

1

La materia y sus propiedades

En contexto (Pág. 35)

a) Respuesta sugerida:

Con el fin de introducir la unidad, proponemos responder a estas cuestiones entre todos los alumnos de la clase. Este ejercicio facilitará al profesor, y a la clase en general, información de cuáles son los conocimientos previos sobre el tema.

— La composición isotópica del hidrógeno se refiere a la proporción de los distintos isótopos que contiene. Se conocen tres isótopos naturales del hidrógeno: el protio, ${}^1_1\text{H}$, el deuterio, ${}^2_1\text{H}$, y el tritio, ${}^3_1\text{H}$.

— En los análisis químicos que emplean técnicas destructivas la muestra se destruye o se daña. Esto implica no poder repetir el análisis con la misma muestra. Si hablamos de materiales tan escasos como las rocas lunares, a las que hace referencia la noticia, debemos ser especialmente cuidadosos y precisos a la hora de llevar a cabo el análisis en el laboratorio. Ante procedimientos mal ejecutados, una consecuencia puede ser que se agoten las muestras y no podamos obtener la información deseada.

b) Respuesta sugerida:

— Sí, se trata de una imagen de la superficie lunar.

— En la imagen pequeña observamos rastros de hielo derretido en una roca procedente de la Luna.

— Los alumnos deben desarrollar una puesta en común en clase exponiendo lo que les sugiere la imagen. Es importante valorar todas las aportaciones y darse cuenta de lo difícil que es llegar a la respuesta correcta simplemente viendo la imagen, si no hubiésemos leído antes la noticia.

c) Respuesta sugerida:

— En invierno se echa sal en las carreteras porque la temperatura de congelación de la mezcla sal-hielo es inferior que la del hielo solo, por lo que no se forma hielo. Esto es debido a que a esa temperatura la mezcla no se congela, mientras que el agua sola sí que lo haría.

— Porque al añadirle sal al agua se forma una disolución que tiene una temperatura de ebullición superior que la del agua líquida.

Problemas resueltos (Págs. 44 y 45)

1. Datos: $m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 500 \text{ g}$

Incógnitas: $N(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)$

— Consultamos en la Tabla Periódica las masas atómicas relativas del carbono, del hidrógeno y del oxígeno, y multiplicamos por el número de átomos correspondientes para calcular la masa molecular del $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. La masa molar tendrá el mismo valor, pero con unidades $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$M_r(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) : 6 \cdot 12,01 + 12 \cdot 1,01 + 6 \cdot 16,00 = 180,18$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) : 180,18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Calcularemos el número de moléculas determinando la cantidad de sustancia a partir de la masa y la masa molar, y, a continuación, aplicando la constante de Avogadro:

$$N(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 500 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,18 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 1,67 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

2. Datos: $m(\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2) = 2,0 \text{ g}$

Incógnitas: $N(\text{C})$

— Consultamos en la Tabla Periódica las masas atómicas relativas del carbono, del hidrógeno y del nitrógeno, y multiplicamos por el número de átomos correspondientes para calcular la masa molecular del $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$. La masa molar tendrá el mismo valor, pero con unidades $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$:

$$M_r(\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2) : 10 \cdot 12,01 + 14 \cdot 1,01 + 2 \cdot 14,01 = 162,26$$

$$M(\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2) : 162,26 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Calcularemos el número de moléculas determinando la cantidad de sustancia a partir de la masa y la masa molar, y aplicando después la constante de Avogadro.

$$N(\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2) = 2,0 \text{ g C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2}{162,26 \text{ g C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2}{1 \text{ mol C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2} = 7,4 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

— Para calcular el número de átomos de C, tendremos en cuenta las proporciones de la fórmula $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$: en cada molécula de $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$, hay 10 átomos de C.

$$N(\text{C}) = 7,4 \cdot 10^{21} \text{ moléculas C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2 \cdot \frac{10 \text{ átomos de C}}{1 \text{ moléculas C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2} = 7,4 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$

3. Datos: $c(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $V = 500 \text{ mL}$

Incógnitas: $m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})$

— Calculamos la masa molar del $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

$$M_r(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) : 12 \cdot 12,01 + 22 \cdot 1,01 + 11 \cdot 16,00 = 342,34$$

$$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) : 342,34 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Hallamos la masa de $C_{12}H_{22}O_{11}$ con factores de conversión.

$$m(C_{12}H_{22}O_{11}) = 500 \frac{\text{mL dis.}}{\text{L dis.}} \cdot \frac{1 \text{ L dis.}}{1000 \text{ mL dis.}} \cdot \frac{0,5 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{1 \text{ L dis.}} \cdot \frac{342,34 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}}{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}} = 86 \text{ g}$$

4. Datos: m (solute) = 12,0; M (solute) = 120,0 g · mol⁻¹; m (C₆H₆) = 300,0 g; d (disolución) = 0,879 g · mL⁻¹; K_e (C₆H₆) = 2,6 K · kg · mol⁻¹; T_e (C₆H₆) = 80,10 °C

Incógnitas: % en masa; m ; c

— Calculamos el porcentaje en masa.

$$\% \text{ en masa} = \frac{12,0 \text{ g soluto}}{300,0 \text{ g benceno} + 12,0 \text{ g soluto}} \cdot 100$$

$$\% \text{ en masa} = 3,85 \%$$

— Calculamos la molalidad, m .

$$n(\text{solute}) = 12,0 \frac{\text{g soluto}}{\text{mol soluto}} \cdot \frac{1 \text{ mol soluto}}{120 \text{ g soluto}} =$$

$$= 0,100 \text{ mol}$$

$$m(\text{disolvente}) = 300,0 \frac{\text{g benceno}}{\text{kg benceno}} \cdot \frac{1 \text{ mol benceno}}{1000 \text{ g benceno}} =$$

$$= 0,300 \text{ kg}$$

$$m = \frac{0,100 \text{ mol soluto}}{0,300 \text{ kg disolvente}} = 0,333 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

— Calculamos la concentración de cantidad de sustancia (molaridad), c .

$$m(\text{disolución}) = m(\text{solute}) + m(\text{disolvente})$$

$$m(\text{disolución}) = (12 + 300) \text{ g} = 312 \text{ g}$$

$$V(\text{disolución}) = 312 \frac{\text{g disolución}}{\text{g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{0,879 \text{ g disolución}} =$$

$$\cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{1000 \text{ mL disolución}} = 0,355 \text{ L}$$

$$c = \frac{0,100 \text{ mol soluto}}{0,355 \text{ L disolución}} = 0,282 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

— Hallamos la variación de temperatura en la ebullición mediante la propiedad coligativa de ascenso ebulloscópico.

$$\Delta T_e = K_e \cdot m = 2,6 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,333 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1} =$$

$$= 0,87 \text{ K}$$

$$\Delta T_e = 0,87 \text{ K} = 0,87 \text{ °C}$$

— Después sumamos este resultado al punto de ebullición del benceno y obtenemos la temperatura de ebullición de la disolución.

$$T_e = (80,10 + 0,87) \text{ °C} = 80,97 \text{ °C}$$

5. Datos: m (C₆H₆) = 120,0 g; K_c (C₁₂H₂₂O₁₁) = 5,10 K · kg · mol⁻¹;

$$K_c$$
 (H₂O) = 1,86 K · kg · mol⁻¹; $\Delta T_f = -3,67 \text{ K}$

Incógnitas: m (C₁₂H₂₂O₁₁)

— Obtenemos la cantidad de sacarosa necesaria calculando primero la molalidad de la disolución. Para ello debemos hallar la masa molar de la sacarosa y tener en cuenta que: 3,67 °C = 3,67 K.

$$M_r(C_{12}H_{22}O_{11}) : 12 \cdot 12,01 + 22 \cdot 1,01 + 11 \cdot 16,00 = 342,34$$

$$M(C_{12}H_{22}O_{11}) : 342,34 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta T_f = K_c \cdot m; m = \frac{\Delta T_f}{K_c}$$

$$m = \frac{3,67 \text{ K}}{5,10 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,720 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

$$m(C_{12}H_{22}O_{11}) = 120,0 \frac{\text{g } C_6H_6}{\text{kg } C_6H_6} \cdot \frac{1 \text{ kg } C_6H_6}{1000 \text{ g } C_6H_6} =$$

$$\cdot \frac{0,720 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{1 \text{ kg } C_6H_6} \cdot \frac{342,34 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}}{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}} = 29,6 \text{ g}$$

— Procedemos del mismo modo para el caso del agua como disolvente.

$$\Delta T_f = K_c \cdot m; m = \frac{\Delta T_f}{K_c}$$

$$m = \frac{3,67 \text{ K}}{1,86 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,97 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

$$m(C_{12}H_{22}O_{11}) = 120,0 \frac{\text{g } H_2O}{\text{kg } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ kg } H_2O}{1000 \text{ g } H_2O} =$$

$$\cdot \frac{1,97 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{1 \text{ kg } H_2O} \cdot \frac{342,34 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}}{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}} = 80,9 \text{ g}$$

— Buscamos información en Internet de los datos de solubilidad de la sacarosa en benceno y en agua.

Nos percatamos de que la sacarosa es insoluble en benceno, ya que el primero es un soluto polar y el segundo, un disolvente apolar. Sin embargo, la sacarosa se disuelve fácilmente en agua, pues en este caso, tanto el soluto como el disolvente son polares.

Por tanto, la primera disolución no se podría llevar a cabo en la práctica.

Ejercicios y problemas (Págs. 46 a 48)

1 LA MATERIA

Págs. 46 y 47

6. Sistemas homogéneos:

a) mezcla de sal y agua;

b) oxígeno;

d) agua; f) hierro

Sistemas heterogéneos:

c) sangre;

e) granito

7. Como esa masa de carbono coincide numéricamente con la masa molar del carbono (12,01 g · mol⁻¹), estos gramos representan un mol de C. Y en un mol de C hay 6,022 · 10²³ átomos de carbono (la constante de Avogadro).

8. Datos: $V(\text{H}_2\text{O}) = 150 \text{ mL}$

Incógnitas: $N(\text{H}_2\text{O})$

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 150 \text{ mL } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}}{1 \text{ mL } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}}}{18,02 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}}$$

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \cancel{\text{H}_2\text{O}}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 5,01 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

9. Calculamos en primer lugar la masa molar de cada compuesto y en segundo lugar, la composición centesimal.

Incógnitas: M (compuesto); composición centesimal

a) $M_r(\text{HNO}_3): 1 \cdot 1,01 + 1 \cdot 14,01 + 3 \cdot 16,00 = 63,02$;
 $M(\text{HNO}_3): 63,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\% \text{H} = \frac{m(\text{H})}{m(\text{HNO}_3)} = \frac{(1 \cdot 1,01) \text{ g}}{63,02 \text{ g}} \cdot 100 = 1,60 \% \text{ H}$$

$$\% \text{N} = \frac{m(\text{N})}{m(\text{HNO}_3)} = \frac{(1 \cdot 14,01) \text{ g}}{63,02 \text{ g}} \cdot 100 = 22,22 \% \text{ N}$$

$$\% \text{O} = \frac{m(\text{O})}{m(\text{HNO}_3)} = \frac{(3 \cdot 16,00) \text{ g}}{63,02 \text{ g}} \cdot 100 = 76,17 \% \text{ O}$$

b) $M_r(\text{CuSO}_4): 1 \cdot 63,55 + 1 \cdot 32,07 + 4 \cdot 16,00 = 159,62$;
 $M(\text{CuSO}_4): 159,62 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\% \text{Cu} = \frac{M(\text{Cu})}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{1 \cdot 63,55}{159,62} \cdot 100 = 39,81 \% \text{ Cu}$$

$$\% \text{S} = \frac{M(\text{S})}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{1 \cdot 32,064}{159,62} \cdot 100 = 20,09 \% \text{ S}$$

$$\% \text{O} = \frac{M(\text{O})}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{4 \cdot 16,00}{159,62} \cdot 100 = 40,10 \% \text{ O}$$

c) $M_r(\text{CO}_2): 1 \cdot 12,01 + 2 \cdot 16,00 = 44,01$
 $M(\text{CO}_2): 44,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\% \text{C} = \frac{M(\text{C})}{M(\text{CO}_2)} = \frac{1 \cdot 12,01}{44,01} \cdot 100 = 27,29 \% \text{ C}$$

$$\% \text{O} = \frac{M(\text{O})}{M(\text{CO}_2)} = \frac{2 \cdot 16,00}{44,01} \cdot 100 = 72,71 \% \text{ O}$$

d) $M_r(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 1 \cdot 24,31 + 2 \cdot 16,00 + 2 \cdot 1,01 = 58,33$;
 $M(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 58,33 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\% \text{Mg} = \frac{M(\text{Mg})}{M(\text{Mg}(\text{OH})_2)} = \frac{1 \cdot 24,305}{58,33} \cdot 100 = 41,68 \% \text{ Mg}$$

$$\% \text{O} = \frac{M(\text{O})}{M(\text{Mg}(\text{OH})_2)} = \frac{2 \cdot 16,00}{58,33} \cdot 100 = 54,86 \% \text{ O}$$

$$\% \text{H} = \frac{M(\text{H})}{M(\text{Mg}(\text{OH})_2)} = \frac{2 \cdot 1,01}{58,33} \cdot 100 = 3,46 \% \text{ H}$$

10. Un análisis químico cualitativo es, por ejemplo, averiguar si una muestra de sal contiene yodo. Cuantificar la concentración de yodo en esta muestra sería un análisis cuantitativo.

Ponemos en común la respuesta con la del resto de compañeros y compañeras de clase, para que puedan surgir así nuevas ideas.

11. Una técnica analítica proporciona información sobre la composición de las sustancias. Sin embargo, el método analítico

es un procedimiento más amplio de aplicación de la técnica para resolver un problema analítico. Es decir, el método analítico engloba la técnica analítica o técnicas analíticas, ya que puede incluir varias técnicas.

De este modo, el a) y el d) serían métodos analíticos, y la b) y la c), técnicas analíticas.

12. Datos: $m((\text{NH}_2)_2\text{CO}) = 150 \text{ g}$

Incógnitas: $N(\text{N})$

— Calculamos la masa molar de la urea.

$$M_r((\text{NH}_2)_2\text{CO}): 2 \cdot 14,01 + 4 \cdot 1,01 + 1 \cdot 12,01 + 1 \cdot 16,00 = 60,07$$

$$M((\text{NH}_2)_2\text{CO}): 60,07 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Hallamos el número de átomos de nitrógeno mediante factores de conversión.

$$N(\text{N}) = 150 \text{ g } \cancel{(\text{NH}_2)_2\text{CO}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \cancel{(\text{NH}_2)_2\text{CO}}}{60,07 \text{ g } \cancel{(\text{NH}_2)_2\text{CO}}}$$

$$\cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \cancel{(\text{NH}_2)_2\text{CO}}}{1 \text{ mol } \cancel{(\text{NH}_2)_2\text{CO}}}$$

$$\cdot \frac{2 \text{ átomos de N}}{1 \text{ molécula } \cancel{(\text{NH}_2)_2\text{CO}}} = 3,01 \cdot 10^{24} \text{ átomos de N}$$

13. No, un mol de átomos de oxígeno (O) tiene la mitad de la masa que un mol de moléculas de oxígeno (O_2).

$$1 \text{ mol } \cancel{\text{átomos O}} \cdot \frac{16,00 \text{ g O}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{átomos O}}} = 16,00 \text{ g O}$$

$$1 \text{ mol } \cancel{\text{moléculas O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } \cancel{\text{átomos O}}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{moléculas O}_2}}$$

$$\cdot \frac{16,00 \text{ g O}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{átomos O}}} = 32,00 \text{ g O}$$

14. Datos: M (acetaldehído) = $44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; composición centesimal: 54,5 % C, 9,2 % H y 36,3 % O

Incógnitas: fórmula molecular del acetaldehído

— En primer lugar, calculamos la cantidad de cada elemento, teniendo en cuenta las masas molares.

$$n(\text{C}) = 54,5 \text{ g } \cancel{\text{C}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g } \cancel{\text{C}}} = 4,54 \text{ mol C}$$

$$n(\text{H}) = 9,2 \text{ g } \cancel{\text{H}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,01 \text{ g } \cancel{\text{H}}} = 9,1 \text{ mol H}$$

$$n(\text{O}) = 36,3 \text{ g } \cancel{\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g } \cancel{\text{O}}} = 2,27 \text{ mol O}$$

— Buscamos la relación entre la cantidad de átomos, que es igual a la relación molar.

$$\frac{N(\text{átomos de C})}{N(\text{átomos de O})} = \frac{n(\text{C})}{n(\text{O})} = \frac{4,54 \text{ mol C}}{2,27 \text{ mol O}} \approx \frac{2 \text{ mol C}}{1 \text{ mol O}}$$

$$\frac{N(\text{átomos de H})}{N(\text{átomos de O})} = \frac{n(\text{H})}{n(\text{O})} = \frac{9,1 \text{ mol H}}{2,27 \text{ mol O}} \approx \frac{4 \text{ mol H}}{1 \text{ mol O}}$$

$$\frac{N(\text{átomos de O})}{N(\text{átomos de O})} = \frac{n(\text{O})}{n(\text{O})} = \frac{2,27 \text{ mol O}}{2,27 \text{ mol O}} \approx \frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}}$$

— Determinamos la fórmula empírica y hallamos su masa molar.

Fórmula empírica: C_2H_4O

$$M_r(C_2H_4O): 2 \cdot 12,01 + 4 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 44,06$$

$$M(C_2H_4O): 44,06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Hallamos el coeficiente n por el cual hemos de multiplicar la fórmula empírica.

$$n = \frac{M(\text{compuesto})}{M(C_2H_4O)} = \frac{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1$$

Por tanto, la fórmula molecular es C_2H_4O , y coincide con la fórmula empírica.

15. Datos: M (quinina) = $325 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; composición centesimal: 74,1 % C; 9,9 % O; 8,6 % N y 7,4 % H.

Incógnitas: fórmula molecular de la quinina

— En primer lugar, y conociendo la composición centesimal, calculamos los moles de cada elemento.

$$n(C) = 74,1 \text{ g} \cdot \cancel{\text{g}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g} \cdot \cancel{\text{g}^{-1}}} = 6,17 \text{ mol C}$$

$$n(H) = 7,4 \text{ g} \cdot \cancel{\text{g}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,01 \text{ g} \cdot \cancel{\text{g}^{-1}}} = 7,3 \text{ mol H}$$

$$n(O) = 9,9 \text{ g} \cdot \cancel{\text{g}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g} \cdot \cancel{\text{g}^{-1}}} = 0,62 \text{ mol O}$$

$$n(N) = 8,6 \text{ g} \cdot \cancel{\text{g}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{14,01 \text{ g} \cdot \cancel{\text{g}^{-1}}} = 0,61 \text{ mol N}$$

— Buscamos la relación molar.

$$\frac{N(\text{átomos de C})}{N(\text{átomos de N})} = \frac{n(C)}{n(N)} = \frac{6,17 \text{ mol C}}{0,61 \text{ mol N}} \approx \frac{10 \text{ mol C}}{1 \text{ mol N}}$$

$$\frac{N(\text{átomos de H})}{N(\text{átomos de N})} = \frac{n(H)}{n(N)} = \frac{7,33 \text{ mol H}}{0,61 \text{ mol N}} \approx \frac{12 \text{ mol H}}{1 \text{ mol N}}$$

$$\frac{N(\text{átomos de O})}{N(\text{átomos de N})} = \frac{n(O)}{n(N)} = \frac{0,62 \text{ mol O}}{0,61 \text{ mol N}} \approx \frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol N}}$$

$$\frac{N(\text{átomos de N})}{N(\text{átomos de N})} = \frac{n(N)}{n(N)} = \frac{0,61 \text{ mol N}}{0,61 \text{ mol N}} \approx \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol N}}$$

— Determinamos la fórmula empírica: $C_{10}H_{12}NO$ con $M(C_{10}H_{12}NO): 10 \cdot 12,01 + 12 \cdot 1,01 + 14,01 + 16,00 = 162$; $M: 162 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

— Hallamos el coeficiente n por el cual hemos de multiplicar la fórmula empírica.

$$n = \frac{M(\text{compuesto})}{M(C_{10}H_{12}NO)} = \frac{325 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{162 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2$$

Por tanto, la fórmula molecular es: $C_{20}H_{24}N_2O_2$.

16. Datos: M (hidrocarburo) = $72 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; por cada mol de compuesto hay 60 g de C.

Incógnitas: fórmula molecular del hidrocarburo

— Calculamos la cantidad de cada elemento, teniendo en cuenta las masas molares.

$$n(C) = 60 \text{ g} \cdot \cancel{\text{g}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g} \cdot \cancel{\text{g}^{-1}}} = 5,0 \text{ mol C}$$

$$n(H) = 12 \text{ g} \cdot \cancel{\text{g}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,01 \text{ g} \cdot \cancel{\text{g}^{-1}}} = 12 \text{ mol H}$$

— Buscamos la relación entre la cantidad de átomos, que es igual a la relación molar.

$$\frac{N(\text{átomos de H})}{N(\text{átomos de O})} = \frac{n(H)}{n(C)} = \frac{12 \text{ mol H}}{5,0 \text{ mol C}}$$

Obtenemos la fórmula empírica: C_5H_{12} .

— Hallamos el coeficiente n por el cual hemos de multiplicar la fórmula empírica.

$$n = \frac{M(\text{compuesto})}{M(C_5H_{12})} = \frac{72 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{72 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1$$

La fórmula molecular del compuesto es C_5H_{12} . Por tanto, las fórmulas molecular y empírica coinciden en este caso.

17. Las técnicas espectroscópicas se fundamentan en la espectrometría, que consiste en la medición de la cantidad de energía radiante que absorbe o transmite un sistema químico en función de la longitud de onda.

Las técnicas no espectroscópicas se basan en otras propiedades de la materia, como puede ser la velocidad de migración de los componentes de una mezcla en el caso de la cromatografía, o la medida del potencial eléctrico en las técnicas electroquímicas, por ejemplo.

A la hora de elegir una determinada técnica debemos tener en cuenta diversos criterios: el estado físico de la sustancia que se va a analizar (*analito*), si se trata de un elemento o un compuesto, si la muestra se puede destruir, el coste económico, etc.

18. Para determinar la cantidad de oro en un mineral debería llevarse a cabo una espectrometría de absorción atómica, ya que el objetivo es analizar la concentración de un elemento en una muestra.

19. Mediante espectrometría de absorción atómica se pueden resolver los problemas analíticos siguientes:

- Identificación de azufre en una roca.
- Análisis de la composición química de un veneno.
- Determinación de la cantidad de plomo contenida en un juguete de plástico.
- Verificación de la autenticidad de una obra de arte (pintura).

En todas ellas el objetivo es analizar un elemento químico.

Sin embargo, el problema b) (Determinación analítica de compuestos orgánicos) se debería llevar a cabo mediante espectrometría molecular, ya que no se trata de analizar elementos, sino compuestos.

20. Seguimos estos pasos:

— Entramos en Internet y buscamos imágenes de espectrómetros.

- Seleccionamos las imágenes y organizamos la información.
- Descargamos y guardamos las imágenes seleccionadas en el ordenador.
- Accedemos a la siguiente web y elaboramos la presentación en Prezi:

<http://prezi.com/>

La presentación debe estructurar bien la información, con claridad y orden en la exposición de contenidos.

21. Datos:

| Isótopo | Masa isotópica (u) | Abundancia relativa (%) |
|---------|--------------------|-------------------------|
| Cr-50 | 49,9461 | 4,35 |
| Cr-52 | 51,9405 | 83,79 |
| Cr-53 | 52,9407 | 9,50 |
| Cr-54 | 53,9389 | 2,36 |

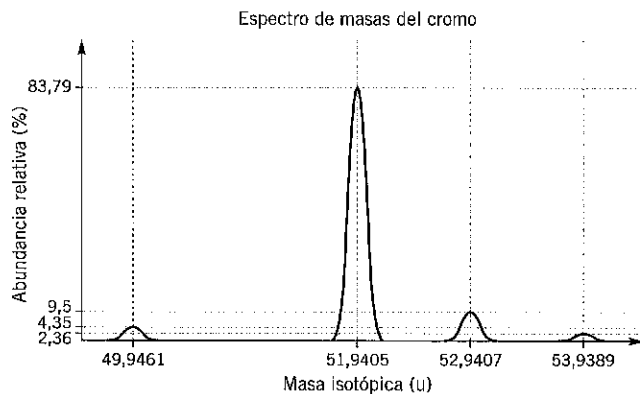
Incógnitas: $A_r(\text{Cr})$

- Calculamos la masa atómica del cromo haciendo un promedio entre las masas isotópicas de sus isótopos naturales, es decir, multiplicamos cada masa isotópica por su abundancia relativa y dividimos entre 100.

$$A_r(\text{Cr}) = \frac{49,9461 \text{ u} \cdot 4,35 + 51,9405 \text{ u} \cdot 83,79 + 52,9407 \text{ u} \cdot 9,50 + 53,9389 \text{ u} \cdot 2,36}{100} = 51,99 \text{ u}$$

Verificamos que la masa atómica obtenida es más cercana a la masa del isótopo con mayor abundancia.

- Dibujamos la gráfica que se obtiene con el espectrómetro de masas.



22. Respuesta sugerida: realizamos este ejercicio en clase.

Reflexionamos e investigamos para responder correctamente a las cuestiones planteadas.

- Un vaso de leche es un sistema material homogéneo porque su composición y propiedades son uniformes en todos sus puntos.
- La leche está compuesta de agua, materia grasa, proteínas, caseína, albúmina, lactosa, materias minerales y extracto seco.
- No presentan la misma proporción.

- Las preguntas que se plantean pueden ser: ¿Cómo podríamos separar los diferentes componentes de la leche? ¿Todas las clases de leche presentan la misma composición? ¿En qué se diferencian la leche desnatada, la semidesnatada y la entera?
- Investigamos y hablamos de la emulsión, que contiene grasa y agua, de la dispersión, que presenta proteína, y de la suspensión, por presentar calcio.

23. Respuesta sugerida:

Buscamos información en Internet y respondemos a las preguntas. Sugerimos estas fuentes:

<http://es.wikipedia.org/wiki/Oro>

<http://www.lenntech.es/periodica/elementos/au.htm>

<http://www.metalespreciosos.org/oro/>

- El oro como tal es un elemento químico, por lo que es una sustancia pura. Sin embargo, raras veces se utiliza en estado puro. Generalmente se encuentra mezclado con otros metales como la plata, el platino y el cinc.
 - Una posible definición que se podría dar es que «quilate» designa la ley (pureza) de los metales utilizados en las joyas. En este sentido, un quilate (abreviado K o kt) de un metal precioso representa una veinticuatroava $\left(\frac{1}{24}\right)$ parte de la masa total de la aleación que la compone (aproximadamente el 4,167 %).
- Haremos la presentación con PowerPoint y detallaremos los distintos tipos de oro (tales como oro en polvo, oro blanco, oro rojo, oro coronario, oro verde y oro negro). Explicaremos también la composición de cada uno y sus propiedades.

24. Datos: $m(\text{CaCl}_2) = 200 \text{ g}$

Incógnitas: n.º de iones de Ca^{2+} y de Cl^-

- Calculamos la masa molar del CaCl_2 .

$$M_r(\text{CaCl}_2): 1 \cdot 40,08 + 2 \cdot 35,45 = 110,98$$

$$M(\text{CaCl}_2): 110,98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- Determinamos el número de iones de Ca^{2+} .

$$N(\text{Ca}^{2+}) = 200 \text{ g CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{110,98 \text{ g CaCl}_2}$$

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2}$$

$$\frac{1 \text{ átomo Ca}^{2+}}{1 \text{ moléculas CaCl}_2} = 1,09 \cdot 10^{24}$$

- Calculamos el número de iones de Cl^- .

$$N(\text{Cl}^-) = 200 \text{ g CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{110,98 \text{ g CaCl}_2}$$

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2}$$

$$\frac{2 \text{ átomos Cl}^-}{1 \text{ moléculas CaCl}_2} = 2,17 \cdot 10^{24}$$

25. Respuesta sugerida:

Investigamos en Internet. Proponemos entrar en los siguientes enlaces:

http://www.ecured.cu/index.php/An%C3%A1lisis_gravim%C3%A9trico

http://es.wikipedia.org/wiki/An%C3%A1lisis_gravim%C3%A9trico

El análisis gravimétrico consiste en la determinación de la masa de un elemento o un compuesto pesando la muestra antes y después de una transformación.

Ejemplos:

- Determinación de la masa de sulfato de plomo presente en un mineral por precipitación.
- Cuantificación de la humedad de un alimento por volatilización.
- Determinación de la masa de cobre en una aleación por electrodeposición.

Al llevar a cabo estos métodos en el laboratorio, se pueden cometer fallos derivados de la experimentación, como errores en la pesada o errores en la calibración de los instrumentos (balanza analítica, termómetro, etc.).

Estos errores afectarán al resultado del análisis y se deben tener en cuenta en el tratamiento estadístico de los datos.

26. Respuesta sugerida:

Introducimos los nombres de ambos en un buscador y nos informamos. Sugerimos las siguientes páginas web:

http://es.wikipedia.org/wiki/Gustav_Kirchhoff

http://es.wikipedia.org/wiki/Robert_Bunsen

<http://www.cnba.uba.ar/sites/default/files/kirchhoff.pdf>

<http://pendientedemigracion.ucm.es/centros/webs/museogeo/index.php?tp=ESPECTROSCOPIA%20DE%20BUNSEN%20Y%20KIRCHHOFF&a=dir1&d=31332.php>

Estos dos científicos inventaron el espectroscopio y desarrollaron y descubrieron el rubidio y el cesio por métodos espectrométricos.

Organizamos la información y redactamos un informe en Word que recoja tanto sus biografías como sus descubrimientos.

27. Respuesta sugerida:

Nos informamos en Internet.

Entre las aplicaciones de la espectroscopia molecular infrarroja podemos citar las siguientes:

- Caracterización e identificación de materiales (polímeros, plásticos, minerales, etc.).
- Análisis de productos farmacéuticos y de síntesis.
- Análisis de contaminantes.
- Ciencia forense (identificación).
- Biomedicina (análisis de tejidos).
- Conservación artística (análisis de pigmentos, materiales utilizados, etc.).

- Industria del reciclaje (identificación de materiales poliméricos).
- Agricultura y alimentación (análisis de la composición de productos agrícolas, calidad de cereales, análisis de suelo, etc.).
- Seguimiento de procesos químicos (polimerizaciones, curado, reacciones catalíticas, etc.).

Buscamos imágenes relacionadas con las aplicaciones anteriores y elaboramos una presentación en PowerPoint, ordenando cada aplicación según el campo de la ciencia donde se emplee. Así tendremos una visión global de la versatilidad de esta técnica analítica.

28. Datos:

Analizamos la gráfica y extraemos los siguientes datos:

| Isótopo | Masa isotópica (u) | Intensidad |
|---------|--------------------|------------|
| Si-28 | 29,9769 | 100,00 |
| Si-29 | 28,9765 | 5,11 |
| Si-30 | 29,9738 | 3,35 |

Incógnitas: a) abundancia isotópica (%); b) A_r

a) Sabiendo que a la señal de mayor intensidad se le asigna el valor 100, hacemos una ponderación para calcular las abundancias isotópicas de los tres isótopos naturales del silicio.

Podemos observar el cálculo en la siguiente tabla:

| Isótopo | Masa isotópica (u) | Intensidad | Abundancia isotópica (%) |
|---------|--------------------|------------|---|
| Si-28 | 29,9769 | 100,00 | $\frac{100,00}{108,46} \cdot 100 = 92,20$ |
| Si-29 | 28,9765 | 5,11 | $\frac{5,11}{108,46} \cdot 100 = 4,71$ |
| Si-30 | 29,9738 | 3,35 | $\frac{3,35}{108,46} \cdot 100 = 3,09$ |
| Total | | 108,46 | 100 |

b) Con las abundancias isotópicas que acabamos de calcular podemos hallar la masa atómica relativa del silicio.

$$A_r(\text{Si}) = \frac{27,9769 \text{ u} \cdot 92,20 + 28,9765 \text{ u} \cdot 4,71 + 29,9738 \text{ u} \cdot 3,09}{100}$$

$$A_r(\text{Si}) = 28,09 \text{ u}$$

La masa atómica relativa del silicio tiene un valor de 28,09 u.

29. Respuesta sugerida:

Junto con un compañero o compañera, el alumno debe realizar un trabajo de investigación sobre la espectroscopia Raman.

Después, deben plasmar la información en un trabajo monográfico y además elaborar una presentación para la exposición en clase del trabajo. Para la presentación emplearán

alguna de las herramientas TIC propuestas en el enunciado del ejercicio.

Pueden resultar de interés los siguientes enlaces:

http://es.wikipedia.org/wiki/Espectroscopia_Raman

http://www.espectrometria.com/espectrometra_raman

<http://www.incar.csic.es/espectroscopia-raman>

2 DISOLUCIONES

Págs. 47 y 48

30. Este porcentaje indica que por cada 100 mL de vino hay 13,5 mL de alcohol.

31. Datos: $V(\text{etanol}) = 120 \text{ mL}$; % en volumen (etanol) = 96,0 %; $V(\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ mL}$

Incógnitas: % en volumen

— Calculamos el volumen total de la disolución.

$$V_{\text{total}} = (120 + 250) \text{ mL} = 370 \text{ mL disolución}$$

— Calculamos el volumen de etanol.

$$V(\text{etanol}) = 120 \text{ mL disolución etanol} \cdot$$

$$\frac{96,0 \text{ mL etanol}}{100 \text{ mL disolución etanol}} = 115 \text{ mL}$$

— Calculamos el % en volumen.

$$\% \text{ en volumen} = \frac{115 \text{ mL etanol}}{370 \text{ mL disolución}} \cdot 100 =$$

$$= 31,1 \% \text{ de etanol}$$

32. Datos: $m(\text{NaCl}) = 20 \text{ g}$; $m(\text{MgCl}_2) = 15 \text{ g}$; $V(\text{H}_2\text{O}) = 400 \text{ mL}$; $d(\text{H}_2\text{O}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

Incógnitas: % en masa; χ_i ; m

— Calculamos los porcentajes en masa.

$$\% \text{ en masa (NaCl)} = \frac{20 \text{ g NaCl}}{400 \text{ g H}_2\text{O} + 20 \text{ g NaCl} + 15 \text{ g MgCl}_2} \cdot 100$$

$$\% \text{ en masa (NaCl)} = 4,6 \% \text{ NaCl}$$

$$\% \text{ en masa (MgCl}_2) = \frac{15 \text{ g MgCl}_2}{400 \text{ g H}_2\text{O} + 20 \text{ g NaCl} + 15 \text{ g MgCl}_2} \cdot 100$$

$$\% \text{ en masa (MgCl}_2) = 3,4 \% \text{ MgCl}_2$$

— Calculamos la cantidad química de cada sustancia.

$$M_r(\text{NaCl}): 1 \cdot 22,99 + 1 \cdot 35,45 = 58,44;$$

$$M(\text{NaCl}): 58,44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{MgCl}_2): 1 \cdot 24,31 + 2 \cdot 35,45 = 95,21$$

$$M(\text{MgCl}_2): 95,21 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}): 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 18,02$$

$$M(\text{H}_2\text{O}): 18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n(\text{NaCl}) = 20 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,44 \text{ g NaCl}} = 0,34 \text{ mol NaCl}$$

$$n(\text{MgCl}_2) = 15 \text{ g MgCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol MgCl}_2}{95,21 \text{ g MgCl}_2} = 0,16 \text{ mol MgCl}_2$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 400 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} = 22,2 \text{ mol H}_2\text{O}$$

— Calculamos la cantidad total de sustancia.

$$n(\text{totales}) = (3,4 \cdot 10^{-1} + 1,6 \cdot 10^{-1} + 22,2) \text{ mol} = 22,7 \text{ mol}$$

— Hallamos las fracciones molares.

$$\chi(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{n(\text{totales})} = \frac{0,34 \text{ mol NaCl}}{22,7 \text{ mol totales}} = 1,5 \cdot 10^{-2}$$

$$\chi(\text{MgCl}_2) = \frac{n(\text{MgCl}_2)}{n(\text{totales})} = \frac{0,16 \text{ mol NaCl}}{22,7 \text{ mol totales}} = 6,9 \cdot 10^{-3}$$

— Calculamos la molalidad.

$$m = \frac{n(\text{solute})}{m(\text{disolvente})} =$$

$$\frac{0,16 \text{ mol MgCl}_2 + 0,34 \text{ mol NaCl}}{0,4 \text{ kg H}_2\text{O}} =$$

$$= 1,3 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

33. Datos: % en masa = 35 % HCl; $d(\text{disolución HCl}) = 1,18 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$; por preparar: $V(\text{disolución HCl}) = 300 \text{ mL}$; $c(\text{HCl}) = 0,30 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

Incógnitas: $V(\text{disolución})$

— Calculamos, a partir del volumen deseado de 300 mL de HCl $0,30 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, el volumen necesario del HCl comercial.

$$M_r(\text{HCl}): 1 \cdot 1,01 + 1 \cdot 35,45 = 36,46$$

$$M(\text{HCl}): 36,46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$V(\text{disolución}) = 300 \text{ mL HCl} \cdot \frac{1 \text{ L HCl}}{1000 \text{ mL HCl}}$$

$$\frac{0,3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl}} \cdot \frac{36,46 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g disolución HCl}}{35 \text{ g HCl}}$$

$$\frac{1 \text{ mL disolución HCl}}{1,18 \text{ g disolución HCl}} = 7,9 \text{ mL}$$

34. Datos: $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $T = 20 \text{ }^\circ\text{C}$

Incógnitas: π

— Expresamos la concentración, c , en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$.

$$0,1 \text{ mol} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1000 \text{ dm}^3}{1 \text{ m}^3} = 1,0 \cdot 10^2 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3}$$

— Calculamos la presión osmótica.

$$\pi = c \cdot R \cdot T$$

$$\pi = 1,0 \cdot 10^2 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} \cdot 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 293 \text{ K}$$

$$\pi = 2,4 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

35. a) Son propiedades características porque son específicas de cada sustancia pura.

b) La temperatura de ebullición aumentará porque al agregar un soluto no volátil o no iónico, la presión de vapor bajará y no hervirá a la misma temperatura, sino a una superior.

La temperatura de fusión disminuirá, porque la congelación se produce cuando la presión de vapor del líquido iguala a la presión de vapor del sólido.

- c) La presencia de sustancias iónicas como solutos en disolución influye sobre las propiedades coligativas, como la presión osmótica, ya que esta depende de la concentración de especies en la disolución y no de la concentración de soluto.

Este hecho es relevante porque muchos solutos, al disolverse, se disocian en dos o más especies, por lo que la concentración de las especies disueltas es mayor que la del soluto.

36. Datos: K_e (agua) = 0,52 K · kg · mol⁻¹;
 K_c (agua) = 1,86 K · kg · mol⁻¹; m = 1,3 mol · kg⁻¹

Incógnitas: T_f ; T_e

- Calculamos la temperatura de ebullición a partir de la expresión correspondiente al ascenso ebulloscópico.

$$\Delta T_e = K_e \cdot m = 1,3 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \cdot 0,52 \text{ K} \cdot \frac{\text{kg}}{\text{mol}} = 0,68 \text{ K}$$

$$\Delta T_e = 0,68 \text{ K} = 0,68 \text{ }^\circ\text{C}; T_e = (100,00 + 0,68) = 100,68 \text{ }^\circ\text{C}$$

- Calculamos la temperatura de fusión a partir de la expresión correspondiente al descenso crioscópico.

$$\Delta T_f = K_c \cdot m = 1,3 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \cdot 1,86 \text{ K} \cdot \frac{\text{kg}}{\text{mol}} = 2,4 \text{ K}$$

$$\Delta T_f = 2,4 \text{ K} = 2,4 \text{ }^\circ\text{C}; T_f = (0,00 - 2,4) = -2,4 \text{ }^\circ\text{C}$$

37. Datos: d (disolución) = 1,020 g · mL⁻¹;
 V (disolución por preparar) = 100 mL de $c = 0,300 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Incógnitas: m (CaCl₂ · 2 H₂O); % en masa; χ_i ; m

- a) — Calculamos la masa de sal hidratada necesaria.

$$M_r(\text{CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}): 1 \cdot 40,08 + 2 \cdot 35,45 + 4 \cdot 1,01 + 2 \cdot 16,00 = 147,02; M(\text{CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}): 147,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}) = 100 \frac{\text{mL disolución}}{\text{mL disolución}}$$

$$\cdot \frac{0,300 \frac{\text{mol CaCl}_2}{\text{L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CaCl}_2}}{1000 \frac{\text{mL disolución}}{\text{L disolución}}}$$

$$\cdot \frac{147,02 \text{ g CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}} = 4,41 \text{ g}$$

- Hallamos el porcentaje en masa.

$$M_r(\text{CaCl}_2): 1 \cdot 40,08 + 2 \cdot 35,45 = 110,98$$

$$M(\text{CaCl}_2): 110,98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{CaCl}_2) = 100 \frac{\text{mL disolución}}{\text{mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{1000 \text{ mL disolución}}$$

$$\cdot \frac{0,300 \frac{\text{mol CaCl}_2}{\text{L disolución}} \cdot \frac{110,98 \text{ g CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2}}{1 \text{ L disolución}} = 3,33 \text{ g}$$

$$\% \text{ en masa} = \frac{3,33 \text{ g CaCl}_2}{100 \text{ mL disolución}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,02 \text{ g disolución}} \cdot 100$$

$$\% \text{ en masa} = 3,26 \%$$

- Calculamos la fracción molar teniendo en cuenta que el porcentaje en masa del soluto es de 3,26 %. De modo que por cada 100 g de disolución tenemos 96,74 g de agua.

$$M_r(\text{H}_2\text{O}): 2 \cdot 1,01 + 16,00 = 18,02$$

$$M(\text{H}_2\text{O}): 18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{disolución}) = 100 \frac{\text{mL disolución}}{\text{mL disolución}}$$

$$\cdot \frac{1,020 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} = 102 \text{ g disolución}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 102 \frac{\text{g disolución}}{\text{g disolución}} \cdot \frac{96,74 \text{ g H}_2\text{O}}{100 \text{ g disolución}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} = 5,48 \text{ mol}$$

$$n(\text{CaCl}_2) = 102 \frac{\text{g disolución}}{\text{g disolución}} \cdot \frac{3,26 \text{ g CaCl}_2}{100 \text{ g disolución}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{110,98 \text{ g CaCl}_2} = 0,0300 \text{ mol}$$

$$\chi(\text{CaCl}_2) = \frac{0,0300 \text{ mol CaCl}_2}{5,48 \text{ mol H}_2\text{O} + 0,0300 \text{ mol CaCl}_2}$$

$$\chi(\text{CaCl}_2) = 5,44 \cdot 10^{-3}$$

- Calculamos la molalidad de la disolución, teniendo en cuenta también el porcentaje en masa del soluto.

$$m = \frac{3,26 \text{ g CaCl}_2}{96,74 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{110,98 \text{ g CaCl}_2} \cdot \frac{1000 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}}$$

$$= 0,304 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

- b) En el laboratorio, para pesar la cantidad de sal necesaria, utilizaríamos un vidrio de reloj, una espátula y una balanza electrónica.

Para preparar la disolución disolvemos la sustancia con cierta cantidad de disolvente y trasvasamos el resultado a un matraz aforado.

Seguidamente, añadiríamos agua hasta la línea de enrase del matraz aforado. De esta forma ya tendríamos la disolución preparada.

38. Datos: m (disolución) = 250 g; % en masa = 1,00 %;
 d (etanol) = 789 kg · m⁻³

Incógnitas: m (I₂); V (alcohol)

- Calculamos la masa de soluto.

$$m(\text{I}_2) = 250 \frac{\text{g disol}}{\text{g disol}} \cdot \frac{1 \text{ g I}_2}{100 \text{ g disol}} = 2,50 \text{ g}$$

- Hallamos el volumen de alcohol (etanol) necesario.

$$V(\text{etanol}) = 250 \frac{\text{g disolución}}{\text{g disolución}} \cdot \frac{99 \text{ g etanol}}{100 \text{ g disolución}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ kg etanol}}{1000 \text{ g etanol}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3 \text{ etanol}}{789 \text{ kg etanol}} \cdot \frac{1000 \text{ dm}^3 \text{ etanol}}{1 \text{ m}^3 \text{ etanol}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ L etanol}}{1 \text{ dm}^3 \text{ etanol}} \cdot \frac{1000 \text{ mL etanol}}{1 \text{ L etanol}} = 314 \text{ mL}$$

39. Datos: Pureza (disolución de HCl) = 32 %;
 d (disolución) = 1,16 g · mL⁻¹; c (disolución) = 0,30 mol · L⁻¹;
 V (disolución) = 100 mL = 0,100 L

Incógnitas: V (HCl)

— Calculamos la cantidad de HCl necesaria a partir de la molaridad de la disolución.

$$c = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}(\text{L})}; n_{\text{solute}} = c \cdot V_{\text{disolución}}(\text{L})$$

$$n(\text{HCl}) = 0,30 \text{ mol} \cdot \cancel{\text{L}^{-1}} \cdot 0,100 \cancel{\text{L}} = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

— Hallamos la masa molar del ácido clorhídrico y calculamos la masa de ácido correspondiente a la cantidad anterior.

$$M_r(\text{HCl}): 1 \cdot 1,01 + 1 \cdot 35,45 = 36,46$$

$$M(\text{HCl}): 36,46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{HCl}) = 3,0 \cdot 10^{-2} \cancel{\text{ mol de HCl}} \cdot \frac{36,46 \text{ g de HCl}}{1 \cancel{\text{ mol de HCl}}} = 1,1 \text{ g}$$

— Calculamos la masa de ácido clorhídrico necesaria teniendo en cuenta la pureza de la disolución de ácido clorhídrico que tenemos en el laboratorio.

$$m(\text{disolución}) = 1,1 \cancel{\text{ g de HCl}}$$

$$\frac{100 \text{ g de disolución de HCl}}{32 \cancel{\text{ g de HCl}}} = 3,4 \text{ g}$$

— Determinamos el volumen de disolución necesario mediante la densidad.

$$V(\text{disolución}) = 3,4 \cancel{\text{ g de disolución de HCl}}$$

$$\frac{1 \text{ mL de disolución de HCl}}{1,16 \cancel{\text{ g de disolución de HCl}}} =$$

$$= 2,9 \text{ mL de disolución de HCl}$$

— Para llevar a cabo esta disolución en el laboratorio pipetearíamos 2,9 mL de la disolución de 32 % de pureza en ácido clorhídrico, lo verteríamos en un matraz aforado de 100 mL y lo enrasaríamos con agua destilada. Por último, agitaríamos la disolución y corregiríamos el enrase agregando el agua necesaria.

40. Datos: $V(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 0,50 \text{ L}$; $c(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
 % en masa ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ comercial) = 99 %, $d(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 \text{ comercial}) = 1,05 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

Incógnitas: $V(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2)$

— Calculamos la masa molar del $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

$$M_r(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2): 2 \cdot 12,01 + 4 \cdot 1,01 + 2 \cdot 16,00 = 60,06$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2): 60,06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Calculamos el volumen de la disolución comercial de $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ necesario.

$$V(\text{disolución}) = 0,5 \text{ L disolución } \cancel{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2}$$

$$\frac{0,4 \cancel{\text{ mol C}_2\text{H}_4\text{O}_2}}{1 \cancel{\text{ L disolución C}_2\text{H}_4\text{O}_2}} \cdot \frac{60,06 \cancel{\text{ g C}_2\text{H}_4\text{O}_2}}{1 \cancel{\text{ mol C}_2\text{H}_4\text{O}_2}}$$

$$\frac{100 \cancel{\text{ g disolución comercial C}_2\text{H}_4\text{O}_2}}{99 \cancel{\text{ g C}_2\text{H}_4\text{O}_2}}$$

$$\frac{1 \text{ mL disolución comercial C}_2\text{H}_4\text{O}_2}{1,05 \cancel{\text{ g disolución comercial C}_2\text{H}_4\text{O}_2}} =$$

$$= 12 \text{ mL disolución comercial C}_2\text{H}_4\text{O}_2$$

41. Datos: % en masa (KCl) = 10,0 %; $V(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ mL}$;
 m (disolución) = 400 g

Incógnitas: m

— Hallamos la masa molar del KCl.

$$M_r(\text{KCl}): 1 \cdot 39,10 + 1 \cdot 35,45 = 74,55$$

$$M(\text{KCl}): 74,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Calculamos los moles de soluto (KCl).

$$m(\text{KCl}) = 400 \cancel{\text{ g disol.}} \cdot \frac{10,0 \cancel{\text{ g KCl}}}{100 \cancel{\text{ g disol.}}} = 40,0 \text{ g}$$

$$n(\text{KCl}) = 40,0 \cancel{\text{ g KCl}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{ mol KCl}}}{74,55 \cancel{\text{ g KCl}}} = 0,537 \text{ mol KCl}$$

— Determinamos la masa de disolvente de la disolución.

$$m(\text{disolución}) = m(\text{solute}) + m(\text{disolvente})$$

$$m(\text{disolvente}) = m(\text{disolución}) - m(\text{solute})$$

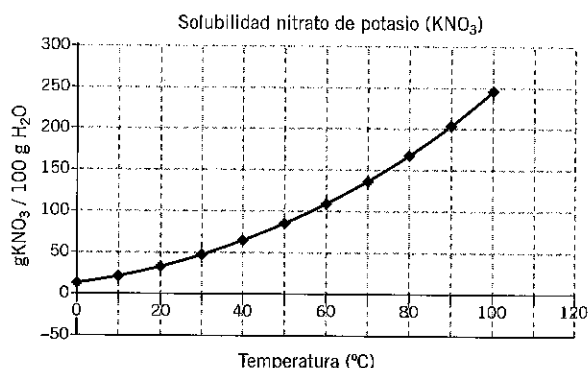
$$m(\text{disolvente}) = (400 - 40) \text{ g} = 360 \text{ g}$$

— Calculamos la molaridad de la nueva disolución.

$$m_{\text{total}}(\text{H}_2\text{O}) = (360 + 100) = 460 \text{ g} = 0,460 \text{ kg}$$

$$m = \frac{0,537 \text{ mol KCl}}{0,460 \text{ kg H}_2\text{O}} = 1,17 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

42. a)



b) En este caso el dato de solubilidad es de 110,0 g KNO₃ en 100 g de H₂O, y se debe comparar con 40 % en masa.

$$\% \text{ en masa de KNO}_3(60^\circ\text{C}) =$$

$$= \frac{110,0 \text{ g KNO}_3}{(110,0 + 100,0) \text{ g disolución}} \cdot 100$$

$$\% \text{ en masa de KNO}_3(60^\circ\text{C}) = 52,38 \%$$

La disolución saturada a 60 °C es del 52,38 % en masa, luego una disolución al 40 % m/m a 60 °C no estará saturada.

c) Podremos disolver 138 g de KNO₃ por cada 100 g de H₂O. Por tanto, en 200 g de H₂O podremos disolver 276 g de KNO₃.

d) A 20 °C la solubilidad es de 34,6 g de KNO₃ por cada 100 g de H₂O. Así, en 276 g de KNO₃ podremos disolver 69,2 g de KNO₃. La masa de sal que precipitará será la

diferencia entre los 276 g de KNO_3 disueltos a 70°C en el apartado anterior y los 34,6 g de KNO_3 que podemos disolver ahora a 20°C . Es decir, precipitarán 206,8 g de KNO_3 .

43. Datos: $T = 25^\circ\text{C}$; $p^\circ(\text{H}_2\text{O}, 25^\circ\text{C}) = 23,6 \text{ mmHg}$;
 $m = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$

Incógnitas: m ; Δp

- La molalidad nos indica que existen 0,10 moles de soluto por cada 1000 g de disolvente. Hallamos así la cantidad de soluto y de disolvente presentes en la disolución.

$$M_r(\text{H}_2\text{O}): 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 18,02;$$

$$M(\text{H}_2\text{O}): 18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n(\text{solute}) = 0,10 \text{ mol}$$

$$n(\text{disolvente}) = 1000 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} =$$

$$= 55,49 \text{ mol H}_2\text{O}$$

- Calculamos la fracción molar de soluto.

$$\chi_s = \frac{0,10 \text{ mol}}{(55,49 + 0,10) \text{ mol}} = 1,8 \cdot 10^{-3}$$

- Determinamos la disminución de la presión de vapor.

$$\Delta p = p^\circ - p = \chi_s \cdot p^\circ$$

$$\Delta p = 1,8 \cdot 10^{-3} \cdot 23,6 \text{ mmHg} = 4,2 \cdot 10^{-2} \text{ mmHg}$$

La disminución de la presión de vapor de la disolución es de $4,2 \cdot 10^{-2} \text{ mmHg}$.

44. Datos: $m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 68,00 \text{ g}$; $m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ g}$; $T = 28^\circ\text{C}$;
 $p^\circ(\text{H}_2\text{O}, 28^\circ\text{C}) = 28,35 \text{ mmHg}$

Incógnitas: p

- Hallamos la cantidad de soluto y de disolvente presentes en la disolución.

$$M_r(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}): 12 \cdot 12,01 + 22 \cdot 1,01 + 11 \cdot 16,00 = 342,34$$

$$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}): 342,34 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}): 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 18,02;$$

$$M(\text{H}_2\text{O}): 18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n(\text{solute}) = 68,00 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{342,34 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}$$

$$n(\text{solute}) = 0,1986 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$$

$$n(\text{disolvente}) = 1000 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}}$$

$$n(\text{disolvente}) = 55,49 \text{ mol H}_2\text{O}$$

- Calculamos la fracción molar de soluto.

$$\chi_s = \frac{0,1986 \text{ mol}}{(55,49 + 0,1986) \text{ mol}} = 3,566 \cdot 10^{-3}$$

- Determinamos la disminución de la presión de vapor.

$$\Delta p = \chi_s \cdot p^\circ$$

$$\Delta p = 3,566 \cdot 10^{-3} \cdot 28,35 \text{ mmHg} = 0,1011 \text{ mmHg}$$

- Calculamos la presión de vapor de la disolución.

$$\Delta p = p^\circ - p$$

$$p = p^\circ - \Delta p = (28,35 - 0,1011) \text{ mmHg}$$

$$p = 28,25 \text{ mmHg}$$

La presión de vapor de la disolución tiene un valor de 28,25 mmHg.

45. Datos: $T_c(\text{agua de mar}) = -2^\circ\text{C}$; $K_c(\text{agua}) = 1,86 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $K_e(\text{agua}) = 0,52 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$

Incógnitas: m ; T_e

- Calculamos la molalidad de la disolución.

$$\Delta T_f = K_c \cdot m$$

$$\Delta T_f = 2,00^\circ\text{C} = 2,00 \text{ K}$$

$$m = \frac{\Delta T_f}{K_c} = \frac{2 \text{ K}}{1,86 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,08 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

La concentración de agua de mar es de $1,08 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$.

- Calculamos la temperatura de ebullición mediante la expresión correspondiente al ascenso ebulloscópico.

$$\Delta T_e = K_e \cdot m = 0,52 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1,08 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1} =$$

$$= 0,56 \text{ K}$$

$$\Delta T_e = 0,56 \text{ K} = 0,56^\circ\text{C}$$

$$T_e = (100,00 + 0,56)^\circ\text{C} = 100,56^\circ\text{C}$$

El agua de mar hervirá a $100,56^\circ\text{C}$.

46. Entramos en el *applet* y vamos echando cada sal en el agua con el salero. Observamos cómo se dispersan las partículas de cada una en el agua.

Así, el orden creciente de solubilidad es el siguiente: sulfuro de talio(I), bromuro de mercurio(I), fosfato de estroncio, bromuro de plata, yoduro de cobre y arseniato de plata.

- Desde el punto de vista cinético-molecular, se observa que las partículas disueltas se mueven libremente por el líquido chocando entre ellas, mientras que las partículas que no se disuelven precipitan en el fondo del recipiente y no se mueven.

47. Se utiliza la molalidad, m , porque está referida a magnitudes que no dependen de las condiciones (masa). Sin embargo, la concentración de cantidad de sustancia (conocida también como molaridad) incluye el volumen que cambia con las condiciones, por lo que no podríamos hablar de un valor de la concentración ya que cambiaría a medida que cambiara la temperatura.

48. Datos: $T_f(\text{mezcla}) = -4,30^\circ\text{C}$; $K_c(\text{agua}) = 1,86 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $m(\text{solute}) = 10,3 \text{ g}$; $m(\text{disolvente}) = 20,0 \text{ g} = 0,200 \text{ kg}$

Incógnitas: $M(\text{solute})$

- Utilizaremos la expresión del descenso crioscópico combinada con la de la molalidad para llegar a la masa molar de la sustancia.

$$\Delta T_f = K_c \cdot m \quad m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}}} = \frac{M(\text{solute})}{m_{\text{disolvente}}}$$

— Así, introducimos la expresión de la molalidad en la del descenso crioscópico y despejamos la masa molar de soluto de la ecuación.

$$\Delta T_f = K_c \cdot m = 1,86 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot$$

$$\frac{10,3 \text{ g soluto}}{M(\text{soluto})} = 4,3 \text{ K}$$

$$\frac{1,86 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 10,3 \text{ g soluto}}{0,200 \text{ kg disolvente} \cdot M(\text{soluto})} = 4,3 \text{ K}$$

$$M(\text{soluto}) = \frac{1,86 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 10,3 \text{ g soluto}}{0,200 \text{ kg disolvente} \cdot 4,3 \text{ K}}$$

$$M(\text{soluto}) = 223 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La sustancia tiene una molar de 223 g · mol⁻¹.

49. Respuesta sugerida:

Accedemos a la presentación y la analizamos con atención. Después respondemos a las preguntas propuestas.

- a) Al beber agua destilada, que es una disolución de medio hipotónico, nuestras células ganarán agua por ósmosis, se hincharán y pueden explotar.

En el caso del agua de mar, ocurre todo lo contrario, al tratarse de una solución hipertónica, la célula perderá agua por ósmosis para compensar la concentración y se «secará».

- b) Para evitar problemas de «plasmólisis» o «turgencias», las disoluciones que se inyectan o se ingieren deben ser isotónicas, es decir, de igual concentración respecto al fluido celular, para que la célula se mantenga en su estado normal.

- c) Datos: $\pi = 7,8 \cdot 10^5 \text{ Pa}$; $T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$

Incógnitas: c

Despejamos la concentración de la expresión de la presión osmótica:

$$\pi = c \cdot R \cdot T$$

$$c = \frac{\pi}{R \cdot T} = \frac{7,8 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}$$

$$c = 314,98 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} = 0,31 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- d) Nuestro riñón, así como las máquinas de diálisis, se sirven del proceso de ósmosis para purificar la sangre de los desechos del metabolismo. (El alumno puede profundizar con más detalle en el funcionamiento de este proceso buscando información en Internet).

En la ósmosis inversa, el disolvente presenta un flujo desde la disolución más concentrada a la menos concentrada.

Sugerimos los siguientes enlaces:

<http://kidney.niddk.nih.gov/Spanish/pubs/yourkidneys/>

<https://www.friat.es/la-enfermedad-renal/la-hemodialis/>

<http://www.quiminet.com/articulos/que-es-la-osmosis-inversa-18669.htm>

50. Respuesta sugerida:

Primero vemos el vídeo y, a continuación, respondemos a las preguntas.

- a) He observado la ebullición del agua a temperatura ambiente.
- b) Sucede que el agua está hirviendo a menos de 100 °C porque la presión también es inferior a 1 atm. (El agua hierve a 100 °C cuando hay 1 atm de presión). Las burbujas corresponden al agua en ebullición.
- c) ¿Cómo puede afectar la relación entre la temperatura y la presión a situaciones cotidianas como hervir pasta cerca del mar o en lo alto de una montaña?
- d) El agua hierve a menos de 100 °C porque la presión es inferior a 1 atm.
- e) Se basa en el principio que indica que la presión de vapor aumenta con la temperatura. En las ollas de presión cuando aumenta la presión del interior también lo hace la temperatura, por lo que los alimentos se cocinan más rápido.
- f) Primero ponemos en común nuestra respuesta por parejas, y después con las del resto de compañeros y compañeras.

SÍNTESIS

Pág. 48

51. Cada alumno debe elaborar un mapa conceptual que recoja los contenidos estudiados en la unidad.

El hecho de poner en común todos los mapas de la clase enriquecerá el aprendizaje del alumno, que observará qué conceptos del mapa conjunto no había plasmado en su mapa mental en un principio.

Con todo, cada alumno tendrá una síntesis completa de la unidad.

52. Las disoluciones se utilizan en las técnicas volumétricas. Por ejemplo, en una volumetría se mide el volumen necesario de una sustancia de concentración conocida (*disolución patrón*) que reacciona completamente con la sustancia que hay que analizar. Así, la disolución patrón se debe preparar en el laboratorio antes de aplicar la técnica, y para ello debemos conocer los cálculos relacionados con la concentración de las disoluciones.

Las disoluciones también se emplean en las técnicas espectroscópicas para construir la recta de calibrado. Para ello se deben preparar disoluciones de distintas concentraciones.

— Una dilución consiste en reducir la concentración de una disolución añadiendo más disolvente.

Una situación en la que se emplean diluciones es, por ejemplo, en la elaboración de la curva de calibrado del espectrofotómetro. El objetivo es medir la concentración de una sustancia en una muestra por comparación con una serie de elementos de concentración conocida. Para ello, se efectúan diluciones de una serie de muestras de contenido conocido y se establece una función matemática que relacione ambas. Después, se sustituye la variable independiente en la función anterior y se obtiene la concentración de la muestra problema.

53. Datos: $V(\text{H}_2\text{O}) = 150 \text{ mL}$; $m(\text{KCl}) = 5,00 \text{ g}$;
 $p^\circ(\text{agua}, 25^\circ\text{C}) = 3,1 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$; $K_c(\text{agua}) = 1,86 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $K_e(\text{agua}) = 0,52 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$

Incógnitas: Δp ; T_f ; T_e

— Hallamos la masa molar del KCl.

$$M_r(\text{KCl}): 1 \cdot 39,10 + 1 \cdot 35,45 = 74,55$$

$$M(\text{KCl}): 74,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Calculamos los moles de soluto y de disolvente, y la fracción molar de soluto.

$$M_r(\text{H}_2\text{O}): 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 18,02$$

$$M(\text{H}_2\text{O}): 18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n(\text{KCl}) = 5,00 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol KCl}}{74,55 \text{ g KCl}} = 6,70 \cdot 10^{-2} \text{ mol KCl}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 150 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mL H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} = 8,33 \text{ mol}$$

$$\chi(\text{KCl}) = \frac{n_{\text{solutos}}}{n_{\text{totales}}} = \frac{6,70 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{(6,70 \cdot 10^{-2} + 8,33) \text{ mol}} = 8,00 \cdot 10^{-3}$$

— Calculamos la variación de la presión de vapor.

$$\Delta p = p^\circ - p = \chi_s \cdot p^\circ$$

$$\Delta p = 8,00 \cdot 10^{-3} \cdot 3,1 \cdot 10^{-2} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ atm}$$

— Calculamos la molalidad de la disolución.

$$m = \frac{n_{\text{solutos}}}{m_{\text{disolvente}}} = \frac{6,70 \cdot 10^{-2} \text{ mol KCl}}{0,150 \text{ kg H}_2\text{O}} = 0,447 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

— Aplicamos la expresión del descenso crioscópico para determinar la temperatura de fusión de la disolución.

$$\Delta T_f = K_c \cdot m = 1,86 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,447 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

$$\Delta T_f = 0,831 \text{ K} = 0,831^\circ\text{C}$$

$$T_f = (0,00 - 0,831)^\circ\text{C} = -0,831^\circ\text{C}$$

— Aplicamos la expresión del ascenso ebulloscópico para determinar la temperatura de ebullición de la disolución.

$$\Delta T_e = K_e \cdot m = 0,52 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,447 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

$$\Delta T_e = 0,23 \text{ K} = 0,23^\circ\text{C}$$

$$T_e = (100,00 + 0,23)^\circ\text{C} = 100,23^\circ\text{C}$$

Evaluación (Pág. 50)

1. La opción correcta es la a).

El aire es un sistema material homogéneo, ya que tiene la misma composición química y propiedades en cualquier punto.

2. La opción correcta es la a).

Datos: $n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 1,00 \text{ mol}$

Incógnitas: $m(\text{C})$

$$A_r(\text{C}) = 12; M(\text{C}) = 12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{C}) = 1,00 \text{ mol} \cdot \frac{12 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 12,01 \text{ g}$$

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}$$

$$\frac{12 \text{ átomos C}}{1 \text{ moléculas C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \cdot \frac{1 \text{ mol de átomos de C}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}}$$

$$\frac{12,01 \text{ g C}}{1 \text{ mol de átomos de C}} = 12,01 \text{ g C}$$

3. a) Datos: $n(\text{NaCl}) = 2,00 \text{ mol}$

Incógnitas: $m(\text{NaCl})$

$$M_r(\text{NaCl}) = 1 \cdot 22,99 + 1 \cdot 35,45 = 58,44$$

$$M(\text{NaCl}) = 58,44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{NaCl}) = 2,00 \text{ mol} \cdot \frac{58,44 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 117 \text{ g}$$

- b) Datos: $m_1(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 250 \text{ g}$; $m_2(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 500 \text{ g}$

Incógnitas: % C

— Hallamos la masa molar de la glucosa y del carbono.

$$M_r(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6): 6 \cdot 12,01 + 12 \cdot 1,01 + 6 \cdot 16,00 = 180,18$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6): 180,18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$A_r(\text{C}): 12; M(\text{C}): 12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Calculamos el % de C en la glucosa fijándonos en su fórmula molecular.

$$\% \text{ C} = \frac{n^\circ \text{ átomos C} \cdot M(\text{C})}{M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} \cdot 100$$

$$\% \text{ C} = \frac{6 \cdot 12,01}{180,18} \cdot 100 = 39,99\%$$

Observamos que la expresión anterior no depende de la masa de glucosa presente. Por tanto, habrá 39,99 % de carbono tanto en 250 g como en 500 g de glucosa.

4. La opción correcta es la a).

Datos: % (Ca) = 38,71 %; % (P) = 20 %; % (O) = 41,29 %

Incógnitas: fórmula empírica

— Hallamos la cantidad química (moles) de cada elemento.

$$A_r(\text{Ca}): 40,08; M(\text{Ca}): 40,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$A_r(\text{P}): 30,97; M(\text{P}): 30,97 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$A_r(\text{O}): 16,00; M(\text{O}): 16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n(\text{Ca}) = 38,71 \text{ g Ca} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}}{40,08 \text{ g Ca}} = 0,9660 \text{ mol}$$

$$n(\text{P}) = 20 \text{ g P} \cdot \frac{1 \text{ mol P}}{30,97 \text{ g P}} = 0,65 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}) = 41,29 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 2,581 \text{ mol}$$

— Como la relación entre la cantidad de átomos es igual a la relación molar, podemos dividir los moles de cada elemento entre el menor de ellos, en este caso 0,65.

$$\frac{N(\text{átomos de Ca})}{N(\text{átomos de P})} = \frac{n(\text{Ca})}{n(\text{P})} = \frac{0,9660 \text{ mol Ca}}{0,65 \text{ mol P}} =$$

$$= \frac{1,5 \text{ mol Ca}}{1 \text{ mol P}} = \frac{3 \text{ mol Ca}}{2 \text{ mol P}}$$

$$\frac{N(\text{átomos de P})}{N(\text{átomos de P})} = \frac{n(\text{P})}{n(\text{P})} = \frac{0,65 \text{ mol P}}{0,65 \text{ mol P}} = \frac{1 \text{ mol P}}{1 \text{ mol P}} =$$

$$= \frac{2 \text{ mol P}}{2 \text{ mol P}}$$

$$\frac{N(\text{átomos de O})}{N(\text{átomos de P})} = \frac{n(\text{O})}{n(\text{P})} = \frac{2,581 \text{ mol O}}{0,65 \text{ mol P}} = \frac{4 \text{ mol O}}{1 \text{ mol P}} =$$

$$= \frac{8 \text{ mol O}}{2 \text{ mol P}}$$

La fórmula empírica del compuesto es: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

5. a) Instrumental. La potenciometría consiste en determinar la concentración de una especie electroactiva en una disolución utilizando un electrodo de referencia (un electrodo con un potencial conocido) y un electrodo de trabajo (un electrodo sensible a la especie electroactiva). Además, es necesario un potenciómetro.
- b) Instrumental. La espectroscopia de absorción atómica permite medir la concentración de los distintos componentes presentes en una mezcla. Se basa en la absorción de radiación de una longitud de onda determinada.
- c) Instrumental. La espectroscopia infrarroja sirve para identificar un compuesto e investigar la composición de una muestra. Se fundamenta en los movimientos de rotación y vibración de las moléculas y los niveles de energía involucrados.
- d) Instrumental. La cromatografía de gases permite identificar y determinar los componentes de una mezcla. La muestra se disuelve en una fase móvil, en este caso un gas, y se hace pasar esta fase móvil a través de una fase estacionaria inmisible, la cual se mantiene fija en una columna o sobre una superficie sólida. Se analizan las diferentes velocidades de migración de dichos componentes.
- Las técnicas clásicas se basan en la estequiometría y sus leyes. Consisten en medir la masa o el volumen de una muestra del material que se desea analizar, sometiéndolo a reacciones químicas completas. Así, en una gravimetría se deduce la masa de un producto de reacción y en una volumetría, el volumen de un reactivo consumido.

Por el contrario, los métodos instrumentales identifican y miden variables físicas, después de haber sometido a la muestra a una interacción con un tipo de energía (técnicas espectroscópicas, electroquímicas, cromatográficas, etc.).

6. Datos:

| Isótopo | Masa isotópica (u) | Abundancia relativa (%) |
|---------|--------------------|-------------------------|
| Ne-20 | 19,992435 | 98,48 |
| Ne-21 | 20,993843 | 0,27 |
| Ne-22 | 21,991383 | 9,25 |

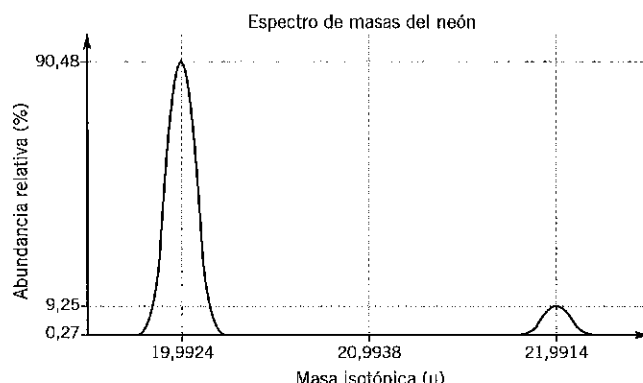
Incógnitas: $A_r(\text{Ne})$

— Calculamos la masa atómica del neón haciendo un promedio entre las masas isotópicas de sus isótopos naturales, es decir, multiplicamos cada masa isotópica por su abundancia relativa y dividimos entre 100.

$$A_r(\text{Ne}) = \frac{19,992435 \text{ u} \cdot 98,48 + 20,993843 \text{ u} \cdot 0,27 + 21,991383 \text{ u} \cdot 9,25}{100} = 20,18 \text{ u}$$

Verificamos que la masa atómica obtenida es más cercana a la masa del isótopo con mayor abundancia.

— Dibujamos la gráfica que se obtiene con el espectrómetro de masas:



— Buscamos en Internet otras aplicaciones del espectrómetro de masas, además de su utilidad en la determinación de la fórmula molecular de un compuesto a partir de la abundancia de sus isótopos que acabamos de ver.

- Detección de contaminantes orgánicos en aire, suelo y alimentos.
- Identificación del uso de fármacos y drogas en deportistas (control antidoping).
- Determinación de la composición de materiales.
- Monitorización de reacciones químicas en la industria.
- Detección de venenos en criminología.

7. a) Datos: $V(\text{disolución}) = 100 \text{ mL}$;
 $c(\text{disolución}) = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Incógnitas: $m(\text{KCl})$

— Calculamos la masa molar del KCl.

$$M_r(\text{KCl}) = 1 \cdot 39,10 + 1 \cdot 35,45 = 74,55$$

$$M(\text{KCl}) = 74,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Calculamos la cantidad de sustancia de KCl necesaria.

$$m(\text{KCl}) = 100 \text{ mL} \cdot \frac{1 \cancel{\text{L}}}{1000 \cancel{\text{mL}}} \cdot \frac{0,100 \text{ mol KCl}}{1 \cancel{\text{L}}}$$

$$\cdot \frac{74,55 \text{ g KCl}}{1 \cancel{\text{mol KCl}}} = 0,746 \text{ g KCl}$$

b) Datos: $V(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 14,28 \text{ mL}$; $d(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 1,05 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

Incógnitas: c

— Calculamos la masa molar del $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

$$M_r(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 2 \cdot 12,01 + 2 \cdot 16,00 + 4 \cdot 1,01 = 60,06$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 60,06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Calculamos el número de moles de $C_2H_4O_2$.

$$14,28 \text{ mL } C_2H_4O_2 \cdot \frac{1,05 \text{ g } C_2H_4O_2}{1 \text{ mL } C_2H_4O_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_4O_2}{60,06 \text{ g } C_2H_4O_2} = 0,250 \text{ mol } C_2H_4O_2$$

— Calculamos la concentración de la mezcla obtenida.

$$c = \frac{0,250 \text{ mol } C_2H_4O_2}{0,500 \text{ L } H_2O} = 0,500 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

8. Datos: V_1 (disolución) = 50,0 mL; $c_1 = 0,136 \text{ mol} \cdot dm^{-3}$; V_2 (disolución) = 90,0 mL; $c_2 = 0,068 \text{ mol} \cdot dm^{-3}$

Incógnitas: c

— Calculamos los moles totales de H_2SO_4 a partir de los moles de cada una de las disoluciones que se mezclan.

$$n_1(H_2SO_4) = 50,0 \text{ mL } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ L } H_2SO_4}{1000 \text{ mL } H_2SO_4} \cdot \frac{0,136 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ L } H_2SO_4} = 6,80 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_2(H_2SO_4) = 90,0 \text{ mL } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ L } H_2SO_4}{1000 \text{ mL } H_2SO_4} \cdot \frac{0,068 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ L } H_2SO_4} = 6,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{totales}}(H_2SO_4) = 6,80 \cdot 10^{-3} + 6,1 \cdot 10^{-3} = 0,013 \text{ mol}$$

— Hallamos la molaridad de la disolución resultante.

$$V \text{ (disolución)} = (50,0 + 90,0) \text{ mL}$$

$$V \text{ (disolución)} = 140,0 \text{ mL} = 0,1400 \text{ L}$$

$$c = \frac{n(H_2SO_4)}{V \text{ (disolución)}} = \frac{0,013 \text{ mol } H_2SO_4}{0,1400 \text{ L}}$$

$$c = 0,093 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

9. Datos: $c(HNO_3) = 15,0 \text{ mol} \cdot dm^{-3} = 15,0 \text{ mol} \cdot L^{-1}$; d (disolución) = $1400 \text{ kg} \cdot m^{-3} = 1400 \text{ g} \cdot L^{-1}$

Incógnitas: a) % en masa (HNO_3); b) V (disolución)

a) — Hallamos la masa molar de HNO_3 .

$$M_r(HNO_3): 1 \cdot 1,01 + 1 \cdot 14,01 + 3 \cdot 16,00 = 63,02$$

$$M(HNO_3): 63,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Calculamos el porcentaje en masa de HNO_3 aplicando factores de conversión consecutivos.

$$\% \text{ en masa } (HNO_3) = 15,0 \frac{\text{mol } HNO_3}{L^{-1} \text{ disolución}} \cdot$$

$$\frac{63,02 \text{ g } HNO_3}{1 \text{ mol } HNO_3} \cdot \frac{1 \text{ L}^{-1} \text{ disolución}}{1400 \text{ g disolución}} \cdot 100 = 67,5 \%$$

La composición de la disolución es de 67,5 % en masa de HNO_3 .

b) Datos: V (disolución por preparar) = 10 L;

$$c \text{ (disolución por preparar)} = 0,05 \text{ mol} \cdot dm^{-3} = 0,05 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

— Calculamos el volumen de HNO_3 necesario para preparar la disolución mediante factores de conversión.

$$10 \text{ L disolución} \cdot \frac{0,05 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{15 \text{ mol } HNO_3} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L disolución}} = 33 \text{ mL disolución } HNO_3$$

Habrá que tomar 33 mL de disolución $15,0 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ para preparar 10 L de disolución $0,05 \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

10. a) Es falsa. Son magnitudes directamente proporcionales.

b) Es falsa. Son magnitudes inversamente proporcionales.

c) Es falsa. La sal y el hielo no forman una disolución, por tanto no se produce ningún efecto.

11. Datos: % masa ($NaCl$) = 5,00%; $K_c(\text{agua}) = 1,86 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$

Incógnitas: m , T_f

— Calculamos la masa molar de $NaCl$.

$$M_r(NaCl): 1 \cdot 22,99 + 1 \cdot 35,45 = 58,44$$

$$M(NaCl): 58,44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Calculamos la molalidad de la disolución a partir del porcentaje en masa.

$$m = \frac{5,00 \text{ g } NaCl}{100 \text{ g disol}} \cdot \frac{1000 \text{ g disol}}{1 \text{ kg disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol } NaCl}{58,44 \text{ g } NaCl} = 0,856 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

— Conociendo la molalidad de la disolución y la constante crioscópica del agua, calculamos el descenso crioscópico.

$$\Delta T_f = K_c \cdot m = 1,86 \text{ K} \cdot \frac{\text{kg}}{\text{mol}} \cdot 0,856 \text{ mol} \cdot \frac{\text{kg}}{\text{kg}} =$$

$$\Delta T_f = 1,59 \text{ K} = 1,59 \text{ }^\circ\text{C}$$

— Hallamos la temperatura de fusión de la disolución, que se corresponde con la temperatura a la que esta se congelará.

$$T_f = (0,00 - 1,59)^\circ\text{C} = -1,59 \text{ }^\circ\text{C}$$

12. Datos: V (vermú) = 30 mL; % ($C_2H_4O_2$ en vermú) = 30 %; % ($C_2H_4O_2$ que pasa a sangre) = 15 %; V (sangre en adulto) = 7 L; límite alcohol en sangre: $0,25 \text{ g} \cdot L^{-1}$; d (CH_3CH_2OH) = $0,789 \text{ g} \cdot mL^{-1}$

Incógnitas: concentración de CH_3CH_2OH en sangre del conductor (g/L); N (CH_3CH_2OH bebidas); N (CH_3CH_2OH en sangre)

— Hallamos la masa molar del etanol (CH_3CH_2OH).

$$M_r(CH_3CH_2OH): 2 \cdot 12,01 + 1 \cdot 16,00 + 6 \cdot 1,01 = 46,08$$

$$M(CH_3CH_2OH): 46,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Calculamos el volumen de etanol que ha ingerido el conductor.

$$V(CH_3CH_2OH) = 60 \text{ mL vermú} \cdot \frac{30 \text{ mL } CH_3CH_2OH}{100 \text{ mL vermú}} = 18 \text{ mL}$$

— Calculamos el número de moléculas de CH_3CH_2OH que ha bebido.

$$N(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 18 \text{ mL } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \cdot$$

$$\frac{0,789 \text{ g } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{1 \text{ mL } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{46,08 \text{ g } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}$$

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{1 \text{ moléculas } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = 1,9 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

— Calculamos el volumen de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ que pasa a la sangre, teniendo en cuenta que pasa un 15 % del volumen.

$$V(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 18 \text{ mL } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \cdot \frac{15}{100} = 2,7 \text{ mL}$$

— Calculamos el número de moléculas de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ que han pasado a la sangre.

$$15 \% \text{ de } 18 \text{ mL} = 2,7 \text{ mL } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$$

$$m(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 2,7 \text{ mL } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \cdot$$

$$\frac{0,789 \text{ g } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{1 \text{ mL } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = 2,1 \text{ g } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$$

$$N(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 2,13 \text{ g } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{46,08 \text{ g } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}$$

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} =$$

$$= 2,8 \cdot 10^{22} \text{ moléculas } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$$

— Veamos si puede conducir el coche.

$$\frac{\text{g}}{\text{L}} = \frac{2,1 \text{ g } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{7 \text{ L sangre}} = 0,30 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

No podrá conducir porque supera el límite permitido de $0,25 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

Zona + (Pág. 51)

— *Detección antidopaje*

Respuesta sugerida:

- Antes de introducir la pregunta, comentaremos en clase claros ejemplos de dopaje de deportistas. Posteriormente, los alumnos, individualmente o en grupos, realizarán una búsqueda sobre las cuestiones que se plantean.

En la siguiente tabla se recogen los agentes dopantes más utilizados, junto con su fórmula química, el deporte con el que se encuentran relacionados y el método de detección:

| Agente dopante | Fórmula química | Deporte en que se utilizan | Método de detección |
|--|--|---------------------------------------|---------------------|
| Esteroides ejemplo: testosterona | $\text{C}_{19}\text{H}_{28}\text{O}_2$ | Culturismo, atletismo, ciclismo | Análisis orina |
| Hormona del crecimiento | Polipéptido de 191 aminoácidos | Deportes de fuerza | Análisis de sangre |
| Dopaje genético | Se introducen genes asociados | Atletismo, ciclismo | Análisis de sangre |

- Las diferencias principales entre la técnica de HPLC y GC son las siguientes:

a) La GC se utiliza para sustancias volátiles mientras que el HPLC es mejor para sustancias no volátiles.

b) Las columnas cromatográficas utilizadas en GC se encuentran localizadas en un horno que permite modificar la temperatura de trabajo mientras las muestras son analizadas. En el caso de HPLC, las columnas se utilizan y se guardan en compartimentos en los que la temperatura no varía.

c) En la GC, la fase móvil es un gas que se hace pasar a través de una fase estacionaria, mientras que en el HPLC la fase móvil es un líquido que se hace pasar a través de una fase estacionaria.

En la exposición en clase, además de estos contenidos, sería interesante destacar que estas técnicas de separación se utilizan a diario en los laboratorios de investigación.

— *Anticongelante para el verano*

Respuesta sugerida:

- Las propiedades de los anticongelantes son: a) temperatura de congelación baja; b) elevadas propiedades anticorrosivas; c) capacidad de neutralizar productos ácidos; d) propiedades antiincrustantes; e) propiedades antiespumantes; f) temperatura de ebullición elevada; g) calor específico y conductibilidad térmica aceptables; h) escasa agresividad frente a elastómeros; i) viscosidad baja y j) reducida toxicidad.

El efecto que un anticongelante produce sobre el agua de refrigeración es la disminución del punto de solidificación, por lo que se necesitan temperaturas mucho más bajas para que el agua pase a estado sólido.

Se trata de una actividad cooperativa de síntesis de la unidad que requiere unos conocimientos previos, un buen trabajo en equipo y una exposición clara y concisa de los resultados. Es importante destacar la importancia de las propiedades coligativas en la vida cotidiana.

— *Organizar para separar*

Respuesta sugerida:

- Proponemos iniciar esta actividad en el aula de informática para que los alumnos se familiaricen con el programa.

Además, estableceremos las bases de cómo debe ser un mapa conceptual. El objetivo es que el alumno elabore un esquema de los métodos químicos para el análisis de sustancias, aplicando su capacidad de síntesis.

Organizaremos el mapa conceptual según los criterios indicados: clasificando las técnicas analíticas en instrumentales y clásicas, y enumerando las que componen cada grupo.

Después, se debe ampliar el mapa reflejando las aplicaciones actuales de cada una de las técnicas en distintos campos de la ciencia. Para ello, el alumno debe hacer una búsqueda en Internet u otras fuentes de información.