

# 6

# La reacción química

## PRESENTACIÓN

---

En esta unidad el alumnado aprenderá a hacer cálculos estequiométricos de forma sistemática. Se presentará una casuística que permita abordar las dificultades de manera diferencial y graduada y se hará especial insistencia en los procedimientos de cálculo.

De forma cualitativa, nos aproximaremos al estudio microscópico de las reacciones químicas para entender cómo sucede y cómo se puede alterar su curso en función de los distintos intereses.

Consideramos muy interesante que el alumnado conozca algunas reacciones que tienen una gran incidencia en su entorno vital y pueda aplicar a esos casos los procedimientos que ha aprendido a lo largo de la unidad. Muchos de los casos analizados en la unidad se referirán a reacciones de ese tipo.

## OBJETIVOS

---

- Reconocer cuándo se produce una reacción química identificando todas las sustancias que participan en ella.
- Ser capaz de proponer algún método para alterar el curso de una reacción (acelerándola o retardándola).
- Manejar con soltura los balances de materia en las reacciones químicas.
- Ser capaz de hacer cálculos en reacciones cuyas sustancias participantes se encuentren en cualquier estado físico o en disolución.
- Trabajar con reacciones en las que participen sustancias con un cierto grado de riqueza o que transcurran con un rendimiento inferior al 100 %. Comprender el alcance del concepto «reactivo limitante».
- Realizar balances energéticos derivados de reacciones químicas.
- Ser capaz de aplicar lo aprendido a reacciones que se producen en el entorno próximo del alumnado (en su hogar o el medioambiente).

## CONTENIDOS

---

### Conceptos

- La reacción química como cambio que experimenta la materia.
- Interpretación microscópica de la reacción química.
- Factores que influyen en la velocidad de una reacción química; posibilidad de alterarlos.
- La ecuación química como representación analítica de una reacción.
- Cálculos de materia en las reacciones químicas.
- Cálculos energéticos en las reacciones químicas.
- Tipos de reacciones químicas.
- Reacciones químicas de interés biológico, industrial y medioambiental.

### Procedimientos, destrezas y habilidades

- Plantear la ecuación de una reacción química y balancearla por tanteo.
- Obtener el equivalente en mol de cierta cantidad de sustancia cualquiera que sean las unidades en las que se presente.
- Realizar balances de materia y energía relativos a una reacción química.
- Manejar con soltura los conceptos de riqueza, rendimiento y reactivo limitante.
- Reproducir reacciones sencillas en el laboratorio y adiestrarse en el reconocimiento de la aparición de nuevas sustancias.

### Actitudes

- Comprender el papel de la química en la construcción de un futuro sostenible y nuestra contribución personal y ciudadana a esa tarea.
- Adquirir responsabilidad en el trabajo de laboratorio, tanto en el cuidado del material como en la estrecha vigilancia de las reacciones que se llevan a cabo.

## EDUCACIÓN EN VALORES

---

### 1. Educación para la salud

En esta unidad se tratan las reacciones ácido-base, algunas de las cuales tienen consecuencias para el estado físico de las personas. Se practica con ejemplos que simulan el empleo de antiácidos para contrarrestar la acidez de estómago y se comenta la importancia del pH en los productos cosméticos.

Desde el punto de vista energético se hacen cálculos relativos a las calorías que aporta el consumo de una determinada cantidad de azúcar con la intención de que el alumnado comprenda de dónde procede este dato que se incluye en la información de muchos de los alimentos que consumimos.

### 2. Educación medioambiental

Muchas reacciones químicas originan sustancias que tienen graves consecuencias para el entorno, como las reacciones de combustión. Paralelamente, tirar sustancias de forma incontrolada puede alterar el medioambiente de forma significativa. Es fundamental hacer ver al alumnado que, además de la importancia del papel

de los gobernantes, dictando leyes y vigilando su cumplimiento, y el de las industrias, siendo escrupulosos en el cumplimiento de esas leyes, también es muy relevante el de la ciudadanía que, con su comportamiento, puede llevar a cabo gran cantidad de pequeñas actuaciones que, en conjunto, suponen importantes agresiones en el entorno.

### 3. Educación para el consumidor

En nuestra faceta de consumidores con frecuencia nos manejamos con productos que sufren reacciones químicas. Dependiendo del caso, nos interesará retrasarlas (por ejemplo, para conservar los alimentos en buen estado durante el mayor tiempo posible) o acelerarlas (para cocinarlos o transformar sustancias). Conocer el modo en que se producen las reacciones químicas a nivel microscópico nos puede ayudar a buscar las condiciones idóneas para alterar su velocidad.

Paralelamente, conocer la reacción mediante la que actúa una sustancia nos puede ayudar a elegir y comprar el producto idóneo para un fin, que no siempre coincide con lo que las técnicas de venta nos presentan.

### 4. Educación no sexista

Abordar el estudio de los productos de limpieza y los productos cosméticos desde el punto de vista del proceso ácido-base que comprenden contribuye a dar una visión de estas tareas alejada de la cuestión del género al que habitualmente se atribuyen esas tareas. Se trata de interesar a todo el alumnado, chicos y chicas, en conocer cuál es el producto más adecuado para una finalidad, con la intención de que todos lo utilicen del modo más eficiente posible.

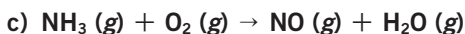
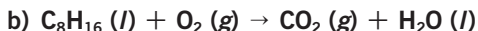
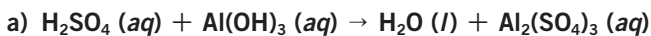
Igualmente, cuando se habla de los problemas medioambientales asociados al mal uso de los carburantes, o a los vertidos irresponsables, se intenta sensibilizar a todos para que sean ciudadanos responsables del entorno en el que se desenvuelven.

## CRITERIOS DE EVALUACIÓN

---

1. Escribir la ecuación química ajustada de todas las sustancias que participan en una reacción.
2. Predecir factores o condiciones que modifiquen la velocidad a la que se produce una reacción química concreta. Aplicarlo a reacciones que transcurran en el entorno próximo de los alumnos o que tengan interés industrial o medioambiental.
3. Hacer balances de materia y energía en una reacción química, cualquiera que sea el estado en que se encuentren las sustancias.
4. Hacer cálculos estequiométricos de reacciones en las que intervengan reactivos con un cierto grado de pureza y con un rendimiento inferior al 100 %.
5. Realizar cálculos estequiométricos en procesos con un reactivo limitante.
6. Identificar el tipo de reacción que tiene lugar en un proceso del entorno próximo del alumno. Por ejemplo, procesos ácido-base (empleo de antiácidos o productos de limpieza) o procesos de combustión.
7. Analizar una reacción desde el punto de vista de su influencia en la construcción de un futuro sostenible.

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

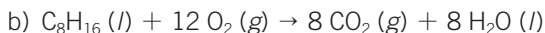


En la primera reacción:

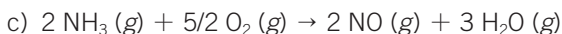
¿Qué cantidad de hidróxido de aluminio necesitas para que reaccione todo el ácido sulfúrico contenido en 20 mL de ácido de 1,96 g/mL de densidad y 85% de riqueza?



3 mol de ácido sulfúrico disuelto reaccionan con 2 mol de hidróxido de aluminio para dar 6 mol de agua y 1 mol de sulfato de aluminio en disolución.



1 mol de  $\text{C}_8\text{H}_{16} (l)$  reacciona con 12 mol de gas oxígeno para dar 8 mol de gas dióxido de carbono y 8 mol de agua en estado líquido.



2 mol de amoníaco gaseoso reaccionan con 5/2 mol de gas oxígeno para dar 2 mol de monóxido de nitrógeno gas y 3 mol de agua gas.

La estequiometría de la primera reacción nos permite conocer la proporción en mol en que reaccionan las sustancias. Calculamos la cantidad en mol que representa la cantidad de ácido sulfúrico indicada:

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

$$39,2 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial} \cdot \frac{85 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}}{100 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}} =$$

$$= 33,32 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 33,32 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} = 0,34 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

$$0,34 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3}{3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 0,23 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3$$

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

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

$$= 17,94 \text{ g de Al}(\text{OH})_3 \text{ se necesitan}$$

2. 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.

Calcula la cantidad de óxido de hierro (III) de riqueza 65 %, que se necesita para obtener 32 g de hierro metálico.



La estequiometría de la segunda reacción nos permite conocer la proporción en mol en que reaccionan las sustancias. Calculamos la cantidad en mol que representa la cantidad de hierro:

$$32 \text{ g de Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55,8 \text{ g de Fe}} = 0,57 \text{ mol de Fe} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,57 \text{ mol de Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol de Fe}} = 0,29 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3$$

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,8 + 3 \cdot 16 = 159,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

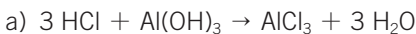
$$\rightarrow 0,29 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{159,6 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3} = 46,3 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

Dado que estamos utilizando un óxido de hierro (III) del 65 % de riqueza:

$$46,3 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{100 \text{ g de óxido de partida}}{65 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3} = 71,23 \text{ g de óxido de partida}$$

3. La acidez de estómago se debe a un exceso en la producción de HCl por parte de nuestro organismo. Para contrarrestarla podemos tomar una lechada de hidróxido de aluminio que reacciona con el ácido dando cloruro de aluminio y agua.

- a) Escribe la reacción que tiene lugar.  
 b) Calcula los gramos de hidróxido de aluminio que hay que tomar para neutralizar 10 mL de HCl 1,25 M.  
 c) Calcula los gramos de cloruro de aluminio que se forman.



b) La estequiometría de la reacción nos permite conocer la proporción en mol en que reaccionan las sustancias. Calculamos la cantidad en mol que representa la cantidad de HCl indicada:

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

# La reacción química

$$b) 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al(OH)}_3}{3 \text{ mol de HCl}} = 4,17 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Al(OH)}_3$$

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

$$\rightarrow 4,17 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Al(OH)}_3 \cdot \frac{78 \text{ g de Al(OH)}_3}{1 \text{ mol de Al(OH)}_3} =$$

$$= 0,325 \text{ g} = 325 \text{ mg de Al(OH)}_3 \text{ se neutralizan}$$

$$c) 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de AlCl}_3}{3 \text{ mol de HCl}} = 4,17 \cdot 10^{-3} \text{ mol de AlCl}_3$$

$$M(\text{AlCl}_3) = 27 + 3 \cdot 35,5 = 133,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 4,17 \cdot 10^{-3} \text{ mol de AlCl}_3 \cdot \frac{133,5 \text{ g de AlCl}_3}{1 \text{ mol de AlCl}_3} =$$

$$= 0,557 \text{ g} = 557 \text{ mg de AlCl}_3 \text{ se forman}$$

## 4. Cuando se calienta el clorato de potasio se desprende oxígeno y queda un residuo de cloruro de potasio. Calcula:

a) 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.

b) Los gramos de cloruro de potasio que se obtuvieron.

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

KClO <sub>3</sub>	→	3/2 O <sub>2</sub>	+	KCl
1 mol de clorato de potasio	se descompone y da	3/2 mol de oxígeno	y	1 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:

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{3,5 \text{ atm} \cdot 5 \cancel{\text{L}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (273 + 80) \cancel{\text{K}}} = 0,6 \text{ mol de O}_2$$

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

$$a) 0,6 \text{ mol de } \cancel{\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de KClO}_3}{3/2 \text{ mol de } \cancel{\text{O}_2}} = 0,4 \text{ mol de KClO}_3$$

$$M(\text{KClO}_3) = 39,1 + 35,5 + 3 \cdot 16 = 122,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,4 \text{ mol de } \cancel{\text{KClO}_3} \cdot \frac{122,6 \text{ g de KClO}_3}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{KClO}_3}} = 49 \text{ g de KClO}_3$$

$$b) 0,6 \text{ mol de } \cancel{\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de KCl}}{3/2 \text{ mol de } \cancel{\text{O}_2}} = 0,4 \text{ mol de KCl}$$

$$M(\text{KCl}) = 39,1 + 35,5 = 74,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,4 \text{ mol de } \cancel{\text{KCl}} \cdot \frac{74,6 \text{ g de KCl}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{KCl}}} = 29,8 \text{ g de KCl}$$

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

- Escribe la reacción en la que el propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) se transforma en monóxido de carbono.
- ¿Qué volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, reacciona con 4 L de propano a 2 atm y 25 °C?
- ¿Qué volumen de monóxido de carbono se obtendrá, medido en condiciones normales?

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

$\text{C}_3\text{H}_8$	+	$7/2 \text{ O}_2$	→	3 CO	+	4 H <sub>2</sub> O
1 mol de propano	reacciona con	$7/2$ mol de oxígeno	para dar	3 mol de monóxido de carbono	y	4 mol de agua
4 L, 2 atm, 25 °C						

- Expresamos en mol la cantidad de propano. Como es un gas, utilizamos la ecuación:

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{2 \text{ atm} \cdot 4 \cancel{\text{ L}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{ K}}} \cdot (273 + 25) \cancel{\text{ K}}} = 0,33 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8$$

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

# La reacción química

$$a) 0,33 \cancel{\text{ mol de } C_3H_8} \cdot \frac{7/2 \text{ mol de } O_2}{1 \cancel{\text{ mol de } C_3H_8}} = 1,15 \text{ mol de } O_2$$

En C.N. 1 mol de un gas ideal ocupa 22,4 L. Por tanto:

$$1,15 \cancel{\text{ mol de } O_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \cancel{\text{ mol}}} = 25,8 \text{ L de } O_2$$

$$b) 0,33 \cancel{\text{ mol de } C_3H_8} \cdot \frac{3 \text{ mol de } CO}{1 \cancel{\text{ mol de } C_3H_8}} = 0,99 \text{ mol de } CO$$

En C.N. 1 mol de un gas ideal ocupa 22,4 L. Por tanto:

$$0,99 \cancel{\text{ mol de } CO} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \cancel{\text{ mol}}} = 22,2 \text{ L de } CO$$

6. **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.  
 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.

$NH_4NO_3$	→	$N_2$	+	$\frac{1}{2} O_2$	+	$2 H_2O$
1 mol de nitrato de amonio	se descompone para dar	1 mol de nitrógeno	y	1/2 mol de oxígeno	y	2 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:

$$0,5 \cancel{\text{ kg de producto}} \cdot \frac{80 \text{ kg de } NH_4NO_3 \text{ puro}}{100 \cancel{\text{ kg de producto}}} = 0,4 \text{ kg de } NH_4NO_3 \text{ puro}$$

$$M(NH_4NO_3) = 2 \cdot 14 + 4 \cdot 1 + 3 \cdot 16 = 80 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,4 \cdot 10^3 \cancel{\text{ g de } NH_4NO_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de } NH_4NO_3}{80 \cancel{\text{ g de } NH_4NO_3}} = 5 \text{ mol de } NH_4NO_3$$



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

$$a) \cancel{5 \text{ mol de NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de N}_2}{\cancel{1 \text{ mol de NH}_4\text{NO}_3}} = 5 \text{ mol de N}_2$$

Utilizamos la expresión de los gases para calcular la presión que ejercerá:

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow P = \frac{nRT}{V} = \frac{\cancel{5 \text{ mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (273 + 35) \cancel{\text{K}}}{50 \cancel{\text{L}}} = 2,53 \text{ atm}$$

$$b) \cancel{5 \text{ mol de NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol de H}_2\text{O}}{\cancel{1 \text{ mol de NH}_4\text{NO}_3}} = 10 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

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

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

$$\rightarrow 10 \cancel{\text{ mol de H}_2\text{O}} \cdot \frac{18 \text{ g de H}_2\text{O}}{\cancel{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}} = 180 \text{ g de H}_2\text{O}$$

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

7. **El óxido de hierro (III) es un compuesto que se utiliza, entre otras cosas, para fabricar cintas de grabación. Para determinar su riqueza en una muestra se la hizo reaccionar con hidrógeno gaseoso. Como resultado se obtiene hierro y agua. Determina el porcentaje en óxido de hierro (III) si 100 g de muestra consumen 33,6 L de H<sub>2</sub>, medidos en condiciones normales. ¿Qué cantidad de hierro se depositará en el proceso?**

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

Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	+	3H <sub>2</sub>	→	2Fe	+	3H <sub>2</sub> O
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 en C.N.				

4. Expresamos en mol la cantidad de hidrógeno. Como es un gas ideal, tenemos en cuenta que cada mol ocupa 22,4 L:

$$33,6 \cancel{\text{ L de H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \cancel{\text{ L}}} = 1,5 \text{ mol de H}_2$$

# La reacción química

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen:
- a) Inicialmente calculamos la cantidad de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  que reacciona con esa cantidad de  $\text{H}_2$ ; será la cantidad de esa sustancia que contiene la muestra:

$$1,5 \cancel{\text{ mol de H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3}{3 \cancel{\text{ mol de H}_2}} = 0,5 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3$$

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,8 + 3 \cdot 16 = 159,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,5 \cancel{\text{ mol de Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{159,6 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}{1 \cancel{\text{ mol de Fe}_2\text{O}_3}} = 79,8 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

Puesto que esta es la cantidad que hay en 100 g de muestra, concluimos que tiene una riqueza del 79,8 % en  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

- b) Para calcular la cantidad de Fe que se deposita:

$$1,5 \cancel{\text{ mol de H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol de Fe}}{3 \cancel{\text{ mol de H}_2}} = 1 \text{ mol de Fe} \rightarrow$$

$\rightarrow 55,8 \text{ g de Fe que se depositan}$

8. **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 de KI con 15 mL de disolución 4 M de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , 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	+	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	$\rightarrow$	$\text{PbI}_2$	+	2 $\text{KNO}_3$
2 mol de yoduro de potasio	reacciona 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.

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

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

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 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:

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

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

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

**9. El cadmio reacciona con el ácido nítrico dando nitrato de cadmio e hidrógeno. Se hacen reaccionar 8 g de cadmio con 60 mL de HNO<sub>3</sub> 1,5 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.

Cd	+	2 HNO <sub>3</sub>	→	Cd(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	+	H <sub>2</sub>
2 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				

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:

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

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

# La reacción química

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

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

Esta cantidad es menor que los  $7,12 \cdot 10^{-2}$  moles que reaccionan de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es  $\text{HNO}_3$ .

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:

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

$$M(\text{H}_2) = 2 \cdot 1 = 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \cancel{\text{H}_2} \cdot \frac{2 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{H}_2}} = 0,09 \text{ g de H}_2$$

10. **Sabemos que cuando un ácido reacciona con una base neutralizan sus efectos. ¿Será suficiente añadir 6 g de hidróxido de calcio a 100 mL de una disolución de ácido nítrico 2 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

$\text{Ca}(\text{OH})_2$	+	2 $\text{HNO}_3$	→	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	+	2 $\text{H}_2\text{O}$
1 mol de hidróxido de calcio	reacciona con	2 mol de ácido nítrico	para dar	1 mol de nitrato de calcio	y	1 mol de agua
6 g		100 mL, 2 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:

$$M[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 40,1 + 2 \cdot (16 + 1) = 74,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\bullet 6 \text{ g de } \cancel{\text{Ca}(\text{OH})_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \cancel{\text{Ca}(\text{OH})_2}}{74,1 \text{ g de } \cancel{\text{Ca}(\text{OH})_2}} = 8,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \cancel{\text{Ca}(\text{OH})_2}$$

$$\bullet 100 \cdot 10^{-3} \text{ L de } \cancel{\text{HNO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{L}}} = 20 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \cancel{\text{HNO}_3}$$

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

$$20 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \cancel{\text{HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol de } \cancel{\text{HNO}_3}} = 10 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \text{Ca(OH)}_2$$

Esta cantidad es menor que los  $8,1 \cdot 10^{-2}$  moles que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es  $\text{Ca(OH)}_2$ .

Sobra  $\text{HNO}_3$ . Por tanto, tendremos un medio ácido.

11. **El formol ( $\text{CH}_2\text{O}$ ) es un compuesto que se utiliza para fabricar colas de madera. En la industria se obtiene haciendo reaccionar metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) 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.

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

$\text{CH}_3\text{OH}$	+	$\frac{1}{2} \text{O}_2$	→	$\text{CH}_2\text{O}$	+	$\text{H}_2\text{O}$
1 mol de metanol	reacciona con	1/2 mol de oxígeno	para dar	1 mol de formol	y	1 mol de agua
50 g						

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan.

$$M(\text{CH}_3\text{OH}) = 12 + 4 \cdot 1 + 16 = 32 \text{ g/mol} \rightarrow$$

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

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

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

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

$$\rightarrow 1,56 \text{ mol de } \cancel{\text{CH}_2\text{O}} \cdot \frac{30 \text{ g de } \text{CH}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{CH}_2\text{O}}} = 46,8 \text{ g de } \text{CH}_2\text{O}$$

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

$$46,8 \text{ g de } \cancel{\text{CH}_2\text{O teóric}} \cdot \frac{92 \text{ g reales}}{100 \text{ g teóric}} = 43 \text{ g de } \text{CH}_2\text{O real}$$

12. En uno de los pasos para la fabricación del ácido sulfúrico se hace reaccionar 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 el rendimiento de la reacción y las moléculas de oxígeno que han debido reaccionar.

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

SO <sub>2</sub>	+	$\frac{1}{2}$ O <sub>2</sub>	→	SO <sub>3</sub>
1 mol de dióxido de azufre	reacciona con	1/2 mol de oxígeno	para dar	1 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 SO<sub>2</sub> es un gas, utilizamos la ecuación:

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{1,2 \text{ atm} \cdot 11 \cancel{\text{ L}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{ K}}} \cdot (273 + 50) \cancel{\text{ K}}} = 0,5 \text{ mol de SO}_2$$

La estequiometría de la reacción permite calcular los moles de SO<sub>3</sub> que se obtendrían como máximo a partir de esta cantidad:

$$0,5 \text{ mol SO}_2 \text{ producen } 0,5 \text{ mol SO}_3$$

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

$$\rightarrow 0,5 \cancel{\text{ mol de SO}_3} \cdot \frac{80 \text{ g de SO}_3}{1 \cancel{\text{ mol de SO}_3}} = 40 \text{ g de SO}_3$$

Como se obtiene una cantidad inferior, determinamos el rendimiento del proceso:

$$\text{Rto.} = \frac{30 \text{ g reales}}{40 \text{ g teóricos}} \cdot 100 = 75\%$$

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

$$0,5 \cancel{\text{ mol de SO}_2} \cdot \frac{0,5 \text{ mol de O}_2}{1 \cancel{\text{ mol de SO}_2}} =$$

$$= 0,25 \cancel{\text{ mol de O}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \cancel{\text{ mol}}} =$$

$$= 1,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2$$

13. El butano ( $C_4H_{10}$ ) es uno de los combustibles más utilizados en el ámbito doméstico. Se quema por acción del oxígeno del aire formando dióxido de carbono y agua. Cada vez que se quema 1 mol de butano se desprenden 2878 kJ. Calcula:

- a) La cantidad de energía que se obtiene cuando se queman los 12,5 kg de butano de una bombona.  
 b) Los moles de  $CO_2$  que se vierten a la atmósfera cada vez que se quema una bombona de butano.

- Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos. Tenemos en cuenta la energía que se desprende.
- Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

$C_4H_{10}$	+	$\frac{13}{2} O_2$	→	4 $CO_2$	+	5 $H_2O$	+	Energía
1 mol de butano	reacciona con	13/2 mol de oxígeno	para dar	4 mol de dióxido de carbono	y	5 mol de agua	y	2878 kJ
12 kg							30 g	

- Expresamos en mol la cantidad de butano de una bombona y calculamos la energía que se obtiene por su combustión:

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

$$\rightarrow 12 \cdot 10^3 \text{ g de } C_4H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_4H_{10}}{58 \text{ g de } C_4H_{10}} = 207 \text{ mol de } C_4H_{10} \rightarrow$$

$$\rightarrow 207 \text{ mol de } C_4H_{10} \cdot \frac{2878 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de } C_4H_{10}} = 595746 \text{ kJ}$$

- La estequiometría nos permite calcular los moles que se vierten a la atmósfera:

$$207 \text{ mol de } C_4H_{10} \cdot \frac{4 \text{ mol de } CO_2}{1 \text{ mol de } C_4H_{10}} = 828 \text{ mol de } CO_2$$

14. Para cocer unos huevos necesitamos 1700 kJ. Calcula qué masa de butano ( $C_4H_{10}$ ) se debe utilizar para esta operación si por cada mol de butano que se quema se desprenden 2878 kJ y al cocinar se aprovecha el 60% de la energía.

- Como en el ejercicio anterior, escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos. Tenemos en cuenta la energía que se desprende.

# La reacción química

$C_4H_{10}$	+	$\frac{13}{2} O_2$	→	4 $CO_2$	+	5 $H_2O$	+	Energía
1 mol de butano	reacciona con	13/2 mol de oxígeno	para dar	4 mol de dióxido de carbono	y	5 mol de agua	y	2878 kJ
12 kg							30 g	

2. Teniendo en cuenta la eficiencia del proceso, calculamos la cantidad de energía que debemos obtener por combustión del butano.

$$1700 \cancel{\text{ kJ reales}} \cdot \frac{100 \text{ kJ teóricos}}{60 \cancel{\text{ kJ reales}}} = 2833 \text{ kJ reales}$$

3. La estequiometría nos permite calcular la cantidad de butano, en mol, que se precisa; finalmente calcularemos su equivalente en gramos:

$$2833 \cancel{\text{ kJ}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_4H_{10}}{2878 \cancel{\text{ kJ}}} = 0,98 \text{ mol de } C_4H_{10} \rightarrow$$

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

$$\rightarrow 0,98 \cancel{\text{ mol de } C_4H_{10}} \cdot \frac{58 \text{ g de } C_4H_{10}}{1 \cancel{\text{ mol de } C_4H_{10}}} = 57 \text{ g de } C_4H_{10}$$

15. Cuando el  $Pb(NO_3)_2$  reacciona con KI, se obtiene un precipitado amarillo de  $PbI_2$  y otra sustancia. A 100 mL de una disolución 1,5 M en KI se añaden 16 g de  $Pb(NO_3)_2$  disueltos en agua hasta tener un volumen de 50 mL de disolución. Calcula la cantidad de precipitado amarillo que se obtendrá.

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

$Pb(NO_3)_2$	+	2 KI	→	$PbI_2$	+	2 $KNO_3$
1 mol de nitrato de plomo (II)	reacciona con	2 mol de yoduro de potasio	para dar	1 mol de yoduro de plomo (II)	y	2 mol de nitrato de potasio
16 g		100 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.

$$M[Pb(NO_3)_2] = 207,2 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 16 = 331,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$



$$0,1 \text{ L de } \cancel{\text{KI}} \cdot \frac{1,5 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{ L}}} = 0,15 \text{ mol de KI} \rightarrow$$

$$\rightarrow 16 \cancel{\text{ g de Pb(NO}_3)_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de Pb(NO}_3)_2}{331,2 \cancel{\text{ g de Pb(NO}_3)_2}} =$$

$$= 0,048 \text{ mol de Pb(NO}_3)_2$$

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

$$0,048 \cancel{\text{ mol de Pb(NO}_3)_2} \cdot \frac{2 \text{ mol de KI}}{1 \cancel{\text{ mol de Pb(NO}_3)_2}} = 0,096 \text{ mol de KI}$$

Esta cantidad es menor que los 0,15 mol que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es  $\text{Pb(NO}_3)_2$ .

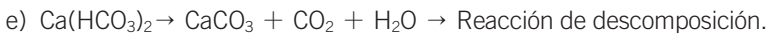
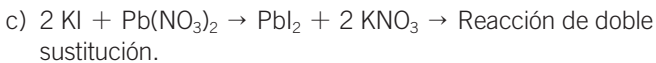
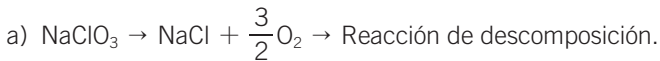
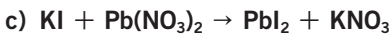
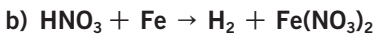
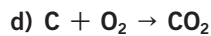
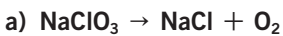
- 4 Calculamos la cantidad de sustancia que se obtiene a partir de la cantidad existente del reactivo limitante. La estequiometría de la reacción permite determinarla.

De acuerdo con la estequiometría, se obtiene el mismo número de moles de  $\text{PbI}_2$  que de  $\text{Pb(NO}_3)_2$  que han reaccionado; en este caso, 0,048 mol. Calculamos la masa equivalente a esa cantidad:

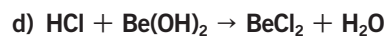
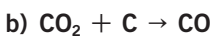
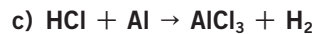
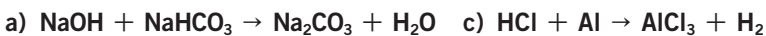
$$M(\text{PbI}_2) = 207,2 + 2 \cdot 126,9 = 461 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,048 \cancel{\text{ mol de PbI}_2} \cdot \frac{461 \text{ g de PbI}_2}{1 \cancel{\text{ mol de PbI}_2}} = 22,13 \text{ g de PbI}_2$$

**16. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas e identifica el tipo de reacción:**



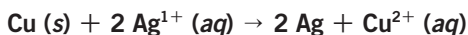
**17. Ajusta las siguientes reacciones y determina si son de transferencia de protones o de electrones. Indica, en cada caso, cuál es la especie que cede protones o electrones y cuál es la que los acepta:**



# La reacción química

- a)  $\text{NaOH} + \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$  → Reacción de transferencia de protones. Los cede el  $\text{NaHCO}_3$  y los acepta el  $\text{NaOH}$ .
- b)  $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2 \text{CO}$  → Reacción de transferencia de electrones. Los cede: C y los acepta:  $\text{CO}_2$ .
- c)  $3 \text{HCl} + \text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3/2 \text{H}_2$  → Reacción de transferencia de electrones. Los cede: Al y los acepta:  $\text{H}^+$ .
- d)  $2 \text{HCl} + \text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BeCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$  → Reacción de transferencia de protones. Los cede: HCl y los acepta:  $\text{Be}(\text{OH})_2$ .

- 18. El Cu reacciona con una sal de  $\text{Ag}^{1+}$  dando una sal de  $\text{Cu}^{2+}$  y Ag. Razona por qué la ecuación química ajustada de este proceso tiene que ser:**



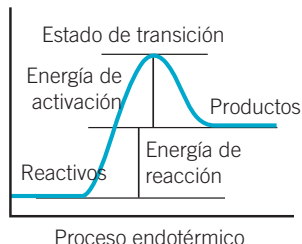
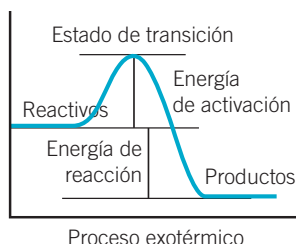
Porque cuando  $\text{Cu(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  pierde  $2 \text{e}^-$ . Como cada ion plata solo capta  $1 \text{e}^-$ , hacen falta dos iones Ag para completar el proceso ( $2 \text{Ag}^{1+}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Ag}$ ).

- 19. La teoría de las colisiones dice que para que se produzca una reacción las partículas de los reactivos deben chocar. ¿Cómo debe ser el choque para que resulte eficaz?**

Debe tener energía suficiente y la orientación adecuada.

- 20. Completa el dibujo con las palabras adecuadas:**

- Reactivos
- Energía de activación
- Proceso endotérmico
- Productos
- Estado de transición
- Energía de la reacción
- Proceso exotérmico.



- 21. Explica de dónde procede la energía que se desprende en los procesos exotérmicos.**

Se debe a que la energía que se desprende en la formación de los nuevos enlaces en los productos es mayor que la que se necesita para romper los enlaces en los reactivos.

**22. Tanto el aumento de la temperatura de los reactivos como la presencia de un catalizador positivo reducen la energía de activación de un proceso. ¿Actúan de la misma manera?**

No. El aumento de temperatura aumenta el nivel energético de los reactivos y, en consecuencia, disminuye la energía de activación del proceso en que los reactivos se transforman en productos. El catalizador positivo rebaja el nivel energético del estado de transición y, en consecuencia, disminuye la energía de activación, tanto para el paso de reactivos a productos como a la inversa.

**23. ¿Qué se entiende por velocidad de reacción?  
¿En qué unidades se puede medir?**

La cantidad de sustancia que se transforma por unidad de tiempo, bien porque desaparece (caso de los reactivos) o porque se forma (caso de productos). Se suele medir en forma de concentración y las unidades son M/s o (mol/L)/s.

**24. ¿Cómo es posible que algunos catalizadores disminuyan la velocidad de una reacción si no cambian la energía de los reactivos ni la de los productos?**

Porque rebajan el nivel energético del estado de transición.

**25. Indica cuáles de las siguientes reacciones son procesos exotérmicos y cuáles endotérmicos:**

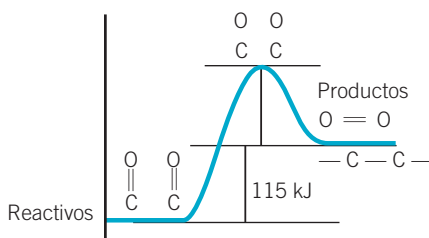
- a) La coagulación de las proteínas que se produce al cocer un huevo.
- b) La descomposición del carbonato de calcio que se produce cuando se calienta.
- c) La combustión del butano que se produce cuando le acercamos una cerilla.
- d) La fermentación del vino.

- a) Endotérmico. Hay que calentar para que se produzca la coagulación.
- b) Endotérmico. Hay que calentar para que se produzca la descomposición.
- c) Exotérmico. Aunque hay que iniciarlo con una cerilla; en el proceso de combustión se desprende calor.
- d) Exotérmico. El proceso desprende calor.

## La reacción química

26. Cuando se calienta, el monóxido de carbono gaseoso se descompone en gas oxígeno y carbono, que se deposita en forma de pequeñas partículas de carbonilla. Para que la reacción tenga lugar hay que aportar 110 kJ de energía por cada mol de monóxido de carbono. Dibuja el diagrama de avance de la reacción especificando los enlaces que se rompen y los que se forman.

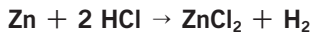
Respuesta:



27. Teniendo en cuenta cómo transcurren las reacciones químicas, da una razón científica que explique lo siguiente:
- Cuando la ropa está muy sucia, la lavamos en caliente.
  - Cuando la ropa tiene manchas de grasa, aplicamos detergente sobre la mancha y frotamos.
  - Nos podemos calentar con una hoguera, pero si no hay cerillas u otro modo de encenderla, la madera o el carbón no arden.
  - Cocinar dos kilos de carne picada es mucho más rápido que asar un trozo de carne de dos kilos.
  - Cuando hacemos la compra semanal, guardamos los alimentos en la nevera.
    - Al calentar, aumentamos el nivel energético de los reactivos (detergente) y aumenta la velocidad de la reacción, con lo que el lavado es más eficaz.
    - Aplicar el detergente sobre la mancha supone un aumento de la concentración de los reactivos en contacto, lo que aumenta la velocidad de la reacción.
    - Para que se inicie la reacción es necesario vencer la energía de activación. Por eso empleamos cerillas para encender la hoguera. Una vez que se produjo la combustión, como es un proceso exotérmico, ya aporta por sí misma la energía de activación para que siga teniendo lugar.
    - Al asar la carne se producen reacciones químicas. Si está picada, la superficie de contacto es mayor, y eso incrementa la velocidad de la reacción.

e) Los alimentos se descomponen con el tiempo porque en ellos se producen una serie de reacciones químicas. Al meterlos en la nevera rebajamos el nivel energético de los reactivos, con lo que se aumenta la energía de activación y disminuye la velocidad de la reacción.

- 28. En los yacimientos metálicos, junto con el metal se suelen extraer otros materiales, como rocas, etc. Para analizar el contenido en metal de una muestra se le hace reaccionar con un ácido, que disuelve el metal y desprende gas hidrógeno. Por ejemplo, el análisis que permite determinar la cantidad de cinc en una muestra se basa en la reacción:**



**Indica cuatro procedimientos para aumentar la velocidad de esta reacción.**

Aumentar la concentración del HCl; trocear el mineral en fragmentos pequeños; aumentar la temperatura; utilizar un catalizador positivo.

- 29. Explica la diferencia entre una reacción química y una ecuación química. ¿Por qué hay que ajustar las ecuaciones químicas?**

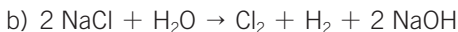
Una ecuación química es un proceso en el que cambia la naturaleza de las sustancias que participan.

La ecuación química es la representación simbólica de una ecuación química en la que se indican las fórmulas de los reactivos y de los productos y la proporción en la que intervienen.

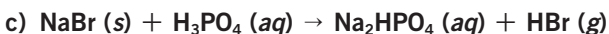
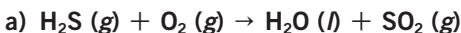
Hay que ajustar las ecuaciones químicas para indicar que la materia se conserva y, por tanto, todos los átomos de los reactivos deben aparecer en los productos.

- 30. Escribe y ajusta la ecuación química de las estas reacciones:**

- a) Cuando se hace reaccionar cobre metal con ácido sulfúrico se obtienen sulfato de cobre (II), dióxido de azufre y agua.  
 b) De la electrolisis del cloruro de sodio y agua se obtienen los gases cloro e hidrógeno e hidróxido de sodio.



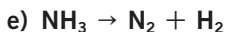
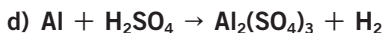
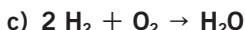
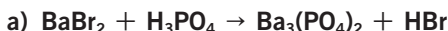
- 31. Ajusta las siguientes reacciones químicas y luego descríbelas con una frase:**



# La reacción química

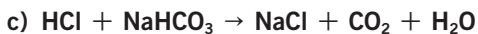
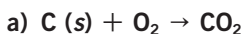
- a)  $\text{H}_2\text{S} (g) + 3/2 \text{O}_2 (g) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (l) + \text{SO}_2 (g)$   
1 mol de sulfuro de hidrógeno reacciona con 3/2 mol de gas oxígeno para dar un mol de agua y un mol de dióxido de azufre.
- b)  $2 \text{NaCl} (s) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightarrow \text{NaOH} (aq) + \text{Cl}_2 (g) + \text{H}_2 (g)$   
2 mol de cloruro de sodio reaccionan con 1 mol de agua para dar 1 mol de hidróxido de sodio, un mol de gas cloro y 1 mol de gas hidrógeno.
- c)  $2 \text{NaBr} (s) + \text{H}_3\text{PO}_4 (aq) \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 (aq) + 2 \text{HBr} (g)$   
2 mol de bromuro de sodio reaccionan con 1 mol de ácido fosfórico para dar 1 mol de hidrógenofosfato de sodio y 2 mol de bromuro de hidrógeno gaseoso.

## 32. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas e identifica el tipo de reacción:



- a)  $3 \text{BaBr}_2 + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{HBr}$ . Reacción de doble sustitución.
- b)  $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ . Reacción de combinación.
- c)  $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ . Reacción de combinación.
- d)  $2 \text{Al} + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{H}_2$ . Reacción de sustitución.
- e)  $2 \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3 \text{H}_2$ . Reacción de descomposición.

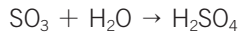
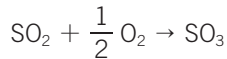
## 33. Ajusta las siguientes reacciones y determina si son de transferencia de protones o de electrones. Indica, en cada caso, cuál es la especie que cede protones o electrones y cuál es la que los acepta:



- a)  $\text{C}(s) + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ . Reacción de transferencia de electrones. Cede electrones el C y los capta el  $\text{O}_2$ .
- b)  $2 \text{HNO}_3 + \text{Fe} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ . Reacción de transferencia de electrones. Cede electrones el Fe y los capta el  $\text{H}^+$ .
- c)  $\text{HCl} + \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ . Reacción de transferencia de protones. Cede protones el HCl y los capta el  $\text{NaHCO}_3$ .
- d)  $3 \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ . Reacción de transferencia de protones. Cede protones el  $\text{H}_3\text{PO}_4$  y los capta el  $\text{NH}_3$ .

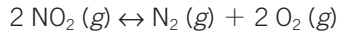
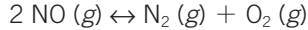
**34. Explica cómo se puede originar lluvia ácida por la combustión de derivados del petróleo.**

El petróleo contiene compuestos azufrados que, al quemarse, se transforman en  $\text{SO}_2$ , un gas que va a la atmósfera. En las capas altas de la atmósfera, se puede combinar con el oxígeno dando  $\text{SO}_3$ . Cuando esta sustancia entra en contacto con el agua da lugar al ácido sulfúrico:



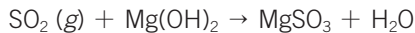
**35. La aparición de coches que utilizan catalizador en los tubos de escape supuso un gran avance en la lucha contra la contaminación atmosférica. Explica a qué es debido.**

Evita que salgan a la atmósfera óxidos de nitrógeno, gases nocivos que, en la atmósfera, podrían seguir oxidándose y dar lugar a lluvia ácida.



Gracias al catalizador, lo que sale a la atmósfera es  $\text{N}_2$  y  $\text{O}_2$ , gases que forman parte del aire que respiramos.

**36. Un modo de evitar la contaminación por  $\text{SO}_2$  que se produce en las centrales térmicas consiste en colocar filtros con hidróxido de magnesio en las torres de salida de gases. Repasa la reacción que tiene lugar entre el  $\text{SO}_2$  y el  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  y justifica por qué evita la salida de gases contaminantes a la atmósfera.**



Cuando el  $\text{SO}_2$  gas reacciona con el hidróxido de magnesio, se forma una sal: el sulfito de magnesio. Este es un compuesto sólido que podemos tratar con lo que evitamos que salga a la atmósfera un gas nocivo.

**37. Cuando se calienta el carbonato de bario se desprende dióxido de carbono y queda un residuo de óxido de bario. Calcula:**

- La cantidad de carbonato que se calentó si el dióxido de carbono que se obtuvo, recogido en un recipiente de 8 L a la temperatura de  $150^\circ\text{C}$ , ejercía una presión de 2,5 atm.
- Los gramos de óxido de bario que se obtuvieron.

# La reacción química

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

BaCO <sub>3</sub>	+	calor	→	CO <sub>2</sub>	+	BaO
1 mol de carbonato de bario			para dar	1 mol de dióxido de carbono	y	1 mol de óxido de bario
				8 L, 150 °C, 2,5 atm		

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Como el CO<sub>2</sub> es un gas, utilizamos la ecuación:

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{2,5 \text{ atm} \cdot 8 \cancel{\text{ L}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{ K}}} \cdot (273 + 150) \cancel{\text{ K}}} = 0,58 \text{ mol de CO}_2$$

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

$$\text{a) } 0,58 \cancel{\text{ mol de CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de BaCO}_3}{1 \cancel{\text{ mol de CO}_2}} = 0,58 \text{ mol de BaCO}_3$$

$$M(\text{BaCO}_3) = 137,3 + 12 + 3 \cdot 16 = 197,3 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,58 \cancel{\text{ mol de BaCO}_3} \cdot \frac{197,3 \text{ g de BaCO}_3}{1 \cancel{\text{ mol de BaCO}_3}} = 114,4 \text{ g de BaCO}_3$$

$$\text{b) } 0,58 \cancel{\text{ mol de CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de BaO}}{1 \cancel{\text{ mol de CO}_2}} = 0,58 \text{ mol de BaO}$$

$$M(\text{BaO}) = 137,3 + 16 = 153,3 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,58 \cancel{\text{ mol de BaO}} \cdot \frac{153,3 \text{ g de BaO}}{1 \cancel{\text{ mol de BaO}}} = 88,9 \text{ g de BaO}$$

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

- a) Escribe la reacción teniendo en cuenta que todas las sustancias están en estado gaseoso.
- b) Determina el volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, que se necesita para que reaccione totalmente con 50 g de amoníaco.
- c) Calcula las moléculas de monóxido de nitrógeno que se obtendrán.

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



2 NH <sub>3</sub> (g)	+	5/2 O <sub>2</sub> (g)	→	2 NO(g)	+	3 H <sub>2</sub> O(g)
2 mol de amoníaco	reacciona con	5/2 mol de oxígeno	para dar	2 mol de monóxido de nitrógeno	y	3 mol de agua
50 g						

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan.

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

$$\rightarrow 50 \text{ g de NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de NH}_3}{17 \text{ g de NH}_3} = 2,94 \text{ mol de NH}_3$$

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

$$\text{b) } 2,94 \text{ mol de NH}_3 \cdot \frac{5/2 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ mol de NH}_3} = 3,68 \text{ mol de O}_2$$

Teniendo en cuenta que 1 mol de cualquier gas ocupa 22,4 L en condiciones normales:

$$3,68 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 82,3 \text{ L de O}_2$$

- c) Según la estequiometría de la reacción, se obtendrá el mismo número de moles de NO que han reaccionado de NH<sub>3</sub>:

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

$$= 1,77 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de NO}$$

- 39. 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 ocasionar la muerte.**
- Escribe la reacción en la que el carbono se transforma en dióxido de carbono y en monóxido de carbono.**
  - Calcula las moléculas de monóxido de carbono y de dióxido de carbono que se obtendrían si 1 kg de carbono se transformase íntegramente en cada una de esas sustancias.**
  - Halla la presión que ejercería el monóxido o el dióxido de carbono que has calculado en el apartado anterior si la combustión señalada se produce en una habitación de 3 m × 4 m × 2,5 m que se encuentra a 25 °C.**

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

# La reacción química

C (s)	+	O <sub>2</sub> (g)	→	CO <sub>2</sub> (g)
1 mol de carbono	reacciona con	1 mol de oxígeno	para dar	1 mol de dióxido de carbono
1 kg				

C (s)	+	$\frac{1}{2}$ O <sub>2</sub> (g)	→	CO (g)
1 mol de carbono	reacciona con	1/2 mol de oxígeno	para dar	1 mol de monóxido de carbono
1 kg				

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan.

$$10^3 \text{ g de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de C}} = 83,33 \text{ mol de C}$$

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

Para la primera reacción:

$$83,33 \text{ mol de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de C}} = 83,33 \text{ mol de CO}_2$$

Para la segunda reacción:

$$83,33 \text{ mol de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}}{1 \text{ mol de C}} = 83,33 \text{ mol de CO}$$

- b) Como se obtiene el mismo número de moles de CO<sub>2</sub> que de CO, habrá el mismo número de moléculas de cada una y ejercerán la misma presión en las mismas condiciones. Haremos el cálculo para una de ellas, CO:

$$83,33 \text{ mol de CO} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} =$$

$$= 5,02 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de CO}$$

- c)

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow P = \frac{nRT}{V} = \frac{83,33 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (273 + 25) \cancel{\text{K}}}{(3 \cdot 4 \cdot 2,5) \cdot 10^3 \cancel{\text{L}}} =$$

$$= 6,8 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$$

40. Cuando una persona sufre intoxicación por monóxido de carbono se le aplica oxígeno para que transforme el monóxido en dióxido de carbono, ya que este gas no resulta venenoso. A una persona se le ha administrado el oxígeno que se encuentra en una bombona

de 2 L, a 3 atm de presión y a 25 °C. Calcula el volumen de monóxido de carbono que ha reaccionado y el volumen de dióxido de carbono que se ha obtenido si ambos estaban a 1 atm y a 25 °C.

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

CO (g)	+	$\frac{1}{2}$ O <sub>2</sub> (g)	→	CO <sub>2</sub> (g)
1 mol de monóxido de carbono	reacciona con	1/2 mol de oxígeno	para dar	1 mol de dióxido de carbono
1 atm, 25 °C		2 L, 3 atm, 25 °C		1 atm, 25 °C

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Como el O<sub>2</sub> es un gas, utilizamos la ecuación:

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{3 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K}} = 0,25 \text{ mol de O}_2$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen. Como el número de moles de CO<sub>2</sub> que se obtiene es el mismo que había de CO, haremos el cálculo para uno de ellas, CO.

$$0,25 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}}{0,5 \text{ mol de O}_2} = 0,5 \text{ mol de CO}_2$$

En ambos casos, el volumen de gas que se obtiene es:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 12,22 \text{ L}$$

41. La gasolina incluye en su composición octano (C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>), un compuesto que se quema con el oxígeno del aire dando dióxido de carbono y agua.

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

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

# La reacción química

$C_8H_{18}$	+	$25/2 O_2$	→	$8 CO_2$	+	$9 H_2O$
1 mol de octano	reacciona con	$25/2$ mol de oxígeno	para dar	8 mol de dióxido de carbono	y	9 mol de agua
1 L, 0,8 g/mL						

3. Expresamos en mol la cantidad de gasolina equivalente a 1 L; utilizamos el dato de la densidad:

$$10^3 \text{ mL de } C_8H_{18} \cdot \frac{0,8 \text{ g de } C_8H_{18}}{1 \text{ mL de } C_8H_{18}} = 800 \text{ g de } C_8H_{18}$$

$$M(C_8H_{18}) = 8 \cdot 12 + 18 \cdot 1 = 114 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 800 \text{ g de } C_8H_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_8H_{18}}{114 \text{ g de } C_8H_{18}} = 7,02 \text{ mol de } C_8H_{18}$$

4. La estequiometría nos permite calcular los moles de oxígeno que se necesitan. Como está en condiciones normales, calcularemos el volumen equivalente. De forma similar, calcularemos el  $CO_2$  que se vierte a la atmósfera:

$$b) 7,02 \text{ mol de } C_8H_{18} \cdot \frac{25/2 \text{ mol de } O_2}{1 \text{ mol de } C_8H_{18}} = 87,7 \text{ mol de } O_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow 87,7 \text{ mol de } O_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 1,97 \cdot 10^3 \text{ L de } O_2$$

$$c) 7,02 \text{ mol de } C_8H_{18} \cdot \frac{8 \text{ mol de } CO_2}{1 \text{ mol de } C_8H_{18}} = 56,2 \text{ mol de } CO_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow 56,2 \text{ mol de } CO_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 1,258 \cdot 10^3 \text{ L de } CO_2$$

42. **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 normales, se obtendrá si se utilizan 2,5 kg de cloruro de sodio?**  
 b) **¿Cuántos kg de NaOH se obtendrán?**

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 <sub>2</sub> O	→	2 NaOH	+	Cl <sub>2</sub> (g)	+	H <sub>2</sub> (g)
2 mol de cloruro de sodio	reacciona con	2 mol de agua	para dar	2 mol de hidróxido de sodio	y	1 mol de cloro	y	1 mol de hidrógeno
2,5 kg								

3. Expresamos en mol la cantidad de NaCl:

$$M(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 2,5 \cdot 10^3 \text{ g de NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58,5 \text{ g de NaCl}} = 42,74 \text{ mol de NaCl}$$

4. La estequiometría nos permite calcular los moles de cloro que se obtienen. Como está en condiciones normales, calcularemos el volumen equivalente.

$$\text{a) } 42,74 \text{ mol de NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{2 \text{ mol de NaCl}} = 21,37 \text{ mol de Cl}_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow 21,37 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 4,79 \cdot 10^2 \text{ L Cl}_2$$

b) De forma similar, calculamos la masa de NaOH que se obtiene:

$$42,74 \text{ mol de NaCl} \cdot \frac{2 \text{ mol de NaOH}}{2 \text{ mol de NaCl}} = 42,74 \text{ mol de NaOH}$$

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

$$\rightarrow 42,74 \text{ mol de NaOH} \cdot \frac{40 \text{ g de NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} =$$

$$= 1,71 \cdot 10^3 \text{ g de NaOH} = 1,71 \text{ kg de NaOH}$$

**43. 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.**

- Escribe la ecuación química ajustada de la reacción.
- Calcula la masa de carbono que debe reaccionar para producir 25 kg de SiC.
- Calcula la presión que ejercerá el monóxido de carbono que se obtiene si se recoge en un recipiente de 10 L a 50 °C.

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

# La reacción química

SiO <sub>2</sub>	+	3 C	→	SiC	+	2 CO
1 mol de dióxido de silicio	reacciona con	3 mol de carbono	para dar	1 mol de carburo de silicio	y	2 mol de monóxido de carbono
				25 kg		10L, 50°C

3. Expresamos en mol la cantidad de SiC:

$$M(\text{SiC}) = 28,1 + 12 = 40,1 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 25 \cdot 10^3 \text{ g de SiC} \cdot \frac{1 \text{ mol de SiC}}{40,1 \text{ g de SiC}} = 623,4 \text{ mol de SiC}$$

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

$$623,4 \text{ mol de SiC} \cdot \frac{3 \text{ mol de C}}{1 \text{ mol de SiC}} = 1870 \text{ mol de C} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1870 \text{ mol de C} \cdot \frac{12 \text{ g de C}}{1 \text{ mol de C}} = 22,4 \cdot 10^3 \text{ g de C}$$

Utilizando la proporción estequiométrica, calculamos los moles que se obtienen de CO. Las leyes de los gases nos permitirán calcular la presión que ejerce en esas circunstancias:

$$623,4 \text{ mol de SiC} \cdot \frac{2 \text{ mol de CO}}{1 \text{ mol de SiC}} = 1247 \text{ mol de CO}$$

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow P = \frac{nRT}{V} = \frac{1247 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (273 + 50) \cancel{\text{K}}}{10 \cancel{\text{L}}} = 3302,8 \text{ atm}$$

44.

**Una roca caliza contiene un 70 % de carbonato de calcio, sustancia que, al calentarse, desprende dióxido de carbono y óxido de calcio. Determina el volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones normales, que se producirá cuando se calcinen 25 kg de roca caliza. ¿Cuántos kg de óxido de calcio se producirán?**

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

CaCO <sub>3</sub>	+	calor	→	CO <sub>2</sub>	+	CaO
1 mol de carbonato de calcio			para dar	1 mol de dióxido de carbono	y	1 mol de óxido de calcio
25 kg, 70%						

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. De entrada, hay que determinar la masa de  $\text{CaCO}_3$  que hay en los 25 kg de roca caliza:

$$25 \cdot 10^3 \text{ g de caliza} \cdot \frac{70 \text{ g de CaCO}_3}{100 \text{ g de caliza}} = 17,5 \cdot 10^3 \text{ g de CaCO}_3$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 40,1 + 12 + 3 \cdot 16 = 100,1 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 17,5 \cdot 10^3 \text{ g de CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100,1 \text{ g de CaCO}_3} =$$

$$= 174,8 \text{ mol de CaCO}_3$$

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

- a) El número de moles de  $\text{CO}_2$  que se obtienen coincide con el de  $\text{CaCO}_3$  que reaccionan. Como es un gas, calcularemos el volumen en condiciones normales:

$$174,8 \text{ mol de CO}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 3,92 \cdot 10^3 \text{ L de CO}_2$$

- b) El número de moles de  $\text{CaO}$  que se obtienen coincide con el de  $\text{CaCO}_3$  que reaccionan. Su masa molar nos permitirá conocer el equivalente en masa:

$$M(\text{CaO}) = 40,1 + 16 = 56,1 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 174,8 \text{ mol de CaO} \cdot \frac{56,1 \text{ g de CaO}}{1 \text{ mol de CaO}} =$$

$$= 9,8 \cdot 10^3 \text{ g de CaO} = 9,8 \text{ kg de CaO}$$

45.

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

Mg (s)	+	$\frac{1}{2} \text{ O}_2$ (g)	→	MgO (s)
1 mol de magnesio	reacciona con	1/2 mol de oxígeno	para dar	1 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  $\text{MgO}$  que se obtiene:

$$M(\text{MgO}) = 24,3 + 16 = 40,3 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 3,6 \text{ g de MgO} \cdot \frac{1 \text{ mol de MgO}}{40,3 \text{ g de MgO}} = 8,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol de MgO}$$

# La reacción química

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<sub>4</sub>H<sub>10</sub>) 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 <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	+	$\frac{13}{2}$ O <sub>2</sub>	→	4 CO <sub>2</sub>	+	5 H <sub>2</sub> O
1 mol 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 °C				

3. Expresamos en mol la cantidad de butano.

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

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

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:

$$43,1 \cancel{\text{ mol de C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{\frac{13}{2} \text{ mol de O}}{1 \cancel{\text{ mol de C}_4\text{H}_{10}}} = 280 \text{ mol de O}_2$$

$$PV = nRT \rightarrow$$

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

$$= 6,85 \cdot 10^3 \text{ L de O}_2$$



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

$$6,85 \cdot 10^3 \text{ L de } \cancel{\text{O}_2} \cdot \frac{100 \text{ L de aire}}{20 \text{ L de } \cancel{\text{O}_2}} = 34,23 \cdot 10^3 \text{ L de aire}$$

- 47. El  $\text{P}_4$  (g) reacciona con el  $\text{Cl}_2$  (g) para dar  $\text{PCl}_3$  (g). En un recipiente de 15 L que contiene  $\text{Cl}_2$  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.

$\frac{1}{2} \text{ P}_4$	+	3 $\text{Cl}_2$	→	2 $\text{PCl}_3$ (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:

$$M(\text{P}_4) = 4 \cdot 31 = 124 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 20 \text{ g de } \cancel{\text{P}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \cancel{\text{P}_4}}{124 \text{ g de } \cancel{\text{P}_4}} = 0,16 \text{ mol de } \text{P}_4$$

$$15 \text{ L de } \cancel{\text{Cl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \cancel{\text{Cl}_2}}{22,4 \text{ L de } \cancel{\text{Cl}_2}} = 0,67 \text{ mol de } \text{Cl}_2$$

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

$$0,16 \text{ mol de } \cancel{\text{P}_4} \cdot \frac{3 \text{ mol de } \cancel{\text{Cl}_2}}{\frac{1}{2} \text{ mol de } \cancel{\text{P}_4}} = 0,96 \text{ mol de } \text{Cl}_2$$

Esta cantidad es mayor que los 0,67 mol que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es  $\text{Cl}_2$ .

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:

$$0,67 \text{ mol de } \cancel{\text{Cl}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol de } \cancel{\text{PCl}_3}}{3 \text{ mol de } \cancel{\text{Cl}_2}} = 0,45 \text{ mol de } \text{PCl}_3$$

# La reacción química

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

$$PV = nRT \rightarrow$$

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

$$= 0,79 \text{ L de } \text{PCl}_3$$

- 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  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  con 30 mL de disolución 4 M en  $\text{CaCl}_2$ , 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.

$\text{CaCl}_2$	+	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	→	$\text{CaCO}_3$	+	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:

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

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

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  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

4. El precipitado blanco es el  $\text{CaCO}_3$ ; 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  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :

$$M(\text{CaCO}_3) = 40,1 + 12 + 3 \cdot 16 = 100,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

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

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



En un recipiente se introducen 25 L de amoníaco 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 <sub>3</sub> (g)	+	$\frac{5}{2}$ O <sub>2</sub> (g)	→	2 NO (g)	+	3 H <sub>2</sub> O (g)
2 mol de amoníaco	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:

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

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

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

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

Esta cantidad es menor que los 2,23 moles que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es NH<sub>3</sub>.

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.

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

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

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

# La reacción química

$$b) 1,12 \text{ mol de } \cancel{\text{NH}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol de H}_2\text{O}}{2 \text{ mol de } \cancel{\text{NH}_3}} = 1,68 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1,68 \text{ mol de } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{18 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 30,24 \text{ g de H}_2\text{O}$$

c) Cantidad de  $\text{O}_2$  que no ha reaccionado:

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

Entonces:

$$M(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,83 \text{ mol de } \cancel{\text{O}_2} \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{O}_2}} = 26,56 \text{ g de O}_2$$

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  $\text{H}_2\text{SO}_4$  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 <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	→	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	+	3 H <sub>2</sub> (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:

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

$$40 \cdot 10^{-3} \text{ L de } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1,25 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{L}}} = 0,05 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

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

$$0,19 \text{ mol de } \cancel{\text{Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol de } \cancel{\text{Al}}} = 0,28 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Esta cantidad es mayor que los 0,05 moles que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

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:

$$0,05 \text{ mol de } \cancel{\text{H}_2} \cdot \frac{2 \text{ g de } \text{H}_2}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{H}_2}} = 0,1 \text{ g de } \text{H}_2$$

**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) <sub>3</sub>	+	3 H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	→	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	+	6 H <sub>2</sub> O
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:

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

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

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

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

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

Esta cantidad es mayor que los 0,3 mol que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Sobra Al(OH)<sub>3</sub>; por tanto, tendremos un medio básico.

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:  $C_6H_{12}O_6$ .

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

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

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