Actividades del final de la unidad

1. ¿Qué significan los siguientes símbolos o términos, referidos a una ecuación química?

a) $\rightarrow$ **b)** $\rightleftarrows$ **c)** $\xrightarrow{\Delta}$ **d)** ***(aq)*** **e)** $\uparrow$ **f)** $\downarrow$

a) Es el símbolo que conecta los dos lados de una ecuación química y significa «para formar» o «reaccionan para formar».

b) Indica que el proceso es reversible.

c) Significa que el proceso requiere un calentamiento vigoroso de los reactivos.

d) Significa que la sustancia está en disolución acuosa.

e) Simboliza que la sustancia, en estado gaseoso, se desprende del medio de reacción.

f) Significa que la sustancia, al ser insoluble en agua, precipita al fondo del recipiente.

2. Explica qué significa ajustar una ecuación química. ¿Qué ley ponderal, de las estudiadas en la unidad 10, es la base de este proceso?

Ajustar una ecuación química es colocar delante de cada fórmula un número entero o semientero denominado coeficiente estequiométrico, de forma que el número de átomos de cada elemento sea el mismo en ambos lados de la ecuación.

Con este proceso se cumple la ley de conservación de la masa.

3. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas utilizando el método de tanteo:

a) $Mg_3N_2 + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + NH_3$

b) $CaC_2 + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$

c) $Mg + SiO_2 \rightarrow MgO + Si$

d) $Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow NaI + Na_2S_4O_6$

e) $C_{12}H_{22}O_{11} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

a) $Mg_3N_2 + 6\ H_2O \rightarrow 3\ Mg(OH)_2 + 2\ NH_3$

b) $CaC_2 + 2\ H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$

c) $2\ Mg + SiO_2 \rightarrow 2\ MgO + Si$

d) $2\ Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow 2\ NaI + Na_2S_4O_6$

e) $C_{12}H_{22}O_{11} + 12\ O_2 \rightarrow 12\ CO_2 + 11\ H_2O$

4. La siguiente ecuación química es incorrecta. Explica por qué y escribe una ecuación alternativa:

$$HCl + Na \rightarrow NaCl + H_2O$$

La ecuación es incorrecta, porque en los reactivos no hay oxígeno y, por tanto, en los productos no puede haberlo. Una posible ecuación alternativa es:

$$2\ HCl + 2\ Na \rightarrow 2\ NaCl + H_2$$

5. Escribe las ecuaciones químicas ajustadas que corresponden a las siguientes reacciones:

a) Óxido de plomo (II) + amoniaco → plomo + nitrógeno molecular + agua.

b) Sodio + agua → hidróxido de sodio + hidrógeno molecular.

c) Óxido de cromo (III) + silicio → cromo + dióxido de silicio.

d) Óxido de hierro (III) + monóxido de carbono → hierro + dióxido de carbono.

Para ajustar las ecuaciones químicas utilizamos el método de tanteo o de ensayo y error:

a) $3\ PbO + 2\ NH_3 \rightarrow 3\ Pb + N_2 + 3\ H_2O$

b) $2\ Na + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH + H_2$

c) $2\ Cr_2O_3 + 3\ Si \rightarrow 4\ Cr + 3\ SiO_2$

d) $Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$

6. Escribe una ecuación química ajustada para la reacción que se muestra a continuación. Consulta el código de colores que se establece en el segundo epígrafe de la unidad 16:

La reacción se representa mediante la siguiente ecuación química:

$$4\ NH_3 + 3\ O_2 \rightarrow 6\ H_2O + 2\ N_2$$

7. Indica la veracidad o la falsedad de las siguientes afirmaciones referidas a la reacción:

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ SO_3\ (g)$$

a) 2 moles de SO_2 reaccionan con 1 molécula de O_2 para dar 2 moléculas de SO_3.

b) 4 moles de SO_2 reaccionan con 2 moles de O_2 para dar cuatro moles de SO_3.

c) La ecuación no es correcta porque en ella no se conserva el número de moles.

d) 2 litros de SO_2 reaccionan con 1 litro de O_2 para dar 2 litros de SO_3.

a) Falsa. Los coeficientes estequiométricos hacen referencia a moles o a moléculas, pero no podemos mezclar ambas unidades de «cantidad». Sería correcto decir: 2 moles de SO_2 reaccionan con 1 mol de O_2 para dar 2 moles de SO_3, o bien: 2 moléculas de SO_2 reaccionan con 1 molécula de O_2 para dar 2 moléculas de SO_3.

b) Verdadera. La mínima relación entre SO_2, O_2 y SO_3 es 2 : 1 : 2, hecho que cumple la relación 4 moles de SO_2 + 2 moles de O_2 → 4 moles SO_3.

c) Falsa. La magnitud que se conserva es la masa, no teniendo por qué hacerlo otras unidades de «cantidad», como son los moles, las moléculas o los litros.

d) Verdadera. Como todas las especies son gaseosas, los coeficientes estequiométricos en la relación 2 : 1 : 2 pueden referirse a litros.

8. Calcula cuántos gramos de oxígeno contienen 5 g de ácido nítrico.

La masa, expresada en gramos, de oxígeno contenida en 5 g de HNO_3 se obtiene a partir de la siguiente relación:

$$\frac{1 \text{ mol de } HNO_3}{3 \text{ mol de O}} = \frac{63{,}02 \text{ g de } HNO_3}{3 \cdot 16{,}00 \text{ g de O}} = \frac{5}{x} \rightarrow x = 3{,}81 \text{ g de O}$$

9. ¿Dónde hay más hidrógeno, en 10 g de agua o en 20 g de alcohol etílico (C_2H_6O)?

El agua, H_2O, tiene de masa molar 18,02 g, a la que el hidrógeno, H_2, contribuye con $2 \cdot 1{,}01 = 2{,}02$ g. Por tanto, será:

$$\frac{1 \text{ mol de } H_2O}{2 \text{ mol de H}} = \frac{18{,}02 \text{ g de } H_2O}{2{,}02 \text{ g de H}} = \frac{10}{x} \rightarrow x = 1{,}12 \text{ g de H}$$

La masa molar del alcohol etílico o etanol es 46,08 g, donde $6 \cdot 1{,}01 = 6{,}06$ g es hidrógeno. Luego:

$$\frac{1 \text{ mol de } C_2H_6O}{6 \text{ mol de H}} = \frac{46{,}08 \text{ g de } C_2H_6O}{6{,}06 \text{ g de H}} = \frac{20}{y} \rightarrow y = 2{,}63 \text{ g de H}$$

Por tanto, la masa de hidrógeno es superior en los 20 g de etanol.

10. La combustión incompleta del carbón origina monóxido de carbono, CO. Calcula el número de átomos de carbono necesarios para obtener 1 g de monóxido de carbono.

La ecuación ajustada:

$$C\,(s) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow CO\,(g)$$

indica que C y CO están en la relación 1 : 1; entonces:

$$\frac{1 \text{ mol de C}}{1 \text{ mol de CO}} = \frac{1 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}}{1 \cdot 28{,}01 \text{ g de CO}} = \frac{x}{1} \rightarrow x = 2{,}15 \cdot 10^{22} \text{ átomos de C}$$

11. El cloro molecular, Cl_2, reacciona con el fósforo, P_4, para dar tricloruro de fósforo, PCl_3. Calcula los gramos de cloro y de fósforo necesarios para obtener 1 g de tricloruro de fósforo.

La ecuación ajustada es:

$$6\,Cl_2 + P_4 \rightarrow 4\,PCl_3$$

Atendiendo a la estequiometría, la masa de cloro necesaria será:

$$\frac{6 \text{ mol de } Cl_2}{4 \text{ mol de } PCl_3} = \frac{6 \cdot 70{,}90 \text{ g de } Cl_2}{4 \cdot 137{,}32 \text{ g de } PCl_3} = \frac{425{,}4 \text{ g de } Cl_2}{549{,}28 \text{ g de } PCl_3} = \frac{x}{1} \rightarrow x = 0{,}774 \text{ g de } Cl_2$$

mientras que la masa de fósforo será:

$$\frac{1 \text{ mol de } P_4}{4 \text{ mol de } PCl_3} = \frac{123{,}88 \text{ g de } P_4}{549{,}28 \text{ g de } PCl_3} = \frac{y}{1} \rightarrow y = 0{,}226 \text{ g de } P_4$$

12. Calcula los gramos de hidrógeno y los moles de O_2 necesarios para obtener 100 g de agua.

La reacción de formación del agua es:

$$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$$

Por tanto, la masa de hidrógeno y la cantidad de moles de oxígeno necesarios serán:

$$\frac{2 \text{ mol de } H_2}{2 \text{ mol de } H_2O} = \frac{4{,}04 \text{ g de } H_2}{36{,}04 \text{ g de } H_2O} = \frac{x}{100} \rightarrow x = 11{,}2 \text{ g de } H_2$$

$$\frac{1 \text{ mol de } O_2}{2 \text{ mol de } H_2O} = \frac{1 \text{ mol de } O_2}{36{,}04 \text{ g de } H_2O} = \frac{y}{100} \rightarrow y = 2{,}78 \text{ mol de } O_2$$

13. El bromo líquido se puede obtener fácilmente en el laboratorio si, sobre una solución acuosa que contiene bromuro de sodio, se burbujea cloro gaseoso. Se preparó una disolución acuosa disolviendo 20,6 g de bromuro de sodio en 100,0 g de agua, a la que posteriormente se le pasó cierta cantidad de cloro. Una vez finalizada la reacción, se encontró que la mezcla resultante contenía 16,0 g de bromo y 11,7 g de cloruro de sodio. ¿Qué masa de cloro ha reaccionado?

La ecuación ajustada del proceso es:

$$2\ NaBr\ (aq) + Cl_2\ (g) \rightarrow 2\ NaCl\ (aq) + Br_2\ (l)$$

El Cl_2 y el Br_2 están en la relación 1 : 1; luego, la masa de cloro que ha reaccionado es:

$$\frac{1 \text{ mol de } Br_2}{1 \text{ mol de } Cl_2} = \frac{159{,}8 \text{ g de } Br_2}{70{,}9 \text{ g de } Cl_2} = \frac{16 \text{ g de } Br_2}{x} \rightarrow x = 7{,}1 \text{ g de } Cl_2$$

14. El nitrito de amonio, NH_4NO_2, se descompone por la acción del calor originando nitrógeno, N_2, y agua. Si se descompusieron 5,0 g de sustancia, calcula: a) La masa de agua formada. b) El volumen de gas N_2 desprendido a 15 °C y 710 mmHg.

La ecuación ajustada es:

$$NH_4NO_2 \xrightarrow{\Delta} N_2 + 2\ H_2O$$

a) De acuerdo con la estequiometría de la reacción, la masa de agua formada es:

$$\frac{1 \text{ mol de } NH_4NO_2}{2 \text{ mol de } H_2O} = \frac{64{,}06 \text{ g de } NH_4NO_2}{36{,}04 \text{ g de } H_2O} = \frac{5{,}0}{x} \rightarrow x = 2{,}8 \text{ g de } H_2O$$

b) Si suponemos un comportamiento ideal del N_2, podemos utilizar la ecuación de estado de los gases perfectos, $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, para calcular el volumen molar del N_2 a 15 °C y 710 mmHg:

$$\frac{710}{760} \text{ atm} \cdot V_M = 1 \text{ mol} \cdot 0{,}082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 15) \rightarrow V_M = 25{,}3 \text{ L}$$

Entonces, el volumen de gas desprendido será:

$$\frac{1 \text{ mol de } NH_4NO_2}{1 \text{ mol de } N_2} = \frac{1 \cdot 64{,}06 \text{ g de } NH_4NO_2}{1 \cdot 25{,}3 \text{ L de } N_2} = \frac{5{,}0}{y} \rightarrow y = 2{,}0 \text{ L de } N_2$$

15. Se hacen reaccionar 4,315 g de un elemento metálico, *X*, con cloro, consumiéndose un volumen de 0,481 L de este gas medido a 1 atm y 20,0 °C. En este proceso se forma un cloruro metálico, de fórmula *X*Cl. Calcula:

a) La densidad del cloro en esas condiciones.

b) La masa atómica del elemento *X*.

c) De qué elemento se trata.

a) Si suponemos un comportamiento ideal, el número de moles de Cl_2 es, aplicando la ecuación de los gases perfectos, $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$:

$$1 \text{ atm} \cdot 0{,}4810 \text{ L} = n \cdot 0{,}082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 20{,}0) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow n = 0{,}02 \text{ mol de } Cl_2$$

que equivalen a:

$$0{,}02 \text{ mol} \cdot \frac{70{,}9 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1{,}42 \text{ g de } Cl_2$$

Su densidad en las condiciones especificadas será:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow d = \frac{1{,}42 \text{ g}}{0{,}481 \text{ L}} = 2{,}95 \text{ g/L}$$

b) La ecuación ajustada es:

$$2\,X + Cl_2 \rightarrow 2\,X\text{Cl}$$

La relación entre los reactivos es 2 : 1; entonces, el número de moles del elemento metálico que reacciona es 2 · 0,02 = 0,04 mol de *X*. Como esta cantidad equivale a 4,315 g, la masa atómica será:

$$0{,}04 \text{ mol} \cdot M_X = 4{,}315 \text{ g} \rightarrow M_X = 107{,}9 \text{ g/mol}$$

c) El elemento de masa atómica 107,9 u y monovalente solo puede ser la plata.

16. El cobre reacciona con el ácido sulfúrico según:

$$\mathbf{Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O}$$

Calcula la masa de cobre necesaria para obtener 10 L de SO_2 medidos a 300 K y 1,1 atm.

La ecuación ajustada es:

$$Cu + 2\,H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2\,H_2O$$

Primero, calculamos el volumen molar del SO_2 en las condiciones dadas, suponiendo su comportamiento ideal:

$$1{,}1 \text{ atm} \cdot V_M = 1 \text{ mol} \cdot 0{,}082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K} \rightarrow V_M = 22{,}4 \text{ L}$$

Por tanto, la masa de Cu necesaria será:

$$\frac{1 \text{ mol de Cu}}{1 \text{ mol de } SO_2} = \frac{1 \cdot 63{,}55 \text{ g de Cu}}{1 \cdot 22{,}4 \text{ L de } SO_2} = \frac{x}{10} \rightarrow x = 28{,}4 \text{ g de Cu}$$

17. Para el proceso anterior, si se recogen 120 cm³ de SO_2 sobre agua a 25 °C y 720,5 mmHg, ¿qué masa de $CuSO_4$ se habrá formado? La presión de vapor del agua a 25 °C es 23,8 mmHg.

La ecuación ajustada (véase la resolución de la actividad anterior) indica que se forman igual número de moles de SO_2 y de $CuSO_4$.

La presión que ejerce el SO_2 será:

$$720{,}5 - 23{,}8 = 696{,}7 \text{ mmHg}$$

Por tanto, los moles de SO_2 obtenidos son:

$$\frac{696{,}7}{760} \text{ atm} \cdot 0{,}120 \text{ L} = n \cdot 0{,}082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 25) \text{ K}$$

$$n = 0{,}0045 \text{ mol de } SO_2$$

Luego, $n = 0{,}0045$ mol de $CuSO_4$. Teniendo en cuenta la masa molar de esta sal, 159,62 g/mol, tendremos:

$$m = n \cdot M_m = 0{,}0045 \text{ mol} \cdot 159{,}62 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0{,}72 \text{ g de } CuSO_4$$

18. ¿Qué volumen de aire, medido en c.n., es necesario para quemar completamente 100 g de acetileno, C_2H_2? El aire contiene un 21% en volumen de oxígeno.

La ecuación ajustada es:

$$C_2H_2\,(g) + \frac{5}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,CO_2\,(g) + H_2O\,(l)$$

En condiciones normales, el volumen molar del O_2 es 22,4 L; luego:

$$\frac{1 \text{ mol de } C_2H_2}{5/2 \text{ mol de } O_2} = \frac{1 \cdot 26{,}04 \text{ g de } C_2H_2}{5/2 \cdot 22{,}4 \text{ L de } O_2} = \frac{100}{V} \rightarrow V = 215{,}1 \text{ L de } O_2$$

El volumen de aire necesario será:

$$\frac{21 \text{ L de } O_2}{100 \text{ L de aire}} = \frac{215{,}1}{x} \rightarrow x = 1024 \text{ L de aire}$$

19. Calcula el número de moléculas de Cl_2 que se forman al reaccionar 1 g de MnO_2 con HCl suficiente. La ecuación, sin ajustar, de la reacción química que tiene lugar es:

$$\mathbf{HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2}$$

La ecuación ajustada es:

$$4\,HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + 2\,H_2O + Cl_2 \uparrow$$

A partir de la relación estequiométrica del MnO_2 y del Cl_2, se obtiene el número de moléculas de este último:

$$\frac{1 \text{ mol de } MnO_2}{1 \text{ mol de } Cl_2} = \frac{1 \cdot 86{,}94 \text{ g } MnO_2}{1 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } Cl_2} = \frac{1}{x}$$

$$x = 6{,}93 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de } Cl_2$$

20. ¿Qué volumen de hidrógeno, H_2, medido a 50 °C y 1,2 atm de presión, se obtiene al añadir 75 mL de HCl 0,5 M a 10 g de Al?

La ecuación química ajustada:

$$2\ Al + 6\ HCl \rightarrow 2\ AlCl_3 + 3\ H_2$$

indica que cada mol de Al requiere el triple de cantidad de HCl.

El número de moles de Al contenidos en 10 g es:

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{10 \text{ g de Al}}{26{,}98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0{,}371 \text{ mol de Al}$$

Por tanto, para consumir los 10 g de Al serán necesarios:

$$n_{HCl} = 0{,}371 \cdot 3 = 1{,}113 \text{ mol de HCl}$$

La cantidad de ácido clorhídrico presente es:

$$M = \frac{\text{cantidad de soluto (mol)}}{\text{volumen de disolución (L)}} \rightarrow 0{,}5 = \frac{n \text{ mol de HCl}}{0{,}075 \text{ L}} \rightarrow n = 0{,}0375 \text{ mol de HCl}$$

Luego, no hay suficiente HCl; es decir, el ácido clorhídrico es el reactivo limitante, y a partir de él realizamos los cálculos finales.

De acuerdo con los coeficientes estequiométricos, la cantidad de H_2 formada será la mitad que la de HCl; es decir:

$$n_{H_2} = \frac{0{,}0375}{2} = 0{,}0188 \text{ mol de } H_2$$

En las condiciones dadas de p y T, ocuparán un volumen de:

$$1{,}2 \text{ atm} \cdot V = 0{,}0188 \text{ mol} \cdot 0{,}082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 50) \text{ K}$$

$$V = 0{,}415 \text{ L de } H_2$$

21. Calcula el volumen de ácido clorhídrico al 20% de pureza y densidad 1,100 g/mL, necesarios para neutralizar 50 mL de hidróxido de sodio 0,01 M.

La reacción de neutralización:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

indica que el proceso transcurre mol a mol. La cantidad de NaOH que hay es:

$$M = \frac{\text{moles de soluto (mol)}}{\text{volumen de disolución (L)}} \rightarrow n = M \cdot V = 0{,}01 \cdot 0{,}05 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol de NaOH}$$

Por tanto, la masa de HCL necesaria será:

$$m_{HCl} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol de HCl} \cdot \frac{36{,}46 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0{,}0182 \text{ g de HCl}$$

Como la disolución está al 20%, necesitaremos:

$$\frac{20 \text{ g de HCl puro}}{100 \text{ g de disolución}} = \frac{0{,}0182}{x} \rightarrow x = 0{,}091 \text{ g de disolución}$$

y, teniendo en cuenta que $m = V \cdot d$, será:

$$V = \frac{m}{d} \rightarrow V = \frac{0{,}091 \text{ g}}{1{,}100 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}} = 0{,}083 \text{ mL de HCL } (aq) \text{ al 20\% de pureza}$$

22. Se mezclan 10 mL de NaOH 0,1 M con el mismo volumen de H_2SO_4 0,1 M. Calcula la composición de la mezcla expresada en gramos.

A partir de la definición de molaridad, las cantidades que mezclamos, expresadas en moles, son:

$$10 \text{ mL de NaOH} \cdot \frac{0{,}1 \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} = 0{,}001 \text{ mol de NaOH}$$

$$10 \text{ mL de } H_2SO_4 \cdot \frac{0{,}1 \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} = 0{,}001 \text{ mol de } H_2SO_4$$

La reacción química que tiene lugar se expresa mediante la ecuación química:

$$2\ NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

Dicha ecuación indica que hace falta doble número de moles de NaOH que de H_2SO_4; la cantidad de NaOH es inferior a la necesaria; por tanto, se gastará todo el NaOH, y la cantidad de H_2SO_4 que quedará en exceso será:

$$0{,}001 - \frac{0{,}001}{2} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol de } H_2SO_4$$

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, la mezcla final estará compuesta por:

$$0{,}001 \text{ mol de NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol de } Na_2SO_4}{2 \text{ mol de NaOH}} \cdot \frac{142{,}05 \text{ g de } Na_2SO_4}{1 \text{ mol de } Na_2SO_4} = 0{,}071 \text{ g de } Na_2SO_4$$

$$0{,}001 \text{ mol de NaOH} \cdot \frac{2 \text{ mol de } H_2O}{2 \text{ mol de NaOH}} \cdot \frac{18{,}02 \text{ g de } H_2}{1 \text{ mol de } H_2} = 0{,}018 \text{ g de } H_2O$$

$$5 \cdot 10^{-4} \text{ mol de } H_2SO_4 \cdot \frac{98{,}09 \text{ g de } H_2SO_4}{1 \text{ mol de } H_2SO_4} = 0{,}049 \text{ g de } H_2SO_4$$

23. ¿Qué volumen de ácido nítrico al 90% en peso y 1,480 g/mL de densidad es necesario para disolver completamente una muestra de cobre que contiene $1{,}4 \cdot 10^{24}$ átomos de dicho metal? La reacción es:

$$\mathbf{HNO_3 + Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O}$$

La ecuación química ajustada es:

$$4\ HNO_3 + Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ NO_2 + 2\ H_2O$$

Es decir, cada mol de Cu requiere cuatro veces más cantidad de ácido nítrico; entonces:

$$\frac{1 \text{ mol de Cu}}{4 \text{ mol de } HNO_3} = \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cu}}{4 \text{ mol de } HNO_3} = \frac{1{,}4 \cdot 10^{24} \text{ átomos de Cu}}{x} \rightarrow$$

$$\rightarrow x = 9{,}3 \text{ mol de } HNO_3$$

Esta cantidad, en moles, equivale a:

$$9{,}3 \text{ mol de } HNO_3 \cdot \frac{63{,}02 \text{ g de } HNO_3}{1 \text{ mol de } HNO_3} = 586{,}1 \text{ g de } HNO_3$$

Pero la disolución está al 90% en masa; entonces:

$$\frac{100 \text{ g de disolución}}{90 \text{ g de } HNO_3 \text{ puro}} = \frac{y}{586{,}1 \text{ g de } HNO_3} \rightarrow y = 651{,}2 \text{ g de disolución}$$

A partir de la expresión de la densidad:

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

despejando el volumen, tendremos:

$$V = \frac{m}{d} \rightarrow V = \frac{651{,}2 \text{ g}}{1{,}480 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}} = 440 \text{ mL de } HNO_3 \text{ al } 90\%$$

24. Indica en cuál o cuáles de los siguientes casos uno de los reactivos está en exceso. Calcula, en todos ellos, la masa de agua formada si las condiciones de *p* y *T* son las normales.

a) 2 g de H_2 + 1 g de O_2 → agua

b) 2 L de H_2 + 1 L de O_2 → agua

c) 2 mol de H_2 + 1 mol de O_2 → agua

La ecuación ajustada es:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O\ (l)$$

puesto que en c.n. el agua está en fase líquida. Por tanto:

a) $$2 \text{ g de } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2}{2{,}02 \text{ g de } H_2} = 0{,}99 \text{ mol de } H_2$$

$$1 \text{ g de } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } O_2}{32 \text{ g de } O_2} = 0{,}0313 \text{ mol de } O_2$$

Como la relación H_2/O_2 es 2 : 1 = 2 y las cantidades del problema lo están en la relación 0,99/0,0313 ≃ 32, habrá un exceso de H_2.

Por tanto, será la cantidad de O_2 la que determine la cantidad de agua que se formará: 0,0313 · 2 = 0,0626 mol de agua, que equivalen a:

$$0{,}0626 \text{ mol} \cdot \frac{18{,}02 \text{ g de } H_2O}{1 \text{ mol}} = 1{,}13 \text{ g de } H_2O$$

b) Como el H_2 y el O_2 son gases en las condiciones indicadas de presión y temperatura, los coeficientes estequiométricos pueden reflejarse en litros (ley de Avogadro). Ambos reactivos están en la relación que indica la ecuación, por lo que se gastarán los dos. Tomando cualquiera de ellos, por ejemplo el H_2, tendremos:

$$2 \text{ L de } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2}{22{,}4 \text{ L de } H_2} \cdot \frac{2 \text{ mol de } H_2O}{2 \text{ mol de } H_2} \cdot \frac{18{,}02 \text{ g de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} = 1{,}61 \text{ g de } H_2O$$

c) Igual que en el caso anterior, los reactivos están en la proporción que indica la ecuación química, por lo que ambos reactivos se gastan. La masa de agua formada será:

$$1 \text{ mol de } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de } H_2O}{1 \text{ mol de } O_2} \cdot \frac{18{,}02 \text{ g de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} = 36{,}04 \text{ g de } H_2O$$

25. El acetaldehído, CH_3CHO, se oxida con el oxígeno a ácido acético, CH_3COOH. Un recipiente con 50 g del aldehído se pone en contacto con 50 g de oxígeno. Calcula:

a) La masa de ácido que se forma.

b) Los gramos del reactivo en exceso que quedan después de finalizar la reacción.

a) La ecuación química ajustada es:

$$2\ CH_3CHO + O_2 \rightarrow 2\ CH_3COOH$$

Las sustancias reaccionantes deben estar en la relación 2 : 1. Las cantidades de reactivo que se ponen en contacto son:

$$50\ \text{g de } CH_3CHO \cdot \frac{1\ \text{mol}}{44{,}06\ \text{g}} = 1{,}135\ \text{mol de } CH_3CHO$$

$$50\ \text{g de } O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}}{32{,}00\ \text{g}} = 1{,}563\ \text{mol de } O_2$$

Como la relación 1,135/1,563 = 0,73 es menor que 2, sobrará O_2. Por tanto, el reactivo limitante es el CH_3CHO, y a partir de él realizamos los cálculos estequiométricos.

Los coeficientes estequiométricos están en la relación 2 : 2; entonces, la cantidad formada de CH_3COOH será la misma que la que haya reaccionado de CH_3CHO:

$$1{,}135\ \text{mol de } CH_3COOH \cdot \frac{60{,}06\ \text{g}}{1\ \text{mol}} = 68{,}17\ \text{g de } CH_3COOH$$

b) Por la relación de proporcionalidad indicada en el apartado anterior, ha reaccionado la mitad de O_2 (en moles) que de CH_3CHO; esto es: 1,135/2 = 0,5675 mol de O_2. Por tanto, queda un exceso de: 1,563 – 0,5675 = 0,9955 mol de O_2, que equivalen a:

$$0{,}9955\ \text{mol de } O_2 \cdot \frac{32{,}00\ \text{g}}{1\ \text{mol}} = 31{,}86\ \text{g de } O_2$$

Este apartado se puede resolver si aplicamos la ley de conservación de la masa. Como la masa de reactivos es 50 + 50 = 100 g, y de CH_3COOH se han formado 68,17 g, el resto hasta 100 será el exceso de oxígeno, 100 – 68,17 = 31,86 g de O_2.

26. El óxido de bario, BaO, puede reaccionar con el oxígeno del aire para dar peróxido de bario, BaO_2. ¿Cuántos gramos de producto se forman al reaccionar 5,0 kg de BaO con el oxígeno contenido en una habitación de 18 m^3 que contiene aire a 20 °C y 710 mmHg? En el aire hay un 21% en volumen de oxígeno.

La ecuación química ajustada muestra que los reactivos están en la relación en moles 2 : 1:

$$2\ BaO + O_2 \rightarrow 2\ BaO_2$$

Expresamos en moles la masa de óxido de bario:

$$5{,}0 \cdot 10^3\ \text{g de BaO} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{153{,}32\ \text{g}} = 32{,}6\ \text{mol de BaO}$$

Por otro lado, calculamos la cantidad de aire contenido en la habitación:

$$\frac{710}{760}\ \text{atm} \cdot 18 \cdot 10^3\ \text{L} = n \cdot 0{,}082\ \text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 20)\ \text{K} \rightarrow n = 700\ \text{mol de aire}$$

Al ser una mezcla de gases, el porcentaje en volumen coincide con el porcentaje en moles. Por tanto, la cantidad de O_2 será:

$$700 \text{ mol de aire} \cdot \frac{21 \text{ mol de } O_2}{100 \text{ mol de aire}} = 147 \text{ mol de } O_2$$

A la vista de la relación estequiométrica, el reactivo limitante es el BaO (observa que sobra O_2, ya que hacen falta 147 – 32,6/2 = 130,7 mol de O_2), y a partir de este calculamos la masa de producto que se forma:

$$32{,}6 \text{ mol de BaO} \cdot \frac{2 \text{ mol de } BaO_2}{2 \text{ mol de BaO}} \cdot \frac{169{,}32 \text{ g de } BaO_2}{1 \text{ mol de } BaO_2} = 5520 \text{ g de } BaO_2$$

27. A una mezcla con 3,5 g de NaCl y 4,2 g de $CaCl_2$ se le añade disolución 0,5 M de $AgNO_3$ hasta precipitación total de AgCl. Calcula:

a) La masa de precipitado que se obtendrá.

b) La cantidad mínima de disolución precipitante que habrá que añadir.

a) Las dos reacciones de precipitación que tienen lugar son:

$$NaCl\,(aq) + AgNO_3\,(aq) \rightarrow NaNO_3\,(aq) + AgCl\,(s) \downarrow$$

$$CaCl_2\,(aq) + 2\,AgNO_3\,(aq) \rightarrow Ca(NO_3)_2\,(aq) + 2\,AgCl\,(s) \downarrow$$

De acuerdo con las relaciones entre los coeficientes estequiométricos del NaCl y el $CaCl_2$ con el AgCl, 1 : 1 y 1 : 2, respectivamente, el número de moles de AgCl que se forman será:

$$n_{NaCl} + 2 \cdot n_{CaCl_2}$$

Las cantidades en moles de NaCl y $CaCl_2$ que han reaccionado son:

$$n_{NaCl} = 3{,}5 \text{ g de NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58{,}44 \text{ g NaCl}} = 0{,}06 \text{ mol de NaCl}$$

$$n_{CaCl_2} = 4{,}2 \text{ g de } CaCl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } CaCl_2}{110{,}98 \text{ g de } CaCl_2} = 0{,}0378 \text{ mol de } CaCl_2$$

Luego, la masa de precipitado que se obtiene será:

$$n = n_{NaCl} + 2 \cdot n_{CaCl_2} = 0{,}1356 \text{ mol de AgCl}$$

$$0{,}1356 \text{ mol de AgCl} \cdot \frac{143{,}37 \text{ mol de AgCl}}{1 \text{ mol de AgCl}} = 19{,}4 \text{ g de AgCl}$$

b) Teniendo en cuenta que la relación entre los coeficientes estequiométricos del NaCl y del $CaCl_2$ con el $AgNO_3$ es idéntica a la indicada en el apartado anterior para el AgCl, la cantidad de disolución mínima necesaria será:

$$n = 0{,}06 + 2 \cdot 0{,}0378 = 0{,}1356 \text{ mol de } AgNO_3$$

A partir de la definición de molaridad, calculamos el volumen en el que están contenidos:

$$\frac{0{,}5 \text{ mol de } AgNO_3}{1000 \text{ mL de disolución}} = \frac{0{,}1356 \text{ mol de } AgNO_3}{V} \rightarrow V = 271 \text{ mL de disolución}$$

28. El ácido nítrico atmosférico, componente de la lluvia ácida, puede formarse en tres etapas, descritas por las ecuaciones:

$$\mathbf{N_2 + O_2 \rightarrow NO}$$
$$\mathbf{NO + O_2 \rightarrow NO_2}$$
$$\mathbf{NO_2 + H_2O \rightarrow NO + HNO_3}$$

Calcula la masa de ácido que se puede obtener a partir de 1 m³ de N_2, a 700 mmHg y 70 °C.

Las ecuaciones ajustadas son:

$$N_2 + O_2 \rightarrow 2\ NO$$
$$2\ NO + O_2 \rightarrow 2\ NO_2$$
$$3\ NO_2 + H_2O \rightarrow NO + 2\ HNO_3$$

Para obtener la ecuación global, sumamos las dos primeras:

$$N_2 + 2\ O_2 \rightarrow 2\ NO_2$$

Ahora multiplicamos por tres esta ecuación, por dos la tercera y las sumamos:

$$3\ N_2 + 6\ O_2 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NO + 4\ HNO_3$$

Como la cantidad en moles de N_2 que reacciona es:

$$\frac{700}{760}\ \text{atm} \cdot 1000\ \text{L} = n \cdot 0{,}082\ \text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 70)\ \text{K} \rightarrow n = 32{,}7\ \text{mol de } N_2$$

la masa de ácido que se puede obtener será:

$$\frac{3\ \text{mol de } N_2}{4\ \text{mol de } HNO_3} = \frac{3\ \text{mol de } N_2}{4 \cdot 63{,}02\ \text{g de } HNO_3} = \frac{32{,}7\ \text{mol de } N_2}{m} \rightarrow m = 2748\ \text{g de } HNO_3$$

29. Una mezcla gaseosa compuesta por propano, C_3H_8, y butano, C_4H_{10}, tiene una masa de 248,6 g. Cuando se quema completamente, el volumen de CO_2 recogido sobre un recipiente de 1 m³ a 20 °C ejerce una presión de 310,4 mmHg. Calcula la composición porcentual de la mezcla.

Las reacciones de combustión son:

$$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O \quad ; \quad C_4H_{10} + \frac{13}{2}\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$$

La cantidad, en moles, de CO_2 formado es:

$$\frac{310{,}4}{760}\ \text{atm} \cdot 1000\ \text{L} = n \cdot 0{,}082\ \text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 20)\ \text{K} \rightarrow n = 17\ \text{mol de } CO_2$$

Llamando x al número de gramos de propano en la mezcla, de butano habrá $248{,}6 - x$. Teniendo en cuenta las masas molares de C_3H_8 y C_4H_{10} y la estequiometría de las dos reacciones, podremos escribir:

$$\left(3 \cdot \frac{x\ \text{g de } C_3H_8}{44{,}3\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}}\right) + \left(4 \cdot \frac{(248{,}6 - x)\ \text{g de } C_4H_{10}}{58{,}4\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}}\right) = 17 \rightarrow x = 35{,}44\ \text{g.}$$

Por tanto, la composición porcentual de la mezcla es:

$$\frac{35{,}44}{248{,}6} \cdot 100 = 14{,}3\%\ \text{de } C_3H_8 \quad ; \quad 100 - 14{,}3 = 85{,}7\%\ \text{de } C_4H_{10}$$

30. Los carbonatos de los metales pesados se descomponen por la acción del calor en dióxido de carbono y óxido del metal correspondiente. Calcula la masa de óxido de plomo (II) que se obtiene al calcinar 1 t de su carbonato con riqueza del 45%.

La reacción de descomposición es:

$$PbCO_3 \xrightarrow{\Delta} PbO + CO_2$$

Teniendo en cuenta la riqueza de la sustancia y su masa molar, calculamos la cantidad de $PbCO_3$ que tenemos en realidad, expresada en gramos y en moles:

$$m_{PbCO_3} = 1\ t \cdot \frac{10^6\ g}{1\ t} \cdot \frac{45\ g\ de\ PbCO_3}{100\ g} = 4{,}5 \cdot 10^5\ g\ de\ PbCO_3$$

$$n_{PbCO_3} = 4{,}5 \cdot 10^5\ g\ de\ PbCO_3 \cdot \frac{1\ mol\ de\ PbCO_3}{267{,}20\ g\ de\ PbCO_3} = 1\,684\ mol$$

que, según la estequiometría de la reacción, originarán igual cantidad en moles de PbO. Por tanto, la masa de óxido de plomo (II) que se obtiene es:

$$1\,684\ mol\ de\ PbO \cdot \frac{223{,}19\ g}{1\ mol} = 3{,}76 \cdot 10^5\ g\ de\ PbO$$

31. ¿Cuántos litros de H_2, medidos a 750 mmHg y 30 °C, se pueden obtener atacando 75 g de cinc metálico del 90% de riqueza (el resto son impurezas inertes) con ácido sulfúrico?

La reacción ajustada es:

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

La masa de Zn puro que reacciona es:

$$75\ g\ de\ muestra \cdot \frac{90\ g\ de\ Zn}{100\ g\ de\ muestra} = 67{,}5\ g\ de\ Zn$$

Que, teniendo en cuenta su masa molar, 65,38 g, equivalen a:

$$67{,}5\ g\ de\ Zn \cdot \frac{1\ mol\ de\ Zn}{65{,}38\ g\ de\ Zn} = 1{,}03\ mol\ de\ Zn$$

Como el Zn y el H_2 están en la relación molar 1 : 1, se formará igual cantidad de H_2 que la que reacciona de Zn. Suponiendo comportamiento ideal, podemos aplicar la ecuación $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$; por tanto, el volumen que ocupan 1,03 mol de H_2 en las condiciones dadas por el enunciado será:

$$\frac{750}{760}\ atm \cdot V = 1{,}03\ mol \cdot 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1} \cdot (273 + 30)\ K \rightarrow V = 25{,}9\ L\ de\ H_2$$

32. La hidracina, N_2H_4, se utiliza como combustible en los cohetes espaciales, donde reacciona según la ecuación:

$$\mathbf{N_2H_4\ (\mathit{l}) + O_2\ (\mathit{g}) \rightarrow N_2\ (\mathit{g}) + 2\ H_2O\ (\mathit{g})}$$

Si al quemarse 1 t de N_2H_4 se formaron 313 m^3 de N_2, medidos en condiciones normales, calcula el rendimiento de la reacción.

La reacción ya está ajustada, y es:

$$N_2H_4\ (l) + O_2\ (g) \rightarrow N_2\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$$

La cantidad de N_2 que debe formarse tras la combustión de una tonelada de N_2H_4 es:

$$10^6 \text{ g de } N_2H_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } N_2H_4}{32{,}06 \text{ g de } N_2H_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de } N_2}{1 \text{ mol de } N_2H_4} = 31\,192 \text{ mol de } N_2$$

y se han obtenido:

$$313 \text{ m}^3 \text{ de } N_2 \cdot \frac{10^3 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22{,}4 \text{ L}} = 13973 \text{ mol de } N_2$$

Luego, el rendimiento porcentual, *R,* es:

$$R = \frac{13\,973 \text{ mol}}{31\,192 \text{ mol}} \cdot 100 = 44{,}8\%$$

33. Se hacen reaccionar 10 g de aluminio con ácido sulfúrico, según:

$$\mathbf{Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2}$$

Calcula la masa de hidrógeno obtenida si el rendimiento de la reacción es del 40%.

La reacción química ajustada es:

$$2 \text{ Al} + 3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{ H}_2$$

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, podemos escribir:

$$\frac{2 \text{ mol de Al}}{3 \text{ mol de H}_2} = \frac{2 \cdot 26{,}98 \text{ g de Al}}{3 \cdot 2{,}02 \text{ g de H}_2} = \frac{10}{x} \rightarrow x = 1{,}12 \text{ g de H}_2$$

Pero, como el rendimiento de la reacción es solo del 40%, en realidad se obtienen:

$$1{,}12 \text{ g} \cdot \frac{40}{100} = 0{,}448 \text{ g de H}_2$$

34. Se tratan 0,9364 g de blenda, mineral que contiene ZnS, con ácido nítrico concentrado. Así, todo el azufre pasa a ácido sulfúrico, que, posteriormente, precipita como sulfato de bario. Sabiendo que el precipitado tiene una masa de 1,878 g, calcula el porcentaje de ZnS en la muestra de blenda analizada.

La secuencia de reacciones podemos representarla mediante:

$$\text{ZnS} \xrightarrow{\text{HNO}_3} \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{Ba}} \text{BaSO}_4$$

Como todo el azufre pasa a ser ácido sulfúrico y, posteriormente, sulfato de bario, podemos concluir que cada mol de ZnS origina igual cantidad de $BaSO_4$.

La cantidad de sustancia de precipitado es:

$$1{,}878 \text{ g de BaSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de BaSO}_4}{233{,}31 \text{ g de BaSO}_4} = 8{,}05 \cdot 10^{-3} \text{ mol de BaSO}_4$$

Por tanto, la muestra de blenda contiene $8{,}05 \cdot 10^{-3}$ mol de ZnS, cuya masa es:

$$8{,}05 \cdot 10^{-3} \text{ mol de ZnS} \cdot \frac{97{,}45 \text{ g de ZnS}}{1 \text{ mol de ZnS}} = 0{,}784 \text{ g de ZnS}$$

Luego, el porcentaje de ZnS en la muestra analizada será:

$$\frac{0{,}784}{0{,}9364} \cdot 100 = 83{,}7\%$$

35. Se trata un exceso de NaOH en disolución con 1,12 L de HCl (*g*) a 30 °C y 820 mmHg. Calcula:

a) La masa de NaCl obtenida.

b) A la disolución anterior se le añade nitrato de plata de concentración 0,5 M. Indica qué puede pasar y cuantifícalo si ello es posible.

a) La reacción que tiene lugar se expresa con la ecuación química siguiente:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

El número de moles de HCl en la disolución es:

$$\frac{820}{760}\ \text{atm} \cdot 1{,}12\ \text{L} = n \cdot 0{,}082\ \text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 30)\ \text{K} \rightarrow n = 0{,}049\ \text{mol de HCl}$$

Por tanto, la masa de NaCl que se obtiene es:

$$0{,}049\ \text{mol de HCl} \cdot \frac{1\ \text{mol de NaCl}}{1\ \text{mol de HCl}} \cdot \frac{58{,}44\ \text{g de NaCl}}{1\ \text{mol de NaCl}} = 2{,}86\ \text{g de NaCl}$$

b) El nitrato de plata, $AgNO_3$, reacciona con el NaCl:

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow NaNO_3 + AgCl \downarrow$$

La relación entre los coeficientes estequiométricos del AgCl y del $AgNO_3$ es 1 : 1; entonces, para precipitar totalmente el AgCl harían falta 0,049 moles de $AgNO_3$, que requerirían un volumen:

$$\frac{0{,}5\ \text{mol de AgNO}_3}{1000\ \text{mL de disolución}} = \frac{0{,}049}{V} \rightarrow V = 98\ \text{mL de disolución AgNO}_3\ 0{,}5\ \text{M}$$

36. Calcula el volumen de CO_2 desprendido, a 25 °C y 740 mmHg, cuando se tratan 100 g de una caliza con un 70% de riqueza en carbonato de calcio, con 100 mL de HCl 0,5 M. El rendimiento es del 60%.

La ecuación química ajustada es:

$$2\ HCl + CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

El número de moles contenidos en los 100 g de caliza y en los 100 mL de HCl 0,5 M son:

$$100\ \text{g de caliza} \cdot \frac{70\ \text{g de CaCO}_3}{100\ \text{g de caliza}} \cdot \frac{1\ \text{mol de CaCO}_3}{100{,}09\ \text{g de CaCO}_3} = 0{,}6994\ \text{mol de CaCO}_3$$

$$\frac{1000\ \text{mL de disolución}}{0{,}5\ \text{mol de HCl}} = \frac{100}{x} \rightarrow x = 0{,}05\ \text{mol de HCl}$$

De la relación molar entre los coeficientes del HCl y del $CaCO_3$, los 0,6994 moles de $CaCO_3$ necesitarían doble cantidad de HCl; esto es: 0,6994 · 2 = 1,399 mol de HCl; como esta cantidad es superior a la disponible, se gasta el HCl, que sería el reactivo limitante (a partir de él se realizan los cálculos finales).

Como HCl y CO_2 están en la relación molar 2 : 1, se formará la mitad de moles de CO_2 que los que reaccionaron de HCl; es decir, 0,05/2 = 0,025 mol de CO_2. En las condiciones dadas de *p* y *T* ocupan un volumen de:

$$\frac{740}{760}\ \text{atm} \cdot V\ \text{L} = 0{,}025\ \text{mol} \cdot 0{,}082\ \text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 25)\ \text{K} \rightarrow V = 0{,}63\ \text{L CO}_2$$

Pero como el rendimiento de la reacción es del 60%, en realidad se obtienen:

$$0{,}63 \text{ L de } CO_2 \cdot \frac{60}{100} = 0{,}38 \text{ L de } CO_2$$

37. El ácido sulfúrico, H_2SO_4, se puede obtener mediante la siguiente secuencia de reacciones:

$$\mathbf{FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2}$$

$$\mathbf{SO_2 + O_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4}$$

Calcula la masa de ácido sulfúrico que se puede obtener a partir de 1 t de pirita, con un 55% de riqueza en FeS_2, si el rendimiento del proceso es del 60%.

Las reacciones parciales ajustadas son:

$$4\ FeS_2 + 11\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$$

$$2\ SO_2 + O_2 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ H_2SO_4$$

Si multiplicamos la segunda ecuación por 4 y las sumamos, obtenemos la reacción:

$$4\ FeS_2 + 15\ O_2 + 8\ H_2O \rightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ H_2SO_4$$

La cantidad, en moles, de FeS_2 que hay en 1 t de pirita con un 55% de riqueza es:

$$10^6 \text{ g de pirita} \cdot \frac{55 \text{ g de } FeS_2}{100 \text{ g de pirita}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } FeS_2}{119{,}99 \text{ g de } FeS_2} = 4\,584 \text{ mol de } FeS_2$$

Según la ecuación global, producirán el doble de cantidad en moles de H_2SO_4; es decir, 4584 · 2 = 9168 mol de H_2SO_4. Teniendo en cuenta la masa molar del H_2SO_4, 98,09 g/mol, dicha cantidad equivale a:

$$9168 \text{ mol de } H_2SO_4 \cdot \frac{98{,}09 \text{ g de } H_2SO_4}{1 \text{ mol de } H_2SO_4} = 8{,}99 \cdot 10^5 \text{ g de } H_2SO_4$$

Pero como el rendimiento de la reacción es del 60%, en realidad se obtienen:

$$8{,}99 \cdot 10^5 \text{ g} \cdot \frac{60}{100} = 5{,}39 \cdot 10^5 \text{ g de } H_2SO_4$$

38. El cloro se obtiene en el laboratorio según la reacción: dióxido de manganeso + ácido clorhídrico → cloruro de manganeso (II) + agua + cloro molecular. Calcula:

a) La cantidad de dióxido de manganeso necesaria para obtener 100 litros de cloro medidos a 15 °C y 720 mmHg.

b) El volumen de ácido clorhídrico 0,2 M que habrá que usar.

a) La ecuación química ajustada es:

$$4\ HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + 2\ H_2O + Cl_2$$

y nos indica que para obtener 1 mol de Cl_2 hace falta igual cantidad en moles de MnO_2. Suponiendo que el Cl_2 se comporta como un gas ideal, podemos aplicar la expresión $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ para obtener la cantidad de gas que hay en el volumen dado, en las condiciones de presión y temperatura descritas por el enunciado.

Por tanto:

$$\frac{720}{760}\ \text{atm} \cdot 100\ \text{L} = n \cdot 0{,}082\ \text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 15)\ \text{K} \rightarrow n = 4{,}01\ \text{mol de } Cl_2$$

El MnO_2 y el Cl_2 reaccionan según la relación 1 : 1; entonces, serán necesarios 4,01 moles de dióxido de manganeso.

NOTA: Como el apartado pide «cantidad» de MnO_2, siendo «estrictos» debemos ofrecer el resultado en moles, ya que el término «cantidad» en química corresponde a una magnitud específica con sus unidades correspondientes.

b) La relación entre los coeficientes estequiométricos del HCl y del MnO_2 es 4 : 1; por tanto, la cantidad que necesitamos de HCl es:

$$n = 4 \cdot 4{,}01 = 16{,}04\ \text{mol de HCl}$$

Esta cantidad de sustancia estará contenida en:

$$\frac{1\ \text{L de HCl}}{0{,}2\ \text{mol de HCl}} = \frac{V}{16{,}04\ \text{mol de HCl}} \rightarrow V = 80{,}2\ \text{L de disolución HCl 0,2 M}$$