

4

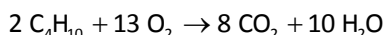
Reacciones químicas

Reacciones químicas

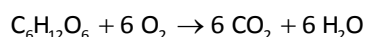
PARA COMENZAR (página 97)

- **Busca algún ejemplo de reacciones químicas de interés. Ya sea para la biología o para la industria.**

En el ámbito industrial y doméstico son muy importantes las reacciones de combustión. En ellas un combustible (ya sea sólido, líquido o gaseoso) entra en contacto con oxígeno produciendo dióxido de carbono y agua. Veamos la ecuación química que representa la combustión del butano:



En biología es destacable la reacción de respiración celular, mediante la que la glucosa en contacto con oxígeno da lugar a dióxido de carbono y agua:



- **¿Hay cambios visibles en la materia que no sean reacción química? Pon ejemplos.**

Sí, la materia sufre también cambios físicos aparte de cambios químicos.

Por ejemplo, cuando ponemos a hervir agua en una cazuela, vemos cómo se desprende vapor de agua. En este caso no hay transformación de unas sustancias en otras, tanto el líquido como el vapor es agua.

Otro ejemplo es la disolución de azúcar en una taza de café. Ambas sustancias forman una disolución, pero no dan lugar a sustancias de naturaleza diferente al entrar en contacto.

PRACTICA (página 99)

1. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:

- $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
 - $\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
- $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$
 - $2 \text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$

2. Calcula el número de átomos que hay en cada caso.

- 2 mol de hierro.
- 5 mol de agua.
- 196 g de H_2SO_4 .

Utilizamos factores de conversión:

$$\text{a) } 2 \text{ mol de Fe} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de Fe}} = 1,204 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$\text{b) } 5 \text{ mol de H}_2\text{O} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula de H}_2\text{O}} = 9,033 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

- En este caso primero debemos calcular uno de los factores de conversión que necesitamos, la masa molar:

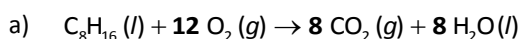
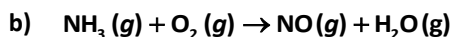
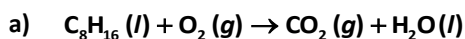
$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,008 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 = 98,08 \text{ g/mol}$$

$$196 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98,08 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 1,203 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de H}_2\text{SO}_4$$

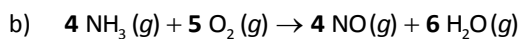
$$1,203 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{7 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula de H}_2\text{SO}_4} = 8,424 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

ACTIVIDADES (página 101)

3. Ajusta las siguientes reacciones químicas y luego descríbelas con una frase:



Un mol de octano líquido reacciona con doce moles de oxígeno gaseoso para dar ocho moles de dióxido de carbono gaseoso y ocho moles de agua líquida.

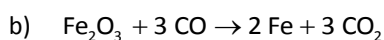
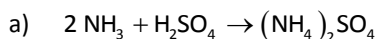


Cuatro moles de amoníaco gaseoso reaccionan junto con cinco moles de oxígeno gaseoso para dar cuatro moles de monóxido de nitrógeno gaseoso y seis moles de agua gaseosa.

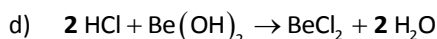
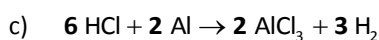
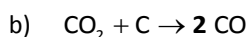
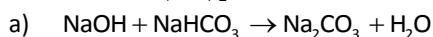
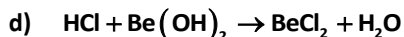
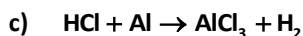
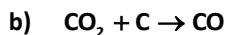
4. Escribe y ajusta la ecuación química de las siguientes reacciones:

a) El amoníaco reacciona con el ácido sulfúrico para dar sulfato de amonio.

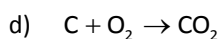
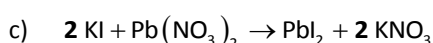
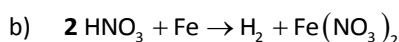
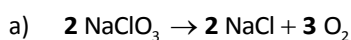
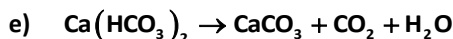
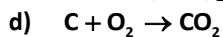
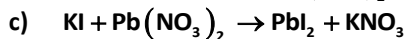
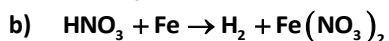
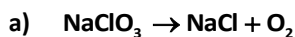
b) Cuando el óxido de hierro(III) reacciona con el monóxido de carbono se obtiene hierro metálico y se libera dióxido de carbono.

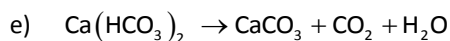


5. Ajusta las siguientes reacciones:



6. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:




ACTIVIDAD (página 102)

- 7.** Calcula la masa de una muestra de óxido de hierro(III) con riqueza del 65 % que se necesita para obtener 0,320 mol de óxido de hierro(III) puro.

Pasamos de cantidad, en mol, a masa, en gramos, utilizando la masa molar:

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 55,85 \cdot 2 + 16,00 \cdot 3 = 159,7 \text{ g/mol}$$

$$0,320 \text{ mol de } \cancel{\text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{159,7 \text{ g de } \cancel{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{Fe}_2\text{O}_3}} = 51,104 \text{ g de } \text{Fe}_2\text{O}_3$$

Tenemos en cuenta la riqueza de la muestra:

$$51,104 \text{ g de } \cancel{\text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{100 \text{ g de muestra}}{65 \text{ g de } \cancel{\text{Fe}_2\text{O}_3}} = \mathbf{78,62 \text{ g de } \text{Fe}_2\text{O}_3}$$

ACTIVIDADES (página 103)

- 8.** 20 mL de una muestra de ácido sulfúrico con riqueza del 85 % y densidad 1,96 g/mL, ¿cuántos moles de ácido sulfúrico puro son?

Calculamos primero la masa que corresponde a los 20 mL de muestra:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,96 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 20 \text{ mL} = 39,2 \text{ g de muestra}$$

Con el dato de la riqueza obtenemos los gramos de ácido puro:

$$39,2 \text{ g de muestra} \cdot \frac{85 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g de muestra}} = 33,32 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Con la masa molar calculamos los moles:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,008 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 = 98,076 \text{ g/mol}$$

$$33,32 \text{ g de } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4}}{98,076 \text{ g de } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4}} = 0,3397 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4 \approx \mathbf{0,340 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4}$$

- 9.** ¿Cuántos moles de vapor de agua hay en un recipiente de 1,25 L, a 300 °C si la presión es de 0,25 atm? ¿Cuál es su masa? Dato: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$.

Aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales para conocer el número de moles:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

Sustituimos y resolvemos:

$$n = \frac{0,25 \text{ atm} \cdot 1,25 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (300 + 273) \text{ K}} = \mathbf{6,65 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}$$

Para calcular la masa necesitamos la masa molar:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1,008 \cdot 2 + 16,00 = 18,016 \text{ g/mol}$$

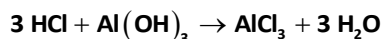
Por tanto:

$$6,65 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{18,016 \text{ g de } \cancel{\text{H}_2\text{O}}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = \mathbf{0,120 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}}$$

ACTIVIDADES (página 104)

10. La acidez de estómago se debe a un exceso en la producción de HCl por parte de nuestro organismo. Se trata tomando una lechada de hidróxido de aluminio que reacciona con el ácido dando cloruro de aluminio y agua.

- Escribe la reacción que tiene lugar.
 - Calcula la masa de hidróxido de aluminio que hay que tomar para neutralizar 10 mL de HCl 1,25 M.
 - Calcula la masa de cloruro de aluminio que se forma.
- a) Escribimos la ecuación química ajustada:



- b) La estequiometría de la reacción nos permite conocer la proporción en mol en que reaccionan las sustancias. Calculamos la cantidad de HCl, en mol, que corresponde al volumen de disolución indicado:

$$10 \text{ mL de disolución HCl} \cdot \frac{1 \text{ L de disolución HCl}}{1000 \text{ mL de disolución HCl}} \cdot \frac{1,25 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ L de disolución HCl}} = 0,0125 \text{ mol de HCl}$$

Hallamos la masa de hidróxido de aluminio necesaria:

$$M[\text{Al}(\text{OH})_3] = 26,98 + (16,00 + 1,008) \cdot 3 = 78,004 \text{ g/mol}$$

$$0,0125 \text{ mol de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3}{3 \text{ mol de HCl}} \cdot \frac{78,004 \text{ g de Al}(\text{OH})_3}{1 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3} = 0,325 \text{ g de Al}(\text{OH})_3 = \mathbf{325 \text{ mg de Al}(\text{OH})_3}$$

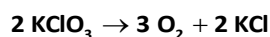
- c) Con la estequiometría de la reacción calculamos la masa de cloruro de aluminio formada:

$$M[\text{AlCl}_3] = 26,98 + 35,45 \cdot 3 = 133,33 \text{ g/mol}$$

$$0,0125 \text{ mol de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de AlCl}_3}{3 \text{ mol de HCl}} \cdot \frac{133,33 \text{ g de AlCl}_3}{1 \text{ mol de AlCl}_3} = 0,5555 \text{ g de AlCl}_3 = \mathbf{556 \text{ mg de AlCl}_3}$$

11. Cuando se calienta el clorato de potasio se desprende oxígeno y queda un residuo de cloruro de potasio. Calcula la cantidad de clorato que se calentó si el oxígeno que se obtuvo, recogido en un recipiente de 5 L a la temperatura de 80 °C, ejercía una presión de 3,5 atm. Calcula la masa de cloruro de potasio que se obtuvo. Dato: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 KClO ₃	→	3 O ₂	+	2 KCl
2 mol de clorato de potasio	se descomponen para dar	3 mol de oxígeno	y	2 mol de cloruro de potasio
		5 L, 80 °C, 3,5 atm		

3. Expresamos en mol la cantidad de oxígeno. Como es un gas, utilizamos la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{3,5 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (80 + 273) \text{ K}} = 0,60457 \text{ mol de O}_2$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen. La masa de clorato de potasio que se calentó será:

$$M(\text{KClO}_3) = 39,10 + 35,45 + 16,00 \cdot 3 = 122,55 \text{ g/mol}$$

$$0,60457 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de KClO}_3}{3 \text{ mol de O}_2} \cdot \frac{122,55 \text{ g de KClO}_3}{1 \text{ mol de KClO}_3} = 49,39 \text{ g de KClO}_3 \approx \mathbf{49,4 \text{ g de KClO}_3}$$

La masa de cloruro de potasio que se obtuvo será:

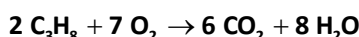
$$M(\text{KCl}) = 39,10 + 35,45 = 74,55 \text{ g/mol}$$

$$0,60457 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de KCl}}{3 \text{ mol de O}_2} \cdot \frac{74,55 \text{ g de KCl}}{1 \text{ mol de KCl}} = 30,047 \text{ g de KCl} \approx \mathbf{30,05 \text{ g de KCl}}$$

12. Cuando un hidrocarburo reacciona con una cantidad limitada de oxígeno se produce monóxido de carbono y agua.

- a) Escribe la reacción en la que el C_3H_8 se transforma en CO .
 b) ¿Qué volumen de O_2 , medido a 0°C y 1 atm , reacciona con 4 L de C_3H_8 a 2 atm y 25°C ?
 c) ¿Qué volumen de CO se obtendrá, medido a 0°C y 1 atm ?

a) Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



b) Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

$2 \text{ C}_3\text{H}_8$	+	7 O_2	\rightarrow	6 CO	+	$8 \text{ H}_2\text{O}$
2 mol de propano	reaccionan con	7 mol de oxígeno	para dar	6 mol de monóxido de carbono	y	8 mol de agua
4 L, 25°C , 2 atm						

Expresamos en mol la cantidad de propano. Como es un gas, utilizamos la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \text{ atm} \cdot 4 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (25 + 273) \text{ K}} = 0,3274 \text{ mol de C}_3\text{H}_8$$

La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen.

$$0,3274 \text{ mol de C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{7 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ mol de C}_3\text{H}_8} = 1,14585 \text{ mol de O}_2$$

El volumen de oxígeno a 0°C y 1 atm que reacciona será:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1,14585 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{25,65 \text{ L de O}_2}$$

c) Del mismo modo, el volumen de CO que se obtiene a 0°C y 1 atm será:

$$0,3274 \text{ mol de C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{6 \text{ mol de CO}}{2 \text{ mol de C}_3\text{H}_8} = 0,982 \text{ mol de CO}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,982 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 21,987 \text{ L} \approx \mathbf{22,0 \text{ L de CO}}$$

ACTIVIDADES (página 105)

13. El nitrato de amonio, NH_4NO_3 , es una sustancia que se utiliza habitualmente como fertilizante. Bajo la acción de detonadores explota descomponiéndose en nitrógeno, oxígeno y agua, razón por la cual también se utiliza para fabricar explosivos. En un bidón tenemos 0,5 kg de una sustancia que tiene un 80 % de riqueza en nitrato de amonio. Si llegase a explotar totalmente, calcula:

- a) La presión que ejercería el nitrógeno que se libera si el bidón es de 50 L y la temperatura es de 35 °C.
 b) El volumen de agua que aparecería en el bidón.

Datos: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$, densidad del agua: 1 g/mL.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 NH_4NO_3	→	2 N_2	+	O_2	+	4 H_2O
2 mol de nitrato de amonio	se descomponen para dar	2 mol de nitrógeno	γ	1 mol de oxígeno	γ	4 mol de agua
0,5 kg, 80 % en NH_4NO_3						

3. Expresamos en mol la cantidad de nitrato de amonio puro que existe en el bidón:

$$0,5 \text{ kg de producto} \cdot \frac{80 \text{ kg de } \text{NH}_4\text{NO}_3 \text{ puro}}{100 \text{ kg de producto}} = 0,4 \text{ kg de } \text{NH}_4\text{NO}_3 \text{ puro} = 0,4 \cdot 10^3 \text{ g de } \text{NH}_4\text{NO}_3 \text{ puro}$$

$$M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 14,01 + 1,008 \cdot 4 + 14,01 + 16,00 \cdot 3 = 80,052 \text{ g/mol}$$

$$0,4 \cdot 10^3 \text{ g de } \text{NH}_4\text{NO}_3 \text{ puro} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{NH}_4\text{NO}_3}{80,052 \text{ g de } \text{NH}_4\text{NO}_3 \text{ puro}} = 4,997 \text{ mol de } \text{NH}_4\text{NO}_3$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen:

- a) La presión que ejercería el nitrógeno que se libera será:

$$4,997 \text{ mol de } \text{NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol de } \text{N}_2}{2 \text{ mol de } \text{NH}_4\text{NO}_3} = 4,997 \text{ mol de } \text{N}_2$$

Con la ecuación de estado de los gases ideales hallamos la presión:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{4,997 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (35 + 273) \text{ K}}{50 \text{ L}} = 2,52 \text{ atm}$$

- b) El volumen de agua que aparecería en el bidón será:

$$5 \text{ mol de } \text{NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{4 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}{2 \text{ mol de } \text{NH}_4\text{NO}_3} = 10 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}$$

Como el agua es un líquido, calculamos la masa equivalente a estos moles y, por medio de la densidad, el volumen que ocupa:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1,008 \cdot 2 + 16,00 = 18,016 \text{ g/mol}$$

$$9,994 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{18,016 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}} = 180,05 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}$$

$$180,05 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mL de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}} = 180 \text{ mL de } \text{H}_2\text{O}$$

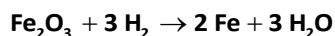
14. El óxido de hierro(III) es un compuesto que se utiliza, entre otras cosas, para fabricar cintas de grabación magnética. Para determinar su riqueza en una muestra se le hace reaccionar con hidrógeno gaseoso, y como resultado se obtiene hierro y agua.

a) Determina el porcentaje en óxido de hierro(III) si 100 g de muestra consumen 33,6 L de H_2 , medidos a $0^\circ C$ y 1 atm.

b) ¿Qué cantidad de hierro se depositará en el proceso?

Dato: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

Fe_2O_3	+	$3 H_2$	\rightarrow	$2 Fe$	+	$3 H_2O$
1 mol de óxido de hierro(III)	reacciona con	3 mol de hidrógeno	para dar	2 mol de hierro	y	3 mol de agua
100 g de muestra		33,6 L a $0^\circ C$ y 1 atm				

3. Expresamos en mol la cantidad de hidrógeno. Como es un gas en las condiciones dadas:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 33,6 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (0 + 273) \text{ K}} = 1,5 \text{ mol de } H_2$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen:

a) Inicialmente calculamos la cantidad de Fe_2O_3 que reacciona con esa cantidad de H_2 :

$$1,5 \text{ mol de } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } Fe_2O_3}{3 \text{ mol de } H_2} = 0,5 \text{ mol de } Fe_2O_3$$

Con la masa molar hallamos la masa de esa sustancia que contiene la muestra:

$$M(Fe_2O_3) = 55,85 \cdot 2 + 16,00 \cdot 3 = 159,7 \text{ g/mol}$$

$$0,5 \text{ mol de } Fe_2O_3 \cdot \frac{159,7 \text{ g de } Fe_2O_3}{1 \text{ mol de } Fe_2O_3} = 79,9 \text{ g de } Fe_2O_3$$

Puesto que esta es la cantidad que hay en 100 g de muestra, concluimos que tiene una riqueza del **79,8 %** en Fe_2O_3 .

b) Para calcular la cantidad de hierro que se deposita:

$$1,5 \text{ mol de } H_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de } Fe}{3 \text{ mol de } H_2} = 1 \text{ mol de } Fe$$

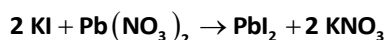
$$M(Fe) = 55,85 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol de } Fe \cdot \frac{55,85 \text{ g de } Fe}{1 \text{ mol de } Fe} = 55,85 \text{ g de } Fe$$

ACTIVIDADES (página 106)

15. Cuando el yoduro de potasio reacciona con nitrato de plomo(II), se obtiene un precipitado amarillo de yoduro de plomo(II) y otra sustancia. Si se mezclan 25 mL de una disolución 3 M en KI con 15 mL de disolución 4 M en $Pb(NO_3)_2$, calcula la cantidad de precipitado amarillo que se obtendrá.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 KI	+	Pb(NO₃)₂	→	PbI₂	+	2 KNO₃
2 mol de yoduro de potasio	reaccionan con	1 mol de nitrato de plomo(II)	para dar	1 mol de yoduro de plomo(II)	y	2 mol de nitrato de potasio
25 mL, 3 M		15 mL, 4 M				

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Puesto que conocemos las cantidades de los dos reactivos, lo más probable es que uno de ellos actúe de reactivo limitante; determinaremos cuál:

$$25 \cdot 10^{-3} \text{ L de KI} \cdot \frac{3 \text{ mol de KI}}{1 \text{ L de KI}} = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de KI}$$

$$15 \cdot 10^{-3} \text{ L de Pb(NO}_3)_2 \cdot \frac{4 \text{ mol de Pb(NO}_3)_2}{1 \text{ L de Pb(NO}_3)_2} = 6 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Pb(NO}_3)_2$$

Determinamos el reactivo limitante teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$6 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Pb(NO}_3)_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de KI}}{1 \text{ mol de Pb(NO}_3)_2} = 12 \cdot 10^{-2} \text{ mol de KI}$$

Esta cantidad es mayor que los $7,5 \cdot 10^{-2}$ moles que reaccionan de esta sustancia, por tanto, el reactivo limitante es el KI.

4. Calculamos la cantidad de sustancia que se obtiene a partir de la cantidad existente del reactivo limitante. La estequiometría de la reacción permite determinarla:

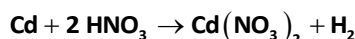
$$7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de KI} \cdot \frac{1 \text{ mol de PbI}_2}{2 \text{ mol de KI}} = 3,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol de PbI}_2$$

$$M(\text{PbI}_2) = 207,2 + 126,9 \cdot 2 = 461,0 \text{ g/mol}$$

$$3,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol de PbI}_2 \cdot \frac{461,0 \text{ g de PbI}_2}{1 \text{ mol de PbI}_2} = \mathbf{17,29 \text{ g de PbI}_2}$$

- 16.** El cadmio reacciona con el ácido nítrico dando nitrato de cadmio e hidrógeno. Se hacen reaccionar 8 g de cadmio con 60 mL de HNO₃ 1,5 M. ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 0 °C y 1 atm, se obtendrá como máximo? Dato: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

Cd	+	2 HNO₃	→	Cd(NO₃)₂	+	H₂
1 mol de cadmio	reacciona con	2 mol de ácido nítrico	para dar	1 mol de nitrato de cadmio	y	1 mol de hidrógeno
8 g		60 mL, 1,5 M				0 °C y 1 atm

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Puesto que conocemos las cantidades de los dos reactivos, lo más probable es que uno de ellos actúe de reactivo limitante; determinaremos cuál:

$$8 \text{ g de Cd} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cd}}{112,4 \text{ g de Cd}} = 7,12 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Cd}$$

$$60 \cdot 10^{-3} \text{ L de HNO}_3 \cdot \frac{1,5 \text{ mol de HNO}_3}{1 \text{ L de HNO}_3} = 9 \cdot 10^{-2} \text{ mol de HNO}_3$$

Determinamos el reactivo limitante teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$9 \cdot 10^{-2} \text{ mol de HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de Cd}}{2 \text{ mol de HNO}_3} = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Cd}$$

Esta cantidad es menor que los $7,12 \cdot 10^{-2}$ moles que reaccionan de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es el HNO₃.

4. Calculamos la cantidad de hidrógeno que se obtiene a partir de la cantidad existente del reactivo limitante. La estequiometría de la reacción permite determinarla:

$$9 \cdot 10^{-2} \text{ mol de HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ mol de HNO}_3} = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de H}_2$$

Como el hidrógeno es un gas hallamos el volumen que ocupa con la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 1 \text{ L de H}_2$$

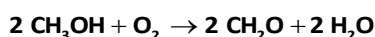
ACTIVIDADES (página 107)

17. El formol, CH_2O , es un compuesto que se utiliza para fabricar colas de madera. En la industria se obtiene haciendo reaccionar metanol, CH_3OH , con oxígeno, en un proceso en el que también se forma agua. El rendimiento de la operación es del 92 %.

a) Escribe la ecuación química de la reacción.

b) Determina la masa de formol que se puede obtener a partir de 50 g de metanol.

a) Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



b) Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 CH_3OH	+	O_2	\rightarrow	2 CH_2O	+	2 H_2O
2 mol de metanol	reaccionan con	1 mol de oxígeno	para dar	2 mol de formol	y	2 mol de agua
50 g						

Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Puesto que conocemos las cantidades de los dos reactivos, lo más probable es que uno de ellos actúe de reactivo limitante; determinaremos cuál:

$$M(\text{CH}_3\text{OH}) = 12,00 + 1,008 \cdot 3 + 16,00 = 32,032 \text{ g/mol}$$

$$50 \text{ g de CH}_3\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}}{32,032 \text{ g de CH}_3\text{OH}} = 1,56 \text{ mol de CH}_3\text{OH}$$

La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen:

$$1,56 \text{ mol de CH}_3\text{OH} \cdot \frac{2 \text{ mol de CH}_2\text{O}}{2 \text{ mol de CH}_3\text{OH}} = 1,56 \text{ mol de CH}_2\text{O}$$

$$M(\text{CH}_2\text{O}) = 12,00 + 1,008 \cdot 2 + 16,00 = 30,016 \text{ g/mol}$$

$$1,56 \text{ mol de CH}_2\text{O} \cdot \frac{30,016 \text{ g de CH}_2\text{O}}{1 \text{ mol de CH}_2\text{O}} = 46,85 \text{ g de CH}_2\text{O}$$

Esta es la cantidad que se obtendría si el proceso fuese con un rendimiento del 100 %. Como no es así, calculamos la cantidad real:

$$46,85 \text{ g de CH}_2\text{O teóricos} \cdot \frac{92 \text{ g de CH}_2\text{O reales}}{100 \text{ g de CH}_2\text{O teóricos}} = 43,1 \text{ g de CH}_2\text{O reales}$$

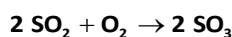
18. Uno de los pasos para la fabricación del ácido sulfúrico comprende la reacción del dióxido de azufre con oxígeno para producir trióxido de azufre. En una ocasión se mezclaron 11 L de dióxido de azufre a 1,2 atm y 50 °C con oxígeno y se formaron 30 g de trióxido de azufre. Determina:

a) El rendimiento de la reacción.

b) Las moléculas de oxígeno que reaccionaron.

Dato: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 SO ₂	+	O ₂	→	2 SO ₃
2 mol de dióxido de azufre	reacciona con	1 mol de oxígeno	para dar	2 mol de trióxido de azufre
11 L, 1,2 atm y 50 °C				30 g

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Como el SO₂ es un gas, utilizamos la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,2 \text{ atm} \cdot 11 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (50 + 273) \text{ K}} = 0,498 \text{ mol de SO}_2$$

La estequiometría de la reacción permite calcular los moles de SO₃ que se obtendrían como máximo a partir de esta cantidad:

$$0,498 \text{ mol de SO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de SO}_3}{2 \text{ mol de SO}_2} = 0,498 \text{ mol de SO}_3$$

$$M(\text{SO}_3) = 32,06 + 16,00 \cdot 3 = 80,06 \text{ g/mol}$$

$$0,498 \text{ mol de SO}_3 \cdot \frac{80,06 \text{ g de SO}_3}{1 \text{ mol de SO}_3} = 39,9 \text{ g de SO}_3$$

- a) Determinamos el rendimiento del proceso:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \cdot 100 = \frac{30 \text{ g de SO}_3 \text{ reales}}{39,9 \text{ g de SO}_3 \text{ teóricos}} \cdot 100 = \mathbf{75,19\%}$$

- b) Para calcular las moléculas de oxígeno que han reaccionado debemos calcular los moles utilizando la estequiometría de la reacción:

$$0,498 \text{ mol de SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ mol de SO}_2} = 0,249 \text{ mol de O}_2$$

Y teniendo en cuenta el número de Avogadro:

$$0,249 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = \mathbf{1,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2}$$

ACTIVIDAD (página 108)

- 19.** Denominamos valor añadido de un producto a la diferencia entre el costo de las materias primas y el proceso que ha permitido obtenerlo y lo que se puede obtener de su venta. Razona qué sectores de la industria química pueden tener más valor añadido.

La industria química de la salud es la que mayor valor añadido obtiene en sus productos (medicamentos y productos fitosanitarios o zoonosanitarios). En las industrias de este sector, los costes de producción de cada producto son muy bajos comparados con el precio final de venta.

ACTIVIDADES (página 109)

- 20.** Explica por qué la mezcla de gases que entra en el reactor entra por arriba y se dirige hasta la parte inferior y la mezcla de N₂ y H₂ reciclado entra por la parte inferior.

La mezcla nueva entra a temperatura ambiente, más fría, con lo que será más densa con tendencia a sumergirse en el fluido más caliente y más ligero. La mezcla de gases reciclados viene a mayor temperatura, más ligera, tendrá tendencia a ascender en el seno de un fluido más frío y denso.

- 21.** Explica por qué el lecho del catalizador está encima del calefactor.

La reacción entre N₂ y H₂ ocurre después de haber elevado la temperatura. El catalizador solo favorece el proceso a altas temperaturas.

- 22. La mezcla de gases que sale del reactor entra caliente en el intercambiador de calor y sale más fría. ¿En qué se aprovecha este calor cedido?**

Se aprovecha en aumentar la temperatura de los gases reciclados.

- 23. ¿Por qué entra el agua fría por la parte inferior del condensador y sale por la parte superior?**

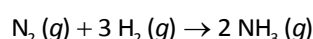
Esto favorece el flujo, pues a medida que se calienta el agua, esta se hace menos densa y asciende en el seno de un fluido más frío y denso.

- 24. ¿Cuál crees que es la función de los compresores?**

En el interior del reactor la presión debe ser elevada, 200 atm. Los compresores mantienen este valor de la presión.

- 25. Por cada 17 g de NH₃ que se recogen, ¿cuántos gramos de N₂ y de H₂ deben entrar en el reactor? ¿Es esta la cantidad de N₂ e H₂ que hay en el reactor? Razona tu respuesta.**

La reacción química ajustada es:



Calculamos la masa molar para conocer los moles de amoníaco:

$$M(\text{NH}_3) = 14,01 + 1,008 \cdot 3 = 17,034 \text{ g/mol}$$

$$17 \text{ g de NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de NH}_3}{17,034 \text{ g de NH}_3} = 0,998 \text{ mol de NH}_3$$

Por la estequiometría de la reacción calculamos los moles de nitrógeno e hidrógeno que intervienen:

$$0,998 \text{ mol de NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de N}_2}{2 \text{ mol de NH}_3} = 0,499 \text{ mol de N}_2$$

$$0,998 \text{ mol de NH}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ mol de NH}_3} = 1,497 \text{ mol de H}_2$$

Pasamos de cantidad, en mol, a masa, en gramos, usando la masa molar:

$$M(\text{N}_2) = 14,01 \cdot 2 = 28,02 \text{ g/mol}$$

$$0,499 \text{ mol de N}_2 \cdot \frac{28,02 \text{ g de N}_2}{1 \text{ mol de N}_2} = 13,98 \text{ g de N}_2 \approx \mathbf{14 \text{ g de N}_2}$$

$$M(\text{H}_2) = 1,008 \cdot 2 = 2,016 \text{ g/mol}$$

$$1,497 \text{ mol de H}_2 \cdot \frac{2,016 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 3,018 \text{ g de H}_2 \approx \mathbf{3 \text{ g de H}_2}$$

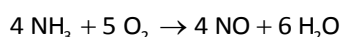
En el reactor deben entrar 14 g de nitrógeno y 3 gramos de hidrógeno.

No es esta la cantidad de nitrógeno e hidrógeno que hay en el interior del reactor, hay más. La reacción no es completa y hay siempre nitrógeno e hidrógeno reciclados.

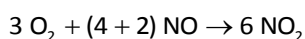
ACTIVIDADES (página 110)

- 26. Escribe el proceso químico global de fabricación de ácido nítrico a partir del amoníaco.**

En el convertidor, los reactivos de la primera reacción son la materia prima, amoníaco y el oxígeno del aire. Se produce monóxido de nitrógeno, NO, que se reutiliza, y agua:

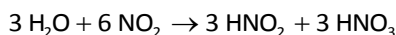


En el reactor, la segunda reacción reutiliza el monóxido de nitrógeno, NO, de la primera y última reacción con aún más oxígeno del aire:



4 Reacciones químicas

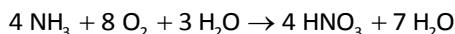
En la torre de absorción hay dos reacciones: la tercera, que reutiliza el dióxido de nitrógeno, NO₂, junto con agua:



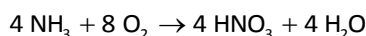
La cuarta y última que reutiliza el ácido nitroso, HNO₂, y produce monóxido de nitrógeno, NO, para devolverlo a la segunda reacción:



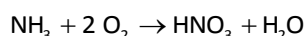
En definitiva, entran cuatro moles de amoníaco, ocho moles de oxígeno y tres moles de agua; y se producen cuatro moles de ácido nítrico y siete moles de agua:



Tres moles de agua entre los reactivos se pueden eliminar de entre los siete moles de agua entre los productos:

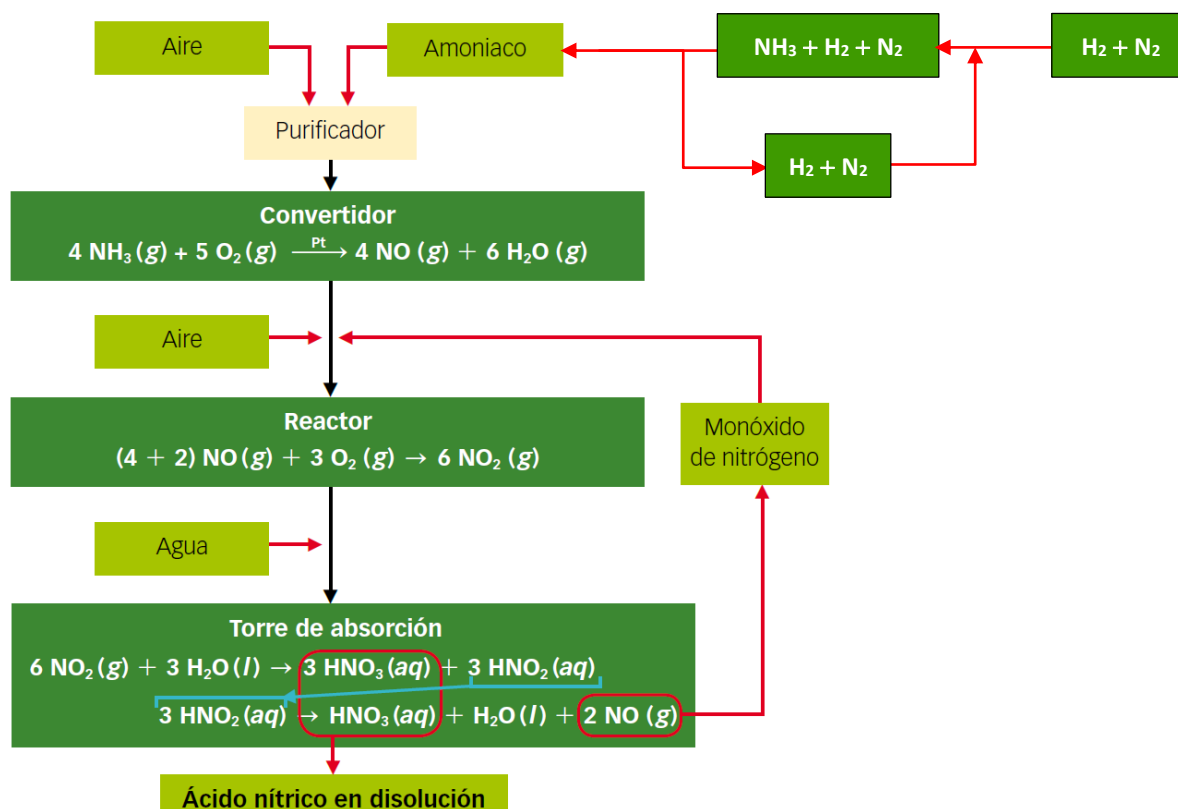


Y simplificando:



Un mol de amoníaco con dos moles de oxígeno dan un mol de ácido nítrico con un mol de agua.

27. En muchas ocasiones, el amoníaco que se utiliza para fabricar el ácido nítrico procede de una instalación cercana. Completa el esquema de fabricación del ácido nítrico con el de la planta que fabrica el amoníaco que se utiliza en ella.



28. El coeficiente estequiométrico del NO en la reacción que tiene lugar en el reactor es 4 + 2. Explica por qué se pone cada uno de estos números.

Porque tienen diferente origen. Los cuatro moles de NO proceden del convertidor y los dos moles de NO proceden de la torre de absorción.

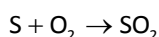
- 29.** Algunos petróleos tienen en su composición compuestos nitrogenados que, cuando se queman, producen óxidos de nitrógeno, unos gases causantes de lluvia ácida. Relaciona este problema con las reacciones que intervienen en la fabricación de ácido nítrico y explica la formación de la lluvia ácida.

En la torre de absorción un óxido de nitrógeno se pone en contacto con agua produciendo el ácido. Los vapores de NO_2 procedentes de la combustión entran en contacto con el agua de la lluvia y se produce la misma reacción dando lugar al ácido.

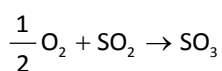
ACTIVIDADES (página 111)

- 30.** Escribe el proceso químico global de obtención del ácido sulfúrico a partir del azufre. Incluye en la ecuación las sustancias que participan en todos los pasos.

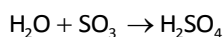
En el horno se introduce la materia prima, azufre y oxígeno en exceso:



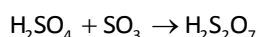
En el convertidor se usa el SO_2 procedente del horno:



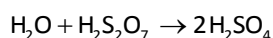
En la torre de lavado hay varias reacciones químicas que entran en juego. Primero el gas SO_3 en contacto con el agua produce H_2SO_4 concentrado.



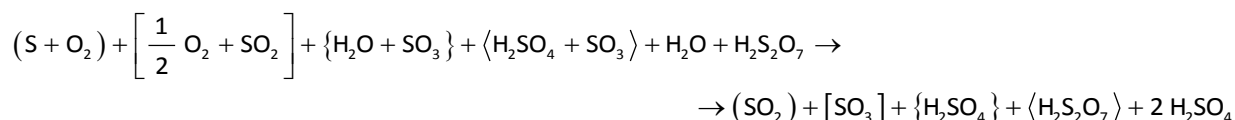
Usando este concentrado de H_2SO_4 con más SO_3 procedente del convertidor:



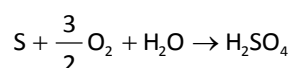
En la misma torre de lavado junto con el agua se produce H_2SO_4 :



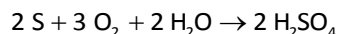
En conjunto:



Simplificando:



Pasando a coeficientes enteros:

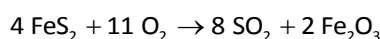


- 31.** Explica de dónde procede el oxígeno que reacciona con el dióxido de azufre en el paso 2.

Es oxígeno que procede del horno. Viene mezclado con los productos, ya que el oxígeno entra en exceso al horno.

- 32.** En el paso 1 de fabricación del ácido sulfúrico se puede utilizar pirita (disulfuro de hierro, FeS_2) en lugar de azufre. Además de SO_2 , en el horno se obtiene Fe_2O_3 . Escribe y ajusta la ecuación química del proceso.

La ecuación química ajustada del proceso es:

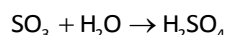


- 33.** Indica cuál puede ser la composición cualitativa de los gases de desecho que salen del paso 3.

Como se inyecta aire de la atmósfera, entre los gases de desecho estarán los que forman la atmósfera, N_2 y O_2 principalmente, y además, óxido de nitrógeno después de las altas temperaturas del horno.

- 34.** Algunos petróleos contienen compuestos azufrados que, cuando se queman, producen óxidos de azufre, unos gases causantes de lluvia ácida. Relaciona este problema con las reacciones que intervienen en la fabricación de ácido sulfúrico y explica la formación de la lluvia ácida.

En la torre de lavado se da el siguiente proceso químico, con un paso intermedio:

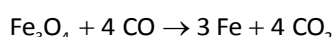
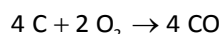


Esta misma reacción se da cuando los vapores de SO_2 y SO_3 entran en contacto con el agua de lluvia, dando acidez a las gotas que atrapan estos vapores.

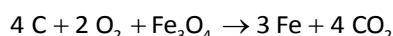
ACTIVIDADES (página 112)

- 35.** Escribe la ecuación química del proceso completo de obtención del hierro a partir de magnetita.

Tienen lugar las siguientes reacciones químicas:

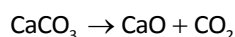


El producto de la primera reacción es reactivo de la segunda y se puede escribir.



- 36.** El CaCO_3 se descompone cuando se calienta, dando CaO y CO_2 . Escribe la ecuación de esta reacción e indica hacia qué parte del alto horno (superior o inferior) avanzará cada una de estas sustancias.

La ecuación química ajustada es:



El óxido de calcio cae dentro del horno, mientras que el CO_2 gaseoso asciende.

- 37.** La pirita es un mineral de hierro. Su utilización en los altos hornos puede provocar importantes daños medioambientales, ¿por qué?

Porque contiene azufre y en el alto horno puede dar lugar a óxidos de azufre que provoquen lluvia ácida.

- 38.** Indica la composición cualitativa de los gases que se pueden liberar en la parte superior de un alto horno.

Al inyectar aire saldrán los gases que componen el aire, N_2 y O_2 , junto con óxidos de nitrógeno. Además, el CO_2 y el CO , que forman parte de la reacción, también pueden salir.

ACTIVIDADES (página 113)

- 39.** Ordena, según la proporción de carbono, el hierro dulce, el hierro de fundición y el acero.

De mayor a menor proporción de carbono:

Fundición > acero > hierro dulce

- 40.** El acero sufre una dilatación similar al hormigón, por eso ambos se utilizan conjuntamente en el hormigón armado. Explica qué problemas se podrían derivar para la construcción de estructuras con hormigón armado si el acero sufriese una dilatación mayor que el hormigón.

Bajo temperaturas extremas se dilatarían longitudes muy diferentes comprometiendo el trabajo conjunto de ambos materiales. Se fabricarían tensiones internas que harían que el hormigón se resquebrajase; así, al perder cohesión interna, pierde resistencia entre las cargas.

- 41.** Razona por qué los utensilios de cocina son de acero y no de hierro.

Porque el acero resiste la corrosión en ambientes húmedos, no así el hierro.

ACTIVIDADES FINALES (página 117)
Concentración de una disolución

42. Indica cuáles de las siguientes características se conservan en una reacción química:

- La masa de los reactivos es igual a la masa de los productos.
- El volumen de los reactivos es igual al volumen de los productos.
- La temperatura de los reactivos es igual a la temperatura de los productos.
- El número de átomos en los reactivos es igual que en los productos.
- El número de partículas (moléculas o iones) en los reactivos es igual que en los productos.

- Verdadero. Ley de Lavoisier.
- Falso. Contradice la hipótesis de Avogadro.
- No tiene por qué. En las combustiones se libera energía.
- Verdadero. Es consecuencia de la ley de Lavoisier.
- No tiene por qué ser así.

43. Ajusta las siguientes reacciones químicas y luego descríbelas con una frase:

- $\text{H}_2\text{S}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l) + \text{SO}_2(g)$
- $\text{NaCl}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{NaOH}(aq) + \text{Cl}_2(g) + \text{H}_2(g)$
- $\text{NaBr}(s) + \text{H}_3\text{PO}_4(aq) \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4(aq) + \text{HBr}(g)$

- $2 \text{H}_2\text{S}(g) + 3 \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(l) + 2 \text{SO}_2(g)$

Dos moles de sulfuro de hidrógeno gaseoso con tres moles de gas oxígeno reaccionan para dar dos moles de agua líquida y dos moles de dióxido de azufre gaseoso.

- $2 \text{NaCl}(s) + 2 \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2 \text{NaOH}(aq) + \text{Cl}_2(g) + \text{H}_2(g)$

Dos moles de cloruro de sodio sólido con dos moles de agua líquida reaccionan para dar dos moles de hidróxido de sodio en disolución acuosa, un mol de gas cloro y un mol de gas hidrógeno.

- $2 \text{NaBr}(s) + \text{H}_3\text{PO}_4(aq) \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4(aq) + 2 \text{HBr}(g)$

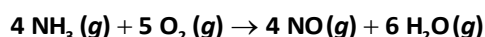
Dos moles de bromuro de sodio sólido con un mol de ácido fosfórico en disolución acuosa reaccionan para dar un mol de hidrogenofosfato de sodio en disolución acuosa y dos moles de bromuro de hidrógeno gaseoso.

44. Cuando se hace reaccionar amoníaco con oxígeno se obtiene monóxido de nitrógeno y agua.

- Escribe la reacción teniendo en cuenta que todas las sustancias están en estado gaseoso.
- Determina el volumen de oxígeno, medido a 0 °C y 1 atm, que se necesita para que reaccione totalmente con 50 g de amoníaco.
- Calcula las moléculas de monóxido de nitrógeno que se obtendrán.

Dato: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

- Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



- Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

4 NH ₃ (g)	+	5 O ₂ (g)	→	4 NO (g)	+	6 H ₂ O (g)
4 mol de amoníaco	con	5 mol de oxígeno	reaccionan para dar	4 mol de monóxido de nitrógeno	y	6 mol de agua
50 g		0 °C y 1 atm				

Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan:

$$M(\text{NH}_3) = 14,01 + 1,008 \cdot 3 = 17,034 \text{ g/mol}$$

$$50 \text{ g de NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de NH}_3}{17,034 \text{ g de NH}_3} = 2,9353 \text{ mol de NH}_3$$

4 Reacciones químicas

La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen:

$$2,9353 \text{ mol de } \cancel{\text{NH}_3} \cdot \frac{5 \text{ mol de } \text{O}_2}{4 \text{ mol de } \cancel{\text{NH}_3}} = 3,6691 \text{ mol de } \text{O}_2$$

Teniendo en cuenta que el gas está a 0 °C y 1 atm, y considerando que es gas ideal:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{3,6691 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 82,13 \text{ L} \approx \mathbf{82 \text{ L de } \text{O}_2}$$

- c) Según la estequiometría de la reacción, se obtendrá el mismo número de moles de NO que han reaccionado de NH₃:

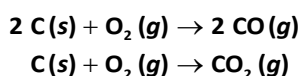
$$2,94 \text{ mol de } \cancel{\text{NO}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{NO}}} = \mathbf{1,77 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}}$$

45. Habitualmente el carbono reacciona con el oxígeno para dar dióxido de carbono. Pero cuando no hay oxígeno suficiente, la reacción produce monóxido de carbono, un gas venenoso que puede producir la muerte por asfixia.

- Escribe la ecuación de las reacciones en las que el carbono se transforma en dióxido de carbono y en monóxido de carbono.
- Calcula las moléculas de oxígeno que deben reaccionar para que 1 kg de carbono se transforme íntegramente en cada una de esas sustancias.
- Calcula la presión que ejercería el monóxido o el dióxido de carbono que has calculado en el apartado anterior si la combustión se produce en una habitación de 3 m × 4 m × 2,5 m que se encuentra a 25 °C.

Datos: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ partículas}$, $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg}$.

- a) Escribimos la ecuación química de cada reacción y las ajustamos:



- b) Debajo de cada sustancia, en cada reacción, escribimos los datos que conocemos:

2 C (s)	+	O ₂ (g)	→	2 CO (g)
2 mol de carbono	con	1 mol de oxígeno	reaccionan para dar	2 mol de monóxido de carbono
1 kg = 10 ³ g				

C (s)	+	O ₂ (g)	→	CO ₂ (g)
1 mol de carbono	con	1 mol de oxígeno	reaccionan para dar	1 mol de dióxido de carbono
1 kg = 10 ³ g				

Expresamos, en mol, la cantidad de carbono que reacciona, en ambas ecuaciones:

$$10^3 \text{ g de } \cancel{\text{C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \cancel{\text{C}}}{12,00 \text{ g de } \cancel{\text{C}}} = 83,3 \text{ mol de C}$$

Hallamos el número de moléculas de oxígeno en cada caso:

- Para la primera reacción:

$$83,3 \text{ mol de } \cancel{\text{C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{O}_2}{2 \text{ mol de } \cancel{\text{C}}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{O}_2} = \mathbf{2,51 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de } \text{O}_2}$$

- Para la segunda reacción:

$$83,3 \text{ mol de } \cancel{\text{C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{C}}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{O}_2} = \mathbf{5,02 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de } \text{O}_2}$$

- c) Con la ecuación de estado de los gases ideales hallamos la presión que ejerce el monóxido o el dióxido de carbono si la combustión se produce en una habitación de $3 \text{ m} \times 4 \text{ m} \times 2,5 \text{ m}$ que se encuentra a 25 °C :

$$V = 3 \text{ m} \times 4 \text{ m} \times 2,5 \text{ m} = 30 \text{ m}^3 = 30 \cancel{\text{ m}^3} \cdot \frac{10^3 \cancel{\text{ dm}^3}}{1 \cancel{\text{ m}^3}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1 \cancel{\text{ dm}^3}} = 3 \cdot 10^4 \text{ L}$$

- Para la primera reacción:

$$83,3 \cancel{\text{ mol de C}} \cdot \frac{2 \text{ mol de CO}}{2 \cancel{\text{ mol de C}}} = 83,3 \text{ mol de CO}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p_{\text{CO}} = \frac{n_{\text{CO}} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{83,3 \cancel{\text{ mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\cancel{\text{ mol}} \cdot \cancel{\text{ K}}} \cdot (25 + 273) \cancel{\text{ K}}}{3 \cdot 10^4 \cancel{\text{ L}}} = 0,0679 \text{ atm}$$

- Para la segunda reacción:

$$83,3 \cancel{\text{ mol de C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \cancel{\text{ mol de C}}} = 83,3 \text{ mol de CO}_2$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{83,3 \cancel{\text{ mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\cancel{\text{ mol}} \cdot \cancel{\text{ K}}} \cdot (25 + 273) \cancel{\text{ K}}}{3 \cdot 10^4 \cancel{\text{ L}}} = 0,0679 \text{ atm}$$

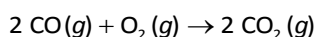
Ambas presiones son iguales. Convertimos la presión a milímetros de mercurio:

$$p = 0,0679 \cancel{\text{ atm}} \cdot \frac{760 \text{ mm de Hg}}{1 \cancel{\text{ atm}}} = 51,6 \text{ mm de Hg}$$

- 46.** Cuando una persona sufre intoxicación por monóxido de carbono se le aplica oxígeno para que el monóxido se transforme en dióxido de carbono, ya que este gas no es venenoso. A una persona intoxicada se le ha administrado el oxígeno que se encontraba en una bombona de 2 L , a 3 atm de presión y a 25 °C . Calcula el volumen de monóxido de carbono que ha podido reaccionar como máximo con esa cantidad de oxígeno y el volumen de dióxido de carbono que se habrá obtenido si ambos se miden a 1 atm y a 25 °C .

Dato: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$.

1. Escribimos la ecuación química de cada reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 CO (s)	+	O ₂ (g)	→	2 CO ₂ (g)
2 mol de monóxido de carbono	con	1 mol de oxígeno	reaccionan para dar	2 mol de monóxido de carbono
1 atm, 25 °C		2 L, 3 atm, 25 °C		1 atm, 25 °C

3. Expresamos en mola la cantidad de las sustancias que reaccionan. Como el O₂ es un gas, utilizamos la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{3 \cancel{\text{ atm}} \cdot 2 \cancel{\text{ L}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\cancel{\text{ mol}} \cdot \cancel{\text{ K}}} \cdot (25 + 273) \cancel{\text{ K}}} = 0,246 \text{ mol de O}_2$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen.

La cantidad de monóxido de carbono que reacciona será:

$$0,246 \cancel{\text{ mol de O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol de CO}}{1 \cancel{\text{ mol de O}_2}} = 0,492 \text{ mol de CO}$$

La cantidad de dióxido de carbono que se forma será:

$$0,246 \cancel{\text{ mol de O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol de CO}_2}{1 \cancel{\text{ mol de O}_2}} = 0,492 \text{ mol de CO}_2$$

En ambos casos la cantidad de partículas es la misma. El volumen de gas que se obtiene es:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,492 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (25 + 273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 12 \text{ L}$$

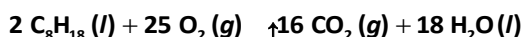
ACTIVIDADES FINALES (página 118)

47. El octano, C_8H_{18} , presente en la gasolina, es un líquido que se quema con el oxígeno del aire dando dióxido de carbono y agua.

- Escribe la ecuación química de la reacción que se produce.
- Calcula el volumen de oxígeno, en condiciones estándar, que se necesita para quemar 1 L de gasolina de densidad 0,8 g/mL.
- Calcula el volumen de dióxido de carbono que se desprenderá, medido en condiciones estándar.

Datos: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$, cond. est.: $0 \text{ }^\circ\text{C}$, 10^5 Pa ; $1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

a) Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



b) Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

$2 \text{ C}_8\text{H}_{18} (\text{l})$	+	$25 \text{ O}_2 (\text{g})$	\rightarrow	$16 \text{ CO}_2 (\text{g})$	+	$18 \text{ H}_2\text{O} (\text{l})$
2 mol de octano	con	25 mol de oxígeno	reaccionan para dar	16 mol de dióxido de carbono	y	18 mol de agua
1 L, 0,8 g/mL		$0 \text{ }^\circ\text{C}$, 10^5 Pa		$0 \text{ }^\circ\text{C}$, 10^5 Pa		

Suponiendo que la gasolina es octano puro, calculamos, en mol, la cantidad de gasolina equivalente al volumen de 1 L; utilizamos el dato de la densidad:

$$1 \text{ L de C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{10^3 \text{ mL de C}_8\text{H}_{18}}{1 \text{ L de C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{0,8 \text{ g de C}_8\text{H}_{18}}{1 \text{ mL de C}_8\text{H}_{18}} = 800 \text{ g de C}_8\text{H}_{18}$$

$$M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 12,00 \cdot 8 + 1,008 \cdot 18 = 114,144 \text{ g/mol}$$

$$800 \text{ g de C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18}}{114,144 \text{ g de C}_8\text{H}_{18}} = 7,0087 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18}$$

La estequiometría nos permite calcular los moles de oxígeno que se necesitan:

$$7,0087 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{25 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18}} = 87,6086 \text{ mol de O}_2$$

Calculamos el volumen de oxígeno con la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p = 10^5 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 0,987 \text{ atm}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{87,6086 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{0,987 \text{ atm}} = 1987 \text{ L de O}_2$$

c) De forma similar, calcularemos el CO_2 que se vierte a la atmósfera:

$$7,0869 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{16 \text{ mol de CO}_2}{2 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18}} = 56,0695 \text{ mol de CO}_2$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{56,0695 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{0,987 \text{ atm}} = 1271,7 \text{ L} \approx 1272 \text{ L de CO}_2$$

48. El gas cloro se obtiene en la industria por electrolisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio (agua de mar). La reacción (sin ajustar) es la siguiente:



- a) ¿Qué volumen de cloro, medido en condiciones estándar, se obtendrá si se utilizan 2,5 kg de cloruro de sodio?
 b) ¿Cuántos kilogramos de NaOH se obtendrán?

Datos: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$, Cond. est.: $0 \text{ }^\circ\text{C}$, 10^5 Pa ; $1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos:

2 NaCl	+	2 H ₂ O	→	2 NaOH	+	Cl ₂ (g)	+	H ₂ (g)
2 mol de cloruro de sodio	con	2 mol de agua	reacciona para dar	2 mol de hidróxido de sodio	y	1 mol de cloro	y	1 mol de hidrógeno
2,5 kg = $2,5 \cdot 10^3 \text{ g}$								

- a) Expresamos la cantidad de NaCl:

$$M(\text{NaCl}) = 23,00 + 35,45 = 58,45 \text{ g/mol}$$

$$2,5 \cdot 10^3 \text{ g de NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58,45 \text{ g de NaCl}} = 42,77 \text{ mol de NaCl}$$

La estequiometría nos permite calcular los moles de cloro que se obtienen:

$$42,77 \text{ mol de NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{2 \text{ mol de NaCl}} = 21,386 \text{ mol de Cl}_2$$

Calculamos el volumen de cloro con la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p = 10^5 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 0,987 \text{ atm}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{21,386 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{0,987 \text{ atm}} = 485 \text{ L de Cl}_2$$

- b) De forma similar, calculamos la masa de hidróxido de sodio que se obtiene:

$$42,77 \text{ mol de NaCl} \cdot \frac{2 \text{ mol de NaOH}}{2 \text{ mol de NaCl}} = 42,77 \text{ mol de NaOH}$$

$$M(\text{NaOH}) = 23,00 + 16,00 + 1,008 = 40,008 \text{ g/mol}$$

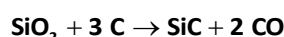
$$42,77 \text{ mol de NaOH} \cdot \frac{40,008 \text{ g de NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} = 1711,2 \text{ g de NaOH} = 1,71 \text{ kg de NaOH}$$

49. El carburo de silicio, SiC, es un abrasivo industrial que se obtiene haciendo reaccionar dióxido de silicio con carbono. Como producto de la reacción se obtiene, además, monóxido de carbono.

- a) Escribe la ecuación química ajustada de la reacción.
 b) Calcula la masa de carbono que debe reaccionar para producir 25 kg de SiC.
 c) Calcula la presión que ejercerá el monóxido de carbono que se obtiene si se recoge en un recipiente de 1 m^3 a $50 \text{ }^\circ\text{C}$.

Dato: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$.

- a) Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



b) Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

SiO ₂	+	3 C	→	SiC	+	2 CO
1 mol de dióxido de silicio	con	3 mol de carbono	reaccionan para dar	1 mol de carburo de silicio	y	2 mol de monóxido de carbono
				25 kg = 2,5 · 10 ³ g		1 m ³ = 10 ³ L, 50 °C

Expresamos la cantidad, en mol, de SiC:

$$M(\text{SiC}) = 28,09 + 12,00 = 40,09 \text{ g/mol}$$

$$25 \cdot 10^3 \text{ g de SiC} \cdot \frac{1 \text{ mol de SiC}}{40,09 \text{ g de SiC}} = 623,6 \text{ mol de SiC}$$

La estequiometría nos permite calcular los moles de carbono que deben reaccionar para obtener esa cantidad de SiC:

$$623,6 \text{ mol de SiC} \cdot \frac{3 \text{ mol de C}}{1 \text{ mol de SiC}} = 1870,8 \text{ mol de C}$$

$$1870,8 \text{ mol de C} \cdot \frac{12,00 \text{ g de C}}{1 \text{ mol de C}} = 22449 \text{ g de C} = \mathbf{22,45 \text{ kg de C}}$$

c) Hallamos la cantidad de monóxido de carbono que se forma:

$$623,6 \text{ mol de SiC} \cdot \frac{2 \text{ mol de CO}}{1 \text{ mol de SiC}} = 1247,2 \text{ mol de CO}$$

Con la ecuación de estado de los gases ideales hallamos la presión que ejerce el monóxido o el dióxido de carbono que se obtiene:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1247,2 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (50 + 273) \text{ K}}{1 \cdot 10^3 \text{ L}} = \mathbf{33 \text{ atm}}$$

50. La acidez de estómago se debe a un exceso en la producción de HCl por parte de nuestro organismo. Para contrarrestarla tomamos lo que comúnmente se conoce como bicarbonato de sodio, NaHCO₃, que reacciona con el ácido dando cloruro de sodio, agua y dióxido de carbono.

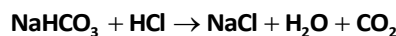
a) Escribe la ecuación química de la reacción que tiene lugar.

b) Calcula los gramos de bicarbonato que hay que tomar para neutralizar 10 mL de HCl 1,25 M.

c) ¿Qué volumen de dióxido de carbono se formará si la presión es de 1 atm y la temperatura es de 20 °C?

Dato: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$.

a) En primer lugar escribimos la ecuación química ajustada de la reacción:



b) Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

NaHCO ₃	+	HCl	→	NaCl	+	H ₂ O	+	CO ₂
1 mol de bicarbonato de sodio	con	1 mol de ácido clorhídrico	reaccionan para dar	1 mol de cloruro de sodio	y	1 mol de agua	y	1 mol de dióxido de carbono
		10 mL, 1,25 M						

Calculamos los moles de ácido clorhídrico teniendo en cuenta la concentración molar de la disolución y el volumen que se utiliza:

$$10 \text{ mL de HCl} \cdot \frac{1 \text{ L de HCl}}{10^3 \text{ mL de HCl}} \cdot \frac{1,25 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ L de HCl}} = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol de HCl}$$

La estequiometría nos permite calcular los moles de bicarbonato que deben reaccionar con esa cantidad de ácido clorhídrico:

$$1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaHCO}_3}{1 \text{ mol de HCl}} = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol de NaHCO}_3$$

Utilizamos la masa molar de esta sustancia para calcular la masa correspondiente a esa cantidad:

$$M(\text{NaHCO}_3) = 23,00 + 1,008 + 12,00 + 16,00 \cdot 3 = 84,008 \text{ g/mol}$$

$$1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol de NaHCO}_3 \cdot \frac{84,008 \text{ g de NaHCO}_3}{1 \text{ mol de NaHCO}_3} = \mathbf{1,05 \text{ g de NaHCO}_3}$$

- c) Para calcular el volumen de dióxido de carbono que se forma necesitamos conocer los moles que se obtienen:

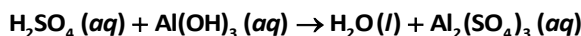
$$1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de HCl}} = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol de CO}_2$$

Utilizamos la ecuación de estado de los gases ideales para calcular el volumen de dióxido de carbono gaseoso que se obtiene en esas condiciones:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (20 + 273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{0,3 \text{ L}}$$

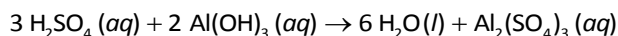
Riqueza de reactivos y rendimiento de la reacción

51. En la reacción sin ajustar:



¿Qué cantidad, en gramos, de hidróxido de aluminio se necesita para que reaccione con todo el ácido sulfúrico contenido en 20 mL de ácido de 1,96 g/mL de densidad y 92 % de riqueza?

Escribimos la ecuación química ajustada:



Con la densidad calculamos la masa que corresponde al volumen de ácido sulfúrico:

$$20 \text{ mL de H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial} \cdot \frac{1,96 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}}{1 \text{ mL de H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}} = 39,2 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}$$

Teniendo en cuenta el dato de la riqueza:

$$39,2 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial} \cdot \frac{92 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}}{100 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}} = 36,064 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}$$

Con la masa, en gramos, y a través de la masa molar hallamos la cantidad de sustancia, en mol:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,008 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 = 98,076 \text{ g/mol}$$

$$36,064 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98,076 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} = 0,3677 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

La estequiometría de la reacción nos permite calcular la cantidad de hidróxido de aluminio que se necesita para que reaccione todo el ácido sulfúrico:

$$0,3677 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3}{3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 0,2451 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3$$

Pasamos a masa la cantidad anterior:

$$M[\text{Al}(\text{OH})_3] = 26,98 + (1,008 + 16,00) \cdot 3 = 78,004 \text{ g/mol}$$

$$0,2451 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3 \cdot \frac{78,004 \text{ g de Al}(\text{OH})_3}{1 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3} = \mathbf{19,12 \text{ g de Al}(\text{OH})_3}$$

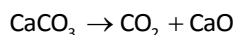
ACTIVIDADES FINALES (página 119)

52. Una roca caliza contiene un 70 % de carbonato de calcio, sustancia que, al calentarse en un proceso llamado calcinación, desprende dióxido de carbono y óxido de calcio.

- a) Determina el volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones estándar, que se producirá cuando se calcinen 25 kg de roca caliza.
- b) ¿Cuántos kilos de óxido de calcio se producirán?

Datos: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$, cond. est.: $0 \text{ }^\circ\text{C}$, 10^5 Pa ; $1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

1. En primer lugar escribimos la ecuación química ajustada de la reacción:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

CaCO ₃	→	CO ₂	+	CaO
1 mol de carbonato de calcio	reacciona para dar	1 mol de dióxido de carbono	y	1 mol de óxido de calcio
25 kg, 70 %		0 °C, 10 ⁵ Pa		

3. Determinamos la masa de CaCO₃ que hay en los 25 kg de roca caliza:

$$25 \text{ kg de caliza} \cdot \frac{10^3 \text{ g de caliza}}{1 \text{ kg de caliza}} \cdot \frac{70 \text{ g de CaCO}_3}{100 \text{ g de caliza}} = 1,75 \cdot 10^4 \text{ g de CaCO}_3$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 40,08 + 12,00 + 16,00 \cdot 3 = 100,08 \text{ g/mol}$$

$$1,75 \cdot 10^4 \text{ g de CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100,08 \text{ g de CaCO}_3} = 174,86 \text{ mol de CaCO}_3$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen:

- a) Hallamos la cantidad de dióxido de carbono que se forma:

$$174,86 \text{ mol de CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de CaCO}_3} = 174,86 \text{ mol de CO}_2$$

Calculamos el volumen de CO₂ con la ecuación de estado de los gases ideales, teniendo en cuenta condiciones estándar:

$$p = 10^5 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 0,987 \text{ atm}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{174,86 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{0,987 \text{ atm}} = 3966 \text{ L de CO}_2$$

$$3966 \text{ L de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} = 3,97 \text{ m}^3$$

- b) Calculamos la masa de óxido de calcio que se producirá:

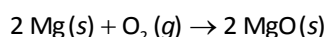
$$174,86 \text{ mol de CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de CaO}}{1 \text{ mol de CaCO}_3} = 174,86 \text{ mol de CaO}$$

$$M(\text{CaO}) = 40,08 + 16,00 = 56,08 \text{ g/mol}$$

$$174,86 \text{ mol de CaO} \cdot \frac{56,08 \text{ g de CaO}}{1 \text{ mol de CaO}} = 9806 \text{ g de CaO} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 9,8 \text{ kg de CaO}$$

53. Para determinar la riqueza en magnesio de una aleación se toma una muestra de 2,83 g de la misma y se la hace reaccionar con oxígeno en unas condiciones en las que solo se obtienen 3,6 g de óxido de magnesio. ¿Cuál será el porcentaje de magnesio en la aleación?

1. En primer lugar escribimos la ecuación química ajustada de la reacción:



4 Reacciones químicas

2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 Mg (s)	+	O ₂ (g)	→	2 MgO (s)
2 mol de magnesio	con	1 mol de oxígeno	reaccionan para dar	2 mol de óxido de magnesio
2,83 g de muestra		2 L, 3 atm, 25 °C		3,6 g

3. Expresamos en mol la cantidad de MgO que se obtiene:

$$M(\text{MgO}) = 24,31 + 16,00 = 40,31 \text{ g/mol}$$

$$3,6 \text{ g de MgO} \cdot \frac{1 \text{ mol de MgO}}{40,31 \text{ g de MgO}} = 8,93 \cdot 10^{-2} \text{ mol de MgO}$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen. Hallamos la cantidad de magnesio que ha reaccionado:

$$8,93 \cdot 10^{-2} \text{ mol de MgO} \cdot \frac{1 \text{ mol de Mg}}{1 \text{ mol de MgO}} = 8,93 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Mg}$$

Calculamos el equivalente en gramos y esa será la cantidad de Mg que hay en la muestra. El resultado nos permite calcular el porcentaje de magnesio en la aleación:

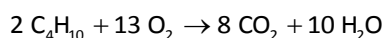
$$8,93 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Mg} \cdot \frac{24,31 \text{ g de Mg}}{1 \text{ mol de Mg}} = 2,17 \text{ g de Mg}$$

$$\% \text{ en Mg} = \frac{2,17 \text{ g de Mg}}{2,83 \text{ g de muestra}} \cdot 100 = 76,7 \% \text{ de Mg}$$

54. El butano, C₄H₁₀, arde por acción del oxígeno dando dióxido de carbono y agua. ¿Qué volumen de aire, a 1 atm de presión y 25 °C, se necesita para reaccionar con 2,5 kg de butano?

Datos: R = 0,082 (atm · L)/(mol · K), 20,95 % en volumen de oxígeno en aire.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 C ₄ H ₁₀	+	13 O ₂	→	8 CO ₂	+	10 H ₂ O
2 mol de butano	con	13 mol de oxígeno	reaccionan para dar	8 mol de dióxido de carbono	y	10 mol de agua
2,5 kg = 2,5 · 10 ³ g		1 atm, 25 °C				

3. Expresamos en mol la cantidad de propano. Como es un gas, utilizamos la ecuación de estado de los gases ideales:

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 12,00 \cdot 4 + 1,008 \cdot 10 = 58,08 \text{ g/mol}$$

$$2,5 \cdot 10^3 \text{ g de C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}}{58,08 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}} = 43,044 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular los moles de oxígeno que intervienen:

$$43,044 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{13 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}} = 279,79 \text{ mol de O}_2$$

Como es un gas, la ley de los gases permite determinar el volumen que ocupará en las condiciones del problema:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{279,79 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (25 + 273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 6837 \text{ L de O}_2$$

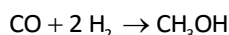
La proporción de oxígeno en el aire nos permite calcular el volumen de aire que se precisa:

$$6837 \text{ L de O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L de aire}}{20,95 \text{ L de O}_2} = 32634 \text{ L de aire} = 32,63 \text{ m}^3 \text{ de aire}$$

- 55.** Industrialmente el metanol, CH_3OH , se obtiene haciendo reaccionar monóxido de carbono e hidrógeno a elevadas presiones y temperaturas. Calcula la masa de metanol que se puede obtener a partir de los reactivos contenidos en un reactor de 50 L, a 100 atm de presión y 250 °C, si el rendimiento de la reacción es del 80 %.

Dato: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

CO	+	2 H ₂	→	CH ₃ OH
1 mol de monóxido de carbono	con	2 mol de hidrógeno	reaccionan para dar	1 mol de metanol
50 L, 100 atm, 250 °C			80 %	

3. Las condiciones de presión y temperatura corresponden al inicio de la reacción. Expresamos, en mol, la cantidad de partículas que reaccionan. Aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales para conocer la cantidad de partículas, en mol, de la mezcla:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

Sustituimos los datos:

$$n = \frac{100 \text{ atm} \cdot 50 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (250 + 273) \text{ K}} = 116,588 \text{ mol de CO y H}_2$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de cada uno de los reactivos, de tres moles de la mezcla, un mol es de CO y los otros dos de H₂:

$$n = 116,588 \text{ mol CO y H}_2 \rightarrow \begin{cases} \frac{1}{3} \text{ de CO} \Rightarrow 38,863 \text{ mol de CO} \\ \frac{2}{3} \text{ de H}_2 \Rightarrow 77,725 \text{ mol de H}_2 \end{cases}$$

Determinamos la masa de metanol que se producirían en teoría:

$$38,863 \text{ mol de CO} \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol de CO}} = 38,863 \text{ mol de CH}_3\text{OH}$$

$$M(\text{CH}_3\text{OH}) = 12,00 + 1,008 \cdot 3 + 16,00 + 1,008 = 32,032 \text{ g/mol}$$

$$38,863 \text{ mol de CH}_3\text{OH} \cdot \frac{32,032 \text{ g de CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}} = 1244,86 \text{ g de CH}_3\text{OH}$$

Calculamos la masa de metanol que se puede obtener con un rendimiento de reacción del 80 %:

$$1244,86 \text{ g de CH}_3\text{OH teóricos} \cdot \frac{80 \text{ g de CH}_3\text{OH reales}}{100 \text{ g de CH}_3\text{OH teóricos}} = 996 \text{ g de CH}_3\text{OH reales}$$

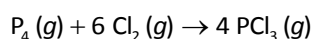
Reactivo limitante

- 56.** El P_4 (g) reacciona con el Cl_2 (g) para dar PCl_3 (g). En un recipiente de 15 L que contiene Cl_2 en condiciones estándar se introducen 20 g de fósforo y se ponen en condiciones de reaccionar.

- a) ¿Cuál es la máxima cantidad de tricloruro de fósforo que se puede obtener?
 b) Determina la presión que ejercerá si se recoge en un recipiente de 15 L a 50 °C.

Datos: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$, cond. est.: 0 °C, 10⁵ Pa; 1 atm = 1,013 · 10⁵ Pa.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

$P_4(g)$	+	$6 Cl_2(g)$	→	$4 PCl_3(g)$
1 mol de fósforo	con	6 mol de cloro	reaccionan para dar	4 mol de tricloruro de fósforo
20 g		15 L en cond. est.		15 L, 50 °C

3. Expresamos la cantidad, en mol, de las sustancias que reaccionan. Puesto que conocemos la masa de un reactivo, y el volumen en condiciones estándar del otro reactivo, lo más probable es que uno de ellos actúe de reactivo limitante. Determinaremos cuál:

Primer reactivo, $P_4(g)$:

$$M(P_4) = 30,97 \cdot 4 = 123,88 \text{ g/mol}$$

$$20 \text{ g de } P_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } P_4}{123,88 \text{ g de } P_4} = 0,161 \text{ mol de } P_4$$

Segundo reactivo, $Cl_2(g)$:

$$p = 10^5 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 0,987 \text{ atm}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,987 \text{ atm} \cdot 15 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 273 \text{ K}} = 0,661 \text{ mol de } Cl_2$$

Determinamos el reactivo limitante teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$0,161 \text{ mol de } P_4 \cdot \frac{6 \text{ mol de } Cl_2}{1 \text{ mol de } P_4} = 0,966 \text{ mol de } Cl_2$$

Esta cantidad es mayor que los 0,661 mol de Cl_2 que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es Cl_2 .

- a) Calculamos la cantidad de tricloruro de fósforo que se obtiene a partir de la cantidad existente del reactivo limitante. La estequiometría de la reacción permite determinarla:

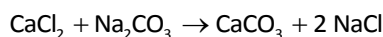
$$0,661 \text{ mol de } Cl_2 \cdot \frac{4 \text{ mol de } PCl_3}{6 \text{ mol de } Cl_2} = 0,441 \text{ mol de } PCl_3$$

- b) Utilizando las leyes de los gases, determinamos la presión que ejerce en las condiciones del problema:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,441 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (50 + 273) \text{ K}}{15 \text{ L}} = 0,778 \text{ atm}$$

57. Cuando el cloruro de calcio reacciona con carbonato de sodio se obtiene un precipitado blanco de carbonato de calcio y otra sustancia. Si se mezclan 20 mL de una disolución 5 M en Na_2CO_3 con 30 mL de disolución 4 M en $CaCl_2$, calcula la cantidad de $CaCO_3$ que se obtendrá.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

$CaCl_2$	+	Na_2CO_3	→	$CaCO_3$	+	$2 NaCl$
1 mol de cloruro de calcio	con	1 mol de carbonato de sodio	reaccionan para dar	1 mol de carbonato de calcio	y	2 mol de cloruro de sodio
30 mL = $30 \cdot 10^{-3}$ L, 4 M		20 mL = $20 \cdot 10^{-3}$ L, 5 M				

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Puesto que conocemos los volúmenes y las concentraciones de los dos reactivos:

$$30 \cdot 10^{-3} \text{ L de CaCl}_2 \cdot \frac{4 \text{ mol de CaCl}_2}{1 \text{ L de CaCl}_2} = 0,12 \text{ mol de CaCl}_2$$

$$20 \cdot 10^{-3} \text{ L de Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{5 \text{ mol de Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ L de Na}_2\text{CO}_3} = 0,1 \text{ mol de Na}_2\text{CO}_3$$

Uno de ellos actúa como reactivo limitante. La estequiometría de la reacción indica que interviene el mismo número de moles de cada uno de los reactivos. En consecuencia, el reactivo limitante es el Na_2CO_3 .

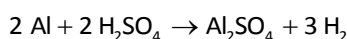
4. El precipitado blanco es el CaCO_3 ; calculamos la cantidad de carbonato de calcio que se obtiene a partir de la cantidad existente del reactivo limitante. La estequiometría de la reacción dice que se obtendrá el mismo número de moles que de Na_2CO_3 :

$$M(\text{CaCO}_3) = 40,08 + 12,00 + 16,00 \cdot 3 = 100,08 \text{ g/mol}$$

$$0,1 \text{ mol de CaCO}_3 \cdot \frac{100,08 \text{ g de CaCO}_3}{1 \text{ mol de CaCO}_3} = 10 \text{ g de CaCO}_3$$

58. El aluminio reacciona con el ácido sulfúrico dando sulfato de aluminio e hidrógeno. Se hacen reaccionar 500 mg de aluminio con 40 mL de H_2SO_4 1,25 M. ¿Cuántos gramos de hidrógeno se obtendrán como máximo?

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 Al	+	2 H ₂ SO ₄	→	Al ₂ SO ₄	+	3 H ₂
2 mol de aluminio	con	3 mol de ácido sulfúrico	reaccionan para dar	1 mol de sulfato de aluminio	y	3 mol de hidrógeno
500 mg = 0,5 g		40 mL = 40 · 10 ⁻³ L, 1,25 M				

3. Puesto que conocemos la masa de uno de los reactivos, y el volumen y la concentración del otro, calculamos la cantidad de sustancia en cada caso:

$$0,5 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{26,98 \text{ g de Al}} = 0,0185 \text{ mol de Al}$$

$$40 \cdot 10^{-3} \text{ L de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{4 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L de H}_2\text{SO}_4} = 0,05 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Uno de los dos reactivos actúa de reactivo limitante. Determinamos el reactivo limitante teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$0,0185 \text{ mol de Al} \cdot \frac{3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol de Al}} = 0,02775 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Esta cantidad es menor que los 0,05 moles que tenemos de esta sustancia, ácido sulfúrico, H_2SO_4 . Por tanto, el reactivo limitante es el aluminio, Al.

4. La cantidad máxima de hidrógeno que se puede obtener es la que permite la cantidad existente del reactivo limitante:

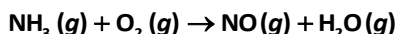
$$0,0185 \text{ mol de Al} \cdot \frac{3 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ mol de Al}} = 0,02775 \text{ mol de H}_2$$

$$M(\text{H}_2) = 1,008 \cdot 2 = 2,016 \text{ g/mol}$$

$$0,02775 \text{ mol de H}_2 \cdot \frac{2,016 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 0,0559 \text{ g de H}_2 \approx 56 \text{ mg de H}_2$$

Industria química

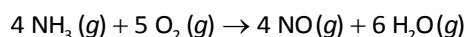
59. El primer paso en la fabricación del ácido nítrico consiste en la oxidación del amoníaco, proceso que representamos por medio de la siguiente ecuación, sin ajustar:



En un recipiente se introducen 25 L de amoníaco y 50 L de oxígeno medidos ambos en condiciones estándar. Determina la masa, en gramos, de cada una de las sustancias que tendremos al final del proceso.

Datos: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$, cond. est.: 0°C , 10^5 Pa ; $1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

4 NH ₃ (g)	+	5 O ₂ (g)	→	4 NO (g)	+	6 H ₂ O (g)
4 mol de amoníaco	con	5 mol de oxígeno	reaccionan para dar	4 mol de monóxido de nitrógeno	y	6 mol de agua
25 L, cond. est.		50 L, cond. est.				

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan; lo haremos teniendo en cuenta que son gases en condiciones estándar. Puesto que conocemos los volúmenes de los dos reactivos, utilizaremos la ecuación de estado de los gases ideales para determinar la cantidad de cada uno de ellos:

$$p = 10^5 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 0,987 \text{ atm}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,987 \text{ atm} \cdot 25 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (0 + 273) \text{ K}} = 1,1024 \text{ mol de NH}_3$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,987 \text{ atm} \cdot 50 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (0 + 273) \text{ K}} = 2,2045 \text{ mol de O}_2$$

Determinamos el reactivo limitante teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$1,1024 \text{ mol de NH}_3 \cdot \frac{5 \text{ mol de O}_2}{4 \text{ mol de NH}_3} = 1,3780 \text{ mol de O}_2$$

Esta cantidad es menor que los 2,2045 moles que tenemos de esta sustancia, oxígeno. Por tanto, el reactivo limitante es el NH₃.

4. Calculamos la cantidad de cada una de las sustancias que se obtienen a partir de la cantidad existente del reactivo limitante. Para cada una calculamos el equivalente en gramos por medio de su masa molar.

La masa de oxígeno que no ha reaccionado será:

$$n = 2,2045 \text{ mol de O}_2 \text{ presentes} - 1,3780 \text{ mol de O}_2 \text{ consumidos} = 0,8265 \text{ mol de O}_2 \text{ sobrantes}$$

$$M(\text{O}_2) = 16,00 \cdot 2 = 32,00 \text{ g/mol}$$

$$0,8265 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{32,00 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = \mathbf{26,45 \text{ g de O}_2}$$

La masa de reactivos formada será:

$$1,1024 \text{ mol de NH}_3 \cdot \frac{4 \text{ mol de NO}}{4 \text{ mol de NH}_3} = 1,1024 \text{ mol de NO}$$

$$M(\text{NO}) = 14,10 + 16,00 = 30,10 \text{ g/mol}$$

$$1,1024 \text{ mol de NO} \cdot \frac{30,10 \text{ g de NO}}{1 \text{ mol de NO}} = \mathbf{33,08 \text{ g de NO}}$$

$$1,1024 \text{ mol de NH}_3 \cdot \frac{6 \text{ mol de H}_2\text{O}}{4 \text{ mol de NH}_3} = 1,6537 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1,008 \cdot 2 + 16,00 = 18,016 \text{ g/mol}$$

$$1,6537 \text{ mol de H}_2\text{O} \cdot \frac{18,016 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = \mathbf{29,79 \text{ g de H}_2\text{O}}$$

- 60.** El hierro se obtiene en los altos hornos haciendo reaccionar un mineral de hierro con carbono. Para este proceso se pueden utilizar menas de corindón, Fe_2O_3 , magnetita, Fe_3O_4 , o pirita, FeS_2 . Suponiendo que el costo de extracción y transporte de las tres menas fuese el mismo, calcula cuál de las tres sería la más adecuada para obtener hierro.

Para ello hemos de calcular el porcentaje de hierro en masa para cada sustancia:

- Corindón: Fe_2O_3

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 55,85 \cdot 2 + 16,00 \cdot 3 = 159,7 \text{ g de corindón/mol de corindón}$$

$$M(2 \cdot \text{Fe}) = 2 \cdot 55,85 = 111,7 \text{ g de Fe/mol de corindón}$$

$$\frac{M(2 \cdot \text{Fe})}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)} \cdot 100 = \frac{111,7 \frac{\text{g de Fe}}{\text{mol de corindón}}}{159,7 \frac{\text{g de corindón}}{\text{mol de corindón}}} \cdot 100 = 70\%$$

- Magnetita: Fe_3O_4

$$M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 55,85 \cdot 3 + 16,00 \cdot 4 = 231,55 \text{ g de magnetita/mol de magnetita}$$

$$M(3 \cdot \text{Fe}) = 3 \cdot 55,85 = 167,55 \text{ g de Fe/mol de corindón}$$

$$\frac{M(3 \cdot \text{Fe})}{M(\text{Fe}_3\text{O}_4)} \cdot 100 = \frac{167,55 \frac{\text{g de Fe}}{\text{mol de magnetita}}}{231,55 \frac{\text{g de magnetita}}{\text{mol de magnetita}}} \cdot 100 = 72,4\%$$

- Pirita: FeS_2

$$M(\text{FeS}_2) = 55,85 + 32,06 \cdot 2 = 119,97 \text{ g de pirita/mol de pirita}$$

$$M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g de Fe/mol de pirita}$$

$$\frac{M(\text{Fe})}{M(\text{FeS}_2)} \cdot 100 = \frac{55,85 \frac{\text{g de Fe}}{\text{mol de pirita}}}{119,97 \frac{\text{g de pirita}}{\text{mol de pirita}}} \cdot 100 = 46,6\%$$

El porcentaje más alto de hierro lo proporciona la **magnetita: Fe_3O_4** .

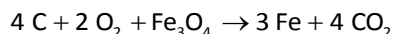
- 61.** En un alto horno moderno se utiliza Fe_3O_4 para producir 3 kt de hierro al día. Calcula:

- La masa de CO_2 que se emite a la atmósfera cada día por este motivo.
- Los litros de gasolina, C_8H_{10} , que hay que quemar para emitir la misma cantidad de CO_2 .

Dato: $d_{\text{gasolina}} = 0,76 \text{ g/L}$.

- En la actividad 35 ya vimos la reacción que ocurre en el alto horno a partir de la magnetita.

- Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



- Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos.

4 C	+	2 O ₂	+	Fe ₃ O ₄	→	3 Fe	+	4 CO ₂
4 mol de carbono	con	2 mol de oxígeno	y	1 mol de magnetita	reaccionan para dar	3 mol de hierro	y	4 mol de dióxido de carbono
						3 kt = $3 \cdot 10^3 \text{ t}$ = $3 \cdot 10^3 \cdot 10^3 \text{ kg}$ = $3 \cdot 10^9 \text{ g de Fe}$		

3. Expresamos en mol la cantidad de hierro que se obtiene:

$$3 \cdot 10^9 \text{ g de Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55,85 \text{ g de Fe}} = 53715310 \text{ mol de Fe}$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de dióxido de carbono que se emite:

$$53715310 \text{ mol de Fe} \cdot \frac{4 \text{ mol de CO}_2}{3 \text{ mol de Fe}} = 71620412 \text{ mol de CO}_2$$

Expresamos en gramos a partir de la masa molar:

$$M(\text{CO}_2) = 12,00 + 16,00 \cdot 2 = 44,00 \text{ g/mol}$$

$$71620412 \text{ mol de CO}_2 \cdot \frac{44,00 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = 3151300000 \text{ g de CO}_2 = \mathbf{3,15 \text{ kt de CO}_2}$$

b) La combustión de la gasolina.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.

2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 C ₈ H ₁₀	+	21 O ₂	→	10 H ₂ O	+	16 CO ₂
2 mol de gasolina	con	21 mol de oxígeno	reaccionan para dar	10 mol de agua	y	16 mol de dióxido de carbono
						3,15 · 10 ⁹ g

3. Expresamos en mol la cantidad de dióxido de carbono que se obtiene:

$$3,15 \cdot 10^9 \text{ g de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44,00 \text{ g de CO}_2} = 71600000 \text{ mol de CO}_2$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de gasolina que hay que quemar:

$$71600000 \text{ mol de CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de C}_8\text{H}_{10}}{16 \text{ mol de CO}_2} = 8950000 \text{ mol de C}_8\text{H}_{10}$$

Expresamos en gramos a partir de la masa molar:

$$M(\text{C}_8\text{H}_{10}) = 12,00 \cdot 8 + 1,008 \cdot 10 = 106,08 \text{ g/mol}$$

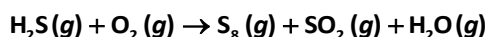
$$8950000 \text{ mol de C}_8\text{H}_{10} \cdot \frac{106,08 \text{ g de C}_8\text{H}_{10}}{1 \text{ mol de C}_8\text{H}_{10}} = 949000000 \text{ g} = 0,949 \text{ kt de C}_8\text{H}_{10}$$

Para calcular el volumen utilizamos el dato de la densidad:

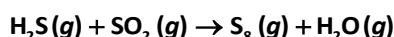
$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{949000000 \text{ g}}{0,75 \frac{\text{g}}{\text{L}}} = 1,27 \cdot 10^9 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} = \mathbf{1,27 \cdot 10^6 \text{ m}^3 \text{ de C}_8\text{H}_{10}}$$

62. El primer paso en la fabricación del ácido sulfúrico consiste en quemar azufre con el oxígeno del aire para obtener dióxido de azufre. Algunos depósitos de gas natural tienen cantidades importantes de gas sulfuro de hidrógeno que se puede utilizar para obtener azufre en un proceso en dos pasos. Las reacciones sin ajustar:

Paso 1

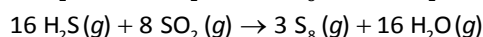
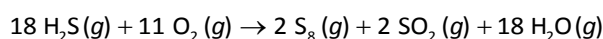


Paso 2

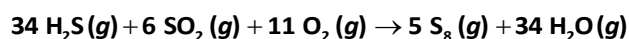


Escribe la ecuación química ajustada del proceso global que permite obtener azufre a partir del sulfuro de hidrógeno.

Primero se han de ajustar por separado:



Sumando ambas reacciones y simplificando los moles de sustancias que tenemos entre los reactivos y los productos:



ACTIVIDADES FINALES (página 120)

Ampliación

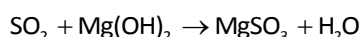
63. En las centrales térmicas se quema combustible para obtener energía. Debido al origen del petróleo, el combustible suele contener compuestos azufrados que, cuando se queman, producen SO_2 , un gas irritante que en la atmósfera puede causar lluvia ácida. Para evitarlo se coloca en las chimeneas un filtro con hidróxido de magnesio que reacciona con el gas dando sulfito de magnesio y agua.



- Escribe y ajusta la reacción.
- Determina el volumen de dióxido de azufre que evitamos que se vierta a la atmósfera si cada hora se recogen 1,67 kg de sulfito de magnesio. El gas sale a 70 °C y a la presión atmosférica.
- Calcula la masa de hidróxido de magnesio que hace falta para capturar el dióxido de azufre que se produce cada hora.

Dato: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$.

- a) En primer lugar escribimos la ecuación química ajustada de la reacción:



A continuación, debajo de cada sustancia escribimos los datos de que disponemos:

SO_2	+	Mg(OH)_2	→	MgSO_3	+	H_2O
1 mol de dióxido de azufre	con	1 mol de hidróxido de magnesio	reaccionan para dar	1 mol de sulfito de magnesio	y	1 mol de agua
				1,67 kg = $1,67 \cdot 10^3 \text{ g}$		

Expresamos en mol la cantidad de sustancias que intervienen en la reacción. En este caso necesitamos conocer la masa molar del MgSO_3 :

$$M(\text{MgSO}_3) = 24,31 + 32,06 + 16,00 \cdot 3 = 104,37 \text{ g/mol}$$

$$1,67 \cdot 10^3 \text{ g de MgSO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de MgSO}_3}{104,37 \text{ g de MgSO}_3} = 16 \text{ mol de MgSO}_3$$

- a) La estequiometría de la reacción nos dice que para que se produzca 1 mol de MgSO_3 debe reaccionar 1 mol de SO_2 . Para guardar la proporción, cada hora reaccionan 16 mol de SO_2 . Utilizaremos la ecuación de los gases ideales para calcular el volumen que ocupan, en las condiciones dadas:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{16 \frac{\text{mol}}{\text{h}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (70 + 273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 450 \frac{\text{L de SO}_2}{\text{h}}$$

- b) La estequiometría de la reacción nos dice que para que se produzca 1 mol de MgSO_3 debe reaccionar 1 mol de Mg(OH)_2 . Para guardar la proporción, cada hora reaccionan 16 mol de Mg(OH)_2 . Utilizamos la masa molar de esta sustancia para calcular su equivalente en gramos:

$$M[\text{Mg(OH)}_2] = 24,31 + (16,00 + 1,008) \cdot 2 = 58,326 \text{ g/mol}$$

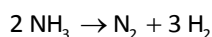
$$16 \text{ mol de Mg(OH)}_2 \cdot \frac{58,326 \text{ g de Mg(OH)}_2}{1 \text{ mol de Mg(OH)}_2} = 933 \text{ g de Mg(OH)}_2$$

64. El amoníaco se descompone cuando se calienta dando nitrógeno e hidrógeno. En un recipiente se introducen 30 g de amoníaco y se calientan. Cuando la descomposición ha terminado, se encuentra que se han producido 30 L de nitrógeno, medidos a 0,8 atm y 125 °C. Determina:

- El rendimiento de la reacción.
- El volumen de hidrógeno que se habrá obtenido, también a 0,8 atm y 125 °C.

Dato: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$.

- Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



- Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos.

2 NH ₃	→	N ₂	+	3 H ₂
2 mol de amoníaco	se descomponen para dar	1 mol de nitrógeno	y	3 mol de hidrógeno
30 g		30 L, 0,8 atm, 125 °C		

- Expresamos en mol la cantidad de nitrógeno que se obtiene. Aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales para conocer el número de moles de nitrógeno:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

Sustituimos los datos y operamos:

$$n = \frac{0,8 \text{ atm} \cdot 30 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (125 + 273) \text{ K}} = 0,7354 \text{ mol de N}_2$$

Calculamos la masa molar para conocer los moles de amoníaco que reaccionan:

$$M(\text{NH}_3) = 14,01 + 1,008 \cdot 3 = 17,03 \text{ g/mol}$$

$$30 \text{ g de NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de NH}_3}{17,03 \text{ g de NH}_3} = 1,761 \text{ mol de NH}_3$$

Por la estequiometría de la reacción calculamos los moles teóricos de nitrógeno que se deberían obtener:

$$1,761 \text{ mol de NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de N}_2}{2 \text{ mol de NH}_3} = 0,8807 \text{ mol de N}_2$$

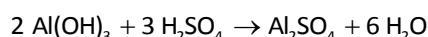
Por tanto, el rendimiento de la reacción:

$$\frac{(0,7354 \text{ mol de N}_2)_{\text{real}}}{(0,8807 \text{ mol de N}_2)_{\text{teórico}}} \cdot 100 = 83,51\%$$

- Por la hipótesis de Avogadro, si un mol de N₂ ocupa 30 L, entonces 3 mol de H₂ ocupan el triple: **90 L**.

65. Sabemos que cuando un ácido reacciona con una base, neutralizan sus efectos. ¿Será suficiente añadir 18 g de hidróxido de aluminio a 200 mL de una disolución de ácido sulfúrico 1,5 M para tener un medio neutro? Determina si después de la reacción tenemos un medio ácido o básico.

- Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



- Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 Al(OH) ₃	+	3 H ₂ SO ₄	→	Al ₂ SO ₄	+	3 H ₂ O
2 mol de hidróxido de aluminio	con	3 mol de ácido sulfúrico	reaccionan para dar	1 mol de sulfato de aluminio	y	6 mol de agua
18 g		200 mL, 1,5 M				

- Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Puesto que conocemos las cantidades de los dos reactivos, lo más probable es que uno de ellos actúe de reactivo limitante; determinaremos cuál:

$$M[\text{Al}(\text{OH})_3] = 26,98 + (16,00 + 1,008) \cdot 3 = 78,004 \text{ g/mol}$$

$$18 \text{ g de Al}(\text{OH})_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3}{78,004 \text{ g de Al}(\text{OH})_3} = 0,23 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3$$

$$200 \cdot 10^{-3} \text{ L de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1,5 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L de H}_2\text{SO}_4} = 0,3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Determinamos el reactivo limitante teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$0,23 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3 \cdot \frac{3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3} = 0,345 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

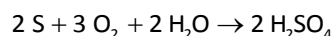
Esta cantidad es mayor que los 0,3 mol que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es precisamente el ácido sulfúrico, H_2SO_4 .

Sobra $\text{Al}(\text{OH})_3$ y, por tanto, después de la reacción tendremos un **medio básico**.

66. Una industria química fabrica ácido sulfúrico del 96 % de riqueza y densidad 1850 kg/m^3 . Utiliza como materia prima azufre con una riqueza del 90 % y lo procesa a un ritmo de 500 kg cada hora.

¿Qué volumen de ácido sulfúrico de esas características se puede obtener en cada hora, suponiendo que el conjunto de todos los pasos del proceso tiene un rendimiento del 58 %?

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 S	+	3 O ₂	+	2 H ₂ O	→	2 H ₂ SO ₄
2 mol de azufre	con	3 mol de oxígeno	y	2 mol de agua	reaccionan para dar	2 mol de ácido sulfúrico
500 kg/h, 90 % de riqueza					58 %	96 % $d = 1850 \text{ kg/m}^3$

Como el azufre que se utiliza de materia prima tiene una riqueza del 90 %, reaccionan 450 kg/h de azufre (puro).

3. A partir de la masa molar del azufre calculamos el número de moles:

$$M(\text{S}) = 32,06 \text{ g/mol}$$

$$4,5 \cdot 10^5 \text{ g de S} \cdot \frac{1 \text{ mol de S}}{32,06 \text{ g de S}} = 14\,036,18 \text{ mol de S}$$

4. Por la estequiometría de la reacción calculamos los moles de ácido que se obtienen:

$$14\,036,18 \text{ mol de S} \cdot \frac{2 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol de S}} = 14\,036,18 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Como la reacción tiene un rendimiento del 58 %, se obtienen:

$$14\,036,18 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{58 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 8141 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

A partir de la masa molar, calculamos los gramos de ácido que se obtienen:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,008 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 = 98,076 \text{ g/mol}$$

$$8141 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98,076 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 798\,400 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Como se fabrica el ácido a 96 % de riqueza, se producen cada hora:

$$798\,400 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ concentrado} \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ concentrado}} = 831\,700 \text{ g H}_2\text{SO}_4 = 831,7 \text{ kg H}_2\text{SO}_4$$

A partir de la densidad calculamos el volumen de ácido sulfúrico que se puede obtener en cada hora:

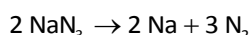
$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{831,7 \frac{\text{kg}}{\text{h}}}{1850 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}} = 0,44957 \frac{\text{m}^3}{\text{h}} = \mathbf{449,57 \frac{\text{L}}{\text{h}}}$$

QUÍMICA EN TU VIDA (página 122)

INTERPRETA

1. **Calcula el volumen de nitrógeno, medido a 0 °C y 1 atm, que produce la ignición de 65 g de azida de sodio.**

Escribimos la ecuación química ajustada de la reacción que tiene lugar:



Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 NaN ₃	→	2 Na	+	3 N ₂
2 mol de azida de sodio	se descomponen para dar	2 mol de sodio	y	3 mol de nitrógeno
65 g				0 °C y 1 atm

Expresamos en mol la cantidad de azida de sodio que reacciona:

$$M(\text{NaN}_3) = 23 + 14,01 \cdot 3 = 65,03 \text{ g/mol}$$

$$65 \text{ g de NaN}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de NaN}_3}{65,03 \text{ g de NaN}_3} = 1 \text{ mol de NaN}_3$$

Por la estequiometría de la reacción calculamos los moles de nitrógeno que se obtienen:

$$1 \text{ mol de NaN}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol de N}_2}{2 \text{ mol de NaN}_3} = 1,5 \text{ mol de N}_2$$

Utilizamos la ecuación de los gases ideales para calcular el volumen de nitrógeno, en las condiciones dadas:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (0 + 273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{33,6 \text{ L de N}_2}$$

2. **¿Qué cantidad de azida de sodio debe tener el *airbag* de un acompañante del conductor cuya bolsa tiene 120 L de capacidad?**

Teniendo en cuenta el resultado obtenido en la actividad anterior:

$$\frac{120 \text{ L}}{33,6 \text{ L}} = \frac{x}{65 \text{ g}} \Rightarrow x = \mathbf{232,1 \text{ g}}$$

3. **¿Qué otras reacciones químicas rápidas conoces?**

Las reacciones de combustión de los motores de los vehículos, las reacciones que tienen lugar en los explosivos, las reacciones de neutralización ácido-base, etc.

REFLEXIONA

4. **¿Por qué crees que ahora se sitúan varios sensores distribuidos por los vehículos para poner en marcha el mecanismo del *airbag*?**

Actualmente, los vehículos cuentan con diversos *airbags* para proteger a los acompañantes además del conductor. Entonces deben existir distintos sensores que detecten cuáles tienen que accionarse en función de la ocupación del vehículo: los delanteros, los traseros, los laterales, o todos al mismo tiempo.

OPINA

5. **¿Qué te parece la norma europea que obliga a todos los fabricantes a instalar *airbags* en los vehículos, aunque esto encarezca el precio final?**

En la respuesta se debe tener en consideración la importancia de dotar a los vehículos con la máxima seguridad posible para minimizar los accidentes y sus consecuencias. Por tanto, se trata de una norma adecuada encaminada a este fin.

6. **Contesta:**

a) **¿Llevas siempre puesto el cinturón de seguridad?**

b) **¿Qué medidas deberían adoptar las autoridades para conseguir que todos los pasajeros de vehículos lleven abrochado el cinturón de seguridad?**

a) Todos los pasajeros de un vehículo en marcha deben llevar siempre abrochado el cinturón de seguridad.

b) Las autoridades hacen controles del uso del cinturón de seguridad, imponiendo una sanción a aquellos pasajeros o conductores que incumplan la normativa al no llevarlo abrochado. Además, en las campañas de seguridad vial, la Dirección General de Tráfico (DGT) ofrece datos comparativos entre las consecuencias de un accidente con o sin cinturón, inculcando así a los ciudadanos que el cinturón es el elemento de seguridad pasiva del vehículo más eficaz.

7. **En colisiones de pequeña envergadura el *airbag* no se dispara, pues el cinturón ofrece suficiente protección. ¿Te parece una buena idea? ¿Por qué?**

Sí, puesto que en caso contrario correríamos el riesgo de que el *airbag* se accionase, por ejemplo, ante un frenazo algo más fuerte de lo habitual, lo que podría ocasionar lesiones a los ocupantes del vehículo. Además, al interrumpirse la conducción y la visión, aumentaría la posibilidad de sufrir un accidente por el simple hecho de haberse activado el *airbag* sin ser necesario.