

## 5

# ASPECTOS CUANTITATIVOS EN QUÍMICA

## SOLUCIONES A LAS ACTIVIDADES DE FINAL DE UNIDAD

### Cantidades en Química

1. La masa atómica de la plata que encontramos en las tablas es de 107,87 u. Determina la abundancia relativa de los dos isótopos que tiene, sabiendo que sus masas son 106,91 u y 108,90 u.

La masa atómica es el promedio de la masa de un átomo de plata:

$$\langle \text{masa} \rangle = 107,87 = x \cdot 106,91 + (1 - x) \cdot 108,90$$

Despejamos  $x$ :

$$x = 0,5176$$

Abundancia relativa del isótopo de masa 106,91 u: 51,76%

Abundancia relativa del isótopo de masa 108,9 u: 48,24%

2. ¿Cuántos átomos de cloro hay en 1,00 g de esta sustancia? Considerando los átomos de cloro como esferas de radio  $9,9 \cdot 10^{-10}$  m, y que los alineásemos uno a continuación de otro, ¿qué longitud tendría la línea de átomos así formada?

En 1 g de  $\text{Cl}_2$  hay  $\frac{1 \text{ g}}{35,453 \times 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$  moles; es decir,  $\frac{1 \text{ g}}{35,453 \times 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \times 6,022 \cdot 10^{23}$

moléculas y, por tanto,  $\frac{1 \text{ g}}{35,453 \times 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \times 6,022 \cdot 10^{23} \times 2$  átomos =  $1,699 \cdot 10^{22}$

átomos de Cl.

La línea formada por esos átomos alineados mediría:

$$1,699 \cdot 10^{22} \times 2 \times 9,9 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 3,36 \cdot 10^{13} \text{ m}$$

$2r$

$\leftrightarrow$



$1,699 \cdot 10^{22} \times 2r$

$\longleftrightarrow$

3. Calcula los átomos de oxígeno que hay en una habitación de  $4,8 \text{ m} \times 3,5 \text{ m} \times 2,2 \text{ m}$ , siendo las condiciones atmosféricas de  $20^\circ \text{C}$  y  $740 \text{ mmHg}$ . Supón que el aire contiene un 21% de oxígeno en volumen.

El volumen de la habitación será:

$$V = 4,8 \text{ m} \times 3,5 \text{ m} \times 2,2 \text{ m} = 36,96 \text{ m}^3$$

El número de moles de gas se calcula con la ecuación de estado:

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{\frac{740 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg} \cdot \text{atm}^{-1}} \times 36,96 \cdot 10^3 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 293 \text{ K}} = 1498 \text{ mol}$$

El 21% de ese número de moles es oxígeno. Por tanto, el número de moléculas de oxígeno será:  $0,21 \times 1498 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ , y el número de átomos de O:

$$0,21 \times 1,498 \times 6,022 \cdot 10^{23} \times 2 = 3,79 \cdot 10^{26} \text{ átomos de O}$$

**4. Un matraz de vidrio pesa, vacío, 17,7248 g. Lleno con hidrógeno, H<sub>2</sub>, pesa 17,7660 g, y con un gas desconocido, en las mismas condiciones de *p* y *T*, 18,5462 g. Calcula:**

**a) La masa molecular del gas desconocido.**

**b) Su densidad en relación con el hidrógeno.**

**c) Si 22,4 L de aire pesan 29 g, ¿cuánto pesará el matraz lleno de aire en las mismas condiciones que antes?**

a) El hidrógeno presente en el matraz pesa  $17,7660 - 17,7248 = 0,0412$  g; es decir:

$$\frac{0,0412 \text{ g}}{2,016 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,044 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

En las mismas condiciones, en ese recipiente debe haber el mismo número de moles de otro gas. Así,  $18,5462 - 17,7248 = 0,8214$  g de ese otro gas deben suponer  $0,02044$  moles. Por tanto, la masa molecular de ese otro gas será:

$$\frac{0,8214 \text{ g}}{0,02044 \text{ mol}} = 40,19 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La masa molecular de ese gas es  $40,19$  u.

b) El cociente entre las densidades de ambos gases, puesto que ocupan el mismo volumen, será el cociente entre sus masas:

$$\frac{dx}{d_{H_2}} = \frac{\frac{m_x}{V}}{\frac{m_{H_2}}{V}} = \frac{m_x}{m_{H_2}} = \frac{0,8214}{0,0412} = 19,94$$

c) La masa molecular media del aire es  $29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Así, la masa de aire en ese recipiente será:  $0,02044 \text{ moles} \times 29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,5928 \text{ g}$

El matraz lleno de aire pesará, en total,  $17,7248 + 0,5928 = 18,3176 \text{ g}$

**5. ¿Cuánto pesan 1,025 mol de amoníaco más  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de plata? Expresa el resultado en gramos.**

**Dato:  $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ .**

1,025 moles de amoníaco equivalen a  $1,025 \text{ moles} \times 17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 17,43 \text{ g}$  y  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de plata; es decir, 1 mol de átomos de plata son  $107,87 \text{ g}$ . La masa total será, por tanto,  $125,3 \text{ g}$ .

**6. ¿Dónde hay más átomos, en 1 L de metano, medido en c.n., en 1 mol de fósforo, P<sub>4</sub>, o en 1 g de sulfato de cromo (III)?**

En 1 L de gas metano, en condiciones normales, hay  $\frac{1}{22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,0446$  moles;

es decir,  $0,0446 \times 6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas; por tanto,  $0,0446 \times 6,022 \cdot 10^{23} \times 5$  átomos =  $1,34 \cdot 10^{23}$  átomos. En un mol de P<sub>4</sub> hay  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas; es decir,  $6,02 \cdot 10^{23} \cdot 4$  átomos =  $2,41 \cdot 10^{24}$  átomos.

En 1 g de Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> hay  $\frac{1}{392,2}$  moles, es decir,  $\frac{1}{392,2} \times 6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas y, por tanto,  $\frac{1}{392,2} \times 6,022 \cdot 10^{23} \times 17$  átomos =  $2,61 \cdot 10^{22}$  átomos.

A la vista de los resultados, podemos concluir que en 1 mol de fósforo P<sub>4</sub> hay más átomos.

## Leyes de los gases

**7. Cierta cantidad de aire que ocupa 12,0 L a 50 kPa se comprime hasta una presión de 0,70 atm, manteniendo constante la temperatura. Calcula el nuevo volumen. ¿Qué ley hemos aplicado?**

Hay que aplicar la ley de Boyle:  $p \cdot V = \text{constante}$ .

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2; \text{ es decir, } 12,0 \text{ L} \times 50 \text{ kPa} = 0,70 \text{ atm} \cdot 10^5 \frac{\text{Pa}}{\text{atm}} \cdot 10^{-3} \frac{\text{kPa}}{\text{Pa}} \cdot V_2$$

El resultado es:  $V_2 = 8,57 \text{ L}$

**8. En una reacción química se producen 12,5 dm<sup>3</sup> de hidrógeno medidos a 20 °C y 750 mmHg. Si ahora elevamos la temperatura a 35 °C, manteniendo constante la presión, ¿cuál será el volumen que ocupará el gas? Enuncia brevemente la ley que se ha utilizado.**

Hay que aplicar la ley de Charles y Gay-Lussac:  $\frac{V}{T} = \text{constante}$ .

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}, \text{ entonces, } \frac{12,5 \text{ L}}{293 \text{ K}} = \frac{V_2}{308 \text{ K}}, \text{ y el resultado es } V_2 = 13,14 \text{ L}$$

**9. En un matraz de 2,5 L se recogen 15 g de oxígeno y 15 g de dióxido de carbono. Sabiendo que la temperatura a la que se encuentra la mezcla es de -3 °C, calcula la presión parcial de cada gas en ella, así como la presión total.**

Para conocer la presión, antes es necesario calcular el número de moles de cada gas:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{15 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,47 \text{ moles}$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{15 \text{ g}}{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,34 \text{ moles}$$

Para saber la presión total y la parcial de cada gas, utilizaremos la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p = \frac{nRT}{V} = 7,17 \text{ atm}; p_{O_2} = \frac{n_{O_2}RT}{V} = 4,16 \text{ atm}; p_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}RT}{V} = 3,01 \text{ atm}$$

- 10. Un recipiente de 20 mL que contiene nitrógeno, N<sub>2</sub>, a 20 °C y 750 mmHg, se pone en contacto a través de un tubo capilar con otro recipiente de 50 mL que contiene argón, Ar, a 20 °C y 650 mmHg. Calcula la presión parcial que ejercerá cada gas en la mezcla, así como la presión total.**

El número de moles de nitrógeno en el primer recipiente y de argón en el segundo se calcula mediante la ecuación de estado de los gases ideales:

$$n_{N_2} = \frac{750 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \times 20 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 293 \text{ K}} = 8,21 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

$$n_{Ar} = \frac{650 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 293 \text{ K}} = 1,78 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

Tras mezclar los dos gases en el volumen total de 70 mL, la presión total a  $T = 20 \text{ °C}$ , y la presión parcial de cada gas son:

$$p_{TOTAL} = \frac{2,6 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 293 \text{ K}}{70 \cdot 10^{-3} \text{ L}} =$$

$$= 0,893 \text{ atm} = 678,6 \text{ mmHg}$$

$$p_{N_2} = \frac{8,2 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 293 \text{ K}}{70 \cdot 10^{-3} \text{ L}} =$$

$$= 0,282 \text{ atm} = 214,3 \text{ mmHg}$$

o bien:

$$p_{N_2} = p_{TOTAL} \cdot X_{N_2}$$

$$p_{N_2} = 0,893 \times \frac{8,21 \cdot 10^{-4}}{2,6 \cdot 10^{-3}} = 0,282 \text{ atm}$$

Y, análogamente:

$$p_{Ar} = \frac{1,78 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 293 \text{ K}}{70 \cdot 10^{-3} \text{ L}} =$$

$$= 0,611 \text{ atm} = 464,3 \text{ mmHg}$$

$$p_{Ar} = 0,893 - 0,282 = 0,611 \text{ atm}$$

- 11. Se tienen dos depósitos de vidrio cerrados, con el mismo volumen y a la misma presión y temperatura. Uno de ellos contiene hidrógeno, y el otro, dióxido de carbono. Razona la veracidad o la falsedad de las siguientes proposiciones:**

**a) Ambos pesarán lo mismo.**

**b) Contendrán el mismo número de átomos.**

**c) Contendrán el mismo número de moléculas.**

**d) Ninguna de las anteriores es cierta.**

En ambos recipientes, que están en iguales condiciones de presión y temperatura, hay el mismo número de moles. Por tanto, las respuestas son:

- a) Falsa. El de  $\text{CO}_2$  pesará más, porque este gas es más pesado.
- b) Falsa. El de  $\text{CO}_2$  tendrá más átomos, porque este gas tiene más átomos por molécula.
- c) Verdadera. En los dos recipientes hay el mismo número de moléculas.
- d) Falsa. Porque la afirmación c) es verdadera.

**12. Se dispone de tres recipientes en las mismas condiciones de presión y temperatura. El primero contiene 1 L de  $\text{CH}_4$ ; el segundo, 2 L de  $\text{N}_2$ , y el tercero, 1,5 L de  $\text{O}_3$ . Razona: a) cuál contiene mayor número de moléculas; b) cuál contiene mayor número de átomos; c) cuál tiene mayor densidad.**

Como el volumen y la temperatura de los tres recipientes es igual, basta considerar que el número de moléculas es proporcional al volumen:

- a) El recipiente de mayor número de moléculas será, por tanto, el de nitrógeno.
- b) Sin embargo, en el recipiente de metano habrá más átomos.
- c) La densidad en cada recipiente será  $d_i = \frac{n_i \cdot m_i}{V_i}$ , y como  $n_i$  es proporcional, a su vez, al volumen, la densidad es proporcional a la masa molecular. Como el ozono es el gas más pesado, sería el más denso.

**13. Sabiendo que la composición de los gases mayoritarios del aire, expresada en porcentaje en volumen, es: 78,09%  $\text{N}_2$ , 20,95%  $\text{O}_2$ , 0,93% Ar y 0,03%  $\text{CO}_2$ :**

**a) Calcula la composición del aire en fracción molar y en porcentaje en masa.**

**b) Si la presión parcial de nitrógeno es 540 mmHg, calcula la presión parcial de cada uno de los restantes gases.**

a) El % en volumen es igual al % en número de moles. Por tanto:

$$X_{\text{N}_2} = 0,7809, X_{\text{O}_2} = 0,2095, X_{\text{Ar}} = 0,0093 = 9,3 \cdot 10^{-3} \text{ y } X_{\text{CO}_2} = 0,0003 = 3 \cdot 10^{-4}$$

Para calcular el % en masa, debemos saber cuánto pesa "1 mol de aire":

$$0,7809 \times 28 + 0,2095 \times 32 + 0,0093 \times 40 + 0,0003 \times 44 = 28,9544 \text{ g}$$

$$\% \text{ de } \text{N}_2 = \frac{0,7809 \cdot 28}{28,9544 \cdot 100} = 75,52\%$$

$$\% \text{ de } \text{O}_2 = \frac{0,2095 \cdot 32}{28,9544} \cdot 100 = 23,15\%$$

$$\% \text{ de Ar} = \frac{0,0093 \cdot 40}{28,9544} \cdot 100 = 1,28\%$$

$$\% \text{ de } \text{CO}_2 = \frac{0,0003 \cdot 44}{28,9544} \cdot 100 = 0,05\%$$

b) La presión parcial de un gas es  $p_i = p \cdot X_i$ . Según eso, si la presión de nitrógeno es 540 mmHg, y su fracción molar, 0,7809, la presión total es 691,51 mmHg.

La presión parcial del resto de gases es, respectivamente, 144,9 mmHg para el oxígeno; 6,4 mmHg para el argón y 0,29 mmHg para el  $\text{CO}_2$ .

**14. Una muestra de 1,28 g de una sustancia se vaporizó en un matraz de 250 mL a 90 °C. Sabiendo que la presión ejercida por el gas es de 786 mmHg, determina la masa molecular de dicha sustancia.**

El número de moles de ese gas será  $n = \frac{pV}{RT} = 8,686 \cdot 10^{-3}$  moles, que pesan 1,28 g.

Por tanto, el mol de ese gas es  $\frac{1,28}{0,008686} = 147,36 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

La masa molecular será 147,36 u.

**15. Halla la masa molecular de un gas, cuya densidad, a 27 °C y 780 mmHg, es 1,35 g/L.**

La masa de un mol se calcula según  $M_m = \frac{dRT}{p} = 32,36 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ . La masa molecular es de 32,36 u.

### Composición porcentual. Determinación de fórmulas

**16. Determina la composición centesimal de la sacarosa,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . ¿Qué masa de sacarosa es necesaria para tener 10 g de C?**

La masa de un mol de sacarosa es:  $12 \times 12 + 22 \times 1 + 11 \times 16 = 342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Los % de cada elemento son, por tanto:

$$\text{C} = \frac{12 \times 12}{342} \cdot 100 = 42,11\%$$

$$\text{H} = \frac{22 \times 1}{342} \cdot 100 = 6,43\%$$

$$\text{O} = \frac{11 \times 16}{342} \cdot 100 = 51,46\%$$

Para tener 10 g de C, necesitamos:

$$\frac{10 \text{ g de C}}{0,4211 \text{ g de C por cada g de sacarosa}} = 23,75 \text{ g de sacarosa}$$

**17. El etilenglicol es un compuesto de C, H y O muy utilizado como anticongelante y en la fabricación de fibras de poliéster. La combustión completa de 6,38 mg de sustancia originó 9,06 mg de  $\text{CO}_2$  y 5,58 mg de  $\text{H}_2\text{O}$ . Determina su fórmula empírica.**

Al quemar el compuesto, todo su C se convierte en  $\text{CO}_2$ , y todo su H, en  $\text{H}_2\text{O}$ .

Así, si hay 9,06 mg de  $\text{CO}_2$ , significa que el compuesto tenía:

$$9,06 \text{ mg de CO}_2 \times \frac{12 \text{ g de C}}{44 \text{ g de CO}_2} = 2,47 \text{ mg de C}$$

Y si hay 5,58 mg de agua, el compuesto tenía:

$$5,58 \text{ mg de H}_2\text{O} \times \frac{2 \text{ g de H}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} = 0,62 \text{ mg de H}$$

La cantidad de oxígeno en el compuesto será la cantidad restante:

$$6,38 - 2,47 - 0,62 = 3,29 \text{ mg de O}$$

La proporción en número de moles de cada elemento será:

$$\frac{2,47}{12} \text{ de C; } \frac{0,62}{1} \text{ de H; } \frac{3,29}{16} \text{ de O; es decir, } 0,2058 \text{ de C; } 0,62 \text{ de H; } 0,2056 \text{ de O}$$

Dividimos cada proporción entre el valor más pequeño, 0,2056, y tenemos 1 de C, 3 de H y 1 de O.

La fórmula empírica es  $\text{CH}_3\text{O}$ .

**18. Un cierto anestésico contiene 64,9% de C, 13,5% de H y 21,6% de O. A 120 °C y 750 mmHg, 1,0 L del compuesto gaseoso pesa 2,3 g. Halla su fórmula molecular.**

La proporción en número de moles de cada elemento será:

$$\frac{64,9}{12} \text{ de C; } \frac{13,5}{1} \text{ de H; } \frac{21,6}{16} \text{ de O; es decir, } 5,41 \text{ de C; } 13,5 \text{ de H; } 1,35 \text{ de O}$$

Dividimos cada proporción entre el valor más pequeño, 1,35, y tenemos 4 de C, 10 de H y 1 de O.

La fórmula empírica es  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ .

Para saber la fórmula molecular, puesto que esta coincide con la empírica o es un múltiplo de ella, necesitamos conocer la masa molecular.

Sabemos que en 2,3 g hay  $\frac{pV}{RT} = 0,0306$  moles. Por tanto, la masa de un mol de moléculas de  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$  será:

$$\frac{2,3 \text{ g}}{0,0306 \text{ moles}} = 75,10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ y, por tanto, la masa molecular, } 75,1 \text{ u. Este valor prácticamente coincide con la fórmula empírica } (12 \times 4 + 1 \times 10 + 16 \times 1 = 74).$$

Por tanto, la fórmula molecular es  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ .

**19. Determina la fórmula molecular de un compuesto que contiene C, H y O, sabiendo que:**

- En estado de vapor, 2 g del compuesto recogidos sobre agua a 715 mmHg y 40 °C ocupan un volumen de 800 mL.
- Al quemar completamente 5 g de compuesto, se obtienen 11,9 g de dióxido de carbono y 6,1 g de agua.

**Dato:**  $p_{\text{vapor}} \text{H}_2\text{O} (40 \text{ °C}) = 55 \text{ mmHg}$

El compuesto recogido sobre agua tiene una presión parcial de  $715 - 55 = 660$  mmHg. Eso supone un número de moles de:  $\frac{pV}{RT} = 0,0271$ , que pesan 2 g. Por tanto, su masa molar es  $73,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , y su masa molecular será 73,9 u.

Al quemar el compuesto, todo su C se convierte en  $\text{CO}_2$ , y todo su H se convierte en  $\text{H}_2\text{O}$ .

Así, si hay 11,9 g de  $\text{CO}_2$ , significa que el compuesto tenía:

$$11,9 \text{ g de } \text{CO}_2 \times \frac{12 \text{ g de C}}{44 \text{ g de } \text{CO}_2} = 3,25 \text{ g de C}$$

Y si hay 6,1 g de agua, el compuesto tenía:

$$6,1 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \times \frac{2 \text{ g de H}}{18 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}} = 0,68 \text{ g de H}$$

La cantidad de oxígeno en el compuesto será la cantidad restante:  $5 - 3,25 - 0,68 = 1,07$  g de O. La proporción en nº de moles de cada elemento será:

$$\frac{3,25}{12} \text{ de C; } \frac{0,68}{1} \text{ de H; } \frac{1,07}{16} \text{ de O; es decir, } 0,27 \text{ de C; } 0,68 \text{ de H; } 0,067 \text{ de O}$$

Dividimos entre el valor más pequeño, 0,067, y tenemos 4 de C, 10 de H y 1 de O. La fórmula empírica es  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ . Como la masa molecular calculada al principio de la actividad era 73,9 u, la fórmula molecular del compuesto es  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ .

## Disoluciones

### 20. Indica cómo se prepararían 3 L de una disolución de hidróxido de sodio al 1%.

Como la disolución es del 1%, debe tener 1 g de NaOH por cada 100 g de disolución. Desconocemos la densidad, pero suponemos que es igual a la del agua ( $1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ). Según eso, 3 L de disolución pesan 3000 g, lo que supone que debo echar 30 g de NaOH.

Para prepararlo, pesamos 30,00 g de NaOH en la balanza, y los disolvemos con agua en un vaso de precipitados de 1 L. Cuando esté disuelto y frío, echamos el líquido en el matraz aforado de 3 L, y, finalmente, enrasamos con agua.

### 21. ¿Cuál es la concentración de iones $\text{Al}^{3+}$ e iones $\text{SO}_4^{2-}$ en una disolución 0,01 M de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ?

Suponemos que la sal se disocia totalmente:



Por tanto, la concentración de catión aluminio es 0,02 M, y la de sulfato, 0,03 M.

### 22. Se preparan 250 mL de una disolución amoniacal diluyendo en la cantidad de agua necesaria 5 mL de amoníaco al 29% en masa y densidad 0,895 g/mL. Calcula: a) la concentración molar de la disolución diluida; b) la fracción molar del amoníaco en la mezcla.

a) 5 mL de disolución de amoníaco pesan  $5 \text{ mL} \times 0,895 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} = 4,475 \text{ g}$ . El 29% de esa cantidad es amoníaco puro:  $1,298 \text{ g}$ , que son  $0,07634$  moles. La concentración de amoníaco es  $0,305 \text{ M}$ .

b) Desconocemos la cantidad de agua de la disolución final. Debe ser un número cercano a  $250 \text{ g}$ . Si fuese así, tendríamos  $\frac{250}{18} = 13,89$  moles de agua y  $0,07634$  moles de amoníaco.

La fracción molar de amoníaco resultante es:

$$X_{\text{NH}_3} \approx \frac{0,07634}{0,07634 + 13,89} = 0,0055$$

**23. En 1 kg de agua se disuelven 727 L de amoníaco medidos a 20 °C y 744 mmHg. Si la densidad de la disolución resultante es 0,882 g/mL, calcula su concentración expresada en: a) g/L; b) molalidad; c) fracción molar del soluto.**

En primer lugar, calculamos el número de moles de  $\text{NH}_3$ :  $n = \frac{pV}{RT} = 29,62 \text{ mol}$ , que pesan  $503,57 \text{ g}$ .

a) La disolución pesa  $1000 + 503,57 = 1503,57 \text{ g}$ , que ocupan un volumen de

$$\frac{1503,57 \text{ g}}{0,882 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}} = 1705 \text{ mL}$$

Por tanto, la concentración en g/L es de  $\frac{503,57}{1,705} = 295,35 \text{ g/L}$

b) La molalidad es:  $\frac{29,62 \text{ moles de soluto}}{1 \text{ kg de agua}} = 29,62 \text{ m}$

c) La fracción molar de amoníaco es  $X_{\text{NH}_3} = \frac{29,62 \text{ mol}}{29,62 \text{ mol} + \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}} = 0,35$

**24. ¿Cuál es la concentración de iones  $\text{H}^+$  en una disolución resultado de mezclar 20 mL de HCl 0,1 M con 50 mL de  $\text{HNO}_3$  0,1 M?**

En  $20 \text{ mL}$  de  $\text{HCl}$   $0,1 \text{ M}$  hay  $20 \cdot 10^{-3} \times 0,1 = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  de  $\text{H}^+$

En  $50 \text{ mL}$  de  $\text{HNO}_3$   $0,1 \text{ M}$  hay  $50 \cdot 10^{-3} \times 0,1 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  de  $\text{H}^+$

En total,  $2,0 \cdot 10^{-3} + 5,0 \cdot 10^{-3} = 7,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  de  $\text{H}^+$

Suponiendo que el volumen de la disolución final es la suma de los volúmenes de las dos disoluciones; es decir,  $70 \text{ mL}$  ( $0,07 \text{ L}$ ), la concentración molar de iones de  $\text{H}^+$  será:

$$[\text{H}^+] = \frac{7,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,07 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

**25. Se dispone de una disolución acuosa de hidróxido de potasio al 26% en masa y densidad  $1,25 \text{ g/cm}^3$ . Calcula el volumen de esta disolución necesario para preparar  $100 \text{ mL}$  de disolución de hidróxido de potasio  $0,01 \text{ M}$ .**

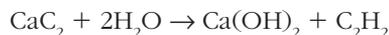
100 g de disolución ocupan  $\frac{100 \text{ g}}{1,25 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}} = 80 \text{ mL}$ . Y, por otro lado, 26 g de KOH son 0,46 moles.

En 100 mL de disolución 0,01 M hay 0,001 moles de soluto. Para contener ese número de moles, debemos añadir un volumen de  $0,001 \text{ mol} \times \frac{80 \text{ mL}}{0,46 \text{ mol}} = 0,17 \text{ mL}$

### Cálculos estequiométricos

**26. El carburo de calcio,  $\text{CaC}_2$ , reacciona con el agua para dar hidróxido de calcio y acetileno. Calcula los gramos de  $\text{CaC}_2$  necesarios para obtener 10 L de acetileno, a 5 °C y 700 mmHg.**

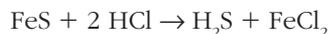
La reacción indicada es:



10 L de acetileno a 5 °C y 700 mmHg son 0,404 moles. Para obtener 0,404 moles de acetileno, hacen falta 0,404 moles de carburo de calcio; es decir,  $0,404 \times 64 = 25,9 \text{ g}$  de este compuesto.

**27. Calcula la pureza, expresada en % en masa, de una muestra de sulfuro de hierro (II) sabiendo que, al tratar 0,50 g de muestra con HCl (en exceso), se desprenden 100 mL de sulfuro de hidrógeno gas, medidos a 27 °C y 760 mmHg. (El otro producto de la reacción es cloruro de hierro (II)).**

La reacción indicada es:



El número de moles de sulfuro de hidrógeno obtenido es 0,004065 moles. Por tanto, en la muestra inicial había 0,004065 moles de FeS; es decir:

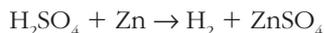
$$0,004065 \text{ mol} \times 87,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,357 \text{ g de FeS}$$

La pureza del mineral es:

$$\frac{0,357}{0,6} \times 100 = 71,47\%$$

**28. Se mezclan 10 mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  al 98% en masa y densidad 1,84 g/mL con 60 g de cinc. Sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 45%, calcula los litros de hidrógeno, medidos a 20 °C y 705 mmHg, producidos en la reacción.**

La reacción ajustada es:



El número de moles de ácido sulfúrico es:  $10 \text{ mL} \times 1,84 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} \times \frac{0,98}{98} = 0,184 \text{ mol}$

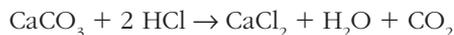
El número de moles de cinc es:  $\frac{60 \text{ g}}{65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,92 \text{ mol}$  (reactivo limitante)

Por tanto, el reactivo limitante es el ácido sulfúrico.

El número de moles de hidrógeno producidos, con un rendimiento del 45%, será:  $0,184 \times 0,45 = 0,083 \text{ mol}$  de hidrógeno, que en las condiciones indicadas ocupan 2,15 L.

- 29. Se hacen reaccionar 50 g de un mármol que contiene un 20% de carbonato de calcio con 50 mL de HCl comercial al 10% en masa y densidad 1,047 g/mL. Suponiendo que las impurezas del mármol son inertes, determina la masa de gas que se desprende.**

La reacción es:

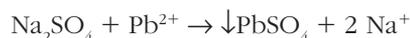


50 g de mármol al 20% de riqueza en carbonato de calcio contienen  $50 \times 0,20 = 10$  g, y 10 g de carbonato de calcio son 0,1 moles (la masa molecular es 100 u).

Por otro lado, de HCl son  $50 \text{ mL} \times 1,047 \text{ g/mL} = 52,35$  g, que, como el 10% es HCl puro, suponen 5,235 g de HCl; es decir, 0,14 moles. El reactivo limitante es el carbonato. Por tanto, se desprenderán 0,1 moles de  $\text{CO}_2$ ; es decir, 4,4 g.

- 30. Se quiere determinar la cantidad de iones  $\text{Pb}^{2+}$  que tiene el agua de uso doméstico. Para ello, se toma una muestra de 1 L de agua y se trata con sulfato de sodio en exceso. Una vez finalizada la reacción, se lava el precipitado de sulfato de plomo (II), se seca y se pesa, encontrándose un valor de 0,2298 g. ¿Cuál es el contenido de iones  $\text{Pb}^{2+}$  en la muestra, expresado en mg/L?**

La reacción que se describe es:



0,2298 g de sulfato de plomo son  $7,579 \cdot 10^{-4}$  moles (ya que  $M_m = 303,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ). Por tanto, había  $7,579 \cdot 10^{-4}$  moles de catión plomo ( $\text{Pb}^{2+}$ ); es decir, 0,157 g en 1 L de agua doméstica.

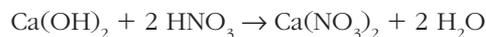
Por tanto, la cantidad de cationes  $\text{Pb}^{2+}$  es 157 mg/L.

- 31. Se hacen reaccionar 100 mL de una disolución 0,5 M de hidróxido de calcio con 100 mL de otra disolución 0,5 M de ácido nítrico. Calcula los gramos de nitrato de calcio que se forman.**

100 mL de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  0,5 M contienen 0,05 mol de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

100 mL de  $\text{HNO}_3$  0,5 M contienen 0,05 mol de  $\text{HNO}_3$

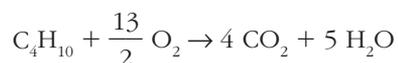
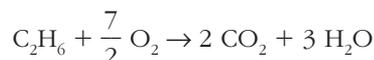
La reacción entre ellos es:



Reacción que indica que el reactivo limitante es el  $\text{HNO}_3$ . Así, se formarán 0,025 mol de nitrato de calcio ( $M = 164$  u), que pesan 4,1 g.

- 32. En un recipiente cerrado y vacío de 20 L se introducen 0,3 g de etano, 2,9 g de butano y 16 g de oxígeno, produciéndose la combustión a 225 °C. Calcula la composición en gramos de la mezcla final.**

Las reacciones de combustión que ocurren son:



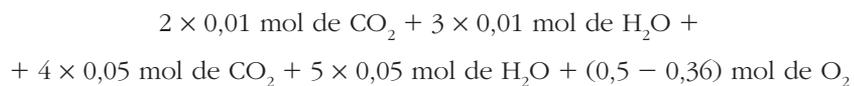
0,3 g de etano son 0,01 moles, que necesitarían 0,035 moles de oxígeno para quemarse.

2,9 g de butano son 0,05 moles, que necesitarían 0,325 moles de oxígeno para quemarse.

Así pues, son necesarios en total 0,36 moles de oxígeno para la combustión completa de los dos hidrocarburos.

Tenemos 0,5 mol de oxígeno, así que ambos hidrocarburos se queman en su totalidad.

Tras la combustión quedan:



La mezcla final está formada por:

0,22 moles de  $\text{CO}_2$ ; es decir, 9,68 g de  $\text{CO}_2$  (50,42%)

0,28 moles de  $\text{H}_2\text{O}$ ; es decir, 5,04 g de  $\text{H}_2\text{O}$  (26,25%)

0,14 moles de  $\text{O}_2$ ; es decir, 4,48 g de  $\text{O}_2$  (23,33%)