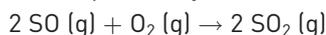


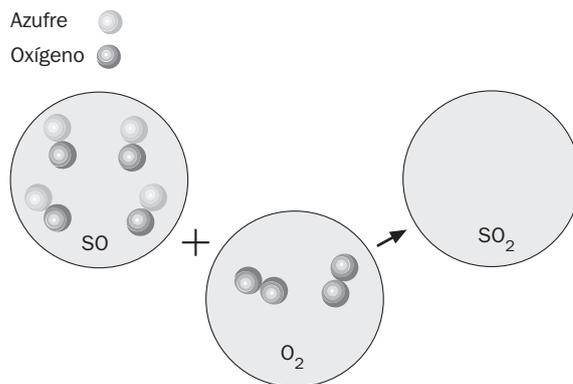
Unidad 6 Reacciones químicas

- Clasifica los siguientes cambios en físicos o químicos.
 - El agua de una piscina que se congela en invierno.
 - Las vallas metálicas sin pintura protectora que se ponen marrones con el tiempo.
 - Los árboles al arder en un incendio.
 - La colonia que desaparece de un frasco abierto.
- Indica si los siguientes procesos son cambios físicos o químicos.
 - Disponemos de un sólido que al calentarlo a una temperatura elevada se descompone en dos sustancias diferentes.
 - Tomamos un sólido y al calentarlo se funde, pero al enfriarse el líquido obtenido se obtiene el sólido inicial.
 - Se tiene una muestra en la que se observa un polvo amarillo y otro negro. Al acercarlos un imán, el polvo negro es atraído por dicho imán.
 - Tomamos un metal y, al echarlo en agua, produce un gas y otra sustancia, desprendiendo gran cantidad de energía.
- ¿Qué evidencias experimentales nos permiten decir que un determinado proceso es una reacción química? En el caso de que no se observen dichas evidencias experimentales, ¿se puede asegurar que no se ha producido una reacción química? En caso negativo, ¿qué habría que comprobar para averiguar si es o no un cambio químico?

- Considera la ecuación química ajustada:

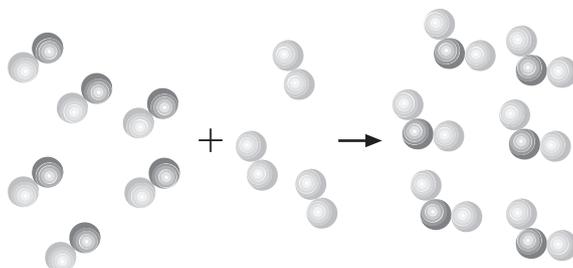


Completa el siguiente dibujo que la representa según el modelo de partículas.



- Según el modelo de partículas, la representación de una reacción química es la siguiente.

- Átomos de carbono
● Átomos de oxígeno



Escribe la ecuación química ajustada.

- Completa las siguientes frases.

El químico inglés John Dalton formuló una teoría que explica la ley de, indicando que, en una reacción, el de átomos de cada es el en los reactivos y en los, aunque la organización de los sea

Como consecuencia de ello, en toda química se la masa; es decir, la suma de las masas de los es igual que la de las de los productos.

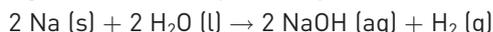
7. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones químicas no cumple la ley de conservación de la masa? Corrígela.

- a) $\text{MgCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $4 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

8. Cuando se calientan 1000 g de CaCO_3 (trioxocarbonato [IV] de calcio), el único producto que se obtiene de la reacción son 560 g de óxido de calcio (CaO).

- a) Comprueba que se cumple la ley de conservación de la masa.
- b) Explica lo que crees que ha podido suceder.

9. El metal sodio reacciona con agua según la ecuación química ajustada:



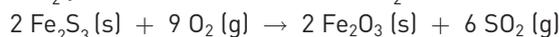
Señala si la información de los siguientes apartados es correcta o no.

- a) 46 g de Na reaccionan con 36 g de H_2O para formar 80 g de NaOH y 2 g de H_2 .
- b) 2 g de Na reaccionan con 2 g de H_2O para formar 2 g de NaOH y 1 g de H_2 .

10. Sabiendo la información indirecta que nos da una ecuación química, completa los datos de la siguiente tabla para comprobar que se cumple la ley de Lavoisier.

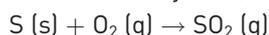
	4 NH_3 (g)	+	3 O_2 (g)	→	6 H_2O (l)	+	2 N_2 (g)
Moles	4						2
Masa molar	1 mol = g		1 mol = 32 g		1 mol = g		1 mol = g
Masa en gramos	$4 \cdot 17 \text{ g} = 68 \text{ g}$						
Ley de Lavoisier							

11. En la reacción química siguiente podemos observar que si partimos de 10 mol de Fe_2O_3 , se formarán 30 mol de SO_2 . ¿Cuántos moles se necesitarán de O_2 y cuántos se formarán de SO_2 ?

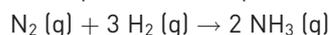


10 mol 30 mol

12. Calcula qué cantidad de dióxido de azufre se formará al quemar 100 g de azufre si se necesitan otros tantos gramos de oxígeno. La ecuación química correspondiente, sin ajustar, es:



13. ¿Cuántos litros de amoníaco se formarán al reaccionar 12 L de hidrógeno con 4 L de nitrógeno en las mismas condiciones de presión y temperatura? La ecuación química correspondiente es:

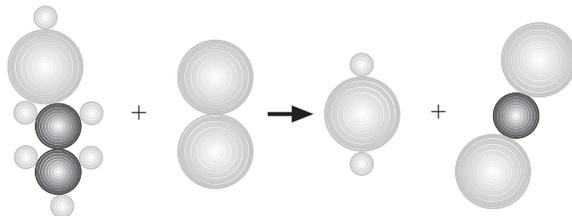
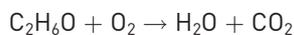


14. Clasifica las siguientes reacciones en exotérmicas o endotérmicas y explica por qué.

- a) La combustión de la gasolina.
- b) La descomposición de una sustancia al comunicarle calor.
- c) La fotosíntesis de las plantas.
- d) La quema de fuegos artificiales.

Unidad 6 Reacciones químicas

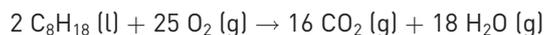
1. Ajusta la siguiente ecuación química y completa su dibujo molecular:



2. El trioxoclorato (V) de potasio se descompone por acción del calor produciendo cloruro de potasio y oxígeno.

- Escribe su ecuación química ajustada.
- ¿Es cierto que 1 mol de clorato potásico produce 1 mol de oxígeno?
- ¿Qué cantidad de cloruro de potasio se formará cuando se producen 745 g de oxígeno?

3. La gasolina es una mezcla que actúa como el hidrocarburo C_8H_{18} . La ecuación química de su combustión sería la siguiente:



Con un desprendimiento de 10 942 kJ.

- ¿Qué cantidad de energía se desprendería en la combustión de 50 L de gasolina si su densidad es $0,8 \text{ g/cm}^3$?
- ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se habrán emitido a la atmósfera?

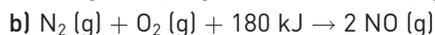
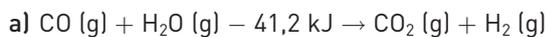
4. Sea la siguiente ecuación termoquímica:



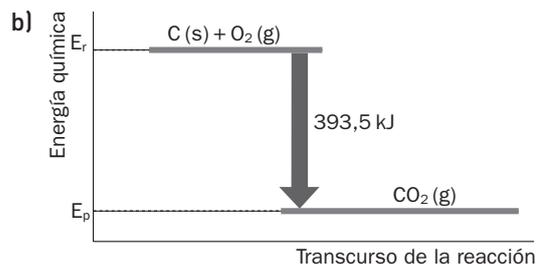
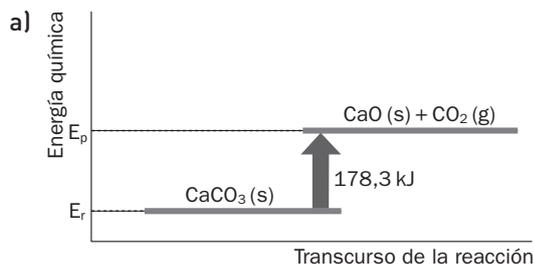
Determina el significado de la misma.

- La descomposición del trioxocarbonato (IV) de calcio es una reacción exotérmica.
- Los productos tienen mayor energía que los reactivos.
- La reacción del óxido de calcio con el dióxido de carbono para producir carbonato de calcio es exotérmica.
- La reacción del óxido de calcio con el dióxido de carbono para producir carbonato de calcio es endotérmica.

5. Dibuja el esquema energético correspondiente a las siguientes reacciones y justifica si son endotérmicas o exotérmicas:



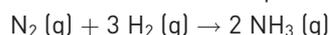
6. Escribe las ecuaciones termoquímicas correspondientes a los siguientes diagramas y justifica si son endotérmicas o exotérmicas:



7. Propuestas de investigación

- La respiración como proceso inverso a la fotosíntesis.
- La fermentación y sus distintos tipos.

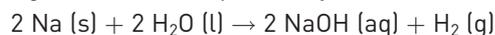
8. La formación del amoníaco a partir de sus elementos viene dada por la ecuación química siguiente:



Indica cuál es el reactivo limitante si ponemos a reaccionar:

- 5 mol de nitrógeno y 6 mol de hidrógeno.
- 4 mol de nitrógeno y 9 mol de hidrógeno.
- 5 mol de nitrógeno y 15 mol de hidrógeno.
- 2 mol de nitrógeno y 9 mol de hidrógeno.

9. El metal sodio reacciona con agua según la ecuación química ajustada:

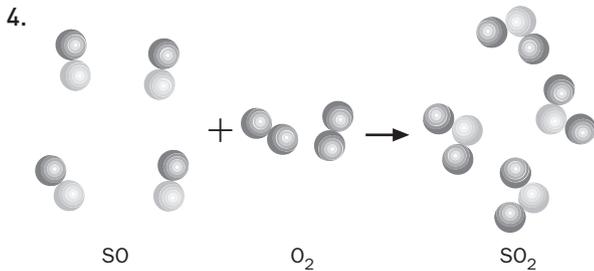


- ¿Cuál es el reactivo limitante si queremos hacer reaccionar 15 g de sodio con 10 g de agua?
- ¿Qué cantidad de hidróxido se habrá formado?

Unidad 6 Reacciones químicas

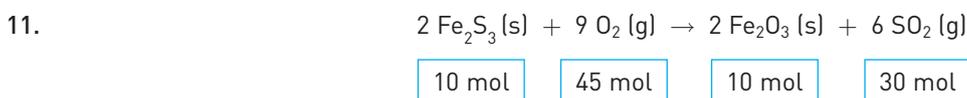
SOLUCIONARIO

1. Son cambios químicos el *b* y el *c*, ya que se producen otras sustancias. Son cambios físicos el *a* y el *d*, ya que no cambia su naturaleza.
2. Cambios físicos: *b* y *c*. Cambios químicos: *a* y *d*.
3. Que exista un cambio de color en los productos, que se desprenda un gas, que se forme un precipitado...
No. Habrá que averiguar las propiedades características de los reactivos y de los productos, y si han variado se habrá producido un cambio químico.



5. Los dibujos me indican que la proporción molecular es la siguiente: 6 moléculas de CO reaccionan con 3 moléculas de O₂ para formar 6 moléculas de CO₂. Luego la ecuación ajustada será: $2 \text{ CO (g)} + \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ CO}_2 \text{ (g)}$
6. El químico inglés John Dalton formuló una teoría que explica *la ley de conservación de la masa* indicando que, en una reacción, el *número de átomos de cada elemento* es el *mismo* en los reactivos y en los *productos*, aunque la organización de los *enlaces* sea *diferente*.
Como consecuencia de ello, en toda *reacción* química se *conserva* la masa; es decir, la suma de las masas de los *reactivos* es igual que la *suma* de las *masas* de los productos.
7. La *a*, porque no está ajustada y, por tanto, las masas de los reactivos no es igual a la de los productos. Ajustada sería:
 $\text{MgCO}_3 + 2 \text{ HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
8. El único producto de la reacción no ha podido ser el óxido de calcio porque no se cumpliría la ley de conservación de la masa. Hay que tener en cuenta que se ha podido formar un gas que no apreciamos y que, seguramente, entre sus componentes estarán los átomos de carbono que han desaparecido completamente.
9. La *b* no es correcta, porque los coeficientes de las sustancias nos dan información sobre la proporción de los moles que intervienen y no de sus masas. La *a* sí lo es, porque se han utilizado las masas moleculares para calcularlas.

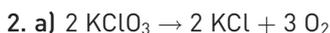
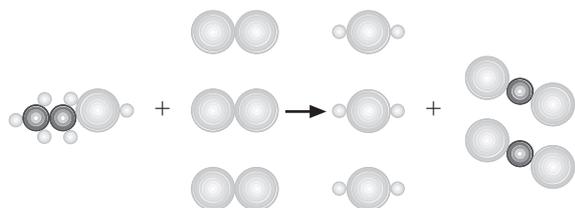
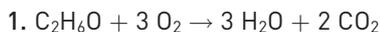
10.	4 NH ₃ (g)	+	3 O ₂ (g)	→	6 H ₂ O (l)	+	2 N ₂ (g)
Moles	4 mol		3 mol		6 mol		2 mol
Masa molar	1 mol = 17 g		1 mol = 32 g		1 mol = 18 g		1 mol = 28 g
Masa en gramos	4 · 17 g = 68 g		3 · 32 g = 96 g		6 · 18 g = 108 g		2 · 28 g = 56 g
Ley de Lavoisier	68 g + 96 g = 164 g				108 g + 56 g = 164 g		



12. Como se debe cumplir la ley de conservación de la masa: 200 g de reactivos deben originar 200 g de productos (SO₂).
13. Los volúmenes de los gases que intervienen en una reacción guardan entre sí la misma relación que el número de moles. Así pues, 4 L de N₂ (gas) junto con 3 L de H₂ (gas) formarán 2 L de NH₃ (gas).
14. Son exotérmicas las que desprenden energía, la *a* y la *d*. Son endotérmicas las que absorben energía, la *b* y la *c*.

Unidad 6 Reacciones químicas

SOLUCIONARIO



b) No, 1 mol de clorato produce 1,5 mol de oxígeno.

c) $\frac{2 \cdot 74,6 \text{ (g de KCl)}}{3 \cdot 32 \text{ (g de O}_2\text{)}} = \frac{745 \text{ (g de KCl)}}{x} \Rightarrow x = 480 \text{ g de O}_2$

3. a) $\frac{0,8 \text{ (g gasolina)}}{1 \text{ (cm}^3\text{)}} = \frac{x}{50\,000 \text{ cm}^3} \Rightarrow x = 40\,000 \text{ g}$

$M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114 \text{ g/mol} \Rightarrow \frac{2 \cdot 114 \text{ (g de gasolina)}}{10\,942 \text{ (kJ)}} = \frac{40\,000 \text{ (g de gasolina)}}{x} \Rightarrow x = 1919\,649 \text{ kJ}$

b) $\frac{2 \cdot 114 \text{ (g de gasolina)}}{16 \cdot 44 \text{ (g de CO}_2\text{)}} = \frac{40\,000 \text{ (g de gasolina)}}{x} \Rightarrow x = 123\,509 \text{ g de CO}_2$

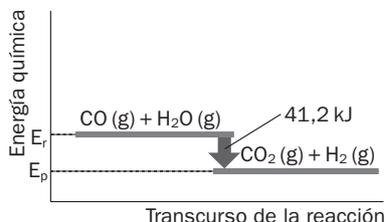
4. a) La reacción es endotérmica, ya que hay que aportar energía para la descomposición del carbonato.

b) Por ser una reacción endotérmica, la energía de los productos es mayor que la de los reactivos.

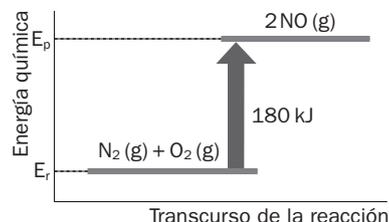
c) La reacción inversa es exotérmica porque se desprende energía.

d) Por tanto, no es endotérmica.

5. a) Reacción exotérmica: se desprende energía.



b) Reacción endotérmica: se absorbe energía.



6. a) Reacción endotérmica: se absorbe energía: $\text{CaCO}_3 \text{ (s)} \rightarrow \text{CaO (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} - 178,3 \text{ kJ}$

b) Reacción exotérmica: se desprende energía: $\text{C (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + 393,5 \text{ kJ}$

7. Investigación libre.

8. a) El reactivo limitante es el hidrógeno, porque la proporción que indica la reacción es 1:3, y con 5 mol de nitrógeno necesitaríamos 15 de hidrógeno y solo hay 6; por tanto, reaccionarán 2 de nitrógeno y sobrarán 3.

b) El reactivo limitante sigue siendo el hidrógeno, pero ahora reaccionan 3 mol de nitrógeno y sobra solo 1.

c) No hay ningún reactivo limitante, pues la proporción es 5:15, equivalente a la 1:3 de la ecuación.

d) En este caso, el reactivo limitante es el nitrógeno, ya que se necesitarían 3 mol del mismo para que reaccionaran con los 9 de hidrógeno. Como solo hay 2, reaccionarán con 6 de hidrógeno y de este sobrarán 3.

9. a) $\frac{2 \cdot 23 \text{ (g Na)}}{2 \cdot 18 \text{ (g H}_2\text{O)}} = \frac{15 \text{ (g Na)}}{x} \Rightarrow x = 12 \text{ g de H}_2\text{O}$ Solo hay 10 g de H₂O; por tanto, será el reactivo limitante y sobraré Na.

b) $\frac{2 \cdot 23 \text{ (g Na)}}{2 \cdot 18 \text{ (g H}_2\text{O)}} = \frac{x}{10 \text{ (g H}_2\text{O)}} \Rightarrow x = 13 \text{ g de Na}$ Se formarán: $\frac{2 \cdot 23 \text{ (g Na)}}{2 \cdot 40 \text{ (g NaOH)}} = \frac{13 \text{ (g Na)}}{x} \Rightarrow x = 23 \text{ g de NaOH}$

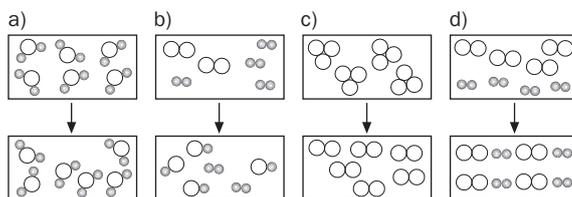
Unidad 6 Reacciones químicas

APELLIDOS: NOMBRE:

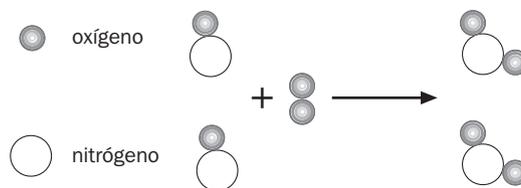
FECHA: CURSO: GRUPO:

1. a) Al calentar alcohol en un vaso, se produce la evaporación del mismo. ¿Es un cambio físico o químico? ¿Por qué?
- b) Al encender con una cerilla un poco de alcohol, se producen nuevas sustancias que están en estado gaseoso. ¿Es un cambio físico o químico? ¿Por qué?

2. Indica si los siguientes cambios son físicos o químicos. Justifícalo.



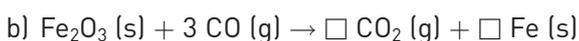
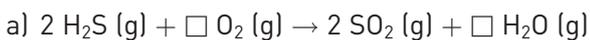
3. En el siguiente esquema, ¿qué enlaces se rompen y cuáles se forman nuevos? Escribe la ecuación química ajustada que representa dicho proceso.



4. Completa la siguiente tabla, teniendo en cuenta la ley de conservación de la masa.

propano	+	oxígeno	→	dióxido de carbono	+	agua
44 g	+	x g	→	132 g	+	72 g
11 g	+	40 g	→	33 g	+	y g

5. Completa el ajuste de las siguientes ecuaciones químicas.

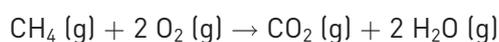


6. Escribe ajustadas las ecuaciones químicas siguientes.

a) Descomposición del trioxoclorato (V) de potasio (sólido), para producir oxígeno y cloruro de potasio (también sólido).

b) Trisulfuro de dihierro (sólido) y oxígeno para dar trióxido de dihierro (sólido) y dióxido de azufre (gaseoso).

7. a) Expresa la proporción en moléculas y moles de cada componente de la siguiente ecuación química ajustada.



b) Comprueba el número de átomos en cada miembro de la ecuación.

8. a) Expresa la proporción en moles y volúmenes de cada componente de la siguiente ecuación química ajustada.

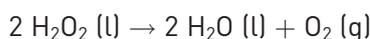


- b) Establece la proporción entre las masas de cada una de dichas sustancias.

9. Completa los datos de la siguiente ecuación química.

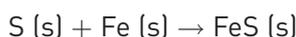
	2 Cl ₂ (g)	+	3 O ₂ (g)	→	2 Cl ₂ O ₃ (g)
Moles	2	+		→	
Volúmenes		+	3	→	
Masa		+	96	→	

10. El agua oxigenada se descompone según la siguiente reacción:



Calcula los gramos de oxígeno que se obtienen a partir de 85 g de agua oxigenada.

11. Se calientan 10 g de azufre y 10 g de hierro en un recipiente cerrado. La ecuación química es:

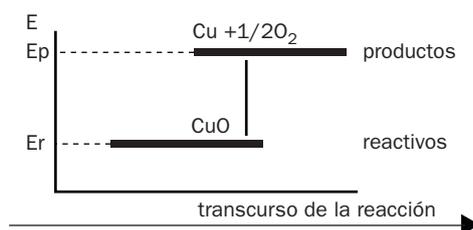


- a) ¿Hay algún reactivo en exceso?
b) ¿Qué cantidad de FeS se produce?

12. Según la información que te proporcionan las siguientes ecuaciones termoquímicas, ¿de qué tipo son?

- a) $\text{Mg} (\text{s}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{MgCl}_2 (\text{s}) + 641,8 \text{ kJ}$
b) $\text{CaCO}_3 (\text{s}) + 178 \text{ kJ} \rightarrow \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
c) $\text{CuO} (\text{s}) \rightarrow \text{Cu} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) - 97,1 \text{ kJ}$
d) $\text{C} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) - 376,2 \text{ kJ} \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g})$

13. El diagrama energético de una reacción química es el siguiente.



- a) Justifica qué tipo de reacción representa.
b) ¿Qué signo tendrá la variación de energía química?
c) Escribe la ecuación termoquímica correspondiente, señalando como Q la energía desprendida o absorbida.

14. La ecuación termoquímica de combustión del aluminio es:



- a) ¿Qué cantidad de aluminio desprende 1669,8 kJ?
b) ¿Qué energía se desprende al formarse 51 g de óxido de aluminio?

SOLUCIONES A LA PROPUESTA DE EVALUACIÓN

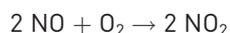
1. a) Físico. El producto final sigue siendo alcohol.
 b) Químico. El producto final son sustancias nuevas.
Criterio de evaluación 1.1

2. Físicos: *a* y *d*. Químicos: *b* y *c*.

Según el modelo de partículas, en el *b* y *c* se han formado nuevas moléculas y, por tanto, son cambios químicos. En el *a* y *d*, las moléculas son las mismas, pero ordenadas de distinta manera.

Criterio de evaluación 1.1

3. Se rompen dos enlaces N–O de las moléculas NO y uno O=O de la molécula O₂. Se forman cuatro enlaces nuevos N–O de la molécula NO₂. La ecuación es:



Criterio de evaluación 1.2

4.	propano	+	oxígeno	→	dióxido de carbono	+	agua
	44 g	+	160 g	→	132 g	+	72 g
	11 g	+	40 g	→	33 g	+	18 g

Criterio de evaluación 1.2

5. a) $2 \text{H}_2\text{S} (\text{g}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
 b) $\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 3 \text{CO} (\text{g}) \rightarrow 3 \text{CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{Fe} (\text{s})$

Criterio de evaluación 1.2

6. a) $2 \text{KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{KCl} (\text{s}) + 3 \text{O}_2 (\text{g})$
 b) $2 \text{Fe}_2\text{S}_3 (\text{s}) + 9 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 6 \text{SO}_2 (\text{g})$

Criterio de evaluación 1.2

7. a) 1 molécula de CH₄ (gas) reacciona con 2 de O₂ (gas) para dar 1 molécula de CO₂ (gas) y 2 moléculas de H₂O (gas). (Igual con los moles.)

- b) En los reactivos hay 4 átomos de carbono, 4 de hidrógeno y 4 de oxígeno. En los productos hay el mismo número de átomos, pero agrupados de forma diferente.

Criterio de evaluación 2.1

8. a) 4 mol o volúmenes de NH₃ (gas) reaccionan con 5 de O₂ (gas) para dar 4 mol o volúmenes de NO (gas) y 6 mol o volúmenes de H₂O (gas).

- b) $4 \cdot 17 \text{ g} + 5 \cdot 32 \text{ g} \rightarrow 4 \cdot 30 \text{ g} + 6 \cdot 18 \text{ g}$
 $68 \text{ g} + 160 \text{ g} \rightarrow 120 \text{ g} + 108 \text{ g}$

Criterio de evaluación 2.1

9.		2 Cl ₂ (g)	+	3 O ₂ (g)	→	2 Cl ₂ O ₃ (g)
	Moles	2	+	3	→	2
	Volúmenes	2	+	3	→	2
	Masa	2 · 71	+	3 · 32	→	2 · 119

Criterio de evaluación 2.1

10. $\frac{2 \cdot 34 (\text{g de H}_2\text{O}_2)}{32 (\text{g de O}_2)} = \frac{85 (\text{g de H}_2\text{O}_2)}{x} \Rightarrow x = 40 \text{ g de O}_2$

Criterio de evaluación 2.2

11. a) $\frac{56 (\text{g de Fe})}{32 (\text{g de S})} = \frac{10 (\text{g de Fe})}{x} \Rightarrow x = 6 \text{ g de S}$

Dada la proporción en masa de hierro y azufre, por cada 10 g de Fe se utilizan 6 g de S; lo demás sobra. Por tanto, el reactivo limitante es el Fe.

- b) $\frac{56 (\text{g de Fe})}{88 (\text{g de FeS})} = \frac{10 (\text{g de Fe})}{x} \Rightarrow x = 16 \text{ g de FeS}$

Criterio de evaluación 2.2

12. Son exotérmicas *a* y *d*. Endotérmicas, *b* y *c*.

Criterio de evaluación 3.1

13. a) Es endotérmica, es decir, que se absorbe energía y queda almacenada en los productos.

- b) $\Delta E > 0$, ya que $E_{\text{productos}} > E_{\text{reactivos}}$

- c) $\text{CuO} (\text{s}) + \text{Q} (\text{energía}) \rightarrow \text{Cu} (\text{s}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g})$

Criterio de evaluación 3.1

14. a) $\frac{4 \cdot 27 (\text{g de Al})}{3339,6 (\text{kJ})} = \frac{x}{1669,8 (\text{kJ})} \Rightarrow x = 54 \text{ g de Al}$

- b) $\frac{2 \cdot 102 (\text{g de Al}_2\text{O}_3)}{3339,6 (\text{kJ})} = \frac{51 (\text{g de Al}_2\text{O}_3)}{x} \Rightarrow x = 834,90 \text{ kJ}$

Criterio de evaluación 3.1