100 \text{ g de disolución})}{(36 \text{ g de HCl})} \cdot \frac{(1 \text{ mL de disolución})}{(1,2 \text{ g de disolución})} = 21 \text{ mL de HCl}$$

- b) Dicho volumen de HCl se añade a un matraz aforado de medio litro, completando con agua hasta enrase. La cantidad de agua necesaria es la diferencia entre 500 mL totales y los 21 mL de HCl, que resulta 479 mL.

20. Se dispone de una disolución de NaCl en agua con una concentración de $0,5 \text{ mol L}^{-1}$. ¿Cuál será la concentración, en g L^{-1} de la disolución que resulta de añadir 50 mL de agua a 1 L de la disolución anterior?

La concentración molar indica que la disolución contiene 0,5 moles de NaCl, que equivalen a $58,5/2 = 29,25 \text{ g}$ de NaCl, en un litro de disolución (1000 mL). Si se añaden 50 mL de agua, el número de moles de NaCl no cambia, pero el volumen final será de 1050 mL (1,05 L) de disolución. De lo que resulta que la concentración en g L^{-1} es:

$$\gamma = \frac{\text{masa de soluto}}{V(\text{L}) \text{ de disolución}} = \frac{(29,25 \text{ g de NaCl})}{(1,05 \text{ L de disolución})} = 27,9 \text{ g L}^{-1}$$

21. En un matraz aforado de 100 mL se disuelven en agua 20,0 g de hidróxido de sodio, NaOH. La densidad de la disolución es de $1,10 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$.

a) Determina su concentración en g L^{-1} y en mol L^{-1} .

b) Calcula su concentración molar y la fracción molar del soluto.

a) $\gamma = \frac{\text{masa de soluto}}{V(\text{L}) \text{ de disolución}} = \frac{(20,0 \text{ g})}{(0,1 \text{ L})} = 2,00 \cdot 10^2 \text{ g L}^{-1}$

$$c = \frac{\text{masa de soluto/masa molar de soluto}}{V(\text{L}) \text{ de disolución}} = \frac{(20,0 \text{ g})/(40 \text{ g mol}^{-1})}{(0,1 \text{ L})} = 5 \text{ mol L}^{-1}$$

b) Para calcular la concentración molar, previamente hay que conocer la masa de los 100 mL de disolución, para ello se utiliza el dato de la densidad, $1,10 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$, o lo que es lo mismo $1,10 \text{ g mL}^{-1}$.

$$m = (1,10 \text{ g mL}^{-1}) \cdot (100 \text{ mL}) = 110 \text{ g}$$

Conocida la masa de la disolución, se obtiene la masa de disolvente, por diferencia entre la masa de la disolución (110 g) y la masa del soluto (20,0 g), resultando 90 g de disolvente.

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})} = \frac{(20,0 \text{ g})/(40 \text{ g mol}^{-1})}{(0,09 \text{ kg})} = 5,6 \text{ mol kg}^{-1}$$

Para calcular la fracción molar, se necesita conocer el número de moles del soluto y del disolvente

$$n_{\text{NaOH}} = (20,0 \text{ g} / 40 \text{ g mol}^{-1}) = 0,5 \text{ mol de NaOH}; n_{\text{H}_2\text{O}} = (90 \text{ g} / 18 \text{ g mol}^{-1}) = 5 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$\chi_{\text{NaOH}} = \frac{(0,5 \text{ mol de NaOH})}{(0,5 \text{ mol de NaOH}) + (5 \text{ mol de H}_2\text{O})} = 0,09$$

22. El ácido nítrico, HNO_3 , es un reactivo muy común en el laboratorio y con múltiples aplicaciones. Por ejemplo, se utiliza para fabricar explosivos como la nitroglicerina y el trinitrotolueno (TNT) y fertilizantes (nitrato de amonio). Las botellas de 1 L de ácido nítrico, HNO_3 , del laboratorio tienen un porcentaje del 96,0 % en masa y una densidad de $1,50 \text{ g mL}^{-1}$.

a) ¿Cuántos moles de HNO_3 contiene cada botella?

b) ¿Qué volumen del ácido concentrado contiene 1 mol de HNO_3 ?

c) ¿Qué volumen del ácido concentrado es necesario para preparar $2,00 \cdot 10^2 \text{ mL}$ de una disolución $1,50 \text{ mol L}^{-1}$ de ácido nítrico?

a) Como cada botella contiene un volumen de un litro, calculamos la concentración molar de la disolución y obtendremos el número de moles en un litro de disolución.

$$c = \frac{(96,0 \text{ g de HNO}_3)}{(100 \text{ g de disolución})} \cdot \frac{(1 \text{ mol de HNO}_3)}{(63 \text{ g de HNO}_3)} \cdot \frac{(1,50 \text{ g de disolución})}{(1 \text{ mL de disolución})} \cdot \frac{(1000 \text{ mL})}{(1 \text{ L})} = 22,9 \text{ mol L}^{-1}$$

b) $c = \frac{\text{moles de soluto}}{V(\text{L}) \text{ de disolución}} \Rightarrow V(\text{L}) = \frac{(1 \text{ mol})}{(22,9 \text{ mol L}^{-1})} = 0,0437 \text{ L} = 43,7 \text{ mL}$

c) Se calculan los moles necesarios para preparar $2,00 \cdot 10^2 \text{ mL}$ de una disolución $1,50 \text{ mol L}^{-1}$ de ácido nítrico.

$$(0,200 \text{ L de disolución}) \cdot \frac{(1,50 \text{ mol de HNO}_3)}{(1 \text{ L de disolución})} = 0,300 \text{ mol de HNO}_3$$

Y de forma semejante al apartado anterior, se obtiene el volumen de la disolución concentrada:

$$c = \frac{\text{moles de soluto}}{V(\text{L}) \text{ de disolución}} \Rightarrow V(\text{L}) = \frac{(0,300 \text{ mol})}{(22,9 \text{ mol L}^{-1})} = 0,0131 \text{ L} = 13,1 \text{ mL}$$

23. El ácido clorhídrico es una disolución acuosa del gas HCl. Es el principal componente del jugo gástrico, con la función de favorecer la digestión de los alimentos. Suponiendo que se encuentra en un porcentaje del 3,00 % en masa y una densidad $1,03 \text{ g mL}^{-1}$:

- a) ¿Qué cantidad de HCl se forma en el estómago si se producen 3,00 L de jugo gástrico al día?
- b) Calcula la concentración molar del jugo gástrico.
- c) Se prepara una disolución disolviendo 5,00 mL de ácido concentrado del 36,0 % en masa y densidad $1,18 \text{ g mL}^{-1}$ en agua hasta una masa final de 100,0 g. ¿Tendrá una concentración mayor o menor que la del jugo gástrico?

a)
$$(3000 \text{ mL de disolución}) \cdot \frac{(1,03 \text{ g de disolución})}{(1 \text{ mL de disolución})} \cdot \frac{(3,00 \text{ g de HCl})}{(100 \text{ g de disolución})} = 92,7 \text{ g de HCl}$$

- b) Se parte del dato del porcentaje del 3,00 % en masa, y con el dato de la masa molar y de la densidad se llega hasta la concentración molar.

$$c = \frac{(3,00 \text{ g de HCl})}{(100 \text{ g de disolución})} \cdot \frac{(1 \text{ mol de HCl})}{(36,5 \text{ g de HCl})} \cdot \frac{(1,03 \text{ g de disolución})}{(1 \text{ mL de disolución})} \cdot \frac{(1000 \text{ mL})}{(1 \text{ L})} = 0,85 \text{ mol L}^{-1}$$

- c) La concentración del jugo gástrico es del 3,00 % en masa, para efectuar la comparación con la concentración de la nueva disolución preparada, se calcula la masa de HCl y sabiendo que la masa final de la disolución es de 100,0 g, se obtiene el % directamente.

$$(5,00 \text{ mL de disolución}) \cdot \frac{(1,18 \text{ g de disolución})}{(1 \text{ mL de disolución})} \cdot \frac{(36,0 \text{ g de HCl})}{(100,0 \text{ g de disolución})} = 2,12 \text{ g de HCl}$$

Como esta masa se encuentra en 100,0 g de disolución, el % en masa es del 2,12 %, siendo una concentración menor que la del jugo gástrico, que es del 3,00 %.

24. Para elaborar un producto de limpieza que elimine manchas de cal y de óxido de hierro se necesita preparar 1,0 L de ácido clorhídrico $0,50 \text{ mol L}^{-1}$, comercialmente denominada Salfuman.

- a) Calcula el número de moles contenidos en 1,0 L de la disolución.
- b) Al añadir 0,50 L de una disolución $2,0 \text{ mol L}^{-1}$ de HCl a la disolución anterior, ¿cuál será la nueva concentración molar?
- c) Si se quiere preparar el producto de limpieza a partir de una disolución de HCl del 5,0 % en masa y de densidad $1,0 \text{ g mL}^{-1}$ y otra disolución $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ de HCl, ¿qué volumen habrá que tomar de cada una?

a)
$$(1 \text{ L de disolución}) \cdot \frac{(0,5 \text{ mol de HCl})}{(1 \text{ L de disolución})} = 0,5 \text{ mol de HCl}$$

- b) Al añadir la segunda disolución, el número de moles y el volumen final cambia, por lo que habrá que calcularlos para obtener la concentración molar.

$$(0,5 \text{ L de disolución}) \cdot \frac{(2,0 \text{ mol de HCl})}{(1 \text{ L de disolución})} = 1,0 \text{ mol de HCl} \quad c = \frac{(1,0 \text{ mol de HCl} + 0,5 \text{ mol de HCl})}{(1,5 \text{ L de disolución})} = 1,0 \text{ mol L}^{-1}$$

- c) En primer lugar calculamos la concentración molar de la disolución de HCl del 5,0 %, utilizando la masa molar ($36,5 \text{ g mol}^{-1}$) y la densidad de esta disolución (1 g mL^{-1}):

$$\frac{(5,0 \text{ g de HCl})}{(100 \text{ g de disolución})} \cdot \frac{(1 \text{ mol de HCl})}{(36,5 \text{ g de HCl})} \cdot \frac{(1,0 \text{ g de disolución})}{(1 \text{ mL de disolución})} \cdot \frac{(1000 \text{ mL})}{(1 \text{ L})} = 1,4 \text{ mol L}^{-1}$$

A continuación se obtiene una ecuación que relaciona los moles de esta primera disolución ($1,4 \text{ mol L}^{-1}$) en un volumen V_1 , a partir del concepto de concentración molar: $c_1 = \frac{n_1}{V_1} \Rightarrow n_1 = c_1 V_1 = 1,4 V_1$

De igual forma se obtiene otra ecuación que relaciona los moles de la segunda disolución ($0,10 \text{ mol L}^{-1}$) en un volumen V_2 : $c_2 = \frac{n_2}{V_2} \Rightarrow n_2 = c_2 V_2 = 0,10 V_2$

La suma de ambos moles debe ser igual a 0,50 moles: $n_1 + n_2 = 1,4 V_1 + 0,10 V_2 = 0,50 \text{ mol}$

Como la suma de ambos volúmenes es igual a 1 litro: $V_1 + V_2 = 1 \text{ L}$

Se establece un sistema de dos ecuaciones con dos incógnitas que nos permita calcular cada volumen. Resultando que $V_1 = 3,1 \cdot 10^2 \text{ mL}$ y $V_2 = 6,9 \cdot 10^2 \text{ mL}$.

25. En la industria alimentaria se utiliza el grado Brix ($^{\circ}\text{Bx}$) como una medida de la concentración de azúcares en líquidos. Cada $^{\circ}\text{Bx}$ equivale a un 1 % en masa de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

- a) Si un mosto de uva tiene 16 $^{\circ}\text{Bx}$, ¿cuál es su concentración equivalente de sacarosa en gramos de sacarosa por kilogramo de disolución?
- b) Si mezclamos 100 g de esa disolución con 400 g de agua, ¿cuál será la molalidad de la nueva disolución?

$$\text{a) } \frac{(16 \text{ g de sacarosa})}{(100 \text{ g de mosto})} \cdot \frac{(1000 \text{ g de mosto})}{(1 \text{ kg de mosto})} = 160 \text{ g de sacarosa kg}^{-1}$$

- b) En 100 g de disolución de sacarosa del 16 % en masa hay 16 g de sacarosa, como la masa molar es de 342 g mol^{-1} , equivalen a $16 \text{ g} / 342 \text{ g mol}^{-1} = 0,0468 \text{ mol}$ de sacarosa.

Al añadir agua, la masa final de la disolución aumenta hasta 500 g. Con estos datos ya se puede calcular la molalidad o concentración molar.

$$m = \frac{n_{\text{soluta}}}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})} = \frac{(16 \text{ g}) / (342 \text{ g mol}^{-1})}{(0,5 \text{ kg})} = 0,094 \text{ mol kg}^{-1}$$

Solubilidad

26. La gran demanda de alimentos de origen vegetal hace necesaria la utilización de fertilizantes. El cloruro de potasio y el nitrato de potasio son dos fuentes de potasio, elemento fundamental para el crecimiento de las plantas. En la siguiente tabla se indica el efecto de la temperatura en la solubilidad de estas dos sales.

Sal	Solubilidad (g/100 mL agua)	
	20 °C	80 °C
Cloruro de potasio	33	50
Nitrato de potasio	33	168

- a) ¿Cómo afecta la temperatura a la solubilidad de ambas sales?
- b) ¿En qué sal se produce mayor variación de la solubilidad con la temperatura?
- c) Se disuelve cloruro de potasio en 500 g de agua, a 80 °C, hasta saturación y posteriormente se deja enfriar hasta 20 °C, ¿qué cantidad de sal cristalizará?
- d) Si la sal disuelta a saturación fuese nitrato de potasio, ¿cuánta sal cristalizaría al descender de 80 °C a 20 °C?

- a) De los datos de solubilidad que se incluyen en la tabla, se deduce que para las dos sales al aumentar la temperatura se produce un aumento de la solubilidad.

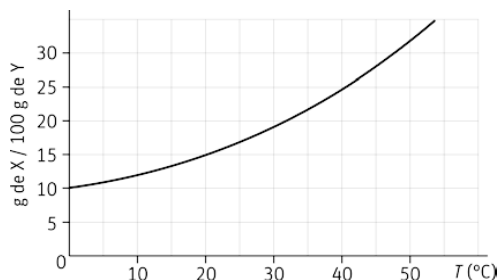
- b) Este comportamiento no es el mismo para ambas sales, en el caso del nitrato de potasio el aumento de la solubilidad con la temperatura es muy mayor que en el caso del cloruro de potasio

- c) La solubilidad a 80 °C del cloruro de potasio es de 50 g en 100 g de agua, por lo tanto, en 500 g de agua se podrán disolver totalmente hasta 250 g de cloruro de potasio. A 20 °C la solubilidad de la sal es de 33 g en 100 g de agua, por lo que en 500 g de agua, solo se podrán disolver como máximo 165 g de la sal.

Al enfriar la disolución desde 80 °C hasta 20 °C, de los 250 g de sal que se encontraban disueltos, solo podrán seguir estando 165 g, el resto, 85 g de cloruro de potasio, cristalizará.

- d) De forma semejante al apartado anterior, la solubilidad a 80 °C del nitrato de potasio es de 168 g en 100 g de agua, por lo que en 500 g de agua se podrán disolver 840 g de sal. A la temperatura de 20 °C, la cantidad máxima que se puede disolver de nitrato de potasio es de 165 g. En consecuencia, al descender de 80 °C a 20 °C, cristalizará la diferencia entre 840 g y 165 g, que resulta ser de 675 g de nitrato de potasio.

27. La gráfica muestra la solubilidad de un soluto X en un disolvente Y a diferentes temperaturas.



- a) ¿Qué relación existe entre la solubilidad y la temperatura para dicha sustancia?
- b) Indica la solubilidad del soluto a 20 °C y a 40 °C.
- c) Si se mezclan 90 g de soluto X con 500 g de disolvente Y, a una temperatura de 30 °C, ¿se disolverá todo el soluto? ¿Y si se realiza a 0 °C?
- d) ¿Qué sucederá si se disuelven 25 g de X en 100 g de Y a una temperatura de 40 °C y luego se deja enfriar hasta una temperatura de 0 °C?
- a) De la gráfica se deduce que al aumentar la temperatura aumenta la solubilidad de la sustancia X.
- b) A la temperatura de 20 °C la solubilidad es de 15 g de X/100g de Y.
A la temperatura de 40 °C, la solubilidad es mayor, de 25 g de X/100 g de Y.
- c) A 30 °C la solubilidad de X es de 20 g/100 g de Y, por lo tanto en 500 g del disolvente Y se podrán disolver 100 g de X. Si mezclamos 90 g de X en 500 g de disolvente, se podrá disolver toda la masa de X.
A 0 °C, la solubilidad de X es de 10 g/100 g de Y, de manera que en 500 g de disolvente Y se podrán disolver 50 g de X. Si hemos mezclado 90 g de X en los 500 g de disolvente Y, quedarán sin disolver 40 g.
- d) A 40 °C la solubilidad de X es de 25 g/100 g de Y, y a 0 °C la solubilidad disminuye hasta 10 g/100 g de Y. Como consecuencia, cristalizarán 15 g de X.
28. Las bebidas carbónicas son disoluciones de CO₂ en líquido. Estas disoluciones siguen la ley de Henry, según la cual la concentración de un gas en un líquido es proporcional a la presión del gas sobre la disolución, $c = \lambda p$, donde λ es característico de cada pareja disolvente-soluto, y suele disminuir con la presión.
- a) ¿Por qué al mirar al trasluz una botella de cerveza cerrada no se ven burbujas de gas? ¿Por qué se desprenden al destapar la botella?
- b) ¿Por qué al agitar la botella se desprenden burbujas de manera violenta?
- a) Las botellas de bebidas carbónicas contienen dióxido de carbono disuelto a una presión mayor que la atmosférica y no se observan en la botella si no modificamos la temperatura, la presión o la agitación. Al destapar la botella, la presión del interior disminuye para equilibrarse con la presión exterior, por lo que la solubilidad disminuye y se observa un desprendimiento de burbujas de dióxido de carbono.
- b) Al agitar una botella de bebida carbónica, como las de cava y champagne, se genera una onda de presión que se propaga en la bebida reduciendo su solubilidad y formándose burbujas bajo presión. Al abrir la botella y disminuir bruscamente la presión y la solubilidad, las burbujas encuentran una zona de escape, siendo proyectadas hacia el exterior y arrastrando consigo el líquido de la bebida, llegando a formar un espectacular chorro.

Propiedades coligativas

29. La urea, CO(NH₂)₂, es el principal producto formado en el metabolismo de las proteínas. Si la presión de vapor del agua pura es 24 mm de Hg y la de una disolución acuosa de urea es 23 mm de Hg.
- a) Calcula la fracción molar de la urea.
- b) La orina humana contiene una media de 20,0 gramos por litro. Calcula la disminución de la presión de vapor de la orina suponiendo que está formada por urea y agua.

a) $\Delta p = p^0 \chi_0 \Rightarrow \chi_0 = \frac{\Delta p}{p^0} = \frac{(1 \text{ mm de Hg})}{(24 \text{ mm de Hg})} = 0,04$

b) La fracción molar de la urea se calcula mediante el cociente entre el número de moles de urea ($20,0 \text{ g}/60 \text{ g mol}^{-1} = 0,333 \text{ mol}$) y el número de moles totales ($20,0 \text{ g}/60 \text{ g mol}^{-1} + 1000 \text{ g}/18 \text{ g mol}^{-1}$) = 55,9 mol

$$\Delta p = p^0 \chi_0 = (24 \text{ mm de Hg}) \cdot \frac{(0,333 \text{ mol})}{(55,9 \text{ mol})} = 0,14 \text{ mm de Hg}$$

30. Un litro de disolución contiene 1 mol de un soluto disuelto a 0 °C de temperatura.

a) Calcula la presión osmótica de la disolución.

b) ¿Qué volumen tendría que tener la disolución para que la presión osmótica fuese la mitad?

c) ¿Cuál será la presión osmótica a 27 °C?

a) $\pi V = nRT \Rightarrow \pi = cRT = (1 \text{ mol L}^{-1})(0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(273 \text{ K}) = 22,4 \text{ atm}$

b) De la expresión de la presión osmótica, se deduce que es inversamente proporcional al volumen. Por lo tanto, si la presión osmótica se reduce a la mitad, el volumen se duplicará, pasando de 1 litro a 2 litros.

c) $\pi V = nRT \Rightarrow \pi = cRT = (1 \text{ mol L}^{-1})(0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(300 \text{ K}) = 24,6 \text{ atm}$

31. Cuando se pronostican fuertes nevadas, y con el fin de evitar la formación de hielo, se añade sal común en las calles y carreteras:

a) ¿Qué concentración molar de una disolución de cloruro de sodio disminuye el punto de congelación hasta -10 °C?

b) Si el soluto disuelto fuese cloruro de potasio, ¿cambiaría el punto de congelación si mantenemos la misma concentración? (Se supone que las disoluciones de los apartados a) y b) cumplen las leyes de Raoult)

$$K_c (\text{agua}) = 1,86 \text{ °C kg mol}^{-1}$$

a) Conocida la constante crioscópica del agua, con el descenso crioscópico se obtiene la concentración molar.

$$\Delta T_c = K_c m \Rightarrow m = \frac{(10 \text{ °C})}{(1,86 \text{ °C kg mol}^{-1})} = 5,4 \text{ mol kg}^{-1}$$

b) No cambiaría. El descenso en el punto de congelación es una propiedad coligativa que solo depende de la concentración de soluto, no de la clase de soluto.

32. Se añaden $5,00 \cdot 10^2 \text{ g}$ de una sustancia anticongelante de masa molar $62,0 \text{ g mol}^{-1}$ a $2,00 \cdot 10^3 \text{ g}$ de agua.

a) Calcula el punto de congelación de la disolución.

b) ¿Se congelará el líquido de refrigeración del motor un día en que la temperatura sea de -5 °C? ¿Y si la temperatura es de -20 °C?

c) ¿Qué cantidad habría que añadir para que no se congelase a -20 °C?

d) Calcula el punto de ebullición de la disolución.

$$K_c (\text{agua}) = 1,86 \text{ °C kg mol}^{-1} \text{ y } K_e (\text{agua}) = 0,52 \text{ °C kg mol}^{-1}$$

a) Con los datos del enunciado se obtiene la concentración molar:

$$m = \frac{\text{masa de soluto}/\text{masa molar de soluto}}{\text{masa de disolvente (kg)}} = \frac{(5,00 \cdot 10^2 \text{ g} / 62,0 \text{ g mol}^{-1})}{(2,00 \text{ kg})} = 4,03 \text{ mol kg}^{-1}$$

Como la K_c del agua tiene un valor conocido de $1,86 \text{ °C kg mol}^{-1}$, se puede calcular el descenso crioscópico a partir de la relación: $\Delta T_c = K_c m = (1,86 \text{ °C kg mol}^{-1}) \cdot (4,03 \text{ mol kg}^{-1}) = 7,5 \text{ °C}$

Como el descenso crioscópico es de $7,5 \text{ °C}$, el punto de congelación de la disolución será de $-7,5 \text{ °C}$.

b) Si la temperatura es de -5 °C , como no se alcanza el punto de congelación, que es de $-7,5 \text{ °C}$, el líquido de refrigeración permanecerá en estado líquido y no se congelará. Pero a la temperatura de -20 °C , más baja que el punto de congelación, el líquido anticongelante se transforma en sólido y se congelará.

- c) Para que el descenso crioscópico llegue 20 °C, se calcula la concentración molal de la disolución.

$$\Delta T_c = K_c m \Rightarrow m = \frac{(20 \text{ }^\circ\text{C})}{(1,86 \text{ }^\circ\text{C kg mol}^{-1})} = 10,8 \text{ mol kg}^{-1}$$

De lo que se deduce que la cantidad de anticongelante necesaria es de 10,8 mol por kg de agua, o lo que es lo mismo 670 g de anticongelante por kg de agua o $1,34 \cdot 10^3$ g de anticongelante por cada dos kg de agua.

- d) Conocida la K_e y la concentración molal, m , se calcula el aumento ebulloscópico a partir de la relación:

$$\Delta T_e = K_e m = (0,52 \text{ }^\circ\text{C kg mol}^{-1}) \cdot (4,03 \text{ mol kg}^{-1}) = 2,1 \text{ }^\circ\text{C}$$

Como el aumento es de 2,1 °C, el punto de ebullición de la disolución será de 102,1 °C

33. Una disolución acuosa contiene 1,20 g de un polímero y 140 g de agua. La densidad de la disolución a 18 °C es de 1,02 g mL⁻¹ y la presión osmótica es de $4,20 \cdot 10^{-3}$ atm. Calcula:

- a) El volumen de la disolución.
 b) La concentración molar de la disolución.
 c) La masa molar del polímero.

- a) La masa total de la disolución es igual a la masa del soluto y del disolvente, resultando 141,2 g. A partir del dato de la densidad, se deduce que dicha masa corresponde a un volumen de:

$$(141,2 \text{ g de disolución}) \cdot \frac{(1 \text{ mL de disolución})}{(1,02 \text{ g de disolución})} = 138 \text{ mL de disolución}$$

- b) $\pi = cRT \Rightarrow c = \frac{\pi}{RT} = \frac{(4,20 \cdot 10^{-3} \text{ atm})}{(0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(291 \text{ K})} = 1,76 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$

- c) Conocida la concentración molar y sabiendo que 1,20 g del polímero se encuentran en 138 mL de disolución, utilizando la expresión de la concentración molar calculamos la masa molar del polímero.

$$M = \frac{m}{cV} = \frac{(1,20 \text{ g})}{(1,76 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1})(0,138 \text{ L})} = 4,94 \cdot 10^4 \text{ g mol}^{-1}$$

34. Los motores de explosión pueden utilizar como refrigerante agua. Cuando el tiempo es muy frío el agua puede congelarse, por ello se añade al agua algún anticongelante, concretamente el etanodiol o etilenglicol (C₂H₆O₂). Suponiendo comportamiento ideal:

- a) ¿Cuánto etilenglicol hay que añadir a 1 L de agua destilado para que la mezcla congele a -15 °C?
 b) En caso de una bajada brusca de temperatura hay quien recomienda sustituir el agua por vino. ¿A qué temperatura congelará un vino que contiene 115 g dm⁻³ de alcohol y cuya densidad es 0,982 kg dm⁻³?
 K_c (agua) = 1,86 °C kg mol⁻¹

- a) Primero se calcula la molalidad de la disolución necesaria para que el descenso crioscópico sea de 15 °C.

$$\Delta T_c = K_c m \Rightarrow m = \frac{(15 \text{ }^\circ\text{C})}{(1,86 \text{ }^\circ\text{C kg mol}^{-1})} = 8,06 \text{ mol kg}^{-1}$$

De la molalidad se deduce que la cantidad necesaria será de 8,06 moles por cada kilogramo o litro de agua. Como la masa molar es de 62 g·mol⁻¹, la masa buscada es de 500 g de etilenglicol por cada litro de agua.

- b) Sabiendo que la masa molar del etanol es de 46 g·mol⁻¹, los moles que equivalen a 115 g son 2,5 mol, que se encuentran en 1 litro de disolución. Conocida la densidad de la disolución, se deduce que la masa que contiene dicho litro es de 0,982 kg, de los cuales, 115 g son de etanol y la diferencia entre 982 g y 115 g serán de agua (867 g). A partir de estos datos, se calcula la concentración molal de la disolución:

$$m = \frac{\text{masa de soluto/masa molar de soluto}}{\text{masa de disolvente (kg)}} = \frac{(115 \text{ g} / 46 \text{ g mol}^{-1})}{0,867 \text{ kg}} = 2,88 \text{ mol kg}^{-1}$$

Con el resultado de la molalidad y el dato de la constante crioscópica se calcula el descenso crioscópico:

$$\Delta T_c = K_c m = (1,86 \text{ }^\circ\text{C kg mol}^{-1}) \cdot (2,88 \text{ mol kg}^{-1}) = 5,36 \text{ }^\circ\text{C}$$

Como el descenso crioscópico es de 5,36 °C, el vino soportará temperaturas hasta -5,36 °C sin congelarse. Para temperaturas ambientales menores a este valor, el vino no será eficaz utilizado como anticongelante.

35. **Actividad** smSaviadigital.com RESUELVE

36. **Actividad** smSaviadigital.com RESUELVE

La química y... los deportistas

1. **¿Qué es una bebida isotónica?**

Las bebidas isotónicas son aquellas que contienen una concentración de solutos (sales minerales) semejante a la del plasma de nuestro organismo. Estas bebidas se recomiendan tomar cuando es necesario reponer sales minerales eliminadas a través del sudor por el organismo, durante esfuerzos prolongados y cuando la temperatura ambiente es elevada.

2. **Indica qué le sucede a las células del organismo si se le inyecta una disolución de mayor concentración que la del interior de las células. ¿Y qué ocurriría si la disolución tiene menor concentración que la celular?**

Si se inyecta una disolución de mayor concentración que la del interior de las células, para contrarrestar el aumento de la presión osmótica, la célula absorbe agua del exterior y se hincha, fenómeno denominado turgencia.

Si la disolución inyectada tuviese menor concentración, se produce una disminución de la presión osmótica del interior de la célula, y para contrarrestar esta disminución, la célula expulsa agua hacia el entorno y se arruga, fenómeno denominado plasmólisis.

AUTOEVALUACION

- ¿Qué sustancia añadirías al parabrisas de un coche para quitar el hielo que impide la visibilidad al conducir?
 - Agua
 - Sal común (cloruro de sodio)
 - Alcohol etílico (etanol)
 - Arena

c
- ¿Para qué se añade líquido anticongelante al circuito de refrigeración de un motor?
 - Para evitar que se congele la gasolina.
 - Para aumentar la presión de vapor del agua.
 - Para disminuir el punto de congelación del agua.
 - Para disminuir el punto de ebullición del agua.

c
- La solubilidad a 20 °C del azúcar es de 1300 g/1 L de agua. ¿Qué sucederá al mezclar 2 kg de azúcar con 1 L de agua?
 - Se disuelven solo 1300 g de azúcar.
 - Se disuelve todo el azúcar.
 - Quedan sin disolver 700 g de azúcar.
 - Quedan sin disolver 300 g de azúcar.

c
- Una botella de 0,5 L de capacidad, que contiene una disolución de NaOH de concentración $3 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, ¿cuánto contiene de NaOH?
 - 3 mol
 - 1,5 g
 - $9\cdot 10^{24}$ moléculas
 - 1,5 mol

d
- ¿En qué volumen de disolución 1 mol L^{-1} de ácido clorhídrico hay los mismos moles de soluto que en 2 L de una disolución $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de HCl?
 - 500 mL
 - 0,5 L
 - 1 L
 - 100 mL

c
- Una disolución acuosa del 5 % en masa contiene:
 - 5 g de soluto por cada 100 g de agua.
 - 5 g de soluto por cada 50 g de disolución.
 - 5 g de soluto por cada 95 g de disolución.
 - 5 g de soluto por cada 95 g de agua.

d