

14

CAMBIOS MATERIALES EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

14.1. LEYES PONDERALES Y CANTIDAD DE SUSTANCIA

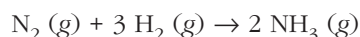
1. Calcula el tiempo que tardaríamos en contar N_A partículas, si pudiésemos contarlas a un ritmo de 100 por segundo (un ritmo razonable).

Si pudiésemos contar 100 partículas cada segundo, el tiempo que tardaríamos en contar N_A partículas sería:

$$t = \frac{N_A}{100} \rightarrow t = \frac{6,022 \cdot 10^{23}}{100} = 6,022 \cdot 10^{21} \text{ s} \approx 2 \cdot 10^{14} \text{ años}$$

2. Calcula el volumen de amoníaco que se obtiene si reacciona un mol de nitrógeno con tres mol de hidrógeno, medidos en condiciones normales.

La ecuación química ajustada que corresponde al proceso es la siguiente:



En ella se puede observar que como producto de la reacción se obtienen 2 mol de NH_3 , medidos también en condiciones normales.

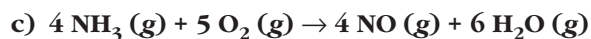
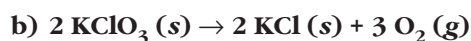
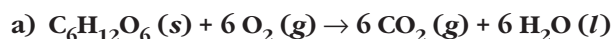
Para calcular el volumen a que corresponden, aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

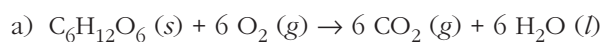
$$V_{\text{NH}_3} = \frac{2 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 44,8 \text{ l}$$

14.2. CÁLCULOS EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

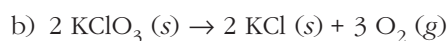
1. Escribe todas las relaciones estequiométricas que sean posibles en las siguientes ecuaciones químicas:



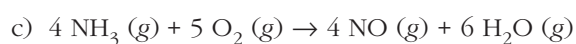
Las reacciones estequiométricas son las que se muestran a continuación:



$C_6H_{12}O_6 (s)$	$6 O_2 (g)$	$6 CO_2 (g)$	$6 H_2O (l)$
1 mol de moléculas de $C_6H_{12}O_6$	6 mol de moléculas de O_2	6 mol de moléculas de CO_2	6 mol de moléculas de H_2O
180 g de $C_6H_{12}O_6$ (masa molar de $C_6H_{12}O_6$)	192 g de O_2 (6 · masa molar de O_2)	264 g de CO_2 (6 · masa molar de CO_2)	108 g de H_2O (6 · masa molar de H_2O)
	6 volúmenes de O_2	6 volúmenes de CO_2	
	134,4 l (6 · V_{molar} en c.n.)	134,4 l (6 · V_{molar} en c.n.)	



$2 KClO_3 (s)$	$2 KCl (s)$	$3 O_2 (g)$
2 mol de sólido iónico $KClO_3$	2 mol de sólido iónico KCl	3 mol de moléculas de O_2
245 g de $KClO_3$ (2 · masa molar de $KClO_3$)	149 g de KCl (2 · masa molar de KCl)	96 g de O_2 (3 · masa molar de O_2)
		3 volúmenes de O_2
		67,2 l (3 · V_{molar} en c.n.)

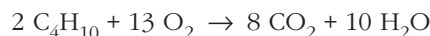


$4 NH_3 (g)$	$5 O_2 (g)$	$4 NO (g)$	$6 H_2O (l)$
4 mol de moléculas de NH_3	5 mol de moléculas de O_2	4 mol de moléculas de NO	6 mol de moléculas de H_2O
68 g de NH_3 (4 · masa molar de NH_3)	160 g de O_2 (5 · masa molar de O_2)	120 g de NO (4 · masa molar de NO)	108 g de H_2O (6 · masa molar de H_2O)
4 volúmenes de NH_3	5 volúmenes de O_2	4 volúmenes de NO	
89,6 l (4 · V_{molar} en c.n.)	112 l (5 · V_{molar} en c.n.)	89,6 l (4 · V_{molar} en c.n.)	

2. Calcula la masa de agua que se obtiene al arder 0,58 g de butano gas (C₄H₁₀) con suficiente oxígeno.

Fe de erratas de la primera edición: la fórmula molecular del butano es C₄H₁₀.

1. En primer lugar, formulamos y ajustamos la ecuación del proceso:



2. Las cantidades de sustancia, en mol de reactivos y productos que intervienen en la reacción guardan la siguiente proporción:

	C ₄ H ₁₀	O ₂	CO ₂	H ₂ O
n (mol)	2	13	8	10

3. Como nos piden la masa de agua que se forma, hemos de expresar en gramos el resultado que obtengamos. Para ello necesitamos calcular las masas molares del agua y del butano, que son, respectivamente:

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol} ; M_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 4 \cdot 12 + 1 \cdot 10 = 58 \text{ g/mol}$$

4. Escribimos los datos e incógnitas del problema:

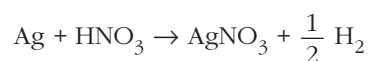
	C ₄ H ₁₀	O ₂	CO ₂	H ₂ O
n (mol)	2	13	8	10
M (g/mol)	116			180
problema (g)	0,58			m _{H₂O}

5. Para calcular la masa de agua establecemos la relación que permite obtener el resultado que nos piden:

$$\frac{n_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{m_{\text{C}_4\text{H}_{10}}/M_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{n_{\text{H}_2\text{O}}/M_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,58 \cdot 10 \cdot 18}{2 \cdot 58} = 0,9 \text{ g}$$

3. La plata reacciona con el ácido nítrico; en el proceso se forma nitrato de plata, que queda en disolución, e hidrógeno gas. Calcula la masa de nitrato de plata que se obtendrá al reaccionar una pepita de plata, de 2,87 g de masa, con suficiente ácido.

La ecuación química del proceso, una vez ajustada, es:



En dicha ecuación podemos establecer la siguiente relación molar:

	Ag	HNO ₃	AgNO ₃	H ₂
n (mol)	1	1	1	0,5

La cantidad de sustancia en mol de plata que tenemos y que reacciona es:

$$n_{\text{Ag}} = \frac{m_{\text{Ag}}}{M_{\text{Ag}}} = \frac{2,87}{108} = 2,657 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Ag}$$

Como la relación molar entre la plata y el nitrato de plata es 1:1, la cantidad de sustancia de nitrato de plata que se obtiene es:

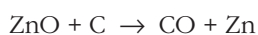
$$n_{\text{AgNO}_3} = n_{\text{Ag}} = 2,657 \cdot 10^{-2} \text{ mol de AgNO}_3$$

Multiplicando ahora por la masa molar, calculamos la masa en gramos de nitrato de plata que se forma:

$$m_{\text{AgNO}_3} = n_{\text{AgNO}_3} \cdot M_{\text{AgNO}_3} = 2,657 \cdot 10^{-2} \cdot 170 = 4,517 \text{ g de AgNO}_3$$

4. Al reaccionar el óxido de cinc con carbono se obtienen monóxido de carbono y cinc metálico. Calcula la masa de cinc que se obtiene a partir de 10 g de óxido de cinc.

1. En primer lugar, escribimos y ajustamos la ecuación del proceso que tiene lugar:



2. Las masas molares relativas de las sustancias que intervienen son, respectivamente:

$$M_{\text{ZnO}} = 65,37 + 16 = 81,37 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{Zn}} = 65,37 \text{ g/mol}$$

3. Las proporciones que se establecen entre datos e incógnitas son, en este caso:

	ZnO	C	CO	Zn
<i>n</i> (mol)	1	1	1	1
<i>M</i> (g/mol)	81,37			65,37
problema (g)	10			m_{Zn}

4. Para calcular la masa de cinc que se obtiene, establecemos directamente la relación:

$$m_{\text{Zn}} = \frac{10 \cdot 65,37}{81,37} = 0,9 \text{ g de Zn}$$

14.3. REACCIONES ENTRE GASES

1. El aire contiene, aproximadamente, un 21% de oxígeno y un 79% de nitrógeno. ¿Qué relación habrá entre sus presiones parciales?

Teniendo en cuenta que $V = n \cdot \text{cte}$, la composición molar del aire será la misma que la composición volumétrica que proporciona el enunciado de la actividad.

Además, el total de partículas de una muestra de aire estará repartido entre un 21% de partículas de O_2 y un 79% de partículas de N_2 .

Siguiendo el mismo razonamiento, las presiones parciales de ambos gases en una muestra de aire serán:

$$P_{O_2} = 0,21 \cdot P_T$$

$$P_{N_2} = 0,79 \cdot P_T$$

Donde P_T es la presión total que ejerce la mezcla de gases.

2. Un recipiente de 4 litros contiene nitrógeno a 25 °C y 604 torr, y otro recipiente, de 10 litros, contiene helio a 25 °C y 354 torr. Se mezclan ambos gases conectando los dos recipientes mediante un tubo de volumen despreciable. Calcula:

a) Las presiones parciales de cada gas y la presión total de la mezcla.

b) Las fracciones molares de ambos gases en la mezcla.

c) La composición de la mezcla en tanto por ciento en masa.

Los datos que proporciona el enunciado del problema son los siguientes:

• Nitrógeno:

$$V_{N_2} = 4 \text{ l}$$

$$P_{N_2} = 604 \text{ torr} = 0,795 \text{ atm}$$

$$T = 25^\circ \text{ C} = 298 \text{ K}$$

$$n_{N_2} = \frac{P_{N_2} \cdot V_{N_2}}{R \cdot T} = \frac{0,795 \cdot 4}{0,082 \cdot 298} = 0,13 \text{ mol de } N_2$$

• Helio:

$$V_{He} = 10 \text{ l}$$

$$P_{He} = 354 \text{ torr} = 0,466 \text{ atm}$$

$$T = 25^\circ \text{ C} = 298 \text{ K}$$

$$n_{He} = \frac{P_{He} \cdot V_{He}}{R \cdot T} = \frac{0,466 \cdot 10}{0,082 \cdot 298} = 0,19 \text{ mol de He}$$

a) La presión parcial que ejerce cada gas sobre las paredes del recipiente es la siguiente:

• Nitrógeno:

$$P_{N_2} \cdot V_T = n_{N_2} \cdot R \cdot T \rightarrow P_{N_2} = \frac{n_{N_2} \cdot R \cdot T}{V_T}$$

$$P_{N_2} = \frac{0,13 \cdot 0,082 \cdot 298}{4 + 10} = 0,227 \text{ atm}$$

• Helio:

$$P_{He} \cdot V_T = n_{He} \cdot R \cdot T \rightarrow P_{He} = \frac{n_{He} \cdot R \cdot T}{V_T}$$

$$P_{He} = \frac{0,19 \cdot 0,082 \cdot 298}{4 + 10} = 0,332 \text{ atm}$$

Para calcular la presión total, utilizamos la siguiente expresión:

$$P_T = \sum P_i \rightarrow P_T = P_{N_2} + P_{He}$$
$$P_T = 0,227 + 0,332 = 0,559 \text{ atm}$$

b) La fracción molar de los gases se determina del siguiente modo:

• Nitrógeno:

$$\chi_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{N_2} + n_{He}} \rightarrow \chi_{N_2} = \frac{0,13}{0,13 + 0,19} = 0,406$$

• Helio:

$$\chi_{He} = \frac{n_{He}}{n_{N_2} + n_{He}} \rightarrow \chi_{He} = \frac{0,19}{0,13 + 0,19} = 0,594$$

Como se puede comprobar:

$$\chi_{N_2} + \chi_{He} = 0,406 + 0,594 = 1$$

c) Debemos calcular, en primer lugar, la masa de cada gas presente en la mezcla:

$$m_{N_2} = n_{N_2} \cdot M_{N_2} \rightarrow m_{N_2} = 0,13 \cdot 28 = 3,64 \text{ g de } N_2$$
$$m_{He} = n_{He} \cdot M_{He} \rightarrow m_{He} = 0,19 \cdot 4 = 0,76 \text{ g de He}$$

La masa total de la mezcla es, por tanto:

$$m_T = m_{N_2} + m_{He} \rightarrow m_T = 3,64 + 0,76 = 4,4 \text{ g}$$

Por tanto, la composición de la mezcla, en tanto por ciento en masa, es:

$$\% N_2 = \frac{m_{N_2}}{m_T} \cdot 100 \rightarrow \% N_2 = \frac{3,64}{4,4} \cdot 100 = 82,7\%$$
$$\% He = \frac{m_{He}}{m_T} \cdot 100 \rightarrow \% He = \frac{0,76}{4,4} \cdot 100 = 17,3\%$$

3. Calcula la masa de carbono que hay que quemar para producir 2000 litros de dióxido de carbono, medidos a 325 °C y 1 atm de presión.

La ecuación química ajustada correspondiente al proceso descrito por el enunciado es la siguiente:



A partir de los datos de que disponemos y aplicando la ecuación de los gases ideales, podemos calcular la cantidad de sustancia a que equivalen 2000 litros de dióxido de carbono:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n_{CO_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 2000}{0,082 \cdot (273 + 325)} = 40,79 \text{ mol de } CO_2$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$\frac{n_C}{n_{CO_2}} = \frac{1}{1} \rightarrow n_C = 40,79 \text{ mol de C}$$

El resultado anterior se corresponde con la siguiente masa:

$$m_C = n_C \cdot A(C) \rightarrow m_C = 40,79 \cdot 12 = 489,48 \text{ g de C}$$

4. El óxido de cobre (II) reacciona con amoníaco gas obteniéndose nitrógeno, vapor de agua y cobre metálico. Calcula:

- a) El volumen de nitrógeno, medido en condiciones normales de presión y temperatura, que se desprende al reaccionar 50 g de óxido de cobre (II) con suficiente amoníaco.
- b) El volumen de amoníaco necesario, medido en las mismas condiciones.

La ecuación química ajustada que corresponde al proceso descrito por el enunciado es la siguiente:



- a) La cantidad de sustancia de óxido de cobre que reacciona es:

$$n_{\text{CuO}} = \frac{m_{\text{CuO}}}{M_{\text{CuO}}} \rightarrow n_{\text{CuO}} = \frac{50}{63,5 + 16} = 0,63 \text{ mol de CuO}$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$\frac{n_{\text{CuO}}}{n_{\text{N}_2}} = \frac{3}{1} \rightarrow \frac{3}{1} = \frac{0,63}{n_{\text{N}_2}} \rightarrow n_{\text{N}_2} = 0,21 \text{ mol de N}_2$$

Aplicando la ecuación de estado de los gases ideales, obtenemos el volumen de nitrógeno que se obtiene, medido en condiciones normales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,21 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 4,7 \text{ l de N}_2$$

- b) El volumen de amoníaco necesario también lo podemos obtener teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$\frac{n_{\text{CuO}}}{n_{\text{NH}_3}} = \frac{3}{2} \rightarrow \frac{3}{2} = \frac{0,63}{n_{\text{NH}_3}} \rightarrow n_{\text{NH}_3} = \frac{2 \cdot 0,63}{3} = 0,42 \text{ mol de NH}_3$$

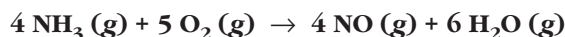
Aplicando ahora la ecuación de estado de los gases ideales, obtenemos el volumen de amoníaco necesario:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V_{\text{NH}_3} = \frac{n_{\text{NH}_3} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,42 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 9,4 \text{ l de NH}_3$$

Observa que, para resolver este apartado, no es necesario realizar los cálculos anteriores. Dado que N_2 y NH_3 se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura (condiciones normales), la ecuación química ajustada indica tanto la proporción molar como la volumétrica entre ambos gases. Por tanto, el volumen de amoníaco necesario es el doble que el volumen de nitrógeno obtenido:

$$V_{\text{NH}_3} = 9,4 \text{ l} = 2 \cdot V_{\text{N}_2} = 2 \cdot 4,7 \text{ l}$$

5. El amoníaco reacciona con el oxígeno, de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Se parte de una mezcla gaseosa formada por 10 litros de amoníaco y 12,5 litros de oxígeno. Calcula el volumen de gas una vez ha transcurrido la reacción, sabiendo que todos los gases se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Como todos los gases se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura, se puede hacer una lectura de la reacción en volúmenes. Ello nos permite completar la siguiente tabla:

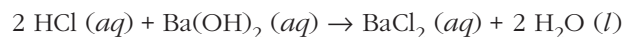
4 NH ₃	5 O ₂	4 NO	6 H ₂ O
4 vol de NH ₃	5 vol de O ₂	4 vol de NO	6 vol de H ₂ O
10 l de NH ₃	12,5 l de O ₂	10 l de NO	15 l de H ₂ O

Una vez transcurrida la reacción entre 10 l de NH₃ y 12,5 l de O₂ (cantidades estequiométricas), se obtienen 10 l de NO y 15 l de H₂O.

14.4. REACCIONES DE ESPECIAL INTERÉS (I)

1. El ácido clorhídrico reacciona con el hidróxido de bario dando cloruro de bario y agua. Calcula el volumen de ácido clorhídrico 0,4 M necesario para obtener 22,5 g de cloruro de bario.

La ecuación química ajustada que corresponde al proceso es la siguiente:



Teniendo en cuenta la masa molar del cloruro de bario: $M_{\text{BaCl}_2} = 208,34 \text{ g/mol}$, la cantidad de sustancia a que corresponden 22,5 g de BaCl₂ es:

$$n_{\text{BaCl}_2} = \frac{m_{\text{BaCl}_2}}{M_{\text{BaCl}_2}} \rightarrow n_{\text{BaCl}_2} = \frac{22,5}{208,34} = 0,108 \text{ mol de BaCl}_2$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

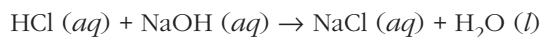
$$\frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{BaCl}_2}} = \frac{2}{1} \rightarrow n_{\text{HCl}} = 0,108 \cdot 2 = 0,216 \text{ mol de HCl son necesarios}$$

Por tanto, el volumen de HCl 0,4 M necesario será:

$$C_m = \frac{n}{V} \rightarrow V = \frac{n}{C_m} \rightarrow V_{\text{HCl}} = \frac{0,216}{0,4} = 0,54 \text{ l de HCl } 0,4 \text{ M}$$

2. Calcula el volumen de ácido clorhídrico de un 36% de riqueza en ácido, y cuya densidad es 1,179 g/ml, que se necesita para neutralizar 100 ml de una disolución de NaOH 0,5 M.

La ecuación química ajustada que describe el proceso es la siguiente:



La cantidad de sustancia de NaOH que se quiere neutralizar es:

$$C_m = \frac{n}{V} \rightarrow n_{\text{NaOH}} = C_m \cdot V = 0,5 \cdot 0,1 = 0,05 \text{ mol de NaOH}$$

Y la cantidad de sustancia de ácido clorhídrico necesaria:

$$\frac{n_{\text{NaOH}}}{n_{\text{HCl}}} = \frac{1}{1} \rightarrow n_{\text{HCl}} = 0,05 \text{ mol de HCl se necesitan}$$

La cantidad anterior se corresponde con la siguiente masa:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} \cdot M_{\text{HCl}} = 0,05 \cdot 36,5 = 1,825 \text{ g de HCl}$$

La masa de disolución necesaria, teniendo en cuenta la riqueza de la disolución, es:

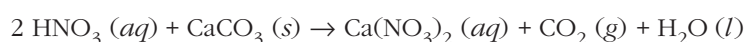
$$R = \frac{m_{\text{HCl}}}{m_{\text{disol}}} \cdot 100 \rightarrow m_{\text{disol}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{R} \cdot 100$$
$$m_{\text{disol}} = \frac{1,825}{36} \cdot 100 = 5,07 \text{ g de disolución de HCl}$$

Finalmente, el volumen de ácido clorhídrico necesario será:

$$d_{\text{disol}} = \frac{m_{\text{disol}}}{V_{\text{disol}}} \rightarrow V_{\text{disol}} = \frac{m_{\text{disol}}}{d_{\text{disol}}} = \frac{5,07}{1,179} = 4,3 \text{ ml de disolución de HCl}$$

3. El ácido nítrico reacciona con el carbonato de calcio, obteniéndose como productos de la reacción nitrato de calcio, dióxido de carbono y agua. Calcula la concentración de una disolución de ácido nítrico sabiendo que 100 ml de la misma reaccionan con 10 g de carbonato de calcio.

La ecuación química ajustada que describe el proceso es la siguiente:



La cantidad de sustancia de carbonato de calcio que reacciona es:

$$n_{\text{CaCO}_3} = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{M_{\text{CaCO}_3}} \rightarrow n_{\text{CaCO}_3} = \frac{10}{100} = 0,1 \text{ mol de CaCO}_3$$

La cantidad de sustancia de HNO₃ necesaria es:

$$\frac{n_{\text{HNO}_3}}{n_{\text{CaCO}_3}} = \frac{2}{1} \rightarrow n_{\text{HNO}_3} = 0,1 \cdot 2 = 0,2 \text{ mol de HNO}_3$$

Por tanto, la concentración de disolución de ácido nítrico será:

$$C_m = \frac{n}{V} \rightarrow C_{m_{\text{HNO}_3}} = \frac{0,2}{0,1} = 2 \text{ M}$$

4. El carbono reacciona con el hidrógeno para formar metano. Si se mezclan 100 g de carbono y 30 g de hidrógeno.

a) Indica cuál es el reactivo limitante.

b) Calcula la masa de metano que podemos obtener.

La ecuación química ajustada que describe el proceso es la siguiente:



Los datos de que disponemos son los siguientes:

$$m_{\text{C}} = 100 \text{ g} \rightarrow n_{\text{C}} = \frac{m_{\text{C}}}{M_{\text{C}}} = \frac{100}{12} = 8,3 \text{ mol de C}$$

$$m_{\text{H}_2} = 30 \text{ g} \rightarrow n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}} = \frac{30}{2} = 15 \text{ mol de H}_2$$

a) Atendiendo a la estequiometría de la reacción:

$$\frac{n_{\text{C}}}{n_{\text{H}_2}} = \frac{1}{2}$$

Por tanto, el reactivo limitante es el hidrógeno (se necesitan 16,6 mol de H₂ para que reaccione todo el carbono), y será con él con el que haremos los cálculos.

b) La cantidad de sustancia de metano que podemos obtener es:

$$\frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{CH}_4}} = \frac{2}{1} \rightarrow n_{\text{CH}_4} = \frac{n_{\text{H}_2}}{2} = \frac{15}{2} = 7,5 \text{ mol de CH}_4 \text{ se forman}$$

Esta cantidad de sustancia corresponde a la siguiente masa:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m_{\text{CH}_4} = n_{\text{CH}_4} \cdot M_{\text{CH}_4} = 7,5 \cdot 16 = 120 \text{ g de CH}_4 \text{ se obtienen}$$

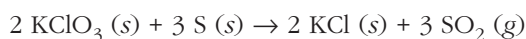
5. El clorato de potasio reacciona con el azufre produciendo cloruro de potasio y dióxido de azufre. Se hacen reaccionar 20 g de clorato de potasio con 10 g de azufre. Calcula:

a) El reactivo limitante.

b) La masa de cloruro de potasio que se forma.

c) El volumen de dióxido de azufre que se desprende medido a 22 °C y 758 torr.

La ecuación química ajustada que corresponde al proceso es la siguiente:



Los datos de que disponemos son los siguientes:

$$m_{\text{KClO}_3} = 20 \text{ g} \rightarrow n_{\text{KClO}_3} = \frac{m_{\text{KClO}_3}}{M_{\text{KClO}_3}} = \frac{20}{122,5} = 0,163 \text{ mol de KClO}_3$$

$$m_{\text{S}} = 10 \text{ g} \rightarrow n_{\text{S}} = \frac{m_{\text{S}}}{M_{\text{S}}} = \frac{10}{32} = 0,3125 \text{ mol de S}$$

a) Atendiendo a la estequiometría de la reacción:

$$\frac{n_{\text{KClO}_3}}{n_{\text{S}}} = \frac{2}{3} \rightarrow n_{\text{S}} = \frac{n_{\text{KClO}_3} \cdot 3}{2} = \frac{0,163 \cdot 3}{2} = 0,245 \text{ mol de S son necesarios}$$

Como se puede comprobar, hay exceso de azufre. Por tanto, el reactivo limitante es el clorato de potasio; con él haremos los cálculos.

b) Para obtener la masa de cloruro de potasio que se forma, calculamos en primer lugar la cantidad de sustancia de KCl que se obtiene como producto de la reacción:

$$\frac{n_{\text{KClO}_3}}{n_{\text{KCl}}} = \frac{2}{2} \rightarrow n_{\text{KCl}} = 0,163 \text{ mol de KCl}$$

Esa cantidad corresponde a la siguiente masa:

$$n_{\text{KCl}} = \frac{m_{\text{KCl}}}{M_{\text{KCl}}} \rightarrow m_{\text{KCl}} = n_{\text{KCl}} \cdot M_{\text{KCl}} = 0,163 \cdot 74,5 = 12,14 \text{ g de KCl}$$

c) La cantidad de sustancia de dióxido de azufre que se obtiene es:

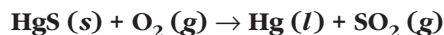
$$\frac{n_{\text{KClO}_3}}{n_{\text{SO}_2}} = \frac{2}{3} \rightarrow n_{\text{SO}_2} = \frac{n_{\text{KClO}_3} \cdot 3}{2} = \frac{0,163 \cdot 3}{2} = 0,245 \text{ mol de SO}_2$$

Aplicando la ecuación de estado de los gases ideales, obtenemos el volumen de dióxido de azufre que se desprende a 22 °C y 758 torr:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V_{\text{SO}_2} = \frac{n_{\text{SO}_2} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,245 \cdot 0,082 \cdot 295}{758/760} = 5,94 \text{ l de SO}_2$$

14.5. REACCIONES DE ESPECIAL INTERÉS (II)

1. El cinabrio es un mineral de color rojo que contiene sulfuro de mercurio (II). Si se calienta en presencia de oxígeno, se produce la reacción:



Calcula la pureza de 500 g de una muestra de cinabrio si produce 33 g de Hg.

Los datos de que disponemos son los siguientes:

$$m_{\text{cinabrio}} = 500 \text{ g}$$

$$m_{\text{Hg}} = 33 \text{ g} \rightarrow n_{\text{Hg}} = \frac{m_{\text{Hg}}}{A_{\text{Hg}}} = \frac{33}{200,6} = 0,1645 \text{ mol de Hg}$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$\frac{n_{\text{HgS}}}{n_{\text{Hg}}} = \frac{1}{1} \rightarrow n_{\text{HgS}} = 0,1645 \text{ mol de HgS}$$

Por tanto, la masa de sulfuro de mercurio necesaria para obtener 33 g de mercurio es:

$$n_{\text{HgS}} = \frac{m_{\text{HgS}}}{M_{\text{HgS}}} \rightarrow m_{\text{HgS}} = n_{\text{HgS}} \cdot M_{\text{HgS}} = 0,1645 \cdot 232,6 = 38,26 \text{ g de HgS}$$

Como se ha partido de una muestra de cinabrio de 500 g de masa, su pureza es:

$$Pureza_{\text{cinabrio}} = \frac{m_{\text{HgS}}}{m_{\text{cinabrio}}} \cdot 100 = \frac{38,26}{500} \cdot 100 = 7,65\%$$

2. El ácido clorhídrico reacciona con el carbonato de calcio dando cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. Calcula la cantidad de caliza, del 90% de riqueza en carbonato de calcio, que hay que hacer reaccionar con un exceso de ácido clorhídrico para obtener 1000 litros de dióxido de carbono, medidos en condiciones normales.

La ecuación química ajustada que describe el proceso es la siguiente:



La cantidad de sustancia de dióxido de carbono contenida en 1000 l de CO_2 , medida en condiciones normales, es:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n_{\text{CO}_2} = \frac{P \cdot V_{\text{CO}_2}}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 1000}{0,082 \cdot 273} = 44,67 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, podemos calcular la cantidad de sustancia de carbonato de calcio necesaria:

$$\frac{n_{\text{CaCO}_3}}{n_{\text{CO}_2}} = \frac{1}{1} \rightarrow n_{\text{CaCO}_3} = 44,67 \text{ mol de } \text{CaCO}_3$$

Este último resultado se corresponde con la siguiente masa:

$$m_{\text{CaCO}_3} = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{M_{\text{CaCO}_3}} \rightarrow m_{\text{CaCO}_3} = n_{\text{CaCO}_3} \cdot M_{\text{CaCO}_3}$$

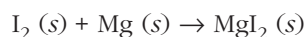
$$m_{\text{CaCO}_3} = 44,67 \cdot 100 = 4467 \text{ g de } \text{CaCO}_3$$

Como la riqueza de la caliza es del 90%, necesitaremos la siguiente cantidad de ella:

$$\begin{aligned} \text{Riqueza} &= \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{m_{\text{caliza}}} \cdot 100 \rightarrow m_{\text{caliza}} = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{\text{Riqueza}} \cdot 100 = \\ &= \frac{4467}{90} \cdot 100 = 4963,3 \text{ g de caliza} \end{aligned}$$

3. Al reaccionar 94,2 g de yodo con un exceso de magnesio se obtuvieron 100 g de yoduro de magnesio. Calcula el rendimiento de la reacción.

La ecuación química ajustada que describe el proceso es:



La cantidad de sustancia de yodo que reacciona es:

$$n_{\text{I}_2} = \frac{m_{\text{I}_2}}{M_{\text{I}_2}} \rightarrow n_{\text{I}_2} = \frac{94,2}{254} = 0,371 \text{ mol de } \text{I}_2$$

Si el rendimiento de la reacción fuese del 100%, obtendríamos:

$$\frac{n_{I_2}}{n_{MgI_2}} = \frac{1}{1} \rightarrow n_{MgI_2} = 0,371 \text{ mol de } MgI_2$$

que correspondería a la siguiente masa:

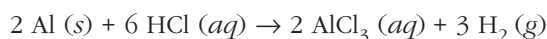
$$m_{teórica \text{ } MgI_2} = n_{MgI_2} \cdot M_{MgI_2} = 0,371 \cdot 278,3 = 103,25 \text{ g de } MgI_2$$

Por tanto, el rendimiento de la reacción es:

$$Rto = \frac{m_{real}}{m_{teórica}} \cdot 100 = \frac{100}{103,25} \cdot 100 = 96,85\%$$

4. Calcula el volumen de hidrógeno, medido a 27 °C y 700 torr, que se desprende al tratar 50 g de aluminio con ácido clorhídrico en exceso, sabiendo que el rendimiento del proceso es del 75%.

La ecuación química ajustada que corresponde al proceso es la siguiente:



La cantidad de sustancia de aluminio que reacciona es:

$$n_{Al} = \frac{m_{Al}}{M_{Al}} \rightarrow n_{Al} = \frac{50}{27} = 1,85 \text{ mol de Al}$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, si el rendimiento fuese del 100% se obtendría:

$$\frac{n_{Al}}{n_{H_2}} = \frac{2}{3} \rightarrow n_{H_2} = n_{Al} \cdot \frac{3}{2} = \frac{1,85 \cdot 3}{2} = 2,78 \text{ mol de H}_2$$

Esa cantidad de sustancia se corresponde con el siguiente volumen:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n_{H_2} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{2,78 \cdot 0,082 \cdot 300}{700/760} = 74,25 \text{ l de H}_2$$

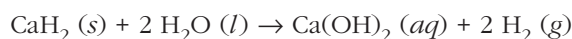
Este es el volumen teórico que se obtendría si el rendimiento fuese del 100%. Como el rendimiento del proceso es del 75%, se obtendrá:

$$Rto = \frac{V_{real}}{V_{teórico}} \cdot 100 \rightarrow V_{real} = \frac{Rto \cdot V_{teórico}}{100}$$

$$V_{real} = \frac{75 \cdot 74,25}{100} = 55,7 \text{ l de H}_2 \text{ se obtienen}$$

5. Al tratar hidruro de calcio con agua se forma hidróxido de calcio y se desprende hidrógeno. Calcula la masa de hidruro de calcio, del 87% de pureza, que se necesitará para obtener 2 m³ de hidrógeno medidos a 25 °C y 1 atm. El rendimiento de la reacción es del 95%.

La ecuación química ajustada que corresponde al proceso es la siguiente:



Como el rendimiento es del 95%, el volumen teórico de H₂ que se debe obtener es:

$$Rto = \frac{V_{real}}{V_{teórico}} \cdot 100 \rightarrow V_{teórico} = \frac{V_{real} \cdot 100}{Rto} = \frac{2 \cdot 10^3 \cdot 100}{95} = 2105,3 \text{ l de H}_2$$

La cantidad de sustancia de hidrógeno a que corresponde el volumen obtenido es:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n_{H_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 2105,3}{0,082 \cdot 298} = 86,15 \text{ mol de H}_2$$

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, se necesitará la siguiente cantidad de sustancia de CaH₂:

$$\frac{n_{CaH_2}}{n_{H_2}} = \frac{1}{2} \rightarrow n_{CaH_2} = \frac{n_{H_2}}{2} = \frac{86,15}{2} = 43,08 \text{ mol de CaH}_2$$

El resultado obtenido se corresponde con la siguiente masa:

$$n_{CaH_2} = \frac{m_{CaH_2}}{M_{CaH_2}} \rightarrow m_{CaH_2} = n_{CaH_2} \cdot M_{CaH_2} = 43,08 \cdot 42 = 1809,36 \text{ g}$$

Como la muestra de hidruro de calcio tiene una pureza del 87%, se necesitará la siguiente masa de muestra:

$$Pureza = \frac{m_{CaH_2}}{m_{muestra}} \cdot 100 \rightarrow m_{muestra} = \frac{m_{CaH_2}}{Pureza} \cdot 100$$
$$m_{muestra} = \frac{1809,36}{87} \cdot 100 = 2079,7 \text{ g de muestra}$$

ACTIVIDADES DE LA UNIDAD

EJERCICIOS

1. En una reacción química, ¿pueden existir dos reactivos limitantes? ¿Por qué?

El reactivo limitante es el que se consume en su totalidad en el proceso; por tanto, limita la cantidad de producto obtenido.

En una reacción química en la que reaccionen más de dos sustancias, puede hablarse de dos reactivos limitantes (o más) si solo uno de los reactivos está en exceso y los demás se encuentran en cantidades estequiométricas.

2. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y justifica la respuesta:

a) Al reaccionar 2 g de hidrógeno gas con 35,5 g de cloro gas, obtenemos 37,5 g de cloruro de hidrógeno gas.

b) En las mismas condiciones de presión y temperatura, 5 litros de hidrógeno reaccionan con 10 litros de oxígeno y se obtienen 10 litros de vapor de agua.

a) Esta afirmación es falsa, como se puede comprobar en la siguiente tabla, de acuerdo con la ecuación química: $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2 HCl(g)$

	H ₂ (g)	Cl ₂ (g)	HCl (g)
n (mol)	1	1	2
Masa (g)	2	71	73

2 g de H₂ reaccionan con 71 g de Cl₂ y se obtienen 73 g de HCl (g).

b) En este caso, el proceso se corresponde con la siguiente reacción:



A partir de ella, podemos construir la siguiente tabla:

	2 H ₂ (g)	O ₂ (g)	2 H ₂ O (g)
n (mol)	2	1	2
Volumen (l)	5	2,5	5

Como se puede comprobar, esta segunda afirmación también es falsa.

3. Escribe y ajusta las ecuaciones químicas que corresponden a los siguientes procesos:

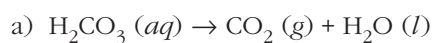
- El ácido carbónico se descompone en dióxido de carbono y agua.
- El ácido sulfúrico reacciona con hidróxido de aluminio. En el proceso se obtiene sulfato de aluminio y agua.
- El óxido de plata se descompone en los elementos que lo forman.
- El azufre sólido se oxida a óxido de azufre (IV).
- La disolución de óxido de azufre (IV) con agua origina ácido sulfuroso.
- La combustión completa de propano gas, C₃H₈, origina dióxido de carbono y agua.

Las ecuaciones químicas ajustadas son las siguientes:

- $\text{H}_2\text{CO}_3 (\text{aq}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- $3 \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) + 2 \text{Al}(\text{OH})_3 (\text{aq}) \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 (\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- $2 \text{Ag}_2\text{O} (\text{s}) \rightarrow 4 \text{Ag} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g})$
- $\text{S} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2 (\text{g})$
- $\text{SO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 (\text{aq})$
- $\text{C}_3\text{H}_8 (\text{g}) + 5 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 3 \text{CO}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$

4. Establece todas las relaciones estequiométricas posibles en las reacciones del ejercicio anterior.

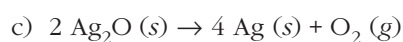
Las relaciones estequiométricas son las que se muestran a continuación:



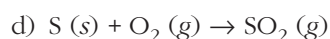
$\text{H}_2\text{CO}_3 (aq)$	$\text{CO}_2 (g)$	$\text{H}_2\text{O} (l)$
1 mol de moléculas de H_2CO_3	1 mol de moléculas de CO_2	1 mol de moléculas de H_2O
62 g de H_2CO_3 (masa molar de H_2CO_3)	44 g de CO_2 (masa molar de CO_2)	18 g de H_2O (masa molar de H_2O)
	1 volumen de CO_2	
	22,4 l de CO_2 (V_{molar} en c.n.)	



$3 \text{H}_2\text{SO}_4 (aq)$	$2 \text{Al}(\text{OH})_3 (aq)$	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 (aq)$	$6 \text{H}_2\text{O} (l)$
3 mol de moléculas de H_2SO_4	2 mol de moléculas de $\text{Al}(\text{OH})_3$	1 mol de moléculas de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	6 mol de moléculas de H_2O
294 g de H_2SO_4 (3 · masa molar de H_2SO_4)	155,96 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$ (2 · masa molar de $\text{Al}(\text{OH})_3$)	341,96 g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (masa molar de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$)	108 g de H_2O (6 · masa molar de H_2O)



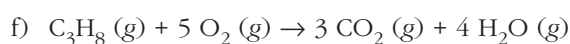
$2 \text{Ag}_2\text{O} (s)$	$4 \text{Ag} (s)$	$\text{O}_2 (g)$
2 mol de moléculas de Ag_2O	4 mol de átomos de Ag	1 mol de moléculas de O_2
463,48 g de Ag_2O (2 · masa molar de Ag_2O)	431,48 g de Ag (4 · masa molar de Ag)	32 g de O_2 (masa molar de O_2)
		1 volumen de O_2
		22,4 l de O_2 (V_{molar} en c.n.)



S (s)	O₂ (g)	SO₂ (g)
1 mol de átomos de S	1 mol de moléculas de O ₂	1 mol de moléculas de SO ₂
32 g de S (masa molar de S)	32 g de O ₂ (masa molar de O ₂)	64 g de SO ₂ (masa molar de SO ₂)
	22,4 l de O ₂ (V _{molar} en c.n.)	22,4 l de SO ₂ (V _{molar} en c.n.)



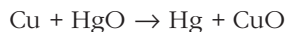
SO₂ (g)	H₂O (l)	H₂SO₃ (aq)
1 mol de moléculas de SO ₂	1 mol de moléculas de H ₂ O	1 mol de moléculas de H ₂ SO ₃
64 g de SO ₂ (masa molar de SO ₂)	18 g de H ₂ O (masa molar de H ₂ O)	82 g de H ₂ SO ₃ (masa molar de H ₂ SO ₃)
1 volumen de SO ₂		
22,4 l de SO ₂ (V _{molar} en c.n.)		



C₃H₈ (g)	5 O₂ (g)	3 CO₂ (g)	4 H₂O (g)
1 mol de moléculas de C ₃ H ₈	5 mol de moléculas de O ₂	3 mol de moléculas de CO ₂	4 mol de moléculas de H ₂ O
44 g de C ₃ H ₈ (masa molar de C ₃ H ₈)	160 g de O ₂ (5 · masa molar de O ₂)	132 g de CO ₂ (3 · masa molar de CO ₂)	72 g de H ₂ O (4 · masa molar de H ₂ O)
	5 volúmenes de O ₂	3 volúmenes de CO ₂	4 volúmenes de H ₂ O
	112 l de O ₂ (5 · V _{molar} en c.n.)	67,2 l de CO ₂ (3 · V _{molar} en c.n.)	89,6 l de H ₂ O (4 · V _{molar} en c.n.)

5. En un tubo de ensayo se calienta una mezcla de cobre y óxido de mercurio (II), ambos en polvo. Escribe la reacción química que tiene lugar si, como resultado de la misma, se obtienen dos sustancias: un elemento y un compuesto.

La reacción química, representada mediante la ecuación química ajustada, es la siguiente:



6. Indica cuál de las siguientes masas de gas ocupa en condiciones normales de presión y temperatura un volumen de 22,4 litros:

a) 64 g de dióxido de azufre.

b) 2 g de hidrógeno.

c) 35,5 g de cloro.

d) 80 g de argón.

e) 28 g de monóxido de carbono.

La masa que cumpla las condiciones del enunciado será la que corresponda a un mol de sustancia. Por tanto:

$$\text{a) } n_{\text{SO}_2} = \frac{m_{\text{SO}_2}}{M_{\text{SO}_2}} \rightarrow n_{\text{SO}_2} = \frac{64}{32 + 2 \cdot 16} = 1 \text{ mol de SO}_2$$

$$\text{b) } n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}} \rightarrow n_{\text{H}_2} = \frac{2}{2} = 1 \text{ mol de H}_2$$

$$\text{c) } n_{\text{Cl}_2} = \frac{m_{\text{Cl}_2}}{M_{\text{Cl}_2}} \rightarrow n_{\text{Cl}_2} = \frac{35,5}{2 \cdot 35,5} = 0,5 \text{ mol}$$

$$\text{d) } n_{\text{Ar}} = \frac{m_{\text{Ar}}}{M_{\text{Ar}}} \rightarrow n_{\text{Ar}} = \frac{80}{40} = 2 \text{ mol}$$

$$\text{e) } n_{\text{CO}} = \frac{m_{\text{CO}}}{M_{\text{CO}}} \rightarrow n_{\text{CO}} = \frac{28}{12 + 16} = 1 \text{ mol}$$

En consecuencia, las masas indicadas en los apartados a), b) y e) ocuparán un volumen de 22,4 litros en condiciones normales de presión y temperatura.

7. ¿Qué volumen de disolución de hidróxido potásico 0,5 M tiene la misma cantidad de sustancia, en mol de soluto, que 150 ml de una disolución de cloruro sódico 0,2 M?

La cantidad de sustancia de cada una de las disoluciones es:

$$n_{\text{KOH}} = C_{m_1} \cdot V_{D_1} \rightarrow n_{\text{KOH}} = 0,5 \cdot V_{D_1} \quad [1]$$

$$n_{\text{NaCl}} = C_{m_2} \cdot V_{D_2} \rightarrow n_{\text{NaCl}} = 0,2 \cdot 0,15 \quad [2]$$

Como la cantidad de sustancia debe ser la misma, igualamos las expresiones [1] y [2]:

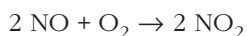
$$0,5 \cdot V_{D_1} = 0,2 \cdot 0,15$$

$$V_{D_1} = \frac{0,2 \cdot 0,15}{0,5} = 0,06 \text{ l} = 60 \text{ ml de disolución de KOH } 0,5 \text{ M}$$

8. El monóxido de nitrógeno reacciona con oxígeno y se obtiene dióxido de nitrógeno.

- a) **Escribe y ajusta la ecuación química que corresponde al proceso indicado.**
 b) **Calcula los volúmenes de monóxido de nitrógeno y de oxígeno que han de reaccionar para que se produzcan 100 litros de dióxido de nitrógeno si los tres gases se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura.**

a) La ecuación química ajustada es la siguiente:



b) Con los datos que proporciona el enunciado, y teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, podemos construir la siguiente tabla:

	2 NO	O₂	2 NO₂
n (mol)	2	1	2
Problema	V _{NO₂}	V _{O₂}	100 l

Por tanto, los volúmenes que solicita el enunciado son los siguientes:

$$V_{\text{NO}_2} = \frac{2 \cdot 100}{2} = 100 \text{ l de NO}_2$$

$$V_{\text{O}_2} = \frac{1 \cdot 100}{2} = 50 \text{ l de O}_2$$

9. En un recipiente hay 45 g de dióxido de carbono y 60 g de nitrógeno, a 500 torr. Calcula la presión parcial de cada gas.

Los datos que proporciona el enunciado son los siguientes:

$$m_{\text{CO}_2} = 45 \text{ g}$$

$$m_{\text{N}_2} = 60 \text{ g}$$

$$P_T = 500 \text{ torr}$$

La cantidad de sustancia de cada uno de los gases que contiene el recipiente es:

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} \rightarrow n_{\text{CO}_2} = \frac{45}{44} = 1,023 \text{ mol de CO}_2$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{m_{\text{N}_2}}{M_{\text{N}_2}} \rightarrow n_{\text{N}_2} = \frac{60}{34} = 1,765 \text{ mol de N}_2$$

La presión parcial que ejerce cada uno de ellos la obtenemos aplicando la siguiente expresión:

$$P_i = \chi_i \cdot P_T$$

Por tanto, para cada uno de los gases:

$$P_{\text{CO}_2} = \chi_{\text{CO}_2} \cdot P_T \rightarrow P_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_{\text{CO}_2} + n_{\text{N}_2}} \cdot P_T$$

$$P_{\text{CO}_2} = \frac{1,023}{1,023 + 1,765} \cdot 500 = 183,46 \text{ torr}$$

$$P_{\text{N}_2} = \chi_{\text{N}_2} \cdot P_T \rightarrow P_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{CO}_2} + n_{\text{N}_2}} \cdot P_T$$

$$P_{\text{N}_2} = \frac{1,765}{1,023 + 1,765} \cdot 500 = 316,54 \text{ torr}$$

Observa que la suma de las presiones parciales coincide con la presión total:

$$P_T = P_{\text{CO}_2} + P_{\text{N}_2} \rightarrow P_T = 183,46 + 316,54 = 500 \text{ torr}$$

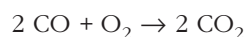
10. El monóxido de carbono y el oxígeno reaccionan para dar dióxido de carbono.

a) Escribe y ajusta la ecuación del proceso.

b) Calcula el volumen de oxígeno necesario para obtener 44,8 l de dióxido de carbono en condiciones normales.

c) ¿A qué masa de oxígeno equivale el volumen calculado?

a) La ecuación química ajustada que describe el proceso es la siguiente:



b) Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, podemos construir la siguiente tabla:

	2 CO	O ₂	2 CO ₂
n (mol) ó V (l)	2	1	2
Problema		V _{O₂}	44,8

El volumen de oxígeno necesario será, por tanto:

$$V_{\text{O}_2} = \frac{44,8 \cdot 1}{2} = 22,4 \text{ l}$$

c) El volumen obtenido, en condiciones normales, es el volumen molar. La masa de oxígeno será:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}}$$

$$m_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \cdot M_{\text{O}_2} = 1 \cdot 32 = 32 \text{ g}$$

11. Calcula la masa molar de un compuesto gaseoso del que 14,71 g ocupan un volumen de 25 l a 100 °C y una presión de 1 atm.

Los datos de que disponemos son los siguientes:

$$m = 14,71 \text{ g}$$

$$V = 25 \text{ l}$$

$$T = 100 \text{ °C} = 373 \text{ K}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

Para calcular la masa molar del compuesto gaseoso, aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$

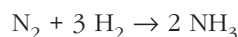
$$M = \frac{14,71 \cdot 0,082 \cdot 373}{1 \cdot 25} = 18 \text{ g/mol}$$

12. El amoniaco se obtiene industrialmente por reacción directa entre el nitrógeno y el hidrógeno.

a) Escribe la ecuación química ajustada del proceso.

b) En un recipiente se introducen 30 moles de nitrógeno y 20 moles de hidrógeno. Calcula la composición molar de la mezcla de gases después de la reacción.

a) La ecuación química que corresponde al proceso es la siguiente:



b) Con los datos del problema, y teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$\frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{H}_2}} = \frac{1}{3}$$

Se observa que el H_2 es el reactivo limitante, ya que solo hay 20 mol de H_2 y se necesitarían 90 mol de H_2 para reaccionar con 30 mol de N_2 . Calculamos la cantidad de sustancia de N_2 que reacciona:

$$\frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{H}_2}} = \frac{1}{3} \rightarrow \frac{1}{3} = \frac{n_{\text{N}_2}}{20} \rightarrow n_{\text{N}_2} = 6,67 \text{ mol de } \text{N}_2 \text{ reaccionan}$$

Y el amoniaco que se forma es:

$$\frac{n_{\text{NH}_3}}{n_{\text{H}_2}} = \frac{2}{3} \rightarrow \frac{2}{3} = \frac{n_{\text{NH}_3}}{20} \rightarrow n_{\text{NH}_3} = 13,33 \text{ mol de } \text{NH}_3 \text{ se forman}$$

Por tanto, la composición de la mezcla gaseosa después de la reacción es:

$$n_{\text{N}_2} = 30 - 6,67 = 23,33 \text{ mol de } \text{N}_2$$

$$n_{\text{NH}_3} = 13,33 \text{ mol de } \text{NH}_3$$

$$n_{\text{H}_2} = 0$$

13. Partiendo de una muestra de 7,61 g de cromato de plata puro, se obtienen 2,29 g de óxido de cromo (VI). Calcula la masa atómica relativa del cromo si $A_r(\text{Ag}) = 108$ y $A_r(\text{O}) = 16$.

Los datos que proporciona el enunciado del ejercicio son los siguientes:

$$m_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = 7,61 \text{ g}$$

$$m_{\text{CrO}_3} = 2,29 \text{ g}$$

$$A_r(\text{Ag}) = 108$$

$$A_r(\text{O}) = 16$$

La masa molecular relativa de cada uno de los compuestos es:

$$M_r(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 2 \cdot 108 + A_r(\text{Cr}) + 4 \cdot 16 = 280 + A_r(\text{Cr})$$

$$M_r(\text{CrO}_3) = A_r(\text{Cr}) + 3 \cdot 16 = 48 + A_r(\text{Cr})$$

Por tanto, sus masas molares serán:

$$M_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = [280 + M_{\text{Cr}}] \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{CrO}_3} = [48 + M_{\text{Cr}}] \text{ g/mol}$$

Teniendo en cuenta que ambos compuestos tienen la misma cantidad de sustancia de Cr, se cumple:

$$n_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = n_{\text{CrO}_3}$$

A partir de la anterior relación estequiométrica, calculamos la masa atómica relativa del cromo:

$$\frac{7,61}{M_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4}} = \frac{2,29}{M_{\text{CrO}_3}}$$

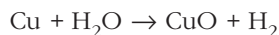
$$[280 + M_{\text{Cr}}] \cdot 2,29 = [48 + M_{\text{Cr}}] \cdot 7,61$$

$$M_{\text{Cr}} = \frac{275,92}{5,32} = 51,86 \text{ g/mol} \rightarrow A_r(\text{Cr}) = 51,86$$

14. El cobre, calentado al rojo vivo, reacciona con el vapor de agua, originando óxido de cobre (II) e hidrógeno.

Calcula la masa de vapor de agua que se necesita para obtener 11,2 l de hidrógeno, medidos en condiciones normales.

La ecuación química ajustada que corresponde al proceso es la siguiente:



Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, construimos la siguiente tabla:

	H₂O	H₂
Ecuación	18 g	22,4 l
Problema	$m_{\text{H}_2\text{O}}$	11,2 l

La masa de vapor de agua necesaria es, por tanto:

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{18} = \frac{11,2}{22,4}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{18 \cdot 11,2}{22,4} = 9 \text{ g de H}_2\text{O}$$

15. Calcula la masa de aluminio que se puede obtener como máximo a partir de 100 kg de alúmina (óxido de aluminio).

Puesto que todo el aluminio proviene de la alúmina, construimos la siguiente tabla:

	Al₂O₃	2 Al
Ecuación	102 g (M _{Al₂O₃})	54 g (2 · M _{Al})
Problema	100 kg	m _{Al} (kg)

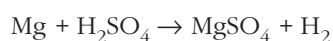
La masa de aluminio que se puede obtener la calculamos a partir de la siguiente proporción estequiométrica:

$$m_{\text{Al}} = \frac{100 \cdot 54}{102} = 52,941 \text{ kg de Al}$$

PROBLEMAS

16 Se hace reaccionar magnesio con ácido sulfúrico diluido, y se obtiene sulfato de magnesio, que queda disuelto, e hidrógeno. Calcula el volumen de hidrógeno, medido a 0,95 atm y 15 °C, y la masa de sulfato de magnesio que se obtienen a partir de 24 g de magnesio.

La ecuación química ajustada que describe el proceso es la siguiente:



Teniendo en cuenta los datos que proporciona el enunciado del problema, podemos establecer la siguiente proporción estequiométrica para calcular el volumen de hidrógeno que se obtiene:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow n_{\text{Mg}} = \frac{24}{24,31} = 0,987 \text{ mol de Mg}$$

La estequiometría de la reacción nos dice:

$$n_{\text{Mg}} = n_{\text{H}_2}$$

Por tanto, a partir de la ecuación de estado de los gases ideales, el volumen de hidrógeno resulta:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V_{\text{H}_2} = \frac{0,987 \cdot 0,082 \cdot (15 + 273)}{0,95} = 24,54 \text{ l de H}_2$$

Para calcular la masa de sulfato de magnesio que se obtiene a partir de 24 kg de magnesio, utilizamos la siguiente relación:

$$n_{\text{MgSO}_4} = n_{\text{Mg}}$$

$$n_{\text{MgSO}_4} = 0,987 \text{ mol de MgSO}_4$$

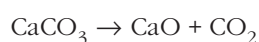
$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m_{\text{MgSO}_4} = n_{\text{MgSO}_4} \cdot M_{\text{MgSO}_4} = 0,987 \cdot 120,31 = 118,78 \text{ g de MgSO}_4$$

17. Calcula la cantidad de cal viva (óxido de calcio) que se puede obtener en la descomposición de:

a) 500 kg de carbonato de calcio.

b) 500 kg de una roca caliza del 75% de riqueza en carbonato de calcio.

La ecuación química ajustada que describe el proceso es la siguiente:



a) A partir de los datos que proporciona el enunciado del problema, y teniendo en cuenta que $M_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ g/mol}$ y $M_{\text{CaO}} = 56 \text{ g/mol}$, podemos construir la siguiente tabla:

	CaCO₃	CaO
Ecuación (g)	100 (M_{CaCO_3})	56 (M_{CaO})
Problema (kg)	500	m_{CaO}

Por tanto, la cantidad de cal viva que podemos obtener es:

$$m_{\text{CaO}} = \frac{500 \cdot 56}{100} = 280 \text{ kg}$$

b) Para resolver este apartado se procede de manera similar al anterior, aunque, en este caso, debemos tener en cuenta que la riqueza de la roca caliza en carbonato de calcio es del 75%:

$$m_{\text{CaO}} = \frac{500 \cdot 56}{100} \cdot \frac{75}{100} = 210 \text{ kg}$$

18. A 4,2 g de un ácido se le añadió un exceso de cinc, desprendiéndose 0,0667 g de hidrógeno.

Calcula la masa molar de dicho ácido, sabiendo que puede ser ácido clorhídrico, ácido bromhídrico o ácido nítrico.

La ecuación química que describe el proceso la podemos representar como se indica a continuación:



A partir de los datos del problema, podemos construir la siguiente tabla:

	2 HX	Zn	H₂
Ecuación (g)	$2 \cdot M_{\text{HX}}$	65,37 (M_{Zn})	2 (M_{H_2})
Problema (g)	4,2		0,0667

De acuerdo con ella, podemos plantear la siguiente relación estequiométrica:

$$\frac{2 \cdot M_{\text{HX}}}{4,2} = \frac{2}{0,0667} \rightarrow M_{\text{HX}} = \frac{2 \cdot 4,2}{2 \cdot 0,0667} = 63 \text{ g/mol}$$

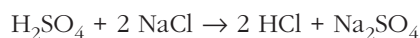
Como se muestra a continuación, la masa molar obtenida coincide con la que corresponde al ácido nítrico HNO₃:

$$M_{\text{HNO}_3} = A_{\text{H}} + A_{\text{N}} + 3 \cdot A_{\text{O}} = 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 63 \text{ g/mol}$$

19 El ácido sulfúrico reacciona con cloruro de sodio, produciendo ácido clorhídrico y sulfato de sodio:

- Escribe y ajusta la ecuación química del proceso.
- Calcula el volumen de disolución de ácido sulfúrico de densidad $d = 1,84 \text{ g/cm}^3$ y 98% de riqueza que se necesita para obtener 20 g de ácido clorhídrico.
- Si el ácido clorhídrico obtenido se disuelve en suficiente agua para obtener un litro de disolución, calcula la molaridad de esta.

a) La ecuación química ajustada que corresponde al proceso es la siguiente:



b) Los datos de que disponemos para resolver este apartado son los siguientes:

$$\begin{aligned} m_{\text{HCl}} &= 20 \text{ g} \\ d_{\text{disol}} &= 1,84 \text{ g/cm}^3 ; \text{Riqueza}_{\text{disol}} = 98\% \\ M_{\text{HCl}} &= 36,45 \text{ g/mol} \\ M_{\text{H}_2\text{SO}_4} &= 98 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

La estequiometría de la reacción nos indica:

$$\begin{aligned} \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{HCl}}} &= \frac{1}{2} \rightarrow \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{HCl}}} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2 \cdot M_{\text{HCl}}} \\ m_{\text{H}_2\text{SO}_4} &= \frac{m_{\text{HCl}} \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2 \cdot M_{\text{HCl}}} = \frac{20 \cdot 98}{2 \cdot 36,45} = 26,89 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \end{aligned}$$

Teniendo en cuenta la expresión de la riqueza, obtenemos:

$$R = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{disol}}} \cdot 100 \rightarrow m_{\text{disol}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{R} \cdot 100 = \frac{26,89}{98} \cdot 100 = 27,44 \text{ g de disolución}$$

El volumen de disolución de ácido sulfúrico será, por tanto:

$$d_{disol} = \frac{m_{disol}}{V_{disol}} \rightarrow V_{disol} = \frac{m_{disol}}{d_{disol}} = \frac{27,44}{1,84} = 14,9 \text{ ml de disolución}$$

c) La molaridad de la disolución obtenida de HCl será:

$$C_m = \frac{n_{HCl}}{V_{disol}} \rightarrow C_m = \frac{\frac{m_{HCl}}{M_{HCl}}}{V_{disol}} = \frac{\frac{20}{36,5}}{1} = 0,548 \text{ M}$$

20. Calcula la riqueza en carbonato de calcio de una caliza sabiendo que, al descomponer 82 g de ella, se obtienen 12,54 litros de dióxido de carbono medidos en condiciones normales.

La ecuación química ajustada del proceso es:



• Datos:

— $m_{caliza} = 82 \text{ g}$ (contiene CaCO_3 + impurezas)

— $V_{\text{CO}_2} = 12,54 \text{ l}$ medido a $P = 1 \text{ atm}$ y $T = 273 \text{ K}$ (condiciones normales)

A partir de la ecuación de estado de los gases ideales, se calcula la cantidad de sustancia en mol de CO_2 :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

Sustituyendo valores:

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{1 \cdot 12,54}{0,082 \cdot 273} = 0,56 \text{ mol de CO}_2$$

• Incógnita:

— Riqueza de la caliza, es decir, masa de CaCO_3 que contiene.

A partir de las relaciones estequiométricas que nos indica la ecuación química, se calcula la cantidad de sustancia, en mol de CaCO_3 , que produce 0,56 mol de CO_2 :

$$\frac{n_{\text{CaCO}_3}}{n_{\text{CO}_2}} \rightarrow \frac{1}{1} = \frac{n_{\text{CaCO}_3}}{0,56}$$

$$n_{\text{CaCO}_3} = 0,56 \text{ mol de CaCO}_3$$

La masa a que equivale esta cantidad de sustancia se calcula teniendo en cuenta la masa molar del CaCO_3 ($M_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ g/mol}$) y la expresión que las relaciona:

$$n = \frac{m}{M}$$

Despejando y sustituyendo valores:

$$m_{\text{CaCO}_3} = n_{\text{CaCO}_3} \cdot M_{\text{CaCO}_3} \rightarrow m_{\text{CaCO}_3} = 0,56 \cdot 100 = 56 \text{ g de CaCO}_3$$

La riqueza de una muestra, en tanto por ciento, es:

$$R = \frac{m_{\text{reactivo}}}{m_{\text{muestra}}} \cdot 100$$

Sustituyendo valores, obtenemos la riqueza de la caliza en CaCO_3 :

$$R = \frac{56}{82} \cdot 100 = 68,29\%$$

NOTA: La solución de este problema se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

21. Una mezcla de oxígeno e hidrógeno está formada en un 90% por oxígeno y en un 10% por hidrógeno. Los porcentajes se miden en masa y la mezcla está contenida en un recipiente de 1 litro a 300 K y 10^4 Pa.

- a) **Calcula la presión parcial de cada gas.**
- b) **Si se hace saltar una chispa eléctrica en el interior del recipiente, calcula la masa de agua que se formará.**
- c) **Calcula la composición volumétrica de la mezcla gaseosa después de la reacción si el agua se obtiene en estado de vapor.**

- a) De acuerdo con la proporción en masa, dato que proporciona el enunciado del problema, la cantidad de sustancia de cada componente presente en 100 g de mezcla es la siguiente:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}} \rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{90}{32} = 2,813 \text{ mol de O}_2$$

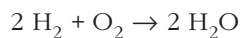
$$n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}} \rightarrow n_{\text{H}_2} = \frac{10}{2} = 5 \text{ mol de H}_2$$

La presión parcial de cada gas es, por tanto:

$$P_{\text{O}_2} = P \cdot \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{O}_2} + n_{\text{H}_2}} \rightarrow P_{\text{O}_2} = 10^4 \cdot \frac{2,813}{2,813 + 5} = 3600,4 \text{ Pa}$$

$$P_{\text{H}_2} = P - P_{\text{O}_2} \rightarrow P_{\text{H}_2} = 10000 - 3600,4 = 6399,6 \text{ Pa}$$

- b) Si se hace saltar una chispa en el interior del recipiente, se producirá la siguiente reacción química:



Teniendo en cuenta la equivalencia entre atm y Pa: $1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, la cantidad de sustancia de oxígeno gas contenida en un litro será:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{P_{\text{O}_2} \cdot V}{R \cdot T} =$$

$$= \frac{3600,4}{1,013 \cdot 10^5} \cdot 1 = 1,445 \cdot 10^{-3} \text{ mol de O}_2$$

Del mismo modo, obtenemos para el hidrógeno:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2} \cdot V}{R \cdot T} =$$

$$= \frac{6399,6}{1,013 \cdot 10^5} \cdot 1$$

$$= \frac{6399,6}{101300} = 2,568 \cdot 10^{-3} \text{ mol de H}_2$$

A la vista del resultado y teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, se puede comprobar fácilmente que el hidrógeno es el reactivo limitante. Haremos, por tanto, con él los cálculos. La cantidad de sustancia de agua que se forma es:

$$\frac{2}{2,568 \cdot 10^{-3}} = \frac{2}{n_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{2 \cdot 2,568 \cdot 10^{-3}}{2} = 2,568 \cdot 10^{-3} \text{ mol de H}_2\text{O}$$

Esa cantidad de sustancia se corresponde con la siguiente masa:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot M_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2,568 \cdot 10^{-3} \cdot 18 = 4,62 \cdot 10^{-2} \text{ g de H}_2\text{O}$$

- c) Al ser el hidrógeno el reactivo limitante, cuando se produzca la reacción, quedará oxígeno sin reaccionar. El oxígeno que reacciona lo calculamos aplicando la siguiente proporción estequiométrica:

$$\frac{1}{n'_{\text{O}_2}} = \frac{2}{2,568 \cdot 10^{-3}} \rightarrow n'_{\text{O}_2} = \frac{2,568 \cdot 10^{-3}}{2} = 1,284 \cdot 10^{-3} \text{ mol de O}_2$$

La cantidad que queda sin reaccionar es, por tanto:

$$\text{Exceso } n_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} - n'_{\text{O}_2} = 1,445 \cdot 10^{-3} - 1,284 \cdot 10^{-3} =$$

$$= 1,61 \cdot 10^{-4} \text{ mol de O}_2 \text{ quedan sin reaccionar}$$

El volumen de agua que se forma es:

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{O}_2}} \cdot 1 = \frac{2,568 \cdot 10^{-3}}{2,568 \cdot 10^{-3} + 1,61 \cdot 10^{-4}} \cdot 1 = 0,94 \text{ l}$$

Y el volumen de oxígeno que no reacciona:

$$V_{\text{O}_2} = 1 - V_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - 0,94 = 0,06 \text{ l}$$

Por tanto, la composición volumétrica de la mezcla después de la reacción es:

$$V_{\text{H}_2} = 0$$

$$V_{\text{O}_2} = 6\%$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 94\%$$

- 22. Calcula el volumen de agua que se obtendrá si se mezclan 10 litros de hidrógeno y 15 litros de oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura.**

La ecuación química ajustada que describe el proceso es la siguiente:

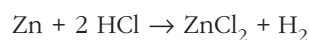


Como todos los gases se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura, se puede hacer una lectura de la reacción en volúmenes y construir la siguiente tabla:

	2 H ₂ (g)	O ₂ (g)	2 H ₂ O (g)
Ecuación	2 vol H ₂	1 vol O ₂	2 vol H ₂ O
V _{inicial} (l)	10 (reactivo limitante)	15	—
V _{final} (l)	—	10	10

- 23. El cinc reacciona con el ácido clorhídrico, produciendo cloruro de cinc e hidrógeno. Una muestra de 12 g de cinc reacciona con 360 ml de una disolución HCl 0,5 M. Calcula la pureza de la muestra de cinc.**

La ecuación química ajustada que describe el proceso es la siguiente:



A partir de la estequiometría de la reacción, podemos calcular la cantidad de sustancia de cinc que se necesita para reaccionar con 360 ml de HCl 0,5 M. Para ello, debemos calcular, en primer lugar, la cantidad de sustancia de HCl presente en dicha disolución:

$$C_m = \frac{n}{V} \rightarrow n_{\text{HCl}} = C_m \cdot V_{\text{disol}} = 0,5 \cdot 360 = 0,18 \text{ mol de HCl}$$

Por tanto:

$$\frac{n_{\text{Zn}}}{n_{\text{HCl}}} = \frac{1}{2} \rightarrow n_{\text{Zn}} = \frac{1 \cdot 0,18}{2} \rightarrow n_{\text{Zn}} = 0,09 \text{ mol de Zn}$$

Esa cantidad de sustancia se corresponde con la siguiente masa:

$$n_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} \rightarrow m_{\text{Zn}} = n_{\text{Zn}} \cdot M_{\text{Zn}} = 0,09 \cdot 65,37 = 5,89 \text{ g de Zn}$$

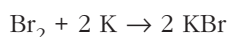
Como reaccionan 12 g de muestra de cinc, la pureza de la muestra será:

$$\text{Pureza} = \frac{m_{\text{reactivo}}}{m_{\text{muestra}}} \cdot 100 \rightarrow \text{Pureza} = \frac{5,89}{12} \cdot 100 = 49,03\%$$

24 Se hacen reaccionar 18,3 g de bromo y 12,8 g de potasio:

- Escribe y ajusta la ecuación química del proceso.
- Calcula la masa de bromo o de potasio que quedará sin reaccionar.
- Calcula la masa de bromuro de potasio que se obtendrá.

a) La ecuación química ajustada que corresponde al proceso es:



b) La cantidad de sustancia que disponemos de cada reactivo es:

$$n_{\text{Br}_2} = \frac{m_{\text{Br}_2}}{M_{\text{Br}_2}} \rightarrow n_{\text{Br}_2} = \frac{18,3}{2 \cdot 79,909} = 0,1145 \text{ mol de Br}_2$$

$$n_{\text{K}} = \frac{m_{\text{K}}}{M_{\text{K}}} \rightarrow n_{\text{K}} = \frac{12,8}{39,102} = 0,3273 \text{ mol de K}$$

Teniendo en cuenta este resultado y la estequiometría de la reacción, se aprecia que el bromo es el reactivo limitante, por lo que se consumirá completamente en el proceso. Por tanto, el reactivo en exceso es el potasio. La cantidad de sustancia de este último que reacciona es:

$$\frac{1}{0,1145} = \frac{2}{n'_{\text{K}}} \rightarrow n'_{\text{K}} = 0,1145 \cdot 2 = 0,229 \text{ mol de K reaccionan}$$

Por tanto, quedará sin reaccionar:

$$\text{Exceso } n_{\text{K}} = n_{\text{K}} - n'_{\text{K}} = 0,3273 - 0,229 = 0,0983 \text{ mol de K que no reaccionan}$$

Esa cantidad de sustancia se corresponde con la siguiente masa:

$$\begin{aligned} \text{Exceso } m_{\text{K}} &= \frac{\text{Exceso } n_{\text{K}} \cdot M_{\text{K}}}{1} \rightarrow \text{Exceso } m_{\text{K}} = \text{Exceso } n_{\text{K}} \cdot M_{\text{K}} = \\ &= 0,0983 \cdot 39,102 = 3,85 \text{ g de K que no reaccionan} \end{aligned}$$

c) Según la estequiometría de la reacción, la cantidad de sustancia de bromuro de potasio que se obtiene es:

$$\frac{1}{n_{\text{Br}_2}} = \frac{2}{n_{\text{KBr}}} \rightarrow n_{\text{KBr}} = 2 \cdot 0,1145 = 0,229 \text{ mol de KBr}$$

Esta cantidad de sustancia corresponde a una masa:

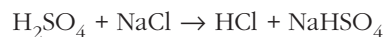
$$m_{\text{KBr}} = \frac{m_{\text{KBr}}}{M_{\text{KBr}}} \rightarrow m_{\text{KBr}} = n_{\text{KBr}} \cdot M_{\text{KBr}} = 0,229 \cdot (39,102 + 79,909) = 27,25 \text{ g de KBr}$$

25. El ácido sulfúrico reacciona con el cloruro de sodio, y se obtiene cloruro de hidrógeno gas e hidrosulfato de sodio, que queda disuelto.

Calcula:

- La masa de cloruro de sodio que se necesita para obtener 2 litros de cloruro de hidrógeno medidos en condiciones normales.
- La cantidad de sustancia, en mol de ácido sulfúrico, que se necesita en el proceso.

La ecuación química ajustada que corresponde al proceso descrito por el enunciado es la siguiente:



De acuerdo con ella, y teniendo en cuenta los datos que proporciona el enunciado y que $M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g/mol}$, podemos construir la siguiente tabla:

	H_2SO_4	NaCl	HCl
Ecuación	1 mol	58,5 g (M_{NaCl})	22,4 l (1 mol en c.n.)
Problema	$n_{\text{H}_2\text{SO}_4}$	m_{NaCl}	2 l

Para resolver los dos apartados que propone el enunciado, estableceremos las correspondientes proporciones estequiométricas.

a) La masa de cloruro que se solicita es:

$$\frac{m_{\text{NaCl}}}{58,5} = \frac{2}{22,4} \rightarrow m_{\text{NaCl}} = \frac{58,5 \cdot 2}{22,4} = 5,22 \text{ g de NaCl se necesitan}$$

b) La cantidad de sustancia, medida en mol de ácido sulfúrico, que se necesita en el proceso es:

$$\frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{1} = \frac{2}{22,4} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{2}{22,4} = 0,089 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \text{ se necesitan}$$

26. Se queman 6 g de metano (CH_4) en un exceso de oxígeno. Los gases producidos en la combustión se recogen en un recipiente de 5 litros a una temperatura de 120 °C.

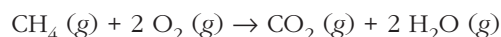
Calcula:

a) La masa de dióxido de carbono producida.

b) La presión total en el interior del recipiente.

c) La presión parcial de cada gas producto de la reacción.

La ecuación química del proceso, ajustada, es:



Datos:

— $m_{\text{CH}_4} = 6 \text{ g}$. Teniendo en cuenta la expresión que relaciona la cantidad de sustancia, n , con la masa, m , y la masa molar, $M_{\text{CH}_4} = 16 \text{ g/mol}$, esta masa equivale a:

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{m_{\text{CH}_4}}{M_{\text{CH}_4}} \rightarrow n_{\text{CH}_4} = \frac{6}{16} = 0,375 \text{ mol de CH}_4$$

— $V_{\text{combustión}} = 5 \text{ l}$ medido a $T = (120 + 273) = 393 \text{ K}$. Este es el volumen de los gases CO_2 y H_2O que se producen en la combustión del metano.

a) Incógnita:

— m_{CO_2} producida.

Teniendo en cuenta la ecuación química del proceso, la relación estequiométrica que se ha de utilizar para obtener la cantidad de sustancia, en mol de CO_2 , producida en la combustión, es la siguiente:

$$\frac{n_{\text{CH}_4}}{n_{\text{CO}_2}} \rightarrow \frac{1}{1} = \frac{0,375}{n_{\text{CO}_2}} \rightarrow n_{\text{CO}_2} = 0,375 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

La masa de CO_2 a que equivale se calcula teniendo en cuenta la masa molar de este: $M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g/mol}$:

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \cdot M_{\text{CO}_2} = 0,375 \cdot 44 = 16,5 \text{ g de } \text{CO}_2$$

b) Incógnita:

— P_t en el interior del recipiente.

La presión total la ejercen los gases producto de la combustión.

Para calcularla es necesario conocer la cantidad de sustancia de CO_2 y de H_2O que se produce. La cantidad de CO_2 la obtuvimos en el apartado anterior, resultó ser 0,375 mol.

La cantidad de sustancia de H_2O se calcula atendiendo a la estequiometría de la reacción:

$$\frac{n_{\text{CH}_4}}{n_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow \frac{1}{2} = \frac{0,375}{n_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,75 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}$$

Así, el número de mol totales que se produce en la combustión es:

$$n_t = n_{\text{CO}_2} + n_{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow n_t = 0,375 + 0,75 = 1,125 \text{ mol de } \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

Con la ecuación de estado de los gases ideales se calcula la presión total, P_t , en el interior del recipiente:

$$P_t \cdot V = n_t \cdot R \cdot T \rightarrow P_t = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} \rightarrow P_t = \frac{1,125 \cdot 0,082 \cdot 393}{5} = 7,25 \text{ atm}$$

c) Incógnitas: presión parcial de cada gas:

— P_{CO_2}

— $P_{\text{H}_2\text{O}}$

La presión parcial que un gas i ejerce sobre las paredes de un recipiente que contiene una mezcla de gases se puede calcular como:

$$P_i = \chi_i \cdot P_t$$

donde $\chi_i = \frac{n_i}{n_t}$ representa la fracción molar del gas i .

Sustituyendo los valores conocidos, obtenemos para cada gas:

$$P_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_t} \cdot P_t \rightarrow P_{\text{CO}_2} = \frac{0,375}{1,125} \cdot 7,25 = 2,42 \text{ atm}$$

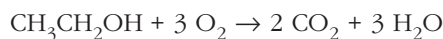
$$P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_t} \cdot P_t \rightarrow P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,75}{1,125} \cdot 7,25 = 4,83 \text{ atm}$$

NOTA: La solución de este problema se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

27 Las bebidas alcohólicas contienen etanol, de fórmula $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$. Una muestra que contiene 20 g de etanol se quema con suficiente oxígeno, obteniéndose como productos de la reacción dióxido de carbono y agua.

- Escribe y ajusta la ecuación química del proceso.
- Calcula la masa de oxígeno que se necesita para dicha combustión.
- Calcula el volumen que ocupará, en condiciones normales, el dióxido de carbono obtenido.

a) La ecuación química ajustada que corresponde al proceso es la siguiente:



Teniendo en cuenta la masa molar del etanol: $M_{\text{etanol}} = 46 \text{ g/mol}$, y la estequiometría de la reacción, podemos construir la siguiente tabla:

	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	3O_2	2CO_2
Ecuación	46 g ($M_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}$)	96 g ($3 \cdot M_{\text{O}_2}$)	44,8 l ($2 \cdot V_M$ en c.n.)
Problema	20 g	m_{O_2}	V_{CO_2}

De acuerdo con ella, podemos calcular lo que se solicita en el enunciado de los apartados b) y c).

b) La masa de oxígeno necesaria es:

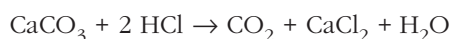
$$\frac{m_{\text{O}_2}}{96} = \frac{20}{46} \rightarrow m_{\text{O}_2} = \frac{20 \cdot 96}{46} = 41,74 \text{ g de O}_2$$

c) El volumen que ocupará el dióxido de carbono obtenido, en condiciones normales, es:

$$\frac{V_{\text{CO}_2}}{44,8} = \frac{20}{46} \rightarrow V_{\text{CO}_2} = \frac{20 \cdot 44,8}{46} = 19,48 \text{ l de O}_2$$

28. Calcula la masa de carbonato de calcio que se necesita para que, al reaccionar con ácido clorhídrico en exceso, origine 20 litros de dióxido de carbono medidos a 20 °C y 765 torr (los otros productos de la reacción son cloruro de calcio y agua).

De acuerdo con el enunciado, la ecuación química ajustada es:



A partir de la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \rightarrow n_{\text{CO}_2} = \frac{\frac{765}{760} \cdot 20}{0,082 \cdot (273 + 20)} = 0,838 \text{ mol de CO}_2$$

Según la estequiometría de la reacción:

$$\frac{n_{\text{CO}_2}}{n_{\text{CaCO}_3}} = \frac{1}{1} \rightarrow n_{\text{CaCO}_3} = 0,838 \text{ mol de CaCO}_3$$

Esta cantidad de sustancia equivale a una masa:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m_{\text{CaCO}_3} = n_{\text{CaCO}_3} \cdot M_{\text{CaCO}_3} \rightarrow m_{\text{CaCO}_3} = 0,838 \cdot 100 = 83,8 \text{ g de CaCO}_3$$

29. La descomposición por calor de una cierta cantidad de óxido de mercurio (II) permite obtener 58 g de mercurio líquido. Si la riqueza en óxido de mercurio (II) es del 58%, calcula la masa de la muestra de partida.

Teniendo en cuenta que $M_{\text{Hg}} = 200,6 \text{ g/mol}$ y que $M_{\text{HgO}} = 216,6 \text{ g/mol}$, la masa de la muestra de partida la podemos calcular como se indica a continuación:

$$\frac{m_{\text{HgO}}}{m_{\text{Hg}}} = \frac{M_{\text{HgO}}}{M_{\text{Hg}}} \rightarrow m_{\text{HgO}} = \frac{m_{\text{Hg}} \cdot M_{\text{HgO}}}{M_{\text{Hg}}} = \frac{58 \cdot 216,6}{200,6} = 62,63 \text{ g de HgO}$$

Teniendo en cuenta que la riqueza es del 58%:

$$R = \frac{m_{\text{HgO}}}{m_{\text{muestra}}} \cdot 100 \rightarrow m_{\text{muestra}} = \frac{m_{\text{HgO}}}{R} \cdot 100 = \frac{62,63}{58} \cdot 100 = 107,98 \text{ g de muestra}$$

30 El permanganato de potasio reacciona con el ácido clorhídrico y produce cloruro de potasio, cloruro de manganeso (II), cloro gas y agua.

Calcula:

- La masa de KMnO_4 que reacciona con 20 cm^3 de disolución de HCl 2 M.
- El volumen de cloro que se obtiene si se recoge a una presión de 0,95 atm y $20 \text{ }^\circ\text{C}$.

La ecuación química ajustada del proceso que tiene lugar es la siguiente:



- La cantidad de sustancia de ácido clorhídrico que reacciona es:

$$C_m = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{disol}}} \rightarrow n_{\text{HCl}} = C_m \cdot V_{\text{disol}} = 2 \cdot 0,02 = 0,04 \text{ mol de HCl}$$

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, construimos la siguiente tabla:

	2 KMnO_4	16 HCl	5 Cl_2
Ecuación	316 g ($2 \cdot M_{\text{KMnO}_4}$)	16 mol de HCl	112 l ($5 \cdot V_m$ en c.n.)
Problema	m_{KMnO_4}	0,04 mol	V(c.n.)

Por tanto, la masa de KMnO_4 que reacciona es:

$$m_{\text{KMnO}_4} = \frac{316 \cdot 0,04}{16} = 0,79 \text{ g de } \text{KMnO}_4$$

b) El volumen de cloro que se obtiene, en condiciones normales, es:

$$\frac{V(\text{c.n.})}{112} = \frac{0,04}{16} \rightarrow V(\text{c.n.}) = \frac{112 \cdot 0,04}{16} = 0,28 \text{ l}$$

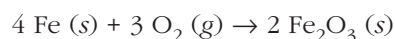
Y en las condiciones que se indican en el enunciado de este apartado:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot P_2} = \frac{1 \cdot 0,28 \cdot 293}{273 \cdot 0,95} = 0,316 \text{ l de } \text{Cl}_2$$

31. La masa de un trozo de hierro de 50 g expuesto a la intemperie aumenta en 2,5 g. Suponiendo que solo se ha formado óxido de hierro (III), calcula la masa de hierro que queda sin oxidar.

Teniendo en cuenta los datos que proporciona el enunciado del problema y que $M_{\text{Fe}} = 55,8 \text{ g/mol}$ y $M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol}$, hacemos lo siguiente:

La ecuación química del proceso es:



La masa de O_2 que reacciona es 2,5 g. Por tanto:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}} \rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{2,5}{32} = 0,078 \text{ mol de } \text{O}_2 \text{ reaccionan}$$

Según la estequiometría de la reacción:

$$\frac{n_{\text{Fe}}}{n_{\text{O}_2}} = \frac{4}{3} \rightarrow n_{\text{Fe}} = \frac{4 \cdot n_{\text{O}_2}}{3} = \frac{4 \cdot 0,078}{3} = 0,104 \text{ mol de Fe han reaccionado}$$

La masa a la que equivale esta cantidad de sustancia es:

$$m_{\text{Fe}} = N_{\text{Fe}} \cdot M_{\text{Fe}} = 0,104 \cdot 55,8 = 5,81 \text{ g de Fe}$$

Como la muestra es de 50 g, quedan sin reaccionar:

$$m_{\text{Fe}} = 50 - 5,81 = 44,19 \text{ g de Fe quedan sin reaccionar}$$

32. Se tiene una mezcla de butano (C_4H_{10}) y propano (C_3H_8) cuya composición en masa es de 88% de butano y 12% de propano. Calcula:

a) La composición volumétrica de dicha mezcla en estado gaseoso.

b) El volumen, en metros cúbicos, de vapor de agua, a 200°C y 1 atm , que se formará en la combustión completa de 10 kg de dicha mezcla de hidrocarburos.

De acuerdo con los datos que proporciona el enunciado del problema, en 100 g de la mezcla tendremos:

$$m_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 88 \text{ g} ; m_{\text{C}_3\text{H}_8} = 12 \text{ g}$$

Además, la masa molar que corresponde a cada compuesto es:

$$M_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 58 \text{ g/mol} ; M_{\text{C}_3\text{H}_8} = 44 \text{ g/mol}$$

- a) Para calcular la composición volumétrica de la mezcla, necesitamos conocer, en primer lugar, la cantidad de sustancia de cada componente presente en 100 g de sustancia:

$$n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{88}{58} = 1,517 \text{ mol de butano}$$

$$n_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{12}{44} = 0,273 \text{ mol de propano}$$

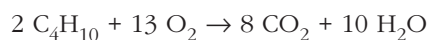
Teniendo en cuenta que la composición volumétrica es igual a la composición molar, obtenemos:

$$\%V_{\text{C}_4\text{H}_{10}} \rightarrow \frac{n_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} + n_{\text{C}_3\text{H}_8}} \cdot 100 = \frac{1,517}{1,517 + 0,273} \cdot 100 = 84,76\% \text{ de butano}$$

$$\%V_{\text{C}_3\text{H}_8} \rightarrow \frac{n_{\text{C}_3\text{H}_8}}{n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} + n_{\text{C}_3\text{H}_8}} \cdot 100 = \frac{0,273}{1,517 + 0,273} \cdot 100 = 15,24\% \text{ de propano}$$

- b) Para resolver este apartado, calcularemos, por separado, el volumen de agua que se produce en la combustión completa de cada hidrocarburo. De acuerdo con el enunciado del problema, en 10 kg de mezcla habrá 8,8 kg de butano y 1,2 kg de propano. Además, las masas molares del butano y del propano son 58 g/mol y 44 g/mol, respectivamente. Por tanto, procedemos, para cada hidrocarburo, como se indica a continuación:

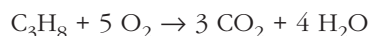
- Combustión del butano: la ecuación química ajustada que representa el proceso es:



Como hemos visto al resolver el apartado anterior, 8,8 kg de C_4H_{10} equivalen a 151,7 mol de C_4H_{10} . Por la estequiometría de la reacción:

$$\frac{n_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{2}{10} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{10 \cdot 151,7}{2} = 758,6 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

- Combustión del propano: la ecuación química ajustada correspondiente es:



En este caso, 1,2 kg de C_3H_8 equivalen a 27,3 mol de C_3H_8 . Por la estequiometría de la reacción:

$$\frac{n_{\text{C}_3\text{H}_8}}{n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1}{4} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} = 109,1 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

La cantidad de sustancia total de H_2O es:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 867,7 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

El volumen que ocupa este agua, en las condiciones de presión y temperatura que nos indica el problema, lo obtenemos mediante la ecuación de los gases ideales:

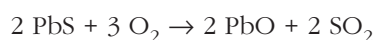
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{867,7 \cdot 0,082 \cdot (200 + 273)}{1} = 33\,654,6 \text{ l de H}_2\text{O (g)}$$

33 Una muestra de galena, PbS, tiene una riqueza en mineral del 82%. Calcula:

- a) La masa de óxido de plomo (II) que se obtendrá al calentar en presencia de oxígeno una tonelada de galena.
- b) El volumen de SO₂ que se desprenderá, medido en condiciones normales.

La ecuación química ajustada que describe el proceso es la siguiente:



Teniendo en cuenta que $M_{\text{PbS}} = 239,2 \text{ g/mol}$ y que $M_{\text{PbO}} = 223,2 \text{ g/mol}$, podemos construir la siguiente tabla:

	2 PbS	2 PbO	2 SO ₂
Ecuación	2 · 239,2 g (2 · M _{PbS})	2 · 223,2 g (2 · M _{PbO})	2 · 22,4 l (2 · V _m en c.n.)
Problema	10 ⁶ · $\frac{82}{100}$ g	m _{PbO}	V _{SO₂}

De acuerdo con ella, la solución de los apartados que propone el enunciado es la siguiente:

- a) Masa de óxido de plomo (II) obtenida:

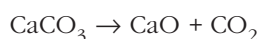
$$m_{\text{PbO}} = \frac{2 \cdot 223,2 \cdot 10^6 \cdot 0,82}{2 \cdot 239,2} = 765\,150 \text{ g} = 765,15 \text{ kg de PbO kg}$$

- b) Volumen de SO₂ desprendido, medido en condiciones normales:

$$V_{\text{SO}_2} = \frac{2 \cdot 22,4 \cdot 10^6 \cdot 0,82}{2 \cdot 239,2} = 76\,789 \text{ l} = 76,789 \text{ m}^3 \text{ de SO}_2$$

34 Calcula la masa de cal viva (óxido de calcio) que se puede obtener por descomposición de una tonelada de piedra caliza del 90% en carbonato de calcio, si el rendimiento del proceso es del 75%.

La ecuación química ajustada del proceso de descomposición descrito por el enunciado es la siguiente:



Las masas molares del carbonato de calcio, CaCO₃, y de la cal viva, CaO, son, respectivamente, las que se indican a continuación:

$$M_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ g/mol y } M_{\text{CaO}} = 56 \text{ g/mol}$$

Con estos datos podemos construir la siguiente tabla:

	CaCO₃	CaO
Ecuación	100 g (M_{CaCO_3})	56 g (M_{CaO})
Problema	$10^6 \cdot 0,9$ g	m_{CaO}

La masa de óxido de calcio teórica que se obtiene es:

$$m_{\text{CaO teórica}} = \frac{10^6 \cdot 0,9 \cdot 56}{100} = 504\,000 \text{ g de CaO} = 504 \text{ kg de CaO}$$

Como el rendimiento del proceso es del 75%, la masa real obtenida la calculamos como sigue:

$$\text{Rendimiento} = \frac{m_{\text{real}}}{m_{\text{teórica}}} \cdot 100 \rightarrow m_{\text{real}} = \frac{\text{Rendimiento} \cdot m_{\text{teórica}}}{100}$$

$$m_{\text{CaO real}} = \frac{75 \cdot 504}{100} = 378 \text{ kg de CaO}$$

- 35. Se disuelve en ácido nítrico una moneda de plata de 2,5 g. Cuando se añade cloruro de sodio a la disolución resultante, la plata precipita en forma de cloruro de plata, recogándose 3 g de este compuesto. Calcula la riqueza en plata de la moneda.**

La masa molar de la plata y del cloruro de plata son, respectivamente:

$$M_{\text{Ag}} = 107,9 \text{ g/mol} ; M_{\text{AgCl}} = 143,4 \text{ g/mol.}$$

La masa de plata necesaria para obtener 3 g de cloruro de plata, es:

$$m_{\text{Ag}} = \frac{107,9 \cdot 3}{143,4} = 2,257 \text{ g de Ag}$$

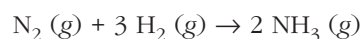
Por tanto, la riqueza en plata de la moneda será:

$$\text{Riqueza} = \frac{m_{\text{reactivo}}}{m_{\text{muestra}}} \cdot 100$$

$$\text{Riqueza} = \frac{2,257}{2,5} \cdot 100 = 90,28\%$$

- 36. En la reacción de síntesis del amoníaco se hacen reaccionar 50 g de nitrógeno con 20 g de hidrógeno. Calcula el rendimiento de la reacción si se obtienen 32 g de amoníaco.**

La ecuación química del proceso es:



• Datos:

— $m_{\text{N}_2} = 50$ g. La cantidad de sustancia, medida en mol de N_2 , a que equivale esta

masa se obtiene teniendo en cuenta la masa molar del nitrógeno gas, 28 g/mol, y utilizando la expresión:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{50}{28} = 1,79 \text{ mol de N}_2$$

— $m_{\text{H}_2} = 20$ g, que expresado en cantidad de sustancia, teniendo en cuenta la masa molar del H_2 , $M_{\text{H}_2} = 2$ g/mol, es:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{20}{2} = 10 \text{ mol de H}_2$$

— $m_{\text{NH}_3} = 32$ g. No hace falta calcular la cantidad de sustancia a que equivale, ya que hay que calcular el rendimiento del proceso.

• Incógnita:

— Rendimiento de la reacción:

$$\text{Rendimiento} = \frac{m_{\text{real}}}{m_{\text{teórica}}} \cdot 100$$

Para resolver el problema, se calcula la masa teórica de NH_3 que debería haberse obtenido a partir de los reactivos.

La estequiometría de la reacción nos indica cuál es el reactivo limitante:

$$\frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{H}_2}} \rightarrow \frac{1}{3} = \frac{1,79}{n_{\text{H}_2}} \rightarrow n_{\text{H}_2} = 5,37 \text{ mol de H}_2$$

Este resultado indica que el reactivo limitante es el N_2 , puesto que sobrá H_2 sin reaccionar, y es el que ha de utilizarse para determinar la cantidad de NH_3 que se formaría en la reacción con un rendimiento del 100%:

$$\frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{NH}_3}} \rightarrow \frac{1}{2} = \frac{1,79}{n_{\text{NH}_3}} \rightarrow n_{\text{NH}_3} = 3,58 \text{ mol de NH}_3$$

La masa de NH_3 a que equivale se obtiene teniendo en cuenta que $M_{\text{NH}_3} = 17$ g/mol y utilizando la expresión:

$$m_{\text{NH}_3} = n_{\text{NH}_3} \cdot M_{\text{NH}_3}$$

Sustituyendo los valores, obtenemos la masa de amoníaco que se obtendría:

$$m_{\text{NH}_3} = 3,58 \cdot 17 = 60,86 \text{ g de NH}_3 \text{ (masa teórica)}$$

Y el rendimiento de la reacción es, por tanto:

$$\text{Rendimiento} = \frac{32}{60,86} \cdot 100 = 52,58\%$$

NOTA: La solución de este problema se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

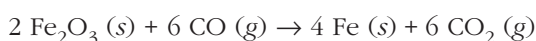
37. Las siguientes ecuaciones químicas corresponden a dos de las reacciones consecutivas que se dan en un alto horno:



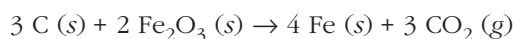
a) Calcula la masa de carbono que se necesita para reducir 100 kg de óxido de hierro (III) a hierro metal.

b) Calcula la masa de dióxido de carbono que se desprende en el proceso global.

La ecuación química ajustada que representa el proceso global la podemos obtener si consideramos que todo el monóxido de carbono producido en la primera reacción reacciona con el óxido de hierro (III) en la segunda. Si multiplicamos la primera ecuación por tres, la segunda por dos y sumamos ambas:



El resultado que se obtiene es:



Teniendo en cuenta que: $M_{\text{C}} = 12 \text{ g/mol}$; $M_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 103,85 \text{ g/mol}$ y $M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g/mol}$, podemos construir la siguiente tabla:

	3 C (s)	2 Fe₂O₃ (s)	3 CO₂ (g)
Ecuación	3 · 12 g	2 · 103,85 g	3 · 44 g
Problema	m_{C}	10 ⁵ g	m_{CO_2}

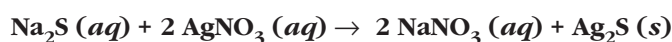
a) La masa de carbono que se necesita para reducir 100 kg de Fe₂O₃ es:

$$m_{\text{C}} = \frac{3 \cdot 12 \cdot 10^5}{2 \cdot 103,85} = 17\,333 \text{ g} = 17,333 \text{ kg de C}$$

b) La masa de dióxido de carbono que se desprende en el proceso global es:

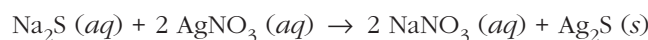
$$m_{\text{CO}_2} = \frac{3 \cdot 44 \cdot 10^5}{2 \cdot 103,85} = 63\,553 \text{ g} = 63,553 \text{ kg de CO}_2 \text{ (g)}$$

38. Si mezclamos una disolución de sulfuro de sodio con otra de nitrato de plata aparece un precipitado negro de sulfuro de plata, de acuerdo con la siguiente ecuación química:



En un matraz se mezclan 200 ml de una disolución 0,1 M de sulfuro de sodio con 200 ml de una disolución de nitrato de plata que contiene 1,7 g/l. Calcula la masa de sulfuro de plata que se formará.

La ecuación química ajustada del proceso es un dato del problema:



• Datos:

— $V_{\text{Na}_2\text{S}} = 200 \text{ ml} = 0,2 \text{ l}$; $C_m = 0,1 \text{ M}$

La cantidad de sustancia, en mol de Na_2S , que contiene la disolución de sulfuro de sodio se calcula a partir de la expresión de la concentración molar:

$$C_m = \frac{n}{V} \rightarrow n = C_m \cdot V$$

$$n_{\text{Na}_2\text{S}} = 0,1 \cdot 0,2 = 0,02 \text{ mol de Na}_2\text{S}$$

— $V_{\text{AgNO}_3} = 200 \text{ ml} = 0,2 \text{ l}$; $C = 1,7 \text{ g/l}$

La cantidad de sustancia, en mol de AgNO_3 , que contiene un litro de disolución de nitrato de plata la obtenemos por medio de la expresión:

$$n = \frac{m}{M}$$

donde $M_{\text{AgNO}_3} = 169,9 \text{ g/mol}$ y $M_{\text{AgNO}_3} = 1 \text{ g}$ en un litro de disolución. Sustituyendo valores:

$$n_{\text{AgNO}_3} = \frac{1,7}{169,9} = 0,01 \text{ mol de AgNO}_3$$

Por tanto, la concentración molar de la disolución de AgNO_3 es:

$$C_m = 0,01 \text{ M}$$

En un volumen de $0,2 \text{ l}$ de esta disolución, la cantidad de sustancia, en mol de AgNO_3 , es:

$$n = V \cdot C_m \rightarrow n_{\text{AgNO}_3} = 0,2 \cdot 0,01 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol de AgNO}_3$$

• Incógnita:

— m_{AgS_2} que se formará.

A la vista de la estequiometría de la reacción, se ve que el reactivo limitante es el AgNO_3 , ya que está en menor proporción en la disolución. Con él se establece la relación estequiométrica para calcular la cantidad de producto que se forma en la reacción:

$$\frac{n_{\text{AgNO}_3}}{n_{\text{AgS}_2}} \rightarrow \frac{2}{1} = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{n_{\text{AgS}_2}} \rightarrow n_{\text{AgS}_2} = 10^{-3} \text{ mol de AgS}_2$$

Teniendo en cuenta la masa molar del sulfuro de plata, $M_{\text{AgS}_2} = 171,9 \text{ g/mol}$, la masa de este que se formará en la reacción se obtiene por medio de la expresión:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m_{\text{AgS}_2} = n_{\text{AgS}_2} \cdot M_{\text{AgS}_2}$$

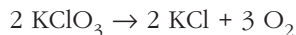
Sustituyendo valores obtenemos:

$$m_{\text{AgS}_2} = 10^{-3} \cdot 171,9 = 0,1719 \text{ g de AgS}_2$$

NOTA: La solución de este problema se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

- 39** El clorato de potasio se descompone en cloruro de potasio y oxígeno. Se desea obtener 5 l de oxígeno, medidos a 20 °C y 0,98 atm, a partir de un clorato de potasio comercial cuya pureza es del 97%. Calcula qué masa de este último habremos de utilizar.

La ecuación química ajustada que describe el proceso es:



A partir de la ecuación de los gases ideales, la cantidad de sustancia de O_2 es:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} \rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{0,98 \cdot 5}{0,082 \cdot (20 + 273)} = 0,204 \text{ mol de O}_2$$

Por la estequiometría de la reacción sabemos:

$$\frac{n_{\text{KClO}_3}}{n_{\text{O}_2}} = \frac{2}{3} \rightarrow \frac{n_{\text{KClO}_3}}{0,204} = \frac{2}{3} \rightarrow n_{\text{KClO}_3} = 0,136 \text{ mol de KClO}_3 \text{ se necesitan}$$

Y la masa de KClO_3 necesaria es, teniendo en cuenta su masa molar:

$$M_{\text{KClO}_3} = 122,6 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{KClO}_3} = n_{\text{KClO}_3} \cdot M_{\text{KClO}_3} = 0,136 \cdot 122,6 = 16,67 \text{ g de KClO}_3$$

Como el KClO_3 comercial tiene una riqueza en KClO_3 del 97%, la masa de muestra que se ha de utilizar es:

$$R = \frac{m_{\text{KClO}_3}}{m_{\text{muestra}}} \cdot 100 \rightarrow m_{\text{muestra}} = \frac{m_{\text{KClO}_3}}{R} \cdot 100$$

$$m_{\text{muestra}} = \frac{16,67}{97} \cdot 100 = 17,18 \text{ l de KClO}_3 \text{ comercial}$$

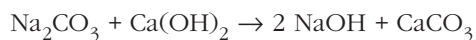
Fe de erratas de la primera edición: La solución que aparece en el apéndice del libro del alumnado es 25,8 g de KClO_3 .

- 40. El carbonato de sodio reacciona con el hidróxido de calcio, obteniéndose hidróxido de sodio y carbonato de calcio. Si el rendimiento del proceso es del 85%, calcula:**

a) La masa de carbonato de sodio necesaria para obtener 30 kg de hidróxido de sodio.

b) La masa de carbonato de calcio que se obtiene.

La ecuación química ajustada que representa el proceso es:



Las masas molares de los compuestos que intervienen son:

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106 \text{ g/mol} ; M_{\text{Ca(OH)}_2} = 74 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol} ; M_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ g/mol}$$

La masa real obtenida de NaOH es de 30 kg.

La masa teórica se calcula teniendo en cuenta el rendimiento del proceso:

$$\text{Rendimiento} = \frac{m_{\text{real}}}{m_{\text{teórica}}} \cdot 100 \rightarrow m_{\text{teórica}} = \frac{m_{\text{real}}}{\text{Rendimiento}} \cdot 100$$

$$m_{\text{NaOH teórica}} = \frac{30}{85} \cdot 100 = 35,29 \text{ kg de NaOH}$$

Con este resultado, construimos la siguiente tabla:

	Na₂CO₃	2 NaOH	CaCO₃
Ecuación (g)	106 (M _{Na₂CO₃})	2 · 40 (2 · M _{NaOH})	100 (M _{CaCO₃})
Problema (g)	m _{Na₂CO₃}	35,29 · 10 ³	m _{CaCO₃}

a) La masa de carbonato de sodio necesaria para obtener 30 kg de NaOH es:

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{35,29 \cdot 10^3 \cdot 106}{2 \cdot 40} = 46\,765 \text{ g} = 46,765 \text{ kg de Na}_2\text{CO}_3$$

b) La masa de carbonato de calcio que se obtiene:

$$m_{\text{CaCO}_3} = \frac{35,29 \cdot 10^3 \cdot 100}{2 \cdot 40} = 44\,118 \text{ g} = 44,118 \text{ kg de CaCO}_3$$

41 **Calcula la pureza de una sosa cáustica comercial (NaOH) sabiendo que, al disolver en agua 5,00 g de la misma, la disolución obtenida necesita para su neutralización 200 ml de HCl 0,5 M.**

Los datos que proporciona el enunciado del problema son:

$$V_{\text{disol}} = 200 \text{ ml} = 0,2 \text{ l de HCl } 0,5 \text{ M}$$

$$m_{\text{NaOH}} = 5,00 \cdot \frac{\text{Pureza}}{100}$$

$$M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$$

La cantidad de sustancia de HCl presente en la disolución es:

$$C_m = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{disol}}} \rightarrow n_{\text{HCl}} = C_m \cdot V_{\text{disol}} = 0,5 \cdot 0,2 = 0,1 \text{ mol de HCl}$$

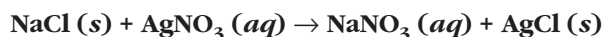
La cantidad de sustancia de NaOH que se ha de neutralizar es:

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} \rightarrow n_{\text{NaOH}} = \frac{5,00 \cdot \text{Pureza}}{100 \cdot 40}$$

Cuando se produce la reacción de neutralización, se debe cumplir que $n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HCl}}$. Por tanto:

$$0,1 = \frac{5,00 \cdot \text{Pureza}}{100 \cdot 40} \rightarrow \text{Pureza} = \frac{0,1 \cdot 100 \cdot 40}{5,00} = 80\%$$

42. Calcula la masa de cloruro de sodio que se necesita para precipitar toda la plata contenida en 150 ml de disolución de nitrato de plata cuya concentración es 1,4 g/l. La ecuación química del proceso es la siguiente:



Los datos de que disponemos son los siguientes:

$$M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{AgNO}_3} = C \cdot V_{\text{disol}} = 1,4 \cdot 0,15 = 0,21 \text{ g de AgNO}_3$$

$$M_{\text{AgNO}_3} = 169,9 \text{ g/mol}$$

Con estos datos y teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, podemos construir la siguiente tabla:

	NaCl (s)	AgNO ₃ (aq)
Ecuación (g)	58,5 (M_{NaCl})	169,9 (M_{AgNO_3})
Problema (g)	m_{NaCl}	0,21

Por tanto:

$$m_{\text{NaCl}} = \frac{58,5 \cdot 0,21}{169,9} = 0,072 \text{ g de NaCl}$$

- 43 Una mezcla de 46,3 g de KOH y 27,6 g de NaOH puros se disuelven en agua suficiente para obtener 500 ml de disolución. Calcula el volumen de disolución de ácido sulfúrico 0,5 M que se necesitará para neutralizar 30 ml de la disolución básica anterior.

Los datos de que disponemos son los siguientes:

$$m_{\text{NaOH}} = 27,6 \text{ g} ; M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{KOH}} = 46,3 \text{ g} ; M_{\text{KOH}} = 56,1 \text{ g/mol}$$

$$V_{\text{disol}} = 500 \text{ ml} = 0,5 \text{ l de disolución de KOH y NaOH}$$

$$C'_m = 0,5 \text{ M (disolución de ácido sulfúrico)}$$

Volumen de la disolución básica que se quiere neutralizar: $V_{\text{disol. básica}} = 30 \text{ ml} = 0,03 \text{ l}$

La incógnita es el volumen de la disolución ácida necesaria: $V'_{\text{disol ácida}}$

El soluto de la disolución básica está compuesto por NaOH y KOH, siendo:

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} \rightarrow n_{\text{NaOH}} = \frac{27,6}{40} = 0,69 \text{ mol de NaOH en 500 ml de disolución}$$

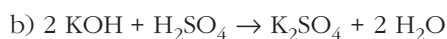
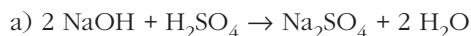
$$n_{\text{KOH}} = \frac{m_{\text{KOH}}}{M_{\text{KOH}}} \rightarrow n_{\text{KOH}} = \frac{46,3}{56,1} = 0,825 \text{ mol de KOH en 500 ml de disolución}$$

En 30 ml tendremos:

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{0,69 \cdot 30}{500} = 0,0414 \text{ mol de NaOH}$$

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{0,825 \cdot 30}{500} = 0,0495 \text{ mol de KOH}$$

Las reacciones de neutralización son:



Teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos, la cantidad de sustancia de H_2SO_4 necesaria en cada reacción es:

$$\frac{n_{\text{NaOH}}}{(n_{\text{H}_2\text{SO}_4})_a} = \frac{2}{1} \rightarrow (n_{\text{H}_2\text{SO}_4})_a = 0,0207 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{\text{NaOH}}}{(n_{\text{H}_2\text{SO}_4})_b} = \frac{2}{1} \rightarrow (n_{\text{H}_2\text{SO}_4})_b = 0,02475 \text{ mol}$$

Por tanto:

$$n_{\text{total H}_2\text{SO}_4} = n_a + n_b = 0,04545 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Y el volumen de disolución de H_2SO_4 lo obtenemos teniendo en cuenta la molaridad: $C_m = 0,5 \text{ M}$.

$$C_m = \frac{n}{V} \rightarrow V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{0,04545}{0,5} = 0,0909 \text{ l} = 90,9 \text{ ml de H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,5 \text{ M}$$

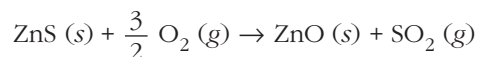
44 El sulfuro de cinc (sólido) reacciona con el oxígeno y se obtiene óxido de cinc (sólido) y dióxido de azufre (gas). Se hace reaccionar una mezcla formada por 20 g de sulfuro de cinc y 20 l de oxígeno en condiciones normales.

Calcula:

a) La masa de óxido de cinc que se obtendrá.

b) El volumen de los gases, en condiciones normales, cuando acabe la reacción.

La ecuación química ajustada que representa el proceso es la siguiente:



La masa molar del sulfuro de cinc y del óxido de cinc es:

$$M_{\text{ZnS}} = 97,4 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{ZnO}} = 81,4 \text{ g/mol}$$

Con estos datos, podemos construir la siguiente tabla:

	ZnS (s)	$\frac{3}{2} \text{O}_2$ (g)	ZnO (s)	SO ₂ (g)
Ecuación	97,4 g (M _{ZnS})	$\frac{3 \cdot 22,4}{2}$ l (3/2 · V _m en c.n.)	81,4 g (M _{ZnO})	22,4 l (V _m en c.n.)
Problema	20 g	20 l; V _{O₂}	m _{ZnO}	V _{SO₂}

A la vista de los datos de la tabla, se deduce que el reactivo limitante es el ZnS.

a) La masa de óxido de cinc que se obtendrá será:

$$m_{\text{ZnO}} = \frac{20 \cdot 81,4}{97,4} = 16,71 \text{ g de ZnO}$$

b) Para calcular el volumen de los gases, en condiciones normales, cuando acabe la reacción, obtendremos, en primer lugar, el volumen de oxígeno que se necesita para que se produzca la reacción:

$$V_{\text{O}_2} = \frac{20 \cdot \frac{3 \cdot 22,4}{2}}{97,4} = 6,90 \text{ l de O}_2 \text{ se necesitan}$$

Por tanto, el volumen que queda de oxígeno es:

$$V'_{\text{O}_2} = 20 - V_{\text{O}_2} = 20 - 6,90 = 13,10 \text{ l de O}_2 \text{ sobran}$$

Por su parte, el volumen de SO₂ es:

$$V_{\text{SO}_2} = \frac{20 \cdot 22,4}{97,4} = 4,60 \text{ l de SO}_2$$

El volumen de los gases es, por tanto:

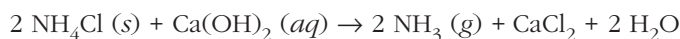
$$V_{\text{gases}} = V'_{\text{O}_2} + V_{\text{SO}_2} \rightarrow V_{\text{gases}} = 13,10 + 4,60 = 17,70 \text{ l de gases}$$

45. El cloruro de amonio sólido reacciona en caliente con una disolución acuosa de hidróxido de calcio y se obtiene amoníaco gas, cloruro de calcio, que queda en la disolución, y agua.

a) Escribe y ajusta la ecuación del proceso.

b) Calcula la pureza de una muestra de cloruro de amonio comercial sabiendo que 3,000 g de la misma originaron 0,887 g de amoníaco.

a) La ecuación química ajustada que representa el proceso es la siguiente:



b) Las masas molares del amoníaco y del cloruro de amonio son:

$$M_{\text{NH}_3} = 17 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 53,5 \text{ g/mol}$$

Y la pureza de la muestra es:

$$Pureza = \frac{m_{\text{NH}_4\text{Cl}}}{m_{\text{muestra}}} \cdot 100$$

Teniéndolas en cuenta, podemos construir la siguiente tabla:

	2 NH₄Cl (s)	2 NH₃ (g)
Ecuación (g)	2 · 53,5 (2 · M _{NH₄Cl})	2 · 17 (2 · M _{NH₃})
Problema (g)	3,000 · $\frac{Pureza}{100}$	0,887

Para calcular la pureza, establecemos la siguiente proporción estequiométrica:

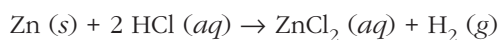
$$\frac{3,000 \cdot \frac{Pureza}{100}}{2 \cdot 53,5} = \frac{0,887}{2 \cdot 17} \rightarrow Pureza = \frac{2 \cdot 53,5 \cdot 0,887 \cdot 100}{2 \cdot 17 \cdot 3,000} = 93,05\%$$

46. Se dispone de una muestra de 12 g de un cinc comercial impuro, que se hace reaccionar con una disolución de ácido clorhídrico de 1,18 g/ml de densidad y 35% de riqueza. Como productos de la reacción se obtienen cloruro de cinc e hidrógeno gas.

Calcula:

- La concentración molar de la disolución de ácido clorhídrico.**
- La pureza de la muestra de cinc sabiendo que, para reaccionar con ella, se necesitaron 30 cm³ de la disolución del ácido.**

La ecuación química ajustada del proceso es:



a) Procedemos a calcular la concentración molar del ácido clorhídrico.

• Datos:

— $d_{\text{HCl}} = 1,18 \text{ g/ml}$

— $R = 35\%$

• Incógnita:

— C_m de la disolución de HCl.

La molaridad de la disolución viene dada por la expresión:

$$C_m = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{disolución}}}$$

Así, se puede fijar un volumen de disolución y calcular la cantidad de sustancia de HCl que contiene:

$$V_{\text{disolución}} = 10^{-3} \text{ l (1 ml de disolución)}$$

Por medio de la densidad se calcula la masa de disolución que corresponde a dicho volumen:

$$d = \frac{m_{\text{disolución}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,18 \cdot 1 = 1,18 \text{ g de disolución HCl}$$

La riqueza indica que el 35% de esta masa es HCl. Por tanto, despejando la masa del ácido clorhídrico en la expresión de la riqueza y sustituyendo valores, obtenemos:

$$R = \frac{m_{\text{HCl}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 \rightarrow m_{\text{HCl}} = \frac{R \cdot m_{\text{disolución}}}{100}$$

$$m_{\text{HCl}} = \frac{35 \cdot 1,18}{100} = 0,413 \text{ g de HCl}$$

La cantidad de sustancia a que equivale esta masa se calcula con la expresión:

$$n = \frac{m}{M}$$

donde $M_{\text{HCl}} = 35,5 \text{ g/mol}$. Sustituyendo valores:

$$n_{\text{HCl}} = \frac{0,413}{35,5} = 0,0116 \text{ mol de HCl}$$

Y, finalmente, la concentración molar de la disolución de HCl es:

$$C_m = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow C_m = \frac{0,0116}{10^{-3}} = 11,6 \text{ M}$$

b) • Datos:

— $m_{\text{muestra}} = 12 \text{ g}$ (contiene cinc más impurezas)

— $C_m = 11,6 \text{ M}$ (calculada en el apartado anterior)

— $V_{\text{HCl}} = 30 \text{ cm}^3 = 0,03 \text{ l}$

La cantidad de sustancia, en mol de HCl, a que equivale este volumen de disolución es:

$$C_m = \frac{n}{V} \rightarrow n = C_m \cdot V \rightarrow n_{\text{HCl}} = 11,6 \cdot 0,03 = 0,35 \text{ mol de HCl}$$

• Incógnita:

— Pureza de la muestra de cinc (masa de cinc que contiene).

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, se calcula la cantidad de cinc que ha reaccionado con el HCl:

$$\frac{n_{\text{Zn}}}{n_{\text{HCl}}} \rightarrow \frac{1}{2} = \frac{n_{\text{Zn}}}{0,35} \rightarrow n_{\text{Zn}} = 0,175 \text{ mol de Zn}$$

La masa a que equivale esta cantidad de sustancia se obtiene por medio de la expresión:

$$n = \frac{m}{M}$$

donde $M_{\text{Zn}} = 65,4$ g/mol. Sustituyendo valores, obtenemos:

$$m_{\text{Zn}} = n_{\text{Zn}} \cdot M_{\text{Zn}}$$

$$m_{\text{Zn}} = 0,175 \cdot 65,4 = 11,45 \text{ g de Zn}$$

Como la muestra tiene una masa de 12 g, que incluyen 11,4 g de Zn y el resto son impurezas, podemos calcular la pureza de la muestra por medio de la expresión:

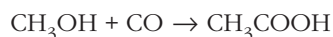
$$\text{Pureza} = \frac{m_{\text{reactivo}}}{m_{\text{muestra}}} \cdot 100 \rightarrow \text{Pureza} = \frac{11,45}{12} \cdot 100 = 95,4\%$$

NOTA: La solución de este problema se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

47 El ácido acético (CH_3COOH) se obtiene industrialmente por reacción del metanol (CH_3OH) con monóxido de carbono.

- a) **Calcula la masa de ácido acético que se obtendrá si se hace reaccionar 50 kg de metanol con suficiente cantidad de monóxido de carbono. El rendimiento de la reacción es del 35%.**
- b) **Si el ácido se disuelve en suficiente agua, calcula el volumen de disolución de ácido acético de densidad 1,070 g/ml y 75% de riqueza que se obtendrá.**

La ecuación química ajustada que representa el proceso descrito por el enunciado es:



Las masas molares del etanol y del ácido acético son:

$$M_{\text{CH}_3\text{OH}} = 32 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 60 \text{ g/mol}$$

Con estos datos podemos construir la siguiente tabla:

	CH₃OH	CH₃COOH
Ecuación (g)	32 ($M_{\text{CH}_3\text{OH}}$)	60 ($M_{\text{CH}_3\text{COOH}}$)
Problema (g)	50 000	$m_{\text{CH}_3\text{COOH}} \text{ teórica}$

- a) La masa teórica de ácido acético que se obtendrá será:

$$m_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{50\,000 \cdot 60}{32} = 93\,750 \text{ g de CH}_3\text{COOH}$$

La masa real de CH_3COOH se obtiene a partir del rendimiento:

$$\text{Rendimiento} = \frac{m_{\text{real}}}{m_{\text{teórica}}} \cdot 100$$

$$m_{\text{real CH}_3\text{COOH}} = \frac{35 \cdot 93\,750}{100} = 32\,813 \text{ g de CH}_3\text{COOH} = 32,813 \text{ kg de CH}_3\text{COOH}$$

b) Este ácido se disuelve en agua y se obtiene una disolución cuya riqueza es del 75%.

$$m_{\text{disolución}} = \frac{m_{\text{ácido}}}{R} \cdot 100 \rightarrow m_{\text{disolución}} = \frac{32813}{75} \cdot 100 = 43750 \text{ g de disolución}$$

Y el volumen de disolución será:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{43750}{1,070} = 40888 \text{ ml de disolución} = 40,888 \text{ l de disolución}$$