4. La estequiometría de la reacción permite calcular la cantidad de magnesio que ha debido reaccionar

$$0{,}089\ \cancel{\text{mol de MgO}} \cdot \frac{1\ \text{mol de Mg}}{1\ \cancel{\text{mol de MgO}}} = 0{,}089\ \text{mol de Mg}$$

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:

$$0{,}089\ \cancel{\text{mol de Mg}} \cdot \frac{24{,}3\ \text{g de Mg}}{1\ \cancel{\text{mol de Mg}}} = 2{,}16\ \text{g de Mg} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{2{,}16\ \text{g de Mg}}{2{,}83\ \text{g de muestra}} \cdot 100 = 76{,}4\%\ \text{de Mg en la aleación}$$

46. El butano (C_4H_{10}) 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? Dato: el aire tiene un 20 % en volumen de oxígeno.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

C_4H_{10}	+	$\frac{13}{2}\ O_2$	→	$4\ CO_2$	+	$5\ H_2O$
1mol de butano	reacciona con	13/2 mol de oxígeno	para dar	4 mol de dióxido de carbono	y	5 mol de agua
2,5 kg		1 atm, 25 ºC				

3. Expresamos en mol la cantidad de butano.

$$M(C_4H_{10}) = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58\ \text{g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 2{,}5 \cdot 10^3\ \cancel{\text{g de } C_4H_{10}} \cdot \frac{1\ \text{mol de } C_4H_{10}}{58\ \cancel{\text{g de } C_4H_{10}}} = 43{,}1\ \text{mol de } C_4H_{10}$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular los moles de oxígeno que intervienen. Como es un gas, la ley de los gases permiten determinar el volumen que ocuparan en las condiciones del problema:

$$43{,}1\ \cancel{\text{mol de } C_4H_{10}} \cdot \frac{\frac{13}{2}\ \text{mol de O}}{1\ \cancel{\text{mol de } C_4H_{10}}} = 280\ \text{mol de } O_2$$

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{280\ \cancel{\text{mol}} \cdot 0{,}082\ \frac{\cancel{\text{atm}} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (273 + 25)\ \cancel{\text{K}}}{1\ \cancel{\text{atm}}} =$$

$$= 6{,}85 \cdot 10^3\ \text{L de } O_2$$

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

$$6{,}85 \cdot 10^3 \text{ L de } O_2 \cdot \frac{100 \text{ L de aire}}{20 \text{ L de } O_2} = 34{,}23 \cdot 10^3 \text{ L de aire}$$

47. **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 normales se introducen 20 g de fósforo y se ponen en condiciones de reaccionar. ¿Cuál es la máxima cantidad de tricloruro de fósforo que se puede obtener? Determina la presión que ejercerá si se recoge en el recipiente de 15 L a 50 °C.**

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

$\frac{1}{2}$ P_4	+	3 Cl_2	→	2 PCl_3 (*g*)
1/2 mol de fósforo	reacciona con	3 mol de cloro	para dar	2 mol de tricloruro de fósforo
20 g		15 L en c.n.		15 L, 50 °C

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:

$$M(P_4) = 4 \cdot 31 = 124 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 20 \text{ g de } P_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } P_4}{124 \text{ g de } P_4} = 0{,}16 \text{ mol de } P_4$$

$$15 \text{ L de } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } Cl_2}{22{,}4 \text{ L de } Cl_2} = 0{,}67 \text{ mol de } Cl_2$$

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

$$0{,}16 \text{ mol de } P_4 \cdot \frac{3 \text{ mol de } Cl_2}{\frac{1}{2} \text{ mol de } P_4} = 0{,}96 \text{ mol de } Cl_2$$

Esta cantidad es mayor que los 0,67 mol que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es Cl_2.

4. 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:

$$0{,}67 \text{ mol de } Cl_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de } PCl_3}{3 \text{ mol de } Cl_2} = 0{,}45 \text{ mol de } PCl_3$$

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

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow P = \frac{nRT}{V} = \frac{0{,}45\ \cancel{\text{mol}} \cdot 0{,}082 \dfrac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (273 + 50)\ \cancel{\text{K}}}{15\ \cancel{\text{L}}} =$$

$$= 0{,}79\ \text{L de } PCl_3$$

48. **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 precipitado blanco 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	reacciona con	1 mol de carbonato de sodio	para dar	1 mol de carbonato de calcio	y	2 mol de cloruro de sodio
30 mL, 4 M		20 mL, 5 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:

$$30 \cdot 10^{-3}\ \cancel{\text{L de } CaCl_2} \cdot \frac{4\ \text{mol}}{1\ \cancel{\text{L}}} = 0{,}12\ \text{mol de } CaCl_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow 20 \cdot 10^{-3}\ \cancel{\text{L de } Na_2CO_3} \cdot \frac{5\ \text{mol}}{1\ \cancel{\text{L}}} = 0{,}1\ \text{mol de } Na_2CO_3$$

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 sustancia 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:

$$M(CaCO_3) = 40{,}1 + 12 + 3 \cdot 16 = 100{,}1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0{,}1\ \cancel{\text{mol de } CaCO_3} \cdot \frac{100{,}1\ \text{g de } CaCO_3}{1\ \cancel{\text{mol de } CaCO_3}} = 10\ \text{g de } CaCO_3$$

49. **El primer paso en la fabricación del ácido nítrico consiste en la oxidación del amoniaco, proceso que representamos por medio de la ecuación (sin ajustar):**

$$NH_3\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow NO\ (g) + H_2O\ (g)$$

En un recipiente se introducen 25 L de amoniaco y 50 L de oxígeno medidos ambos en condiciones normales. Determina los gramos de cada una de las sustancias que tendremos al final del proceso.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

$2\ NH_3\ (g)$	+	$\frac{5}{2}\ O_2\ (g)$	→	$2\ NO\ (g)$	+	$3\ H_2O\ (g)$
2 mol de amoniaco	reacciona con	5/2 mol de oxígeno	para dar	2 mol de monóxido de nitrógeno	y	3 mol de agua
25 L, C.N.		50 L, C.N.				

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

$$25\ \cancel{\text{L de NH}_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{22{,}4\ \cancel{\text{L}}} = 1{,}12\ \text{mol de NH}_3$$

$$50\ \cancel{\text{L de O}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{22{,}4\ \cancel{\text{L}}} = 2{,}23\ \text{mol de O}_2$$

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

$$1{,}12\ \cancel{\text{mol de NH}_3} \cdot \frac{5/2\ \text{mol de O}_2}{2\ \cancel{\text{mol de NH}_3}} = 1{,}4\ \text{mol de O}_2$$

Esta cantidad es menor que los 2,23 moles que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es NH_3.

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 g por medio de su masa molar.

a) $$1{,}12\ \cancel{\text{mol de NH}_3} \cdot \frac{2\ \text{mol de NO}}{2\ \cancel{\text{mol de NH}_3}} = 1{,}12\ \text{mol de NO}$$

$$M(\text{NO}) = 14 + 16 = 30\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1{,}12\ \cancel{\text{mol de NO}} \cdot \frac{30\ \text{g de NO}}{1\ \cancel{\text{mol de NO}}} = 33{,}6\ \text{g de NO}$$

b) $1{,}12\ \cancel{\text{mol de } NH_3} \cdot \dfrac{3 \text{ mol de } H_2O}{2\ \cancel{\text{mol de } NH_3}} = 1{,}68 \text{ mol de } H_2O$

$$M(H_2O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18\ \frac{g}{mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1{,}68\ \cancel{\text{mol de } H_2O} \cdot \frac{18 \text{ g de } H_2O}{1\ \cancel{\text{mol de } H_2O}} = 30{,}24 \text{ g de } H_2O$$

c) Cantidad de O_2 que no ha reaccionado:

$$2{,}23 \text{ mol} - 1{,}40 \text{ mol} = 0{,}83 \text{ mol}$$

Entonces:

$$M(O_2) = 2 \cdot 16 = 32\ \frac{g}{mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0{,}83\ \cancel{\text{mol de } O_2} \cdot \frac{32 \text{ g de } O_2}{1\ \cancel{\text{mol de } O_2}} = 26{,}56 \text{ g de } O_2$$

50. **El aluminio reacciona con el ácido sulfúrico dando sulfato de aluminio e hidrógeno. Se hacen reaccionar 5 g 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.

2Al	+	3 H_2SO_4	→	$Al_2(SO_4)_3$	+	3 H_2 (*g*)
2 mol de aluminio	reacciona con	3 mol de ácido sulfúrico	para dar	1 mol de sulfato de aluminio	y	3 mol de hidrógeno
5 g		40 mL, 1,25 M				

3. Puesto que conocemos las cantidades de los dos reactivos, lo más probable es que uno de ellos actúe de reactivo limitante; determinaremos cuál:

$$5\ \cancel{\text{g de Al}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{27\ \cancel{\text{g de Al}}} = 0{,}19 \text{ mol de Al}$$

$$40 \cdot 10^{-3}\ \cancel{\text{L de } H_2SO_4} \cdot \frac{1{,}25 \text{ mol}}{1\ \cancel{\text{L}}} = 0{,}05 \text{ mol de } H_2SO_4$$

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

$$0{,}19\ \cancel{\text{mol de Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol de } H_2SO_4}{2\ \cancel{\text{mol de Al}}} = 0{,}28 \text{ mol de } H_2SO_4$$

Esta cantidad es mayor que los 0,05 moles que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es H_2SO_4.

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

   La estequiometría determina que se obtendrá el mismo número de moles de hidrógeno que de ácido sulfúrico. A partir de ella y de su masa molar obtendremos su equivalente en gramos:

$$0{,}05\ \cancel{\text{mol de } H_2} \cdot \frac{2\ \text{g de } H_2}{1\ \cancel{\text{mol de } H_2}} = 0{,}1\ \text{g de } H_2$$

51. **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.**

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

$2\ Al(OH)_3$	+	$3\ H_2SO_4$	→	$Al_2(SO_4)_3$	+	$6\ H_2O$
2 mol de hidróxido de aluminio	reacciona con	3 mol de ácido sulfúrico	para dar	1 mol de sulfato de aluminio	y	6 mol de agua
18 g		200 mL, 1,5 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:

$$M[Al(OH)_3] = 27 + 3 \cdot (16 + 1) = 78\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

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

$$200 \cdot 10^{-3}\ \cancel{\text{L de } H_2SO_4} \cdot \frac{1{,}5\ \text{mol}}{1\ \cancel{\text{L}}} = 0{,}3\ \text{mol de } H_2SO_4$$

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

$$0{,}23\ \cancel{\text{mol de } Al(OH)_3} \cdot \frac{3\ \text{mol de } H_2SO_4}{2\ \cancel{\text{mol de } Al(OH)_3}} = 0{,}345\ \text{mol de } H_2SO_4$$

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

   Sobra $Al(OH)_3$; por tanto, tendremos un medio básico.

6 La reacción química

52. **En la combustión de 1 mol de glucosa se liberan 2540 kJ. La mayor parte de los hidratos de carbono se descomponen dando glucosa. Calcula la cantidad de energía que se produce en nuestro cuerpo cada vez que metabolizamos 10 g de glucosa (aproximadamente la cantidad de azúcar presente en un azucarillo).**

Fórmula de la glucosa: $C_6H_{12}O_6$.

$$M(C_6H_{12}O_6) = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ g/mol}$$

$$10 \text{ g de } C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6}{180 \text{ g de } C_6H_{12}O_6} = 0{,}056 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 \rightarrow$$

$$\rightarrow 0{,}056 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{2540 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = 141 \text{ kJ}$$