

# Reacciones químicas

# 5

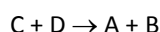
## INTERPRETA LA IMAGEN

- **¿Qué ocurre en una pila cuando la sustancia que provoca la reacción química del ánodo se agota? ¿Qué quiere decir que una pila es recargable?**

Pues que la pila se agota y deja de proporcionar energía al circuito. Si una pila es recargable, esto quiere decir que podemos conectarla a la red de modo que puede seguir proporcionando energía al circuito.

- **Si la reacción química  $A + B \rightarrow C + D$  es la que genera la energía en una pila recargable, ¿qué reacción se produce en la pila mientras se recarga?**

Mientras se recarga se produce la reacción inversa, de modo que al final de la recarga la pila tiene disponible de nuevo la sustancia necesaria para comenzar la reacción química que proporciona la energía al circuito. Es decir, durante la recarga se produce la reacción:



## CLAVES PARA EMPEZAR

- **¿Conoces otros ejemplos de reacciones químicas? ¿Qué sustancias se forman en ellas? ¿Cuáles desaparecen?**

Respuesta personal. Las reacciones más conocidas por los alumnos son las de combustión, posiblemente. En ellas un combustible desaparece y se forman dióxido de carbono y agua.

- **Recuerda. ¿Por dónde salen los electrones de la pila para recorrer el circuito? ¿Por dónde entran en la pila?**

Los electrones salen por el polo negativo de la pila y vuelven a ella por el polo positivo. Pero habitualmente en los circuitos se representa la intensidad recorriendo el camino inverso: del polo positivo al negativo.

## ACTIVIDADES

1

**Explica qué ocurre en los siguientes procesos y señala cuáles de ellos representan un cambio físico y cuáles un cambio químico:**

- |                                      |                              |
|--------------------------------------|------------------------------|
| a) La disolución de alcohol en agua. | d) La combustión del butano. |
| b) La oxidación del hierro.          | e) Preparar un chocolate.    |
| c) La sublimación del yodo.          | f) Freír un filete.          |

- a) Las moléculas de alcohol se disgregan entre las moléculas de agua. Podemos considerar que es un cambio físico, si consideramos que las moléculas de alcohol no se separan en sus átomos.
- b) El oxígeno se combina con otra sustancia simple, el hierro, para formar un compuesto. Se trata de un cambio químico.
- c) El yodo pasa de estado sólido a estado gaseoso. Cambio físico.
- d) El butano desaparece al reaccionar con el oxígeno y se forman otros compuestos químicos diferentes. Cambio químico.
- e) El chocolate se calienta y se funde. Cambio físico.
- f) Las sustancias que forman el filete se transforman en otras distintas. Cambio químico.

2 En más de una ocasión habrás visto objetos de hierro oxidados:

- Explica qué le ocurre al hierro en el proceso de oxidación.
- Observa la imagen y señala algunos factores que favorecen la oxidación del hierro.

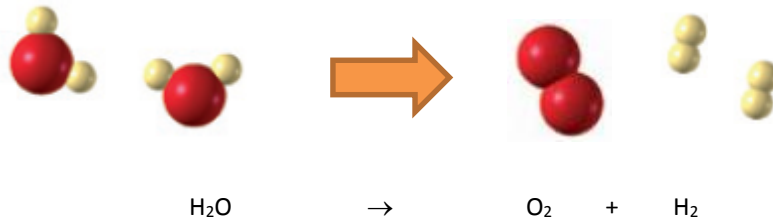


- El hierro reacciona con las moléculas de oxígeno del aire y se forma un nuevo compuesto químico: el óxido de hierro. El hierro pasa de formar parte de un cristal metálico a formar parte de un compuesto donde algunos átomos de hierro se combinan con átomos de oxígeno para formar el compuesto óxido de hierro. Existen dos tipos de óxidos de hierro, dependiendo de la valencia con que actúe el hierro, que puede ser 2 o 3.
- Los ambientes húmedos favorecen la oxidación de este metal.

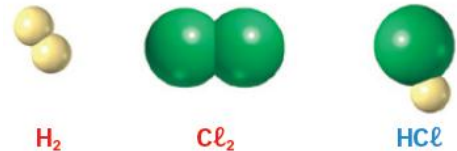
### INTERPRETA LA IMAGEN Página 95

- La reacción de descomposición del agua es la inversa de su reacción de formación. Representa en un esquema qué ocurre cuando dos moléculas de agua chocan y se descomponen en hidrógeno y en oxígeno.

Las moléculas de agua se descomponen en los átomos que las forman y estos se unen entre sí para formar moléculas de hidrógeno y de oxígeno.

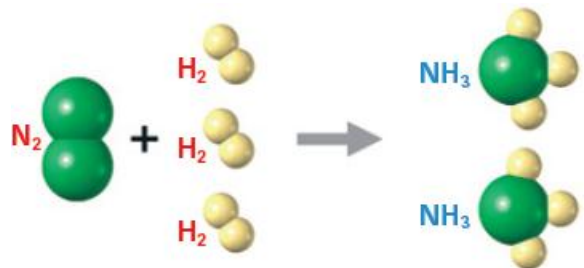


3 El gas hidrógeno reacciona con el gas cloro para dar cloruro de hidrógeno. Observa la siguiente representación para las distintas sustancias:



- Explica el proceso representado en este esquema en términos de la teoría de las colisiones.
  - Representa ahora qué le ocurre a cada una de las partículas.
- Una molécula de  $H_2$  choca con una molécula de  $Cl_2$  y se forman dos moléculas de  $HCl$ .
  - La molécula de hidrógeno se rompe y se separa en sus dos átomos. Lo mismo ocurre con la molécula de cloro. Y cada átomo de hidrógeno se une con un átomo de cloro y forma una molécula de  $HCl$ .

4 El esquema siguiente representa la reacción en la que el gas hidrógeno reacciona con el gas nitrógeno para dar amoníaco:



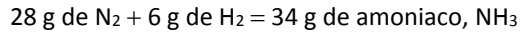
- Explícalo en términos de la teoría de las colisiones.
  - Razona qué ocurriría si solo hubiese una molécula de nitrógeno y dos de hidrógeno.
  - ¿Y si solo hubiese una molécula de  $N_2$  y una de  $H_2$ ?
- Una molécula de nitrógeno choca con tres moléculas de hidrógeno y se forman tres moléculas de amoníaco.
  - Pues que entonces aunque se rompiesen todas las moléculas no habría átomos de hidrógeno suficientes para formar dos moléculas de amoníaco: solo se podría formar una.
  - En este caso no podría formarse ninguna molécula de amoníaco.

5

Se comprueba que 28 g de gas nitrógeno reaccionan exactamente con 6 g de gas hidrógeno para dar amoníaco:

- ¿Cuántos gramos de amoníaco se han formado?
- Si se introducen 28 g de gas nitrógeno y 28 g de gas hidrógeno, ¿qué cantidad de amoníaco se forma?
- Si se introducen 6 g de gas nitrógeno y 6 g de gas hidrógeno, ¿qué cantidad de gas amoníaco se forma?

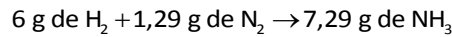
- a) Como la masa se conserva en las reacciones, si reaccionan los 28 g de nitrógeno con los 6 g de hidrógeno, entonces se forman:



- b) Como hay la misma cantidad de nitrógeno que antes, reaccionará la misma cantidad de hidrógeno que antes, por lo que únicamente se formarán 34 g de amoníaco. Y el resto de hidrógeno quedará sin reaccionar.
- c) En este caso no reaccionan los 6 g de hidrógeno, puesto que no hay nitrógeno suficiente. Podemos escribir:

$$6 \text{ g de N}_2 \cdot \frac{6 \text{ g de H}_2}{28 \text{ g de N}_2} = 1,29 \text{ g de N}_2$$

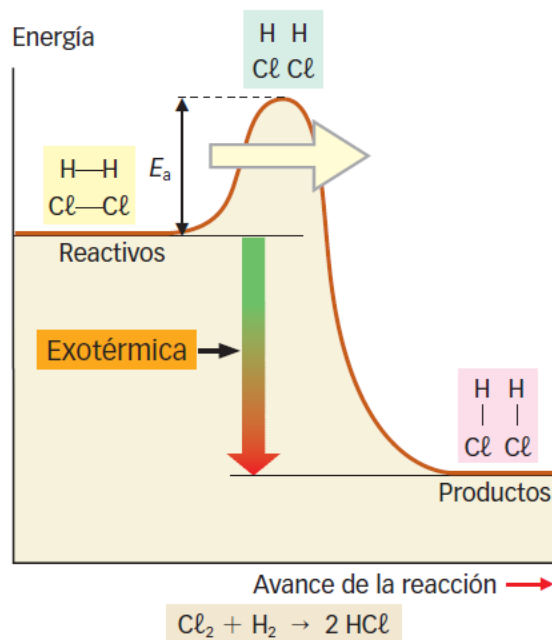
Esta es la cantidad de nitrógeno que reacciona con toda la cantidad de hidrógeno que hay. Por tanto, se formará la siguiente cantidad de amoníaco:



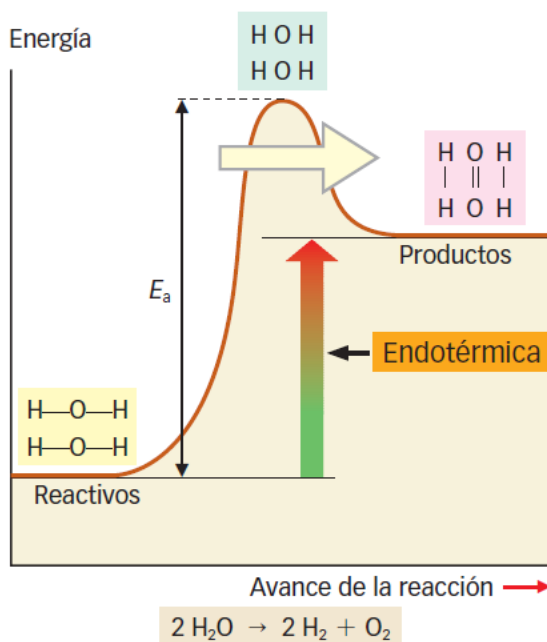
6

Elabora en tu cuaderno el gráfico que representa la variación de energía en los siguientes procesos:

- Descomposición del HCl en Cl<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>.
  - Formación de H<sub>2</sub>O a partir del H<sub>2</sub> y del O<sub>2</sub>.
- a) Se trata de un proceso exotérmico. Por tanto:



b) Se trata de un proceso endotérmico. Por tanto:



7 Razona por qué estos procesos son exotérmicos:

- Combustión de madera.
- Asado de la carne.

Porque durante ambos procesos se desprende energía. Esto es así porque en ambos casos la energía que tienen los productos de la reacción es menor que la energía que tenían los reactivos, y la diferencia de energía se desprende.

8 Lee el texto y responde a las preguntas:

«Los productos frescos, como la carne o el pescado, se guardan en la nevera. De no hacerlo, adquirirán mal olor o desarrollarán mohos. Si la pieza es grande, el problema puede estar solo en la superficie y podremos consumir el resto. Pero si se trata de carne picada o frutas pequeñas, no suele haber más remedio que tirar el alimento. Algunos productos envasados al vacío suelen permitir fechas de caducidad más largas.

Hay detergentes con enzimas para limpiar manchas específicas. Para manchas persistentes podemos echar el detergente directamente y frotar para que se impregne en la ropa y, si el tejido lo permite, lavar en caliente».

- a) Busca en el texto ejemplos donde la temperatura, la concentración, la superficie de contacto o los catalizadores modifican la velocidad de una reacción.
- b) ¿Cuál es el papel de las enzimas? ¿Por qué existen detergentes para cada tipo de mancha?

- a) Una temperatura más baja ralentiza el ritmo al que se producen las reacciones químicas que descomponen los alimentos. Cuando la pieza es grande, la reacción tiene lugar solo en la parte externa del alimento, porque la velocidad de reacción es menor cuando los reactivos se encuentran en grandes trozos, ya que entonces existe menor superficie de contacto entre un reactivo y otro. En piezas pequeñas hay que tirar el alimento porque todo ello se estropea si permanece fuera del frigorífico durante mucho tiempo.

En los productos envasados al vacío se reduce la concentración de algunos de los reactivos, por lo que es menos probable que se produzcan los choques que ocasionan la reacción según la teoría de colisiones. Por eso tienen fechas de caducidad más largas, pues pueden permanecer más tiempo sin reaccionar y, por consiguiente, sin deteriorarse.

En el caso de los detergentes específicos, incorporan catalizadores que aceleran algunas reacciones, y por eso ciertos detergentes son específicos para unas manchas y no para otras, pues catalizan la reacción que hace posible que el detergente desprenda la grasa u otra sustancia que ocasiona la mancha.

- b) Las enzimas permiten acelerar reacciones químicas. Existen detergentes para cada tipo de mancha porque habitualmente una enzima cataliza solo algunas reacciones y no otras.

9

Contesta en tu cuaderno:

- a) ¿Cuántos átomos tendremos en un bloque de 100 g de aluminio?  
 b) Si tenemos  $5 \cdot 10^{22}$  átomos de aluminio, ¿cuántos gramos de aluminio hay?

Dato:  $M(\text{Al}) = 27 \text{ u}$ .

- a) Utilizamos el factor de conversión correspondiente para expresar la masa en función del número de átomos. A partir de la masa atómica del aluminio deducimos que la masa de un mol de aluminio es de 27 g.

$$100 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \text{ g de Al}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ át. de Al}}{1 \text{ mol de Al}} = 2,23 \cdot 10^{24} \text{ át. de Al}$$

- b) De nuevo empleamos los factores de conversión correspondientes:

$$5 \cdot 10^{22} \text{ át. de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ át. de Al}} \cdot \frac{27 \text{ g de Al}}{1 \text{ mol de Al}} = 2,24 \text{ g de Al}$$

10

Contesta en tu cuaderno:

- a) ¿Cuántos átomos tendremos en un bloque de 100 g de plomo?  
 b) Si tenemos  $5 \cdot 10^{22}$  átomos de plomo, ¿cuántos gramos de plomo hay?

Dato:  $M(\text{Pb}) = 207,2 \text{ u}$ .

- a) Utilizamos el factor de conversión correspondiente para expresar la masa en función del número de átomos. A partir de la masa atómica del plomo deducimos que la masa de un mol de plomo es de 207,2 g. Por tanto:

$$100 \text{ g de Pb} \cdot \frac{1 \text{ mol de Pb}}{207,2 \text{ g de Pb}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ át. de Pb}}{1 \text{ mol de Pb}} = 2,91 \cdot 10^{23} \text{ át. de Pb}$$

- b) De nuevo empleamos los factores de conversión correspondientes. Queda lo siguiente:

$$5 \cdot 10^{22} \text{ át. de Pb} \cdot \frac{1 \text{ mol de Pb}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ át. de Pb}} \cdot \frac{207,2 \text{ g de Pb}}{1 \text{ mol de Pb}} = 17,2 \text{ g de Pb}$$

11

Tenemos 66 g de  $\text{CO}_2$ .

- a) ¿Cuántos moles de  $\text{CO}_2$  hay?  
 b) ¿Cuántos moles de O hay?  
 c) ¿Cuántos átomos de C hay?  
 d) ¿Cuántos gramos de O hay?  
 e) ¿Cuántos gramos de  $\text{CO}_2$  necesitamos para tener 3 g de C?

Datos:  $M(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ u}$ .

- a) Utilizamos el factor de conversión correspondiente para expresar la masa en función del número de átomos. A partir de la masa atómica del oxígeno y del carbono deducimos la masa de un mol de  $\text{CO}_2$ . Por tanto:

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

Entonces:

$$66 \text{ g de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44 \text{ g de CO}_2} = 1,5 \text{ mol de CO}_2$$

- b) En un mol de  $\text{CO}_2$  hay 2 mol de O:

$$1,5 \text{ mol de CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de O}}{1 \text{ mol de CO}_2} = 3 \text{ mol de O}$$

c) Usamos un factor de conversión para pasar a moles y otro para pasar a gramos:

$$1,5 \cancel{\text{ mol de CO}_2} \cdot \frac{1 \cancel{\text{ mol de C}}}{1 \cancel{\text{ mol de CO}_2}} \cdot \frac{12 \text{ g de C}}{1 \cancel{\text{ mol de C}}} = 18 \text{ g de C}$$

d) A partir de la cantidad de sustancia de O:

$$3 \cancel{\text{ mol de O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ át. de O}}{1 \cancel{\text{ mol de O}}} = 1,81 \cdot 10^{24} \text{ át. de O}$$

e) Como conocemos ya la cantidad de C que hay en un mol de CO<sub>2</sub>:

$$3 \cancel{\text{ g de C}} \cdot \frac{44 \text{ g de CO}_2}{12 \cancel{\text{ g de C}}} = 11 \text{ g de CO}_2$$

**12** Queremos preparar 250 mL de una disolución acuosa de cloruro de calcio 1,5 M. Calcula qué cantidad de soluto necesitas.

Datos:  $M(\text{Ca}) = 40,08 \text{ u}$ ;  $M(\text{Cl}) = 35,45 \text{ u}$ .

La expresión de la molaridad es:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}}$$

Podemos despejar la cantidad de sustancia,  $n$ :

$$n_{\text{soluto}} = M \cdot V_{\text{disolución}} = 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,250 \text{ L} = 0,375 \text{ mol de cloruro de calcio}$$

Ahora expresamos esa cantidad de CaCl<sub>2</sub> en gramos. Para ello debemos conocer la masa molecular de este compuesto:

$$M(\text{CaCl}_2) = M(\text{Ca}) + M(\text{Cl}) \cdot 2 = 40,08 + 35,45 \cdot 2 = 111,7 \text{ g/mol}$$

Entonces:

$$0,375 \cancel{\text{ mol de CaCl}_2} \cdot \frac{111,7 \text{ g de CaCl}_2}{1 \cancel{\text{ mol de CaCl}_2}} = 41,89 \text{ g de CaCl}_2$$

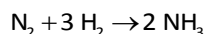
**13** Calcula el volumen de disolución de ácido clorhídrico 1,25 M que debemos usar para tener 0,5 mol de ácido.

Aplicamos la fórmula de la molaridad:

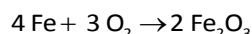
$$M = \frac{n_{\text{ácido}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{n_{\text{ácido}}}{M} = \frac{0,5 \text{ mol}}{1,25 \text{ M}} = 0,4 \text{ L} = 400 \text{ mL}$$

**14** Escribe la ecuación química ajustada de las siguientes reacciones:

a) Nitrógeno + hidrógeno para dar amoníaco.

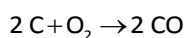


b) Hierro + oxígeno para dar óxido de hierro(III).



c) Carbono + oxígeno para dar monóxido de carbono.

a) La ecuación ajustada es:



b) La ecuación ajustada es:

c) La ecuación ajustada es:

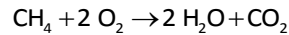
15

El metano (CH<sub>4</sub>) es el principal componente del gas natural. Cuando se quema con oxígeno, forma dióxido de carbono y agua.

- Escribe y ajusta la reacción.
- Calcula la masa del dióxido de carbono que se obtiene cuando se quema 1 kg de metano.
- Calcula la masa de oxígeno que hace falta para quemar 1 kg de metano.

Datos:  $M(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ u}$ .

- La ecuación ajustada es:



- Primero calculamos la masa molecular del metano y del dióxido de carbono con los datos que nos dan:

$$M(\text{CH}_4) = M(\text{C}) + M(\text{H}) \cdot 4 = 12 + 1 \cdot 4 = 16 \text{ g/mol}$$

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

Por tanto, podemos emplear distintos factores de conversión para calcular la masa de CO<sub>2</sub>:

$$1000 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{16 \text{ g de CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de CH}_4} \cdot \frac{44 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = 2750 \text{ g de CO}_2$$

- En este caso calculamos la masa molecular del oxígeno:

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

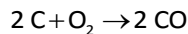
Y ahora empleamos los factores de conversión necesarios:

$$1000 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{16 \text{ g de CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de CH}_4} \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 4000 \text{ g de O}_2$$

16

El carbono puede arder en presencia de gas oxígeno dando CO. Calcula cuántos litros de oxígeno había en un recipiente si, al quemar carbón, se obtuvieron 30 L de CO. Durante todo el proceso, hubo la misma presión y temperatura.

Primero escribimos la ecuación química ajustada:



A continuación empleamos los factores de conversión adecuados para calcular el volumen de oxígeno.

$$30 \text{ L de CO} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}}{22,4 \text{ L de CO}} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ mol de CO}} \cdot \frac{22,4 \text{ L de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 15 \text{ L de O}_2$$

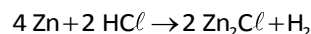
17

El cinc reacciona con el ácido clorhídrico dando cloruro de cinc y gas hidrógeno:

- ¿Cuántos moles de gas hidrógeno se desprenden si reaccionan 5 kg de cinc?
- ¿Qué volumen de disolución de ácido clorhídrico 5 M se consumió en la reacción?

Dato:  $M(\text{Zn}) = 65,38 \text{ u}$ .

- Primero escribimos la ecuación química ajustada:



Calculamos la masa molecular de las sustancias que intervienen:

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

$$M(\text{Zn}) = 65,38 \text{ g/mol}$$

Empleamos los factores de conversión para obtener la masa de H<sub>2</sub>.

$$5000 \text{ g de Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn}}{65,38 \text{ g de Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{4 \text{ mol de Zn}} = 19,2 \text{ mol de H}_2$$

b) El volumen de la disolución se puede calcular a partir de la expresión de la molaridad:

$$M = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{dis.}}} \rightarrow V_{\text{dis.}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{M}$$

Es decir, necesitamos conocer la cantidad de sustancia (en mol) de ácido. A partir de la masa de cinc:

$$5000 \text{ g de Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn}}{65,38 \text{ g de Zn}} \cdot \frac{2 \text{ mol de HCl}}{4 \text{ mol de Zn}} = 38,24 \text{ mol de HCl}$$

Y sustituyendo en la expresión anterior:

$$M = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{dis.}}} \rightarrow V_{\text{dis.}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{M} = \frac{38,24 \text{ mol de HCl}}{5 \text{ M}} = 7,65 \text{ mol de HCl}$$

## REPASA LO ESENCIAL

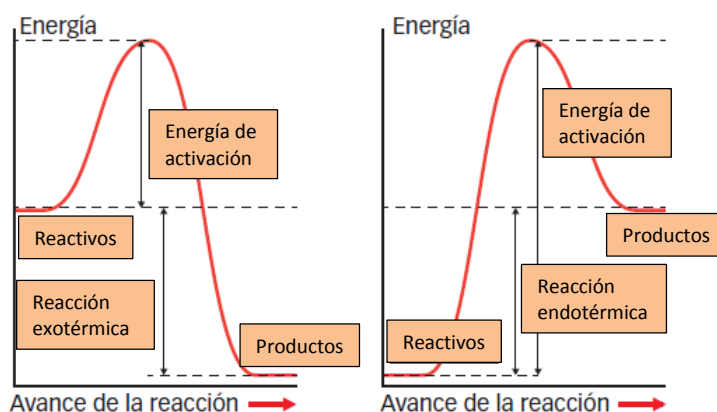
**18** Razona en tu cuaderno cuáles de las siguientes expresiones se refieren a hechos que suceden en las reacciones químicas:

- Unos átomos se transforman en otros.
  - La masa de los reactivos es igual a la de los productos.
  - Para que se produzca una reacción química siempre hay que comunicar energía a los reactivos.
  - El número total de moléculas de los reactivos coincide con el número total de moléculas en los productos.
- Falso; los átomos no se transforman en una reacción química.
  - Verdadero: la masa se conserva.
  - Falso; algunas reacciones desprenden energía al producirse.
  - Falso; se conserva el número total de átomos, pero el número de moléculas puede variar.

**19** Los esquemas siguientes representan la energía de un sistema en el que se está produciendo una reacción química. Complétalos en tu cuaderno colocando cada rótulo en el recuadro correspondiente. Ten en cuenta que algunos rótulos pueden estar en más de un recuadro:

Reactivos	Energía de activación
Productos	Reacción exotérmica
Energía de reacción	Reacción endotérmica

Respuesta:





**20** Discute en tu cuaderno cuáles de los siguientes factores pueden aumentar la velocidad de una reacción:

- a) Aumentar la temperatura del sistema.
  - b) Hacer que las partículas de los reactivos sean de mayor tamaño.
  - c) Aumentar la concentración de los reactivos.
  - d) Aumentar la cantidad del catalizador añadido.
- a) Verdadero, pues entonces las partículas de los reactivos se mueven con mayor velocidad y habrá más choques con la energía suficiente como para producir los productos.
- b) Falso. Cuanto mayores sean las partículas de los reactivos, más lenta será la reacción.
- c) Verdadero, pues entonces los choques entre reactivos son más probables.
- d) Verdadero, pues una mayor presencia de catalizador hará que puedan acoplarse a más partículas de reactivos para que se produzca la reacción.

**21** La plata y el oro son dos metales muy utilizados en joyería. La masa atómica de la plata es 107,9 u, mientras que la del oro es 197,0 u. Explica en tu cuaderno cuál de estas afirmaciones es cierta.

- a) En 2 mol de plata hay tantos átomos como en 2 mol de oro.
  - b) En 2 g de plata hay tantos átomos como en 2 g de oro.
  - c) En un lingote de 100 g de plata hay el doble de moles que en un lingote de 100 g de oro.
- a) Verdadero, pues en un mol siempre hay el mismo número de partículas:  $6,022 \cdot 10^{23}$  partículas.
- b) Falso, porque como la masa atómica de la plata difiere de la del oro, los átomos de plata tienen una masa diferente de los de oro, y si la masa es la misma, es porque el número de átomos es distinto.
- c) Falso, puesto que la relación entre masas atómicas no es de 2:1.

**22** Escribe en tu cuaderno el texto siguiente rellenando los huecos con la información adecuada. Puedes elegirla de los fragmentos que se indican abajo teniendo en cuenta que un mismo fragmento se puede colocar en varios huecos.

0,5	16	44
6	$6,022 \cdot 10^{23}$	1

- a) El  $\text{CO}_2$  es un gas que se origina en la combustión. 1 mol de  $\text{CO}_2$  tiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas, 1 mol de O tiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos de oxígeno y 1 mol de C tiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos de C.
- b) La masa de 1 mol de  $\text{CO}_2$  es 44 g, la masa de 1 mol de C es 12 g y la masa de 1 mol de O es 16 g.
- c) En 22 g de  $\text{CO}_2$  hay 16 g de C y 6 g de O. Esta cantidad representa 0,5 mol de  $\text{CO}_2$ , 0,5 mol de C y 0,5 mol de O.

**23** Coloca los fragmentos en el lugar adecuado y completa la definición de molaridad en tu cuaderno:

- V (L) de disolución.
- Molaridad.
- Número de moles de soluto.

Respuesta:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Número de moles de soluto}}{\text{V (L) de disolución}}$$

24

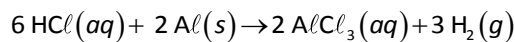
Cuando se vierte una disolución de ácido clorhídrico sobre un trozo de metal de aluminio, se forma tricloruro de aluminio, que queda en disolución y se desprende gas hidrógeno.

- Escribe la fórmula química de todas las sustancias que participan en el proceso.
- Indica cuáles son los reactivos y cuáles los productos.
- Escribe la ecuación química ajustada para el proceso. Especifica el estado físico de cada sustancia.
- Indica cuáles son los coeficientes estequiométricos de cada sustancia.

a) Ácido clorhídrico:  $\text{HCl}$ . Aluminio:  $\text{Al}$ . Tricloruro de aluminio:  $\text{AlCl}_3$ . Gas hidrógeno:  $\text{H}_2$ .

b) Reactivos: ácido clorhídrico y aluminio.  
Productos: tricloruro de aluminio y gas hidrógeno.

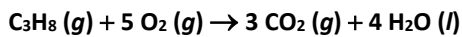
c) Ecuación química ajustada:



d) Ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ : 6. Aluminio,  $\text{Al}$ : 2. Tricloruro de aluminio,  $\text{AlCl}_3$ : 2. Gas hidrógeno,  $\text{H}_2$ : 3.

25

El gas propano es un combustible de uso doméstico. Arde por el oxígeno del aire dando dióxido de carbono y agua. La ecuación química del proceso es:



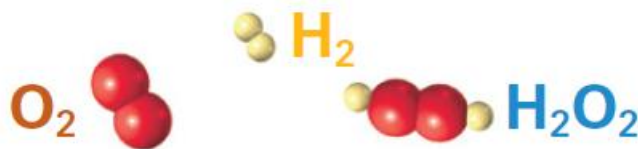
Razona en tu cuaderno si es cierto que:

- Para que arda 1 mol de propano hacen falta 5 moles de oxígeno.
  - Para que arda 1 L de propano hacen falta 5 L de oxígeno.
  - Cada vez que arde 1 L de propano se producen 4 L de agua.
- a) La ecuación ya está ajustada. En ella podemos leer que para que arda un mol de propano hacen falta, en efecto, 5 moles de oxígeno.
- b) También es correcto, porque, para los gases, las relaciones entre volúmenes son iguales que las relaciones entre moles, pues un mol de cualquier sustancia ocupa el mismo volumen si las condiciones de presión y temperatura son las mismas.
- c) Falso. Las reacciones entre moles no se corresponden con las relaciones de volumen para líquidos. Y la ecuación nos indica que el agua formada se encuentra en estado líquido.

## PRACTICA

26

En determinadas condiciones, el gas hidrógeno puede reaccionar con el gas oxígeno para formar peróxido de hidrógeno ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ), sustancia conocida comúnmente como agua oxigenada. Utiliza la siguiente representación para las distintas sustancias:



- Indica cuáles son los reactivos y cuáles los productos.
  - Explica el proceso según la teoría de las colisiones.
  - ¿Cuántas moléculas de cada reactivo harán falta para que se formen 5 moléculas de peróxido de hidrógeno?
  - Razona qué ocurriría si hubiese dos moléculas de oxígeno y una de hidrógeno.
- a) Los reactivos son el hidrógeno molecular y el oxígeno molecular. El producto es el agua oxigenada.
- b) Según la teoría de colisiones, las partículas de los reactivos chocan unas con otras y en este proceso se rompen los enlaces que ligan unas partículas con otras y se forman los nuevos enlaces que ligan a las partículas de los productos.

- c) Como vemos en la reacción, cada molécula de oxígeno reacciona con una molécula de hidrógeno para dar una molécula de peróxido de hidrógeno. Así, para que se formen 5 moléculas harán falta 5 moléculas de oxígeno y 5 moléculas de hidrógeno.
- d) En ese caso solo reaccionaría una molécula de oxígeno con una de hidrógeno. Se formaría una molécula de peróxido de hidrógeno y quedaría una molécula de oxígeno sin reaccionar.

27

**La máxima cantidad de peróxido de hidrógeno que se puede obtener a partir de 48 g de oxígeno es de 51 g. Teniendo en cuenta su fórmula, calcula:**

- a) **La máxima cantidad de hidrógeno que reacciona con 48 g de oxígeno para formar peróxido de hidrógeno.**
- b) **La cantidad de hidrógeno y oxígeno que han debido reaccionar si se formaron 34 g de peróxido de hidrógeno.**
- c) **¿Qué ocurre si se hacen reaccionar 10 g de hidrógeno con 10 g de oxígeno para dar peróxido de hidrógeno?**

- a) Como la masa se conserva, la masa de hidrógeno debe ser  $51 - 48 = 3$  g de hidrógeno.
- b) La masa de peróxido formado es proporcional a la cantidad de ambos reactivos. Podemos calcular entonces la masa de oxígeno conociendo la relación entre la masa de oxígeno que reacciona y la masa de peróxido que se forma, tal y como vimos en el apartado anterior:

$$34 \text{ g de } \cancel{\text{H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{48 \text{ g de } \text{O}_2}{51 \text{ g de } \cancel{\text{H}_2\text{O}_2}} = 32 \text{ g de } \text{O}_2$$

Y para el hidrógeno:

$$34 \text{ g de } \cancel{\text{H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{3 \text{ g de } \text{H}_2}{51 \text{ g de } \cancel{\text{H}_2\text{O}_2}} = 2 \text{ g de } \text{H}_2$$

También podríamos haber calculado la masa de hidrógeno a partir de la ley de la conservación de la masa, pues sabemos que se forman 34 g de peróxido y que reaccionan 32 g de oxígeno.

- c) De los casos anteriores sabemos que reacciona más oxígeno que hidrógeno. Por tanto, de los 10 g de hidrógeno quedará una parte sin reaccionar. Veamos cuántos gramos de hidrógeno reaccionan conociendo la relación entre las masas de oxígeno e hidrógeno que reaccionan:

$$10 \text{ g de } \cancel{\text{O}_2} \cdot \frac{2 \text{ g de } \text{H}_2}{32 \text{ g de } \cancel{\text{O}_2}} = 0,625 \text{ g de } \text{H}_2$$

Es decir, únicamente reaccionan 0,625 g de hidrógeno. El resto de hidrógeno queda sin reaccionar. Y se forman, por tanto:

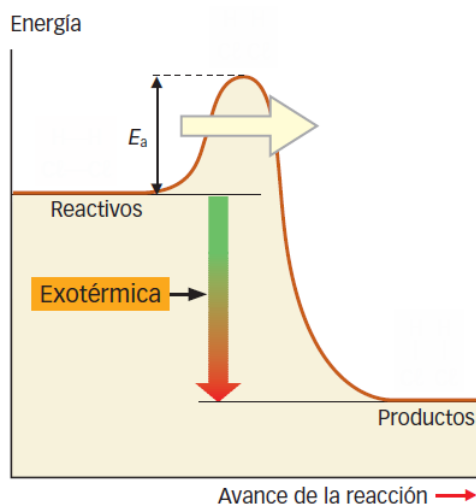


28

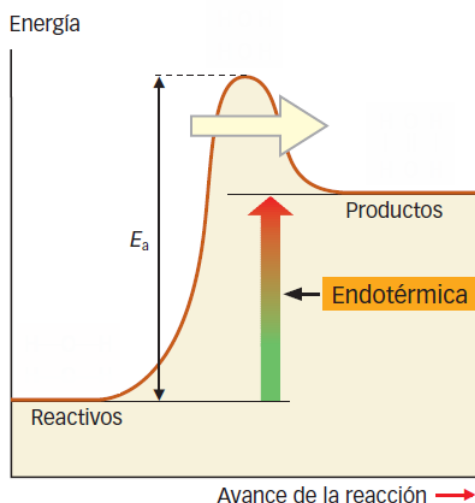
**La reacción de formación del agua oxigenada a partir de los gases hidrógeno y oxígeno es exotérmica.**

- a) **Escribe el diagrama que representa la energía del sistema a medida que avanza la reacción.**
- b) **Escribe el diagrama energético de la reacción de descomposición del agua oxigenada en hidrógeno y oxígeno.**

a) Respuesta:



b) Si la reacción directa es exotérmica, entonces la reacción inversa, la de descomposición del agua oxigenada, es endotérmica. El diagrama correspondiente tendría este aspecto:



**29** Una reacción química origina oxígeno a una velocidad de 360 mL/min. Otra reacción química produce el mismo gas a una velocidad de 6 cm<sup>3</sup>/s. ¿Qué reacción produce oxígeno a mayor velocidad?

Para comparar es necesario expresar ambas velocidades en las mismas unidades. Por ejemplo:

$$360 \frac{\text{mL}}{\text{min}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = 60 \text{ cm}^3/\text{s}$$

Por tanto, es mayor la velocidad de 360 mL/min.

**30** El carbón arde por el oxígeno del aire. Explica cómo influyen estos factores en la velocidad de combustión:

- Pulverizar el carbón.
  - Enfriar con agua.
  - Tapar con una manta de aluminio.
  - Una corriente de aire.
- Hace aumentar la velocidad de la reacción: el carbón ardería más deprisa.
  - La reacción se ralentizaría, pues una mayor temperatura implica una mayor velocidad de reacción.
  - La ralentizaría, porque disminuiría la concentración de uno de los reactivos: el oxígeno.
  - Aumentaría la velocidad, pues aumentaría la concentración de oxígeno.

**31** El magnesio y el platino son dos metales de color gris, pero de uso muy diferente. El magnesio se utiliza para fabricar fuegos artificiales, y el platino, para fabricar joyas.

- ¿Cuántos átomos de magnesio tendremos en un trozo de 10 g de este metal?
- ¿Cuántos átomos de platino tendríamos en un trozo de 10 g de platino?
- ¿Cuál sería la masa de un trozo de platino que tuviese el mismo número de átomos que 10 g de magnesio?

Datos:  $M(\text{Mg}) = 24,31 \text{ u}$ ;  $M(\text{Pt}) = 195,1 \text{ u}$ .

- Como nos dan la masa atómica del magnesio, sabemos cuál es la masa de un mol de magnesio, y por tanto:

$$10 \text{ g de Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol de Mg}}{24,31 \text{ g de Mg}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ át. de Mg}}{1 \text{ mol de Mg}} = 2,48 \cdot 10^{23} \text{ át. de Mg}$$

- Como nos dan la masa atómica del platino, sabemos cuál es la masa de un mol de platino, y por tanto:

$$10 \text{ g de Pt} \cdot \frac{1 \text{ mol de Pt}}{195,1 \text{ g de Pt}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ át. de Pt}}{1 \text{ mol de Pt}} = 3,09 \cdot 10^{22} \text{ át. de Pt}$$

- Usamos el número de átomos calculado previamente:

$$2,48 \cdot 10^{23} \text{ át. de Pt} \cdot \frac{1 \text{ mol de Pt}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ át. de Pt}} \cdot \frac{195,1 \text{ g de Pt}}{1 \text{ mol de Pt}} = 80,26 \text{ g de Pt}$$

**32** Imagina que tienes 6 billones de billones de átomos de titanio. ¿Cuál será su masa? ¿Y si los átomos fuesen de mercurio?

Datos:  $M(\text{Ti}) = 47,87 \text{ u}$ ;  $M(\text{Hg}) = 200,6 \text{ u}$ .

Usamos la equivalencia entre mol y número de átomos y entre mol y masa. Para el caso del titanio:

$$6 \cdot 10^{12} \cdot 10^{12} \text{ át. de Ti} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ti}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ át. de Ti}} \cdot \frac{47,87 \text{ g de Ti}}{1 \text{ mol de Ti}} = 476,95 \text{ g de Ti}$$

Para el caso del mercurio:

$$6 \cdot 10^{12} \cdot 10^{12} \text{ át. de Hg} \cdot \frac{1 \text{ mol de Hg}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ át. de Hg}} \cdot \frac{200,6 \text{ g de Hg}}{1 \text{ mol de Hg}} = 1998,67 \text{ g de Hg}$$

**33** Uno de los hidróxidos que forma el hierro es el  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Tenemos una muestra de 2,67 g de este hidróxido:

- ¿Cuántos moles de hidróxido de hierro tenemos?
- ¿Cuántos moles de hidrógeno tenemos?
- ¿Cuántos átomos de oxígeno tenemos?

Datos:  $M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ u}$ ;  $M(\text{H}) = 1,008 \text{ u}$ ;  $M(\text{O}) = 16,00 \text{ u}$ .

- Primero calculamos la masa molecular del hidróxido de hierro(III):

$$M[\text{Fe}(\text{OH})_3] = M(\text{Fe}) + [M(\text{O}) + M(\text{H})] \cdot 3 = 55,85 + [16,00 + 1,008] \cdot 3 = 106,874 \text{ g/mol}$$

A continuación calculamos la cantidad de sustancia:

$$2,67 \text{ g de Fe}(\text{OH})_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}(\text{OH})_3}{106,874 \text{ g de Fe}(\text{OH})_3} = 0,025 \text{ mol de Fe}(\text{OH})_3$$

- La fórmula del hidróxido nos dice que por cada mol de  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  hay 3 g de hidrógeno. Por tanto:

$$0,025 \text{ mol de Fe}(\text{OH})_3 \cdot \frac{3 \text{ g de H}}{1 \text{ mol de Fe}(\text{OH})_3} = 0,075 \text{ g de H}$$

- Análogamente, la fórmula nos indica que en cada mol de  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  hay  $3 \cdot 16 = 48 \text{ g}$  de oxígeno. Por tanto:

$$0,025 \text{ mol de Fe}(\text{OH})_3 \cdot \frac{48 \text{ g de O}}{1 \text{ mol de Fe}(\text{OH})_3} = 1,20 \text{ g de O}$$

- 34** El ácido sulfhídrico ( $\text{H}_2\text{S}$ ) es un gas inflamable que aparece cuando las bacterias descomponen materia orgánica, dando un olor a huevos podridos. En una muestra tenemos 2 billones de billones de moléculas de  $\text{H}_2\text{S}$ . ¿Cuántos g de H y de S hay?

Datos:  $M(\text{S}) = 32,06 \text{ u}$ ;  $M(\text{H}) = 1,008 \text{ u}$ .

Por la fórmula del compuesto sabemos que en cada molécula de  $\text{H}_2\text{S}$  hay dos átomos de hidrógeno y un átomo de azufre. Por tanto, podemos calcular el número de átomos de H y, usando la equivalencia entre el mol y la masa, calcular lo que nos pide el enunciado.

Primero hay que calcular la masa molecular del  $\text{H}_2\text{S}$ :

$$M(\text{H}_2\text{S}) = M(\text{H}) \cdot 2 + M(\text{S}) = 1,008 \cdot 2 + 32,06 = 34,076 \text{ g/mol}$$

Ahora usamos los factores de conversión necesarios. Para el caso del hidrógeno:

$$2 \cdot 10^{12} \cdot 10^{12} \text{ moléc. de } \text{H}_2\text{S} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{S}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléc. de } \text{H}_2\text{S}} \cdot \frac{34,076 \text{ g de } \text{H}_2\text{S}}{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{S}} \cdot \frac{2,016 \text{ g de H}}{34,076 \text{ g de } \text{H}_2\text{S}} = 6,70 \text{ g de H}$$

Para el caso del azufre:

$$2 \cdot 10^{12} \cdot 10^{12} \text{ moléc. de } \text{H}_2\text{S} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{S}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléc. de } \text{H}_2\text{S}} \cdot \frac{34,076 \text{ g de } \text{H}_2\text{S}}{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{S}} \cdot \frac{32,06 \text{ g de S}}{34,076 \text{ g de } \text{H}_2\text{S}} = 106,48 \text{ g de H}$$

- 35** ¿Qué masa de soluto necesitas para preparar 500 mL de una disolución de hidróxido de magnesio 2 M?

Datos:  $M(\text{Mg}) = 24,31 \text{ u}$ ;  $M(\text{H}) = 1,008 \text{ u}$ ;  $M(\text{O}) = 16,00 \text{ u}$ .

Empleamos la expresión de la molaridad:

$$M = \frac{n}{V_{\text{dis.}}} \rightarrow n = M \cdot V_{\text{dis.}} = 2 \text{ M} \cdot 0,5 \text{ L} = 1 \text{ mol de } \text{Mg}(\text{OH})_2$$

Para calcular la masa necesitamos conocer la masa molecular del hidróxido de magnesio:

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

Esta es la masa de un mol de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . Por tanto:

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

- 36** Tenemos una disolución 2 M de hidróxido de magnesio:

- a) ¿Cuántos moles de soluto habrá en 25 mL de disolución?  
b) ¿Qué cantidad de disolución tendremos que tomar para tener 0,25 mol de soluto?

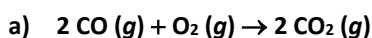
a) Empleamos la expresión de la molaridad:

$$M = \frac{n}{V_{\text{dis.}}} \rightarrow n = M \cdot V_{\text{dis.}} = 2 \text{ M} \cdot 0,025 \text{ L} = 0,05 \text{ mol de } \text{Mg}(\text{OH})_2$$

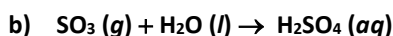
b) Ahora despejamos el volumen de la expresión anterior:

$$M = \frac{n}{V_{\text{dis.}}} \rightarrow V_{\text{dis.}} = \frac{n}{M} = \frac{0,25 \text{ mol}}{2 \text{ M}} = 0,125 \text{ L de disolución} = 125 \text{ mL de disolución}$$

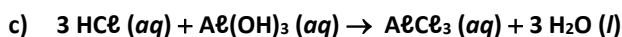
- 37** Ajusta las siguientes ecuaciones químicas en tu cuaderno. Luego descríbelas mediante una frase similar a: «\_\_\_\_\_ mol de \_\_\_\_\_ reaccionan con \_\_\_\_\_ mol de \_\_\_\_\_ para dar \_\_\_\_\_ mol de \_\_\_\_\_».



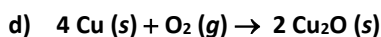
«2 mol de CO reaccionan con 1 mol de  $\text{O}_2$  para dar 2 mol de  $\text{CO}_2$ ».



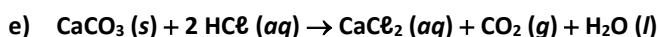
«1 mol de  $\text{SO}_3$  reaccionan con 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}$  para dar 1 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ».



«3 mol de HCl reaccionan con 1 mol de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  para dar 1 mol de  $\text{AlCl}_3$  y 3 mol de  $\text{H}_2\text{O}$ ».



«4 mol de Cu reaccionan con 1 mol de  $\text{O}_2$  para dar 2 mol de  $\text{Cu}_2\text{O}$ ».



«1 mol de  $\text{CaCO}_3$  reaccionan con 2 mol de HCl para dar 1 mol de  $\text{CaCl}_2$ , 1 mol de  $\text{CO}_2$  y 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}$ ».

38

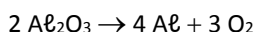
Uno de los métodos de obtención de metales consiste en extraerlos de sus minerales. Así, el aluminio se obtiene sometiendo la alúmina ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) a un proceso de electrolisis en el cual se descompone en aluminio y gas oxígeno.  $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al} + \text{O}_2$ .



- Escribe la ecuación química ajustada del proceso.
- Calcula la masa de alúmina que hay que procesar para obtener los 15 g de aluminio que se utilizan para fabricar un bote de refresco.
- Calcula los moles de oxígeno que se vierten a la atmósfera en ese proceso.

Datos:  $M(\text{Al}) = 26,98 \text{ u}$ ;  $M(\text{O}) = 16,00 \text{ u}$ .

- La reacción ajustada es:



- La relación entre moles nos permite conocer la relación entre las masas.

Primero debemos calcular la masa molecular de la alúmina.

$$M(\text{Al}_2\text{O}_3) = M(\text{Al}) \cdot 2 + M(\text{O}) \cdot 3 = 26,98 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 101,96 \text{ g/mol}$$

Empleamos los factores de conversión correspondientes:

$$15 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{26,98 \text{ g de Al}} \cdot \frac{2 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol de Al}} \cdot \frac{101,96 \text{ g de Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3} = 28,34 \text{ g de Al}_2\text{O}_3$$

- Primero calculamos la masa molecular del oxígeno:

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

Ahora usamos la relación entre moles entre el aluminio y el oxígeno:

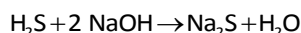
$$15 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{26,98 \text{ g de Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol de O}_2}{4 \text{ mol de Al}} = 0,42 \text{ mol de O}_2$$

39

Para determinar la concentración del ácido sulfhídrico en una disolución se le hace reaccionar con hidróxido de sodio. En una experiencia se comprueba que hacen falta 30 mL de hidróxido de sodio 2 M para reaccionar completamente con 50 mL de la disolución de ácido sulfhídrico.

- Escribe la ecuación química ajustada. Ten en cuenta que en este proceso, además de sulfuro de sodio, se forma otra sustancia.
- Calcula los moles de hidróxido de sodio que han reaccionado.
- Calcula los moles de ácido sulfhídrico que había en la disolución.
- Calcula la molaridad de la disolución de ácido sulfhídrico.

- Escribimos la ecuación de la reacción que tiene lugar y la ajustamos. Además del sulfuro de sodio,  $\text{Na}_2\text{S}$ , se forma agua.



- Escribimos la expresión de la molaridad para la disolución de hidróxido de sodio, con el fin de conocer cuántos moles de hidróxido reaccionan:

$$M = \frac{n}{V_{\text{dis.}}} \rightarrow n = M \cdot V_{\text{dis.}} = 2 \text{ M} \cdot 0,030 \text{ L} = 0,06 \text{ mol de NaOH}$$

- c) Ahora, con la relación entre moles deducida de la reacción ajustada, calculamos los moles de ácido sulfhídrico.

$$0,06 \text{ mol de NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{S}}{2 \text{ mol de NaOH}} = 0,03 \text{ mol de H}_2\text{S}$$

- d) Con el valor obtenido en la ecuación anterior calculamos la molaridad de la disolución de ácido sulfhídrico, pues ya conocemos tanto el volumen como la cantidad de sustancia:

$$M = \frac{n}{V_{\text{dis.}}} = \frac{0,06 \text{ mol de NaOH}}{0,030 \text{ L}} = 1,2 \text{ M}$$

## AMPLÍA

**40** Teniendo en cuenta cómo evoluciona la energía a medida que se produce una reacción, razona en tu cuaderno si es cierto que:

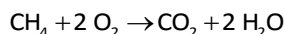
- En un proceso exotérmico, la energía de activación es mayor que la energía de la reacción.
  - En un proceso endotérmico, la energía de activación es mayor que la energía de la reacción.
- No necesariamente, puesto que la energía de activación es la energía necesaria para que comience el proceso, que no está relacionada con la energía liberada en la reacción.
  - Sí, puesto que en el proceso se absorbe energía y además para que comience la reacción debe alcanzarse una energía de activación que siempre es mayor que la energía absorbida en el proceso.

**41** El metano (CH<sub>4</sub>) es el principal componente del gas natural. Al quemar 1 mol de CH<sub>4</sub> se obtienen 890,8 kJ.

- Escribe la ecuación química ajustada de este proceso.
- ¿Cuánta energía proporcionan 500 g de metano?
- ¿Qué masa de metano hay que quemar para obtener los 1700 kJ que se necesitan para cocer unos huevos?

Datos:  $M(\text{C}) = 12,01 \text{ u}$ ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $M(\text{H}) = 1,008 \text{ u}$ .

- a) La ecuación ajustada es:



- b) Es necesario calcular el número de moles que reaccionan. Primero calculamos la masa molecular del metano:

$$M(\text{CH}_4) = M(\text{C}) + M(\text{H}) \cdot 4 = 12,01 + 1,008 \cdot 4 = 16,042 \text{ g/mol}$$

Ahora escribimos los factores de conversión correspondientes teniendo en cuenta que cada mol de metano produce 890,8 kJ.

$$500 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{16,042 \text{ g de CH}_4} \cdot \frac{890,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de CH}_4} = 27764,6 \text{ kJ}$$

- c) De nuevo empleamos los factores de conversión correspondientes sabiendo que cada mol de metano produce 890,8 kJ.

$$1700 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{890,8 \text{ kJ}} \cdot \frac{16,042 \text{ g de CH}_4}{1 \text{ mol de CH}_4} = 30,61 \text{ g de CH}_4$$

## COMPETENCIA CIENTÍFICA

**42** **COMPENSIÓN LECTORA.** Resume el texto en unas pocas líneas.

Respuesta personal. El texto habla del uso de los ordenadores en el campo de la química para el estudio de las reacciones químicas. Por sus descubrimientos en este campo, los científicos mencionados en el texto han recibido el premio Nobel de Química, aunque muchos años después de realizar sus descubrimientos.



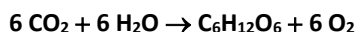
**43 ¿Qué aplicaciones tienen los descubrimientos premiados?**

Los descubrimientos se pueden aplicar en la síntesis de catalizadores, la fabricación de medicamentos o en los paneles solares.

**44 EXPRESIÓN ESCRITA. Explica la última frase del texto.**

Los ordenadores se emplean para simular el desarrollo de determinados procesos químicos. Luego se comprueba en experimentos si las simulaciones ofrecen resultados fidedignos, de modo que la simulación ayuda en la realización de los experimentos y los datos obtenidos de los experimentos ayudan a la hora de diseñar simulaciones de reacciones químicas en los ordenadores.

**45 La reacción global de la fotosíntesis es:**



**Relaciona esta información con algunas frases del texto.**

La ecuación nos indica que las moléculas de agua se rompen, al igual que las de dióxido de carbono, y se reordenan para formar los compuestos que aparecen en la ecuación: glucosa y oxígeno.

El texto menciona una región denominada centro de reacción donde se dividen las moléculas de agua. El proceso es muy rápido, por lo que observar los detalles en un experimento es prácticamente imposible, pero sí se puede comprobar el proceso mediante simulaciones en un ordenador.

**46 Busca información sobre los últimos premios Nobel de Física y de Química y completa una tabla en tu cuaderno con el año en que se produjo el descubrimiento premiado y el año en que se concedió el premio.**

La página de la academia Nobel es una buena referencia, aunque está en inglés. Otra manera de buscar la información es incluir en el buscador del navegador el año sobre el que queremos obtener la información, a ver qué noticias aparecieron en la prensa relacionadas con el asunto.

La tabla de los últimos años quedaría así:

Año	Premiados	Descubrimiento	Año del descubrimiento
2015	<ul style="list-style-type: none"><li>Thomas Lindahl</li><li>Paul Modrich</li><li>Aziz Sanchar</li></ul>	Mecanismos de reparación del ADN.	Décadas de 1970 y 1980.
2014	<ul style="list-style-type: none"><li>Eric Betzig</li><li>Stefan W. Hell</li><li>William E. Moerner</li></ul>	Desarrollo de la microscopía de fluorescencia de alta resolución.	2006.
2013	<ul style="list-style-type: none"><li>Martin Karplus</li><li>Michael Levitt</li><li>Arieh Warshel</li></ul>	Simulación de procesos químicos con ordenadores.	Década de 1970.
2012	<ul style="list-style-type: none"><li>Robert Lefkowitz</li><li>Brian Kobilka</li></ul>	Estudios sobre los receptores acoplados a la proteína G	Década de 1980.
2011	<ul style="list-style-type: none"><li>Daniel Shechtman</li></ul>	Descubrimiento de los cuasicristales.	1982.
2010	<ul style="list-style-type: none"><li>Richard F. Heck</li><li>Ei-ichi Negishi</li><li>Akira Suzuki</li></ul>	Reacciones de acoplamiento cruzado catalizadas por paladio en síntesis orgánica.	1968, 1977 y 1979.

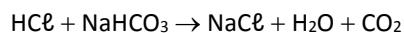
**47 El premio comentado en el artículo llegó 40 años después de comenzar la investigación premiada. ¿Qué te parece este hecho? Coméntalo con tus compañeros. ¿Por qué crees que tardan tanto en reconocerse algunos avances científicos?**

Respuesta personal. Hay muchas críticas sobre este asunto en la comunidad científica. En ocasiones el valor de un descubrimiento solo se aprecia bastantes años más tarde, cuando, por ejemplo, se encuentra alguna aplicación práctica. En otras ocasiones, la relación con otros campos de la ciencia resalta la verdadera importancia del descubrimiento. En el campo de la química, la interacción con la biología o la medicina son importantes, por ejemplo, o con la física de materiales.

## INVESTIGA

**48** Escribe el proceso que ha tenido lugar en ambos casos.

La ecuación química de la reacción es:



**49** ¿Qué gas infla el globo en la segunda experiencia?

El dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ .

**50** ¿Cuál es el gas responsable del burbujeo?

El dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ .

**51** ¿Por qué no coincide la masa al final del proceso en ambas experiencias?

Porque en el primer caso uno de los productos escapa, pues se forma como un gas y no se mantiene en el Erlenmeyer cuando medimos la masa de los productos.

**52** Teniendo en cuenta estos resultados, construye un texto que explique que en una reacción química siempre se conserva la masa.

Respuesta personal. Por ejemplo, podríamos decir que siempre que mantenemos aislado el sistema, la masa de los productos es la misma que la masa de los reactivos.