

Unidad 6 Reacciones químicas

EJERCICIOS PROPUESTOS

1. Indica en qué procesos está ocurriendo una reacción química. Justifica tus respuestas.

- a) El zumo de uva se convierte en vino.
- b) Machacamos ajos en un mortero de cocina.
- c) Disolvemos un sobre de café en una taza de leche.
- d) Tostamos una rebanada de pan.
- e) Aliñamos una ensalada con aceite, sal y vinagre.
- f) Se vierte vinagre sobre una encimera de mármol y se producen manchas.

Son reacciones químicas los procesos *a*, *d* y *f*, ya que en todos ellos unas sustancias se transforman en otras con propiedades diferentes.

2. Añadimos unas gotas de vinagre sobre una pequeña cantidad de bicarbonato. ¿Qué indica la efervescencia que se produce?

Que se está produciendo una reacción química.

3. Teniendo en cuenta la ley de conservación de la masa, completa los datos de la siguiente reacción química.

Carbono	+	Oxígeno	→	Dióxido de carbono
12 g		g		44 g
4,8 g		12,8 g		g

Según la ley de conservación de la masa: $12 \text{ g} + x = 44 \text{ g} \Rightarrow x = 44 - 12 = 32 \text{ g}$ de oxígeno
 $4,8 \text{ g} + 12,8 \text{ g} = 17,6 \text{ g}$ de dióxido de carbono

4. Razona si contradicen la ley de Lavoisier estas afirmaciones sobre las reacciones químicas:

- a) Cuando un objeto de metal se oxida, pesa más que al principio.
 - b) Al arder un tronco, las cenizas pesan menos que el tronco inicial.
- a) Podemos pensar que pesará más, porque ha reaccionado con el oxígeno y ha formado un óxido que tiene más masa que el metal original. Esto no contradice la ley de Lavoisier: si supiéramos la masa de oxígeno que ha intervenido en la reacción, comprobaríamos que dicha masa más la del metal es igual a la del óxido formado.
- b) Tampoco es contradictorio. En este caso, parte de los productos de la reacción serán gaseosos y por eso las cenizas pesan menos. Si se retuvieran esos productos, la masa del tronco sería igual a la de las cenizas más la de los gases.

5. ¿Significan lo mismo las expresiones *ecuación química* y *reacción química*?

No; una reacción química es un proceso que ocurre, mientras que una ecuación química es una representación abreviada y simbólica de dicho proceso.

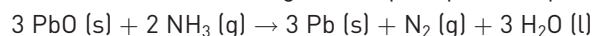
6. ¿Qué significado tienen los subíndices en una fórmula química? ¿Y los coeficientes en una ecuación? ¿Se pueden modificar los subíndices al ajustar las ecuaciones químicas?

Los subíndices nos indican el número de átomos de un elemento existentes en una fórmula que representa a una sustancia.

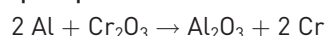
Los coeficientes son factores que introducimos en una ecuación química delante de las fórmulas de los reactivos o de los productos, para ajustar el número de átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación.

7. Ajusta la ecuación química siguiente: $\text{PbO (s)} + \text{NH}_3 \text{ (g)} \rightarrow \text{Pb (s)} + \text{N}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (l)}$

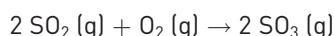
El óxido de plomo (II) sólido reacciona con el amoníaco gaseoso, para producir plomo, gas nitrógeno y agua.



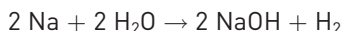
8. Asigna valores a los coeficientes *a*, *b*, *c* y *d* que aparecen en esta ecuación: $a \text{ Al} + b \text{ Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow c \text{ Al}_2\text{O}_3 + d \text{ Cr}$



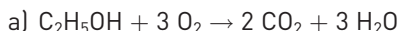
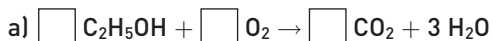
9. Escribe y ajusta la ecuación que representa la reacción química entre el dióxido de azufre, SO_2 , y el oxígeno, O_2 , para producir trióxido de azufre, SO_3 .



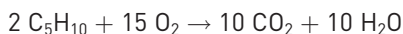
10. Escribe y ajusta la ecuación que representa la reacción entre el sodio, Na, y el agua, H₂O, para producir hidróxido de sodio, NaOH, e hidrógeno, H₂.



11. Termina de ajustar las siguientes ecuaciones químicas:



12. Completa y ajusta la siguiente ecuación: C₅H₁₀ + O₂ → +



13. ¿En qué tipos de compuestos indican los coeficientes de una ecuación química la proporción en volumen de los reactivos y los productos?

Los coeficientes indican la proporción de moléculas y moles en la que intervienen cada uno de los reactivos y productos. Si estos son gases (en idénticas condiciones de presión y temperatura) indican, además, la proporción en volumen.

14. Los coeficientes de una ecuación química, ¿aportan directamente datos de la masa de las sustancias que intervienen en ella?

No. Para que nos den información sobre las masas, hay que utilizar el factor de conversión de moles a gramos, que es la masa molar (donde interviene el concepto de mol).

15. Deduce toda la información posible de la siguiente ecuación química ajustada: N₂ (g) + O₂ (g) → 2 NO (g)

Tanto los reactivos como los productos son gases.

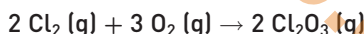
Desde el punto de vista microscópico, la ecuación nos informa del número de átomos y moléculas que intervienen.

Átomos	En los reactivos, 2 de N y 2 de O, de uniones N-N y O-O. En los productos, los mismos, pero con uniones N-O.
Moléculas	1 molécula de N ₂ reacciona con 1 molécula de O ₂ para formar 2 moléculas de NO.

Desde el punto de vista macroscópico, la ecuación nos informa de los moles que intervienen, del volumen que ocupan (si están en las mismas condiciones de presión y temperatura) y de la masa, mediante el concepto de mol.

Moles	1 mol de N ₂ reacciona con 1 mol de O ₂ para formar 2 mol de NO.
Volumen	1 volumen de N ₂ reacciona con 1 volumen de O ₂ para formar 2 volúmenes de NO.
Masa	$\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}$ $28 \text{ g} \quad 32 \text{ g} \rightarrow 2 \cdot 30 \text{ g}$ 28 g de nitrógeno reaccionan con 32 g de oxígeno y dan 60 g de monóxido de nitrógeno.

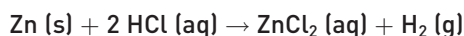
16. Señala la proporción en moles y en volumen de cada componente gaseoso de la ecuación química ajustada:



2 mol de cloro reaccionan con 3 mol de oxígeno para formar 2 mol de trióxido de dicloro.

Si las condiciones de presión y de temperatura son las mismas, 2 volúmenes de cloro reaccionan con 3 volúmenes de oxígeno para formar 2 volúmenes de trióxido de dicloro.

17. Para obtener hidrógeno, se hacen reaccionar 327 g de cinc con una solución de ácido clorhídrico, obteniéndose, además, dicloruro de cinc.



a) ¿Cuántos gramos de reactivos se han empleado?

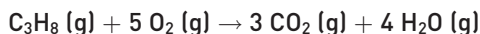
b) ¿Cuántos gramos de productos se han formado?

La ecuación química ajustada.	Zn (s) + 2 HCl (aq) → ZnCl ₂ (aq) + H ₂ (g)
Los moles.	1 mol 2 mol 1 mol 1 mol
Los moles en gramos.	65,38 g 2 · 36,5 g 136,38 g 2 g
El dato, 327 g de cinc, se expresa en moles.	$\frac{1 (\text{mol de Zn})}{65,38(\text{g})} = \frac{x}{327(\text{g})} \Rightarrow x = 5,00 \text{ mol de Zn}$
Nueva proporción en moles con el dato.	$\text{Zn} (\text{s}) + 2 \text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{ZnCl}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g})$ 5 mol 10 mol 5 mol 5 mol
Se convierten las cantidades en masa.	$5 \cdot 65,38 \text{ g} \quad 10 \cdot 36,5 \text{ g} \quad 5 \cdot 136,38 \text{ g} \quad 5 \cdot 2 \text{ g}$ 327 g 365 g 682 g 10 g

a) Se emplean 327 g de Zn y 365 g de HCl.

b) Se producen 682 g de ZnCl₂ y 10 g de H₂.

18. En la reacción de combustión del propano se han obtenido 24 L de dióxido de carbono.



Suponiendo que no cambian las condiciones de p y T:

- a) Calcula el volumen de propano consumido.
- b) Halla el volumen de oxígeno utilizado y el de agua producido.

Ecuación química ajustada.	$\text{C}_3\text{H}_8 (\text{g})$	+	$5 \text{O}_2 (\text{g})$	\rightarrow	$3 \text{CO}_2 (\text{g})$	+	$4 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
Volúmenes en la ecuación.	1 volumen		5 volúmenes		3 volúmenes		4 volúmenes
Nueva proporción.	8 volúmenes		40 volúmenes		24 volúmenes		32 volúmenes

- a) Se consumen 8 L de propano.
- b) Se utilizan 40 L de oxígeno y 32 L de agua.

19. ¿En qué tipo de reacciones la energía de los productos es mayor que la energía de los reactivos? ¿Cómo se llaman estas reacciones?

Se trata de reacciones endotérmicas. En ellas se absorbe energía.

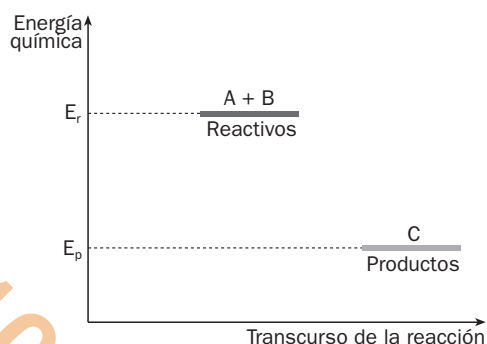
20. La ecuación siguiente representa la combustión del butano. ¿Es exotérmica o endotérmica? ¿Por qué?



Es una reacción exotérmica, porque en ella se desprende energía.

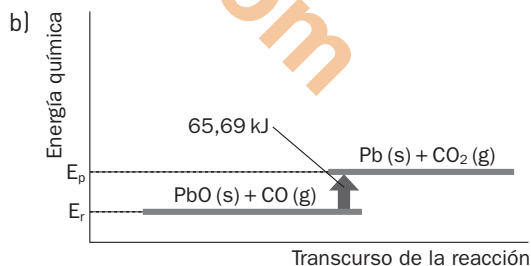
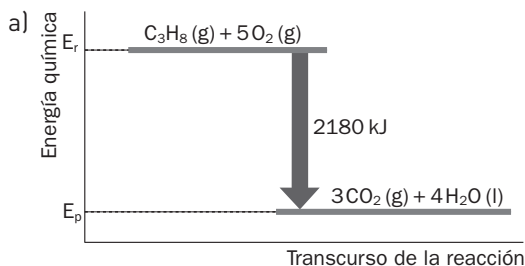
21. Observa el esquema energético de la derecha.

- a) ¿Se desprende o se absorbe energía?
 - b) ¿Cómo podemos saberlo?
- a) Se desprende energía.
 - b) Porque la energía de los productos es menor que la de los reactivos y, por tanto, la variación de energía es menor que cero.



22. Dibuja el esquema energético de las reacciones representadas por las siguientes ecuaciones termoquímicas:

- a) $\text{C}_3\text{H}_8 (\text{g}) + 5 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 3 \text{CO}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 2180 \text{ kJ}$
- b) $\text{PbO} (\text{s}) + \text{CO} (\text{g}) \rightarrow \text{Pb} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) - 65,69 \text{ kJ}$

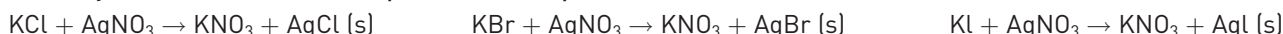


TRABAJO EN EL LABORATORIO

1. De todos los precipitados, ¿cuál es el que más ha cambiado de color? Investiga qué aplicación práctica tiene este producto en la vida cotidiana.

El que más cambia de color es el yoduro de plata. Se emplea en fotografía.

2. Las reacciones químicas en las que se forma un precipitado en el fondo se llaman *de precipitación*. Teniendo en cuenta que los precipitados son cloruro de plata, bromuro de plata y yoduro de plata, formula cada una de las sustancias y escribe las ecuaciones químicas correspondientes.



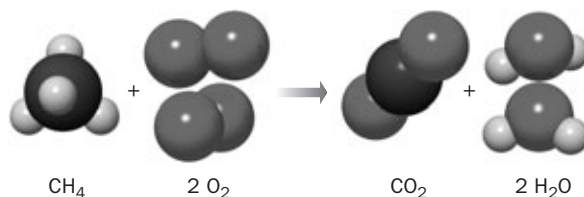
31. Desde el punto de vista teórico, ¿qué se produce en toda reacción química?

Desde el punto de vista teórico, en toda reacción química se producen choques entre las moléculas de los reactivos, ruptura de los enlaces de las moléculas de los reactivos y formación de nuevas moléculas con enlaces diferentes.

32. El esquema representa una reacción química. ¿Qué enlaces se rompen y cuáles se forman?

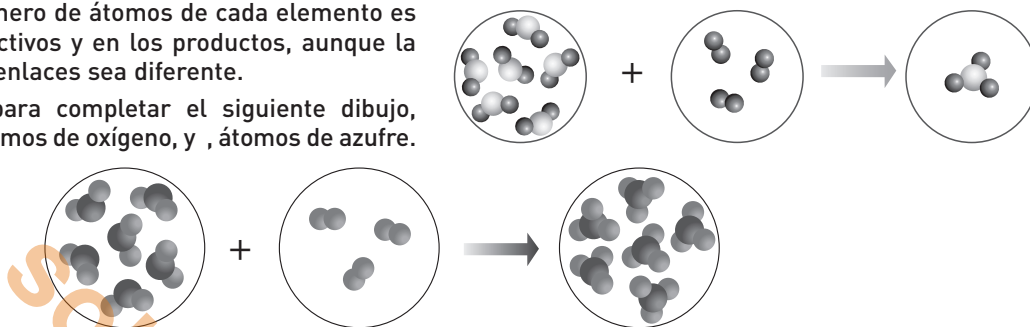
Se rompen 4 enlaces C-H de la primera sustancia (metano) y 2 enlaces O-O de la segunda (oxígeno).

Se forman dos enlaces C-O en el primer producto (dióxido de carbono) y 4 enlaces O-H en el segundo (agua).



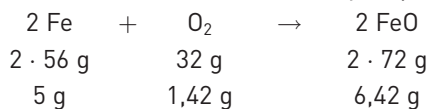
33. Según Dalton, el número de átomos de cada elemento es el mismo en los reactivos y en los productos, aunque la organización de sus enlaces sea diferente.

Aplica esta teoría para completar el siguiente dibujo, sabiendo que son átomos de oxígeno, y, átomos de azufre.



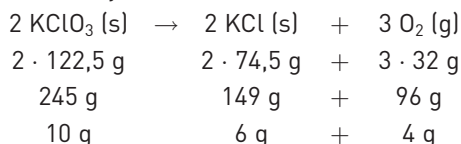
35. Un trozo de 5 g de hierro se deja a la intemperie durante cierto tiempo y se vuelve a pesar. La balanza marca 6,42 g. ¿Cómo se puede explicar?

Se ha formado óxido de hierro, y lo que ha aumentado 1,42 g es la masa de oxígeno que ha intervenido en la reacción.

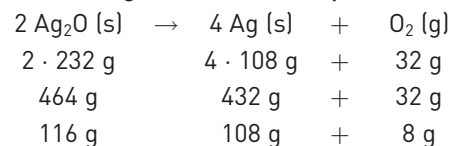


36. En el laboratorio del centro escolar hemos calentado 10 g de KClO₃ hasta alcanzar la temperatura de 400 °C, para que se descomponga. Cuando hemos pesado el producto que se ha formado, nos ha sorprendido que solo pesara 6 g. ¿Crees que hemos descubierto que la ley de conservación de la masa no se cumple?

No. La ley de conservación de la masa se cumple, pero en la descomposición del KClO₃, se forman 4 g de O₂ (gas).

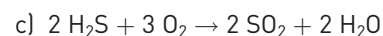
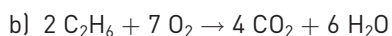
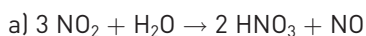
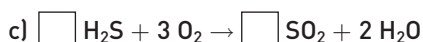
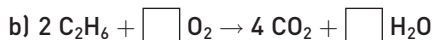
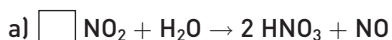


37. En la descomposición térmica de 116 g de óxido de plata, Ag₂O, se obtienen 108 g de plata metálica. ¿Qué cantidad de oxígeno se habrá desprendido?



Por tanto, se habrán desprendido 8 g de oxígeno.

38. Copia en tu cuaderno y termina de ajustar las siguientes ecuaciones químicas:

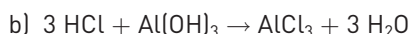
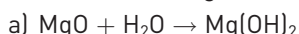


39. Escribe las ecuaciones ajustadas para las siguientes reacciones químicas:

a) óxido de magnesio + agua → dihidróxido de magnesio

b) ácido clorhídrico + trihidróxido de aluminio → tricloruro de aluminio + agua

c) aluminio + oxígeno → trióxido de dialuminio



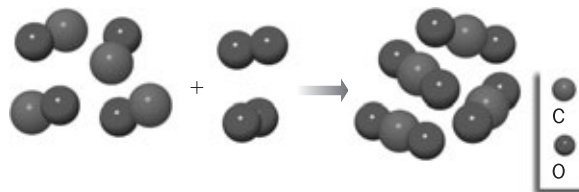
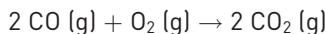
40. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:

- a) $\text{HCl (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{Cl}_2 \text{ (g)}$
- b) $\text{C}_6\text{H}_{12} \text{ (l)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (l)}$
- a) $4 \text{ HCl (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O (l)} + 2 \text{ Cl}_2 \text{ (g)}$
- b) $\text{C}_6\text{H}_{12} \text{ (l)} + 9 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 6 \text{ CO}_2 \text{ (g)} + 6 \text{ H}_2\text{O (l)}$

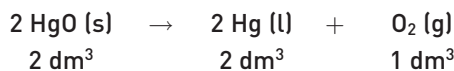
- c) $\text{KNO}_3 \text{ (s)} \rightarrow \text{K}_2\text{O (s)} + \text{N}_2 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$
- d) $\text{ZnS (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{ZnO (s)} + \text{SO}_2 \text{ (g)}$
- c) $4 \text{ KNO}_3 \text{ (s)} \rightarrow 2 \text{ K}_2\text{O (s)} + 2 \text{ N}_2 \text{ (g)} + 5 \text{ O}_2 \text{ (g)}$
- d) $2 \text{ ZnS (s)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ ZnO (s)} + 2 \text{ SO}_2 \text{ (g)}$

41. ¿Qué reacción química representa el siguiente esquema molecular? Escribe la ecuación química correspondiente.

Reaccionan 4 moléculas de CO con 2 moléculas de O₂ para formar 4 moléculas de CO₂. La ecuación química será:

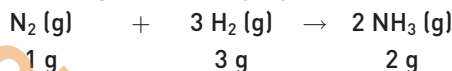


43. En la reacción de descomposición del óxido de mercurio (II), ¿es cierta la proporción en volumen que se indica? ¿Por qué?



No, porque el HgO es sólido y el Hg es líquido, y para que los coeficientes en una ecuación química nos indiquen datos sobre el volumen, los reactivos y productos deben ser gases, en las mismas condiciones de presión y temperatura.

44. En la reacción de formación del amoníaco, ¿es cierta la proporción en masa que se indica? ¿Por qué?



No. Los coeficientes nos indican la proporción en moles, no en gramos. Para encontrar la proporción en masa correcta, habría que utilizar el factor de conversión de moles a gramos.

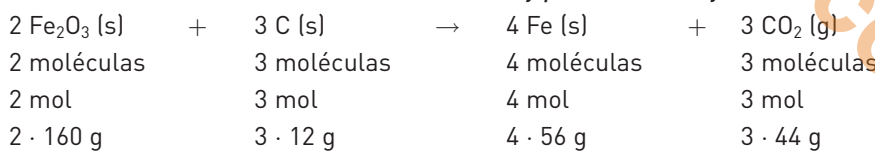
$2 \cdot 14 = 28 \text{ g de N}_2$; $3 \cdot 2 = 6 \text{ g de H}_2$; $2 \cdot 17 = 34 \text{ g de NH}_3$. Por tanto, 28 g de nitrógeno reaccionan con 6 g de hidrógeno para formar 34 g de amoníaco.

45. Completa los datos en la ecuación química: $2 \text{ CO (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ CO}_2 \text{ (g)}$

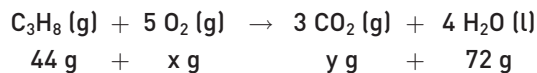
Moles	2 mol	1 mol	2 mol
Masa	$2 \cdot 28 \text{ g}$	$1 \cdot 32 \text{ g}$	$2 \cdot 44 \text{ g}$
Volumen	2 L	1 L	2 L

46. Escribe la ecuación química ajustada de la siguiente reacción y extrae toda la información posible.

El trióxido de dihierro reacciona con el carbono y produce hierro y dióxido de carbono.



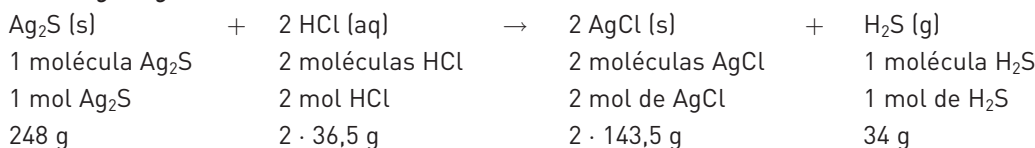
47. Completa los datos de la siguiente ecuación química.



Como $44 \text{ g de C}_3\text{H}_8 = 1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8$ y $72 \text{ g de H}_2\text{O} = 4 \text{ mol de H}_2\text{O} \Rightarrow x = 5 \text{ mol de O}_2 = 5 \cdot 32 \text{ g} = 160 \text{ g de O}_2$; $y = 3 \text{ mol de CO}_2 = 3 \cdot 44 \text{ g} = 132 \text{ g de CO}_2$

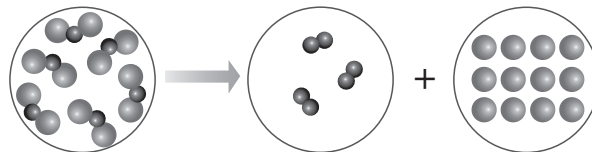
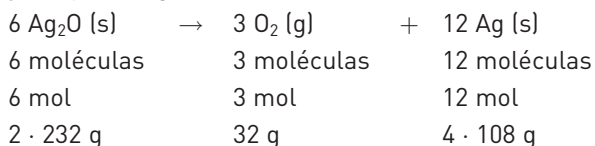
48. Escribe la ecuación química ajustada de la siguiente reacción y extrae toda la información posible.

El sulfuro de plata sólido reacciona con una solución de ácido clorhídrico y produce cloruro de plata sólido y el sulfuro de hidrógeno gaseoso.



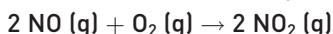
Nota. Aunque desde un punto de vista estricto sería más correcto nombrar el Ag₂S y el AgCl como especies químicas, en la práctica se mantiene el término molécula.

49. Extrae toda la información que aporta el modelo molecular de la siguiente reacción química sabiendo que es plata y \bullet , oxígeno.

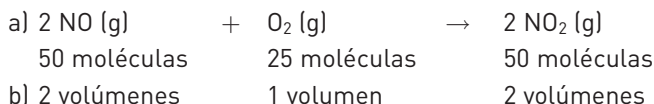


464 g de Ag_2O se descomponen formando 32 g de O_2 y 432 g de Ag .

51. La siguiente reacción química entre gases transcurre sin variar la presión ni la temperatura.

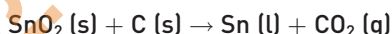


- a) Halla el número de moléculas de NO necesarias para obtener 50 moléculas de NO_2 .
b) ¿Qué relación guardan los volúmenes de O_2 y de NO que reaccionan?
c) Determina los gramos necesarios de NO para obtener 276 g de NO_2 .



c) El dato, 276 g de NO_2 , se expresa en moles: $\frac{1 \text{ (mol NO}_2\text{)}}{46 \text{ (g)}} = \frac{x}{276 \text{ (g)}} \Rightarrow x = 6 \text{ mol NO}_2$. Dado que 6 mol de NO producen 6 mol de NO_2 , se necesitan 6 mol de NO , equivalentes a: $6 \text{ (mol)} \cdot 30 \text{ (g/mol)} = 180 \text{ g}$

52. La casiterita contiene un 80% de óxido de estaño (IV), SnO_2 , y es el mineral que se utiliza para su extracción. Si reaccionan 50 g de casiterita:



- a) ¿Cuántos gramos de carbono se han utilizado? b) ¿Qué cantidad de estaño se habrá producido?

a) En 50 g de casiterita hay $50 \cdot 0,8 = 40 \text{ g}$ de SnO_2 ; $\frac{1 \text{ (mol SnO}_2\text{)}}{150,7 \text{ (g)}} = \frac{x}{40 \text{ (g)}} \Rightarrow x = 0,27 \text{ mol SnO}_2$. Se necesita 1 mol de C por cada mol de SnO_2 , luego se necesitan: $0,27 \text{ mol de C} = 0,27 \text{ (mol)} \cdot 12 \text{ (g/mol)} = 3,2 \text{ g de C}$
b) Cada mol de SnO_2 produce 1 mol de Sn , luego se producirán: $0,27 \text{ mol de Sn} = 0,27 \text{ (mol)} \cdot 118,7 \text{ (g/mol)} = 32 \text{ g de Sn}$

53. Dada la ecuación química: $2 \text{ H}_2\text{S (g)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ SO}_2 \text{ (g)} + 2 \text{ H}_2\text{O (g)}$:

- a) ¿Cuántos moles de dióxido de azufre y de agua se formarán a partir de 20 mol de sulfuro de hidrógeno?
b) ¿Cuántos moles de oxígeno serán necesarios?

a) Se forman 20 mol de SO_2 y 20 mol de H_2O . b) Se necesitan: $\frac{20 \cdot 3}{2} = 30 \text{ mol de O}_2$

54. La oxidación del hierro es un proceso que está representado por esta ecuación química:



- a) En una reacción de este tipo reaccionan 32 g de oxígeno.
b) Calcula cuánto óxido de hierro (II) se formará.
c) ¿Cuánto hierro es necesario? ¿Qué sucede si se añade más hierro?

a) Se forman 2 mol de FeO por cada mol de O_2 . Como 32 g de O_2 son 1 mol, se forman: $2 \text{ (mol)} \cdot 72 \text{ (g/mol)} = 144 \text{ g de FeO}$
b) Cada mol de O_2 necesita 2 mol de Fe , es decir: $2 \text{ (mol)} \cdot 56 \text{ (g/mol)} = 112 \text{ g de Fe}$. Si se añade más hierro, el exceso añadido no reacciona y queda inalterado.

55. Teniendo en cuenta la reacción química representada por la ecuación: $4 \text{ Fe (s)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3 \text{ (s)}$

¿Es posible obtener 1920 g de Fe_2O_3 a partir de 1344 g de hierro?

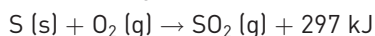
$1344 \text{ g de Fe} = \frac{1344 \text{ (g)}}{56 \text{ (g/mol)}} = 24 \text{ mol}$; $1920 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3 = \frac{1920 \text{ (g)}}{160 \text{ (g/mol)}} = 12 \text{ mol}$; 24 mol de Fe producen 12 mol de Fe_2O_3 .

56. Señala cuáles de las siguientes reacciones químicas son exotérmicas y cuáles endotérmicas.

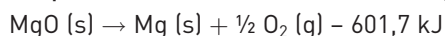
- a) Formación de ozono en las altas capas de la atmósfera. d) Respiración celular.
b) La combustión. e) Electrólisis.
c) La reacción entre el hidróxido de sodio y el ácido acético.

Para informarte puedes consultar en internet: <http://www.e-sm.net/fq3eso49> y <http://www.e-sm.net/fq3eso50>. La reacción a es endotérmica; la b, exotérmica; la c, exotérmica; la d, exotérmica; y la e, endotérmica.

57. En una reacción, el azufre arde con el oxígeno atmosférico desprendiendo 297 kJ por cada mol de azufre consumido. Teniendo en cuenta que en la reacción se produce dióxido de azufre gaseoso, escribe la ecuación termoquímica correspondiente.



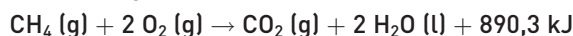
58. La reacción de descomposición del óxido de magnesio sólido necesita 601,7 kJ por cada mol que se descompone. Sabiendo que en esta reacción se forman magnesio sólido y oxígeno, escribe la ecuación termoquímica correspondiente.



59. Calcula la energía que se desprende en la combustión representada por esta ecuación termoquímica, si se han utilizado 30 mol de oxígeno: $\text{C (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + 393,5 \text{ kJ/mol}$

Se desprenden: $30 \text{ (mol)} \cdot 393,5 \text{ (kJ/mol)} = 11\,805 \text{ kJ}$

60. El metano es el principal componente del gas natural. La ecuación de la combustión del metano es:



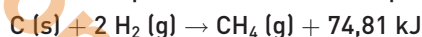
a) ¿Qué energía se desprende si se consumen 64 g de metano?

b) ¿Cuántos gramos de metano se habrán consumido si se han desprendido 7122,4 kJ?

a) 64 g de metano = $\frac{64 \text{ (g)}}{16 \text{ (g/mol)}} = 4 \text{ mol}$, que producen $4 \text{ (mol)} \cdot 890,3 \text{ (kJ/mol)} = 3561 \text{ kJ}$

b) Para desprender 7122,4 kJ se necesitan $\frac{7122,4}{890,3} = 8 \text{ mol}$ de $\text{CH}_4 = 8 \cdot 16 = 128 \text{ g}$ de CH_4

61. La reacción de formación del metano viene dada por la ecuación termoquímica siguiente:



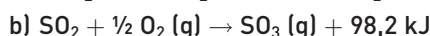
a) ¿Qué energía se desprende en la formación de metano si se utilizan 200 g de hidrógeno?

b) ¿Cuántos gramos de carbono serán necesarios?

a) 200 g de $\text{H}_2 = 100 \text{ mol}$; producen

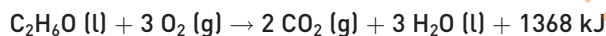
b) Se necesitan 50 mol de C = $50 \text{ (mol)} \cdot 12 \text{ (g/mol)} = 600 \text{ g}$ de C

62. Señala cuáles de las siguientes ecuaciones termoquímicas son exotérmicas y cuáles endotérmicas.



La a es exotérmica; la b, exotérmica; la c, exotérmica; y la d, endotérmica.

63. Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas:



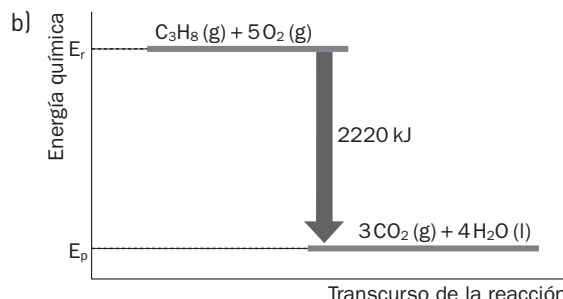
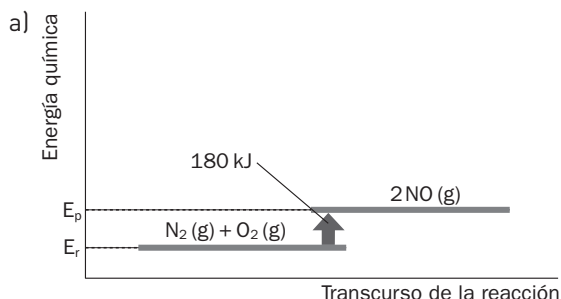
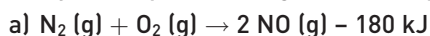
a) ¿Cuál es exotérmica y cuál es endotérmica?

b) ¿En cuál de las dos la energía de los productos es menor que la de los reactivos?

a) La primera es exotérmica y la segunda endotérmica.

b) En la primera.

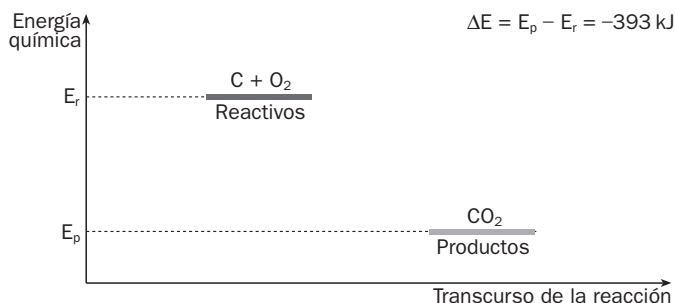
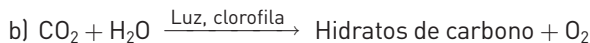
65. Dibuja el esquema energético correspondiente a las siguientes reacciones:



66. Este es el esquema energético de la fotosíntesis.

- a) ¿Se trata de una reacción exotérmica o endotérmica? ¿Por qué?
- b) Escribe la ecuación termoquímica correspondiente.

a) Es una reacción endotérmica porque se absorbe energía.

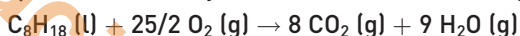


67. El alcohol como combustible

“El etanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, también llamado alcohol etílico, se produce por la fermentación biológica de los almidones en los cereales, sobre todo el maíz. En la actualidad forma alrededor del 10% de la gasolina producida en Estados Unidos, con lo cual se disminuye la polución y el uso del petróleo. El átomo de oxígeno de la molécula de etanol reduce las emisiones de monóxido de carbono e hidrocarburos y ayuda a asegurar la combustión completa. Existe el problema de que los azúcares y los almidones fermentados para producirlo como combustible son costosos. Sin embargo, se está centrando la atención en la celulosa de la paja y de los tallos dejados como montículos cuando se siega la mies. El etanol produce en su combustión CO_2 cuando se quema y contribuye al efecto invernadero y al calentamiento global. No obstante, genera menos dióxido de carbono por gramo que la gasolina y puede renovarse todos los años, mientras que el sol brille y produzca plantas”.

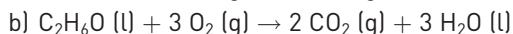
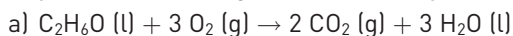
Principios de química. P. ATKINS Y L. JONES

- a) Escribe la ecuación química correspondiente a la combustión del alcohol etílico.
- b) Comprueba la ley de conservación de la masa a partir de la ecuación química.
- c) Teniendo en cuenta la reacción química anterior y la de la combustión de la gasolina:

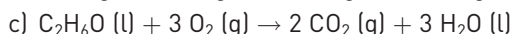


comprueba que se genera menos CO_2 por gramo cuando se utiliza alcohol.

- d) Al quemar alcohol la energía desprendida por mol es 1368 kJ, y al quemar gasolina, 5080 kJ. Calcula cuál de los dos combustibles genera más energía por gramo.
- e) Escribe las ecuaciones termoquímicas anteriores y sus diagramas energéticos.
- f) ¿Cuál es el factor que hace que el alcohol sea menos contaminante que los hidrocarburos?
- g) ¿Cuál es el problema que tiene utilizar el alcohol como combustible, sustituyendo a la gasolina?
- h) Para que el etanol contribuya perceptiblemente a las necesidades de combustible para el transporte, necesitaría tener un *balance energético* neto (o *tasa de retorno energético*) positivo. Para evaluar su energía neta hay que considerar la cantidad de energía contenida en el producto final (etanol), frente a la cantidad consumida para elaborarlo. Consulta la página: <http://www.e-sm.net/fq3eso51> y haz una síntesis sobre el balance energético del etanol.
- i) Valora la siguiente crítica: “Los ecologistas han hecho algunas objeciones a muchas prácticas agrícolas modernas, incluyendo algunas prácticas útiles para hacer el bioetanol más competitivo. Los efectos sobre los campos afectarían negativamente a la producción para consumo alimentario de la población”.



46 g 96 g 88 g 54 g



46 g 88 g

1 g x

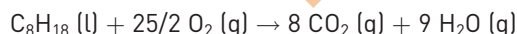
x = 1,91 g de CO_2 por gramo de alcohol quemado



46 g 1368 kJ

1 g x

x = 29,74 kJ/g de alcohol



114 g 352 g

1 g y

y = 3,09 g de CO_2 por gramo de gasolina quemado



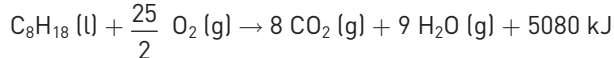
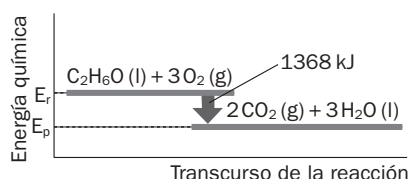
114 g 5080 kJ

1 g y

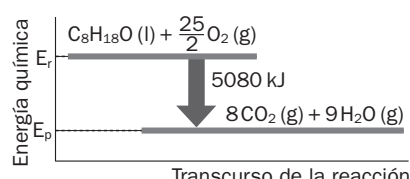
y = 44,56 kJ/g de gasolina (más la gasolina)



$\Delta E = E_p - E_r = -1368 \text{ kJ}$



$\Delta E = E_p - E_r = -5080 \text{ kJ}$



- f) El átomo de oxígeno de la molécula de etanol reduce las emisiones de monóxido de carbono e hidrocarburos y ayuda a asegurar la combustión completa.
- g) El problema es que los azúcares y los almidones fermentados para producirlo como combustible son costosos.
- h) Para evaluar la energía neta del etanol hay que considerar la cantidad de energía contenida en el producto final (etanol), frente a la cantidad de energía consumida para hacer el etanol (como por ejemplo el diesel usado en tractores). No tiene sentido obtener 1 L de etanol si para ello se requiere quemar 2 L de gasolina (o de etanol).
- i) Respuesta libre.

PON A PRUEBA TUS COMPETENCIAS

INTERACCIONA CON EL ENTORNO

El airbag

1. Termina de ajustar la ecuación química correspondiente al proceso descrito: $2 \text{NaN}_3 (\text{s}) \rightarrow \square \text{Na} (\text{s}) + \square \text{N}_2 (\text{g})$
 $2 \text{NaN}_3 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{Na} (\text{s}) + 3 \text{N}_2 (\text{g})$
2. Una vez ajustada, comprueba la ley de conservación de la masa. Para ello, consulta las masas atómicas en el sistema periódico.
 $2 \text{NaN}_3 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{Na} (\text{s}) + 3 \text{N}_2 (\text{g})$
 $2 \cdot 65 (\text{g}) \quad 2 \cdot 23 \text{ g} \quad 3 \cdot 28 \text{ g}$
3. Si en la bolsa hay 100 g de azida de sodio, ¿qué masa de nitrógeno se obtiene? Sabiendo que la densidad del nitrógeno a 0 °C y 1 atm es de 1,25 kg/m³, halla el volumen de nitrógeno que se produce.

$$100 \text{ g} = \frac{100 (\text{g})}{65 (\text{g} / \text{mol})} = 1,54 \text{ mol de NaN}_3 \text{ Esta cantidad produce: } \frac{1,54 \cdot 3}{2} = 2,31 \text{ mol de N}_2 = 2,31 \cdot 28 = 64,7 \text{ g}$$

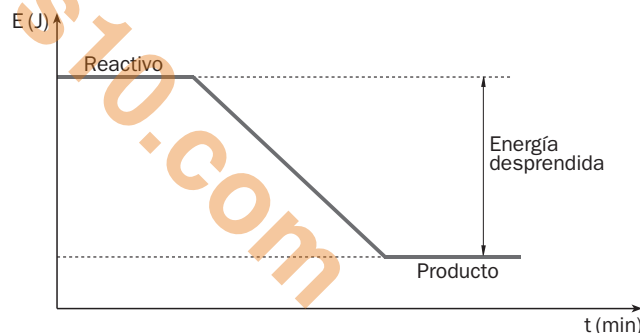
$$\text{Esta masa ocupa un volumen: } V = \frac{0,0647 (\text{kg})}{1,25 (\text{kg} / \text{m}^3)} = 0,052 \text{ m}^3$$

4. Aunque la azida es estable a temperatura ambiente, si esta se eleva por encima de los 275 °C tiene lugar la reacción de forma muy rápida. La manera de conseguir esta temperatura es la siguiente: a consecuencia del choque, una bolita metálica acciona un circuito eléctrico que enciende una mezcla de boro y nitrato sódico (B + NaNO₃). El calor producido en esta reacción pone en marcha el proceso de la azida. Haz una descripción por pasos de todo el proceso, desde el impacto del coche hasta el inflado del airbag.

Impacto → Movimiento inercial de la bolita → Chispa del circuito eléctrico → Reacción del boro → Reacción de la azida → Hinchado del airbag

5. ¿Cuál de esos pasos viene descrito por esta gráfica? ¿Qué nombre reciben este tipo de reacciones?

La reacción del boro.
 Son reacciones exotérmicas.



6. La palabra *azida* se escribe con zeta porque procede de *ázo*. Busca el significado de las palabras: *ázo*, *azoemia* y *azoato*. ¿Qué tienen todas ellas en común?

El elemento nitrógeno.

7. Es cierto que los airbags han salvado muchas vidas, sin embargo, en algunos casos, han causado heridas graves y hasta mortales. ¿Qué significa la etiqueta de la figura, pegada en el asiento del pasajero? ¿A qué se debe esa instrucción? A la necesidad de proteger a los niños de la acción del airbag. Imagina que tienes un hermano muy pequeño y que debes asesorar a tus padres sobre la seguridad de los niños en el automóvil. Investiga en la página siguiente: <http://www.e-sm.net/fq3eso52> y explícaselo con detalle.



La industria ha sumado avances a la seguridad en la conducción, como los frenos ABS, los reposacabezas o la instalación de airbags, pero su efectividad real está condicionada por el uso correcto de otro utensilio esencial. ¿Cuál es? Sin él, el propio airbag resultaría peligroso. ¿Por qué?

El cinturón de seguridad. En caso de colisión sin cinturón de seguridad, el impacto contra el airbag sería fatal.

8. Dividid la clase en dos grupos para un debate: uno de ellos a favor de las multas que la policía de tráfico impone por ciertas infracciones relacionadas con la seguridad en los automóviles. El otro grupo tiene que defender que no debería haber multas por este concepto. (Es necesario que, antes del debate, cada grupo se asesore adecuadamente).

Actividad libre.

LEE Y COMPRENDE

Aguas duras, aguas blandas

1. Explica qué caracteriza a las llamadas *aguas duras*.

Una concentración relativamente grande de iones Ca^{2+} , Mg^{2+} y otros cationes divalentes.

2. ¿Qué consecuencias tienen sobre las superficies las incrustaciones de CaCO_3 ?

El CaCO_3 sólido recubre las superficies, reduciendo la eficiencia del calentamiento. Estos depósitos, llamados incrustaciones (sarro), limitan la eficiencia de la transferencia de calor y reducen el flujo de agua por los tubos, pudiendo llegar a obstruirlos.

3. Explica el proceso de ablandamiento del agua y justifica su necesidad para mantener el funcionamiento de algunos aparatos domésticos.

En el ablandamiento de aguas municipales a gran escala se utiliza el proceso de cal-carbonato. El agua se trata con cal, CaO (o cal hidratada, $\text{Ca}(\text{OH})_2$), y carbonato de sodio, Na_2CO_3 . Estas sustancias precipitan el Ca^{2+} en forma de CaCO_3 y el Mg^{2+} como $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

El intercambio de iones es un método doméstico típico para ablandar el agua. En este procedimiento se hace pasar el agua a través de un lecho de resina intercambiadora de iones: perlas de plástico con grupos aniónicos X^- . Estos grupos con carga negativa tienen iones Na^+ unidos a ellos. Los iones de Ca^{2+} y otros cationes del agua dura son atraídos por los grupos aniónicos y desplazan los iones de sodio, de menor carga, hacia el agua.

En diversas zonas de España, algunos electrodomésticos (lavadora, lavavajillas, etc.) que utilizan mucha agua, pueden ver obstruidos sus conductos por los depósitos de cal si el agua no es ablandada.

4. Elegid uno de los siguientes temas y preparad una presentación utilizando diapositivas, para exponer al resto de la clase.

I. Aguas duras y blandas. Ventajas e inconvenientes.

II. Ablandamiento a gran escala.

III. Ablandamiento con resinas intercambiadoras de iones.

IV. Tratamiento de aguas residuales.

Respuesta libre.

Autoría: Mariano Remacha, Jesús A. Viguera, Antonio Fernández Roura, Alberto Sanmartín • Edición: Antonio Fernández-Roura • Corrección: David Blanco • Ilustración: Domingo Duque, Jurado y Rivas • Diseño: Pablo Canelas, Alfonso Ruano • Maquetación: Grafía S.L. • Coordinación de diseño: José Luis Rodríguez • Coordinación editorial: Nuria Corredera • Dirección editorial: Aída Moya

Cualquier forma de reproducción, distribución, comunicación pública o transformación de esta obra solo puede ser realizada con la autorización de sus titulares, salvo excepción prevista por la ley. Diríjase a CEDRO (Centro Español de Derechos Reprográficos, www.cedro.org) si necesita fotocopiar o escanear algún fragmento de esta obra.