

# 4

# LAS REACCIONES QUÍMICAS

## SITUACIÓN DE APRENDIZAJE

### El problema del aumento del $\text{CO}_2$ en los océanos

La acidificación de los océanos es uno de los problemas derivados del aumento del dióxido de carbono en la atmósfera. Pero ¿te has preguntado cómo afecta este hecho a los organismos marinos?

En esta tarea comprobarás cómo afecta el aumento de la concentración de ácidos a las estructuras calcáreas presentes en los corales, los crustáceos o los moluscos.

### Comienza el recorrido

- 1 En una reacción química una o varias sustancias se transforman en otras diferentes. ¿Qué reacciones químicas puedes identificar en tu entorno?
- 2 ¿Crees que cuando disolvemos azúcar en agua se produce una reacción? ¿Por qué?
- 3 Si quemamos un trozo de madera solo nos queda un puñado de ceniza. ¿Qué ha ocurrido con el resto de la masa de la madera?
- 4 La molécula de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) está formada por dos átomos de hidrógeno y uno oxígeno. ¿Significa esto que en diferentes muestras de agua, siempre encontraremos la misma proporción de masa de hidrógeno y oxígeno?
- 5 Si dejas una manzana a la intemperie durante unos días puedes observar que se descompone. ¿Sabes cómo se puede disminuir la velocidad de descomposición de productos como la carne o la fruta?





## Ruta de aprendizaje ↓

- 1 Los cambios de la materia
- 2 Las leyes de las reacciones químicas
- 3 Las ecuaciones químicas
- 4 ¿Qué información nos aporta una ecuación química? Los cálculos estequiométricos
- 5 ¿Cómo se organizan los átomos durante una reacción química? La teoría de las colisiones
- 6 Factores que afectan a la velocidad de las reacciones químicas
- 7 La industria química

## Técnicas de trabajo y experimentación

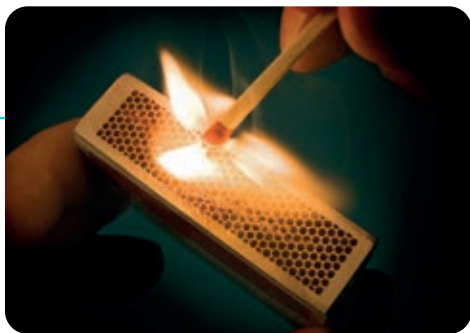
Comprobación de la ley de conservación de la masa

### PRODUCTO FINAL

**El deterioro de los océanos debido a los ácidos**

En esta tarea diseñaréis un **modelo experimental** para comprobar como afecta la acidificación de las aguas a los ecosistemas marinos.

# 1 Los cambios de la materia



Cuando se rompe una copa de cristal, ¿se han transformado los fragmentos en otra sustancia diferente? Si se derriten unos cubitos de hielo, ¿qué sucede? ¿Sigue siendo agua? Tras encender un fósforo, ¿sigue siendo la misma sustancia?

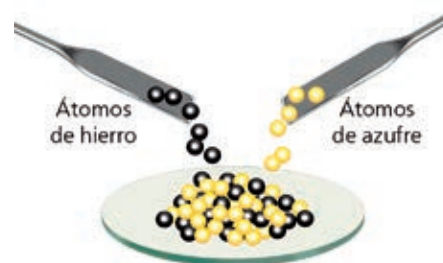
En el caso de la copa de cristal o los cubitos de hielo no ha existido transformación de las sustancias. Se trata de **cambios físicos**. Cuando el fósforo arde, deja de ser fósforo; se ha transformado en otras sustancias diferentes. Ha tenido lugar un **cambio químico**.

En un **cambio físico**, las sustancias siguen siendo las mismas.

En un **cambio químico** o **reacción química** las sustancias iniciales se transforman en otras diferentes con una composición química distinta.

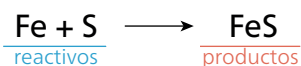
## Las reacciones químicas

Cuando mezclamos limaduras de hierro con azufre no se produce ninguna reacción. Entre los átomos de hierro y los de azufre no se ha establecido ningún tipo de enlace. Ambos elementos siguen conservando sus propiedades.



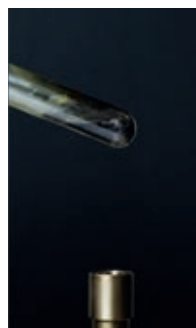
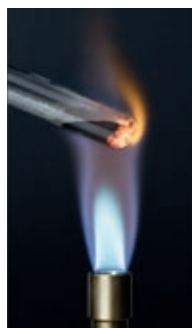
## Ecuaciones químicas

Una ecuación química es la forma esquemática de representar una reacción química.



Esta ecuación se lee así: *el hierro (Fe) reacciona con (+) el azufre (S) para dar (→) sulfuro de hierro (FeS).*

Si calentamos la mezcla, los átomos de azufre se enlazan a los de hierro y dan lugar a un compuesto, el sulfuro de hierro, que tiene propiedades distintas a las del hierro y el azufre por separado (por ejemplo, el sulfuro de hierro no es atraído por un imán, mientras que el hierro por separado sí). Decimos que ha tenido lugar una **reacción química**.



Una **reacción química** es la transformación de una o varias sustancias químicas (elementos o compuestos) denominadas **reactivos** en otras diferentes, llamadas **productos**.

## Actividades

- 1 La lejía se comenzó a utilizar en los talleres de tapices para decolorar las manchas de la tela blanca. ¿La decoloración es un cambio físico o una reacción química? ¿Por qué?

## 2 Las leyes de las reacciones químicas

A partir de evidencias experimentales, los científicos enunciaron las leyes que rigen el comportamiento de las reacciones químicas.

### 2.1. Ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier

Ponemos una fruta en un frasco transparente herméticamente cerrado y lo pesamos. Al cabo de unos días la manzana se ha ennegrecido.



- ¿Qué crees que ha ocurrido?
- Observa las pantallas de las balanzas. ¿Se conserva la masa?
- ¿Por qué el frasco está herméticamente cerrado?
- ¿Qué hubiera sucedido si el frasco estuviera abierto?

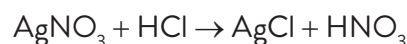
La manzana se ha descompuesto debido al oxígeno del aire contenido en el interior del frasco: la manzana se ha oxidado. Ahora en el frasco hay menos oxígeno y más dióxido de carbono y otros gases que se han liberado en la putrefacción de la manzana. Ha ocurrido una reacción química.

En una reacción química que tenga lugar en un sistema cerrado, la masa total de los productos obtenidos es igual a la masa de los reactivos, es decir, la masa se conserva. Esto se conoce como **ley de conservación de la masa** o **ley de Lavoisier**.

Esto es así ya que en una reacción química los átomos no desaparecen, sino que se enlazan de una manera diferente.

suma de las masas de los reactivos = suma de las masas de los productos

Vamos a analizar lo que sucede cuando hacemos reaccionar nitrato de plata ( $\text{AgNO}_3$ ), con ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) para dar cloruro de plata ( $\text{AgCl}$ ) y ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ). La ecuación de esta reacción es:



Inicialmente, el matraz Erlenmeyer contiene una disolución de nitrato de plata (líquido incoloro) y un tubo de ensayo con una disolución de ácido clorhídrico (líquido incoloro). Al poner en contacto ambas sustancias se observa la formación de un precipitado blanco de cloruro de plata. El ácido nítrico queda disuelto en el líquido incoloro del matraz.

- ¿Se conserva la masa en esta reacción química?
- Sabemos que 17 g de nitrato de plata reaccionan completamente con 3,65 g de ácido clorhídrico. Si la masa del cloruro de plata formado es 14,35 g. ¿Cuál es la masa del ácido nítrico formado?

## 2.2. Ley de las proporciones definidas o ley de Proust

Hacemos reaccionar diferentes cantidades de azufre con diferentes cantidades de cobre y obtenemos los siguientes resultados:

Experimento	Masa de azufre (g)	Masa de cobre (g)	Masa de sulfuro de cobre (g)	Masa de azufre sobrante (g)	Masa de cobre sobrante (g)
1	0,25	1,00	1,25	0	0
2	0,25	1,15	1,25	0	0,15
3	0,75	3,00	3,75	0	0

Observa que en los tres experimentos la masa se conserva, pero en el experimento 2 sobra de cobre, ¿qué ha ocurrido?

Calculamos la relación entre la masa de cobre y la masa de azufre en los experimentos 1 y 3 donde no sobra material.

$$\frac{\text{masa de cobre}}{\text{masa de azufre}} = \frac{1,00}{0,25} = \frac{3,00}{0,75} = 4 \rightarrow \text{La relación es constante.}$$

En el experimento 2 sobran 0,15g de cobre porque 0,25g de azufre solo pueden reaccionar con 1,00g de cobre.

Cuando dos elementos se combinan para formar un mismo compuesto lo hacen siempre en proporciones constantes. Este hecho se conoce como **ley de las proporciones definidas** o **ley de Proust**.

## 2.3. La teoría atómica de la materia y las reacciones

Las leyes de la conservación de la masa y de las proporciones múltiples consiguieron demostrar experimentalmente que los compuestos estaban formados por cantidades fijas e invariables de sus elementos constituyentes, es decir, estaban formados por átomos. De esta forma, contribuyeron a establecer las bases de **la teoría atómica**:

1. Cada elemento está formado por partículas idénticas llamadas átomos.
2. Los átomos de elementos diferentes son también diferentes en masa y propiedades.
3. Los elementos se combinan para dar compuestos constituidos por uno o varios átomos de cada uno de los elementos, pero siempre en una proporción fija para cada tipo de compuesto posible.
4. Si dos o más clases de átomos pueden combinarse de formas distintas, para dar compuestos diferentes, lo hacen en proporciones atómicas sencillas.
5. En una reacción química los átomos ni se crean ni se destruyen, solo cambia su distribución.

### Actividades

**2** Hemos calentado diferentes masas de hierro y de azufre para formar sulfuro de hierro (FeS) y hemos obtenido los resultados de la tabla.

- a) ¿Se cumple la ley de las proporciones definidas? ¿En qué proporción se hallan las masas de hierro y de azufre en el sulfuro de hierro?
- b) ¿Qué porcentaje de masa de azufre y de hierro hay en el sulfuro de hierro?
- c) Si en el laboratorio quisiésemos preparar sulfuro de hierro y calentásemos 80 g de hierro con 32 g de azufre. ¿Qué cantidad de sulfuro de hierro obtendríamos? ¿Sobraría alguna cantidad de reactivo?

	Experimento		
	1	2	3
Hierro (g)	56	56	28
Azufre (g)	32	40	16
Azufre sobrante (g)	0	8	0
Hierro sobrante (g)	0	0	0

### 3 Las ecuaciones químicas <SIM>

En la reacción química del carbono con el oxígeno del aire se obtiene dióxido de carbono. Esta ecuación se escribe así:

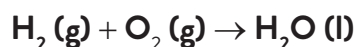


Comprueba si se conserva el número de átomos de cada clase a ambos lados de la ecuación. ¿Se cumple la ley de conservación de la masa?

En la representación de una reacción química se debe indicar el estado físico de la sustancia: (s) sólido, (l) líquido, (g) gas o (aq) disolución acuosa.

En toda reacción química se debe cumplir la ley de conservación de la masa, es decir, debe existir el mismo número de cada tipo de átomos a uno y otro lado de la ecuación. Cuando se cumple esta condición decimos que la ecuación química está **ajustada** o **equilibrada**. En este caso la ecuación está ajustada.

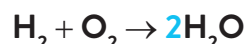
En la reacción del hidrógeno gaseoso con el oxígeno gaseoso se forma agua líquida.



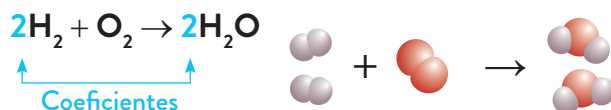
¿Está ajustada esta ecuación?

Esta ecuación no está ajustada ya que hay dos átomos de oxígeno a la izquierda y solo un átomo de oxígeno a la derecha. Para ajustar la ecuación hay que colocar unos **coeficientes** delante de las fórmulas de los reactivos y de los productos.

Para ajustar esta ecuación comenzamos igualando el número de átomos de oxígeno en los reactivos y en los productos:



Pero ahora no están igualados los hidrógenos a un lado y a otro de la ecuación y procedemos a igualarlos:

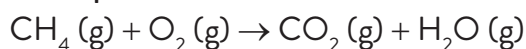


La ecuación está ajustada.

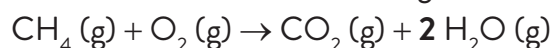
Solo se cambian los coeficientes. Nunca se pueden modificar los subíndices de las fórmulas, ya que en ese caso estaríamos modificando las sustancias.

#### Ejercicio resuelto

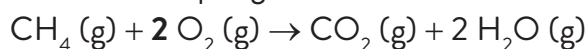
##### 1 Ajusta la ecuación química de la combustión del metano (CH<sub>4</sub>)



- El C está ajustado: hay un átomo de C en cada lado de la ecuación.
- Hay 4 átomos de H en los reactivos y solo 2 en los productos; ponemos un 2 delante de la fórmula del agua:

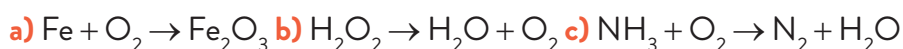


- Ahora hay 4 oxígenos a la derecha y solo 2 a la izquierda; añadimos un coeficiente que iguale los átomos de O.



#### Actividades

##### 3 Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:



## 4 ¿Qué información nos aporta una ecuación química? Los cálculos estequiométricos

La ecuación ajustada de una reacción química nos indica las **proporciones** en que las sustancias participan en la reacción química.

Las masas atómicas relativas de todos los elementos están en la tabla periódica y te servirán para calcular las masas molares de los elementos y compuestos que intervienen en una reacción química. Al conocer las masas molares de los reactivos y de los productos, podemos calcular las masas de las sustancias que intervienen en una reacción.

### Ejercicio resuelto

- II Cuando el carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) reacciona con el ácido clorhídrico diluido ( $\text{HCl}$ ) se obtiene cloruro de calcio ( $\text{CaCl}_2$ ) soluble en agua, agua líquida y dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) que se desprende en forma de gas. Calcula la cantidad de cloruro de calcio que se obtiene cuando 50 g de carbonato de calcio reaccionan con la cantidad suficiente de ácido clorhídrico.

1. Identificamos los reactivos y los productos.	<table style="width: 100%; border: none;"> <thead> <tr> <th style="text-align: center; color: #808000;">Reactivos</th> <th style="text-align: center; color: #808000;">Productos</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Carbonato de calcio: <math>\text{CaCO}_3</math></td> <td>Cloruro de calcio: <math>\text{CaCl}_2</math></td> </tr> <tr> <td>Ácido clorhídrico: <math>\text{HCl}</math></td> <td>Agua: <math>\text{H}_2\text{O}</math></td> </tr> <tr> <td>Dióxido de carbono: <math>\text{CO}_2</math></td> <td></td> </tr> </tbody> </table>	Reactivos	Productos	Carbonato de calcio: $\text{CaCO}_3$	Cloruro de calcio: $\text{CaCl}_2$	Ácido clorhídrico: $\text{HCl}$	Agua: $\text{H}_2\text{O}$	Dióxido de carbono: $\text{CO}_2$	
Reactivos	Productos								
Carbonato de calcio: $\text{CaCO}_3$	Cloruro de calcio: $\text{CaCl}_2$								
Ácido clorhídrico: $\text{HCl}$	Agua: $\text{H}_2\text{O}$								
Dióxido de carbono: $\text{CO}_2$									
2. Se escribe la ecuación química con los símbolos incluyendo el estado físico de los reactivos y productos.	$\text{CaCO}_3 (\text{s}) + \text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{CaCl}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{CO}_2 (\text{g})$								
3. Se ajusta la ecuación química.	$\text{CaCO}_3 (\text{s}) + 2 \text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{CaCl}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{CO}_2 (\text{g})$								
4. Se indica debajo de cada componente la cantidad de sustancia en mol. Este número coincide con el coeficiente que figura delante de cada símbolo o fórmula. Si no aparece indicado, se trata de un mol.	$\begin{array}{cccccc} \text{CaCO}_3 (\text{s}) + 2 \text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{CaCl}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \\ 1 \text{ mol} & 2 \text{ mol} & 1 \text{ mol} & 1 \text{ mol} & 1 \text{ mol} & \end{array}$								
5. Se calcula la masa molar de cada uno de los reactivos y los productos.	$\begin{array}{cccccc} \text{CaCO}_3 (\text{s}) + 2 \text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{CaCl}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \\ 100 \text{ g/mol} & 36,5 \text{ g/mol} & 111 \text{ g/mol} & 18 \text{ g/mol} & 44 \text{ g/mol} & \end{array}$								
6. Se escriben las masas de las sustancias teniendo en cuenta el número de moles de cada una de ellas.	$\begin{array}{cccccc} \text{CaCO}_3 (\text{s}) + 2\text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{CaCl}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \\ 100 \text{ g} & (2 \cdot 36,5) = 73 \text{ g} & 111 \text{ g} & 18 \text{ g} & 44 \text{ g} & \end{array}$								
7. Se establece la equivalencia entre las cantidades estequiométricas y los datos del enunciado.	$\frac{100 \text{ g de CaCO}_3}{50 \text{ g de CaCO}_3} = \frac{111 \text{ g de CaCl}_2}{x \text{ g de CaCl}_2}$ $x = 55,5 \text{ g de CaCl}_2$								
8. Se calcula la cantidad de sustancia en mol.	<p>Se obtienen 55,5 g de <math>\text{CaCl}_2</math>, que en mol son:</p> $n = \frac{m}{M} = \frac{55,5 \text{ g}}{111 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ mol}$								

### Actividades

- 4 : Comprueba que en la reacción de combinación del  $\text{CaCO}_3$  con el  $\text{HCl}$  se cumple la ley de la conservación de la masa. ¿Qué masa hay a ambos lados de la ecuación? Ten en cuenta que debes hacerlo con la ecuación ajustada.
- 5 : ¿Qué masa de  $\text{CaCl}_2$  se obtiene al hacer reaccionar 200 g de  $\text{CaCO}_3$  con la cantidad adecuada de  $\text{HCl}$ ?

## Ejercicio resuelto

- III El cloruro de sodio en disolución, NaCl, se descompone por electrolisis (mediante una corriente eléctrica) en sus elementos: cloro (Cl<sub>2</sub>) y sodio (Na). ¿Qué masa de cloro se puede obtener por electrolisis a partir de 100 kg de cloruro de sodio fundido? Expresa el resultado en kilogramos y en mol.

1. Identificamos los reactivos y los productos.	<b>Reactivos</b> Cloruro de sodio: NaCl	<b>Productos</b> Sodio: Na Cloro: Cl <sub>2</sub>
2. Se escribe la ecuación química con los símbolos incluyendo el estado físico de los reactivos y productos.	NaCl (aq) → Na (s) + Cl <sub>2</sub> (g)	
3. Se ajusta la ecuación química.	2 NaCl (aq) → 2 Na (s) + Cl <sub>2</sub> (g)	
4. Se indica debajo de cada componente la cantidad de sustancia en mol. Este número coincide con el coeficiente que figura delante de cada símbolo o fórmula. Si no aparece indicado, se trata de un mol.	$  \begin{array}{ccc}  2 \text{ NaCl (aq)} & \rightarrow & 2 \text{ Na (s)} + \text{Cl}_2 \text{ (g)} \\  2 \text{ mol} & & 2 \text{ mol} \quad 1 \text{ mol}  \end{array}  $	
5. Se calcula la masa molar de cada uno de los reactivos y los productos.	$  \begin{array}{ccc}  2 \text{ NaCl (aq)} & \rightarrow & 2 \text{ Na (s)} + \text{Cl}_2 \text{ (g)} \\  58,5 \text{ g/mol} & & 23 \text{ g/mol} \quad 71 \text{ g/mol}  \end{array}  $	
6. Se escriben las masas de las sustancias teniendo en cuenta el número de moles de cada una de ellas.	$  \begin{array}{ccc}  2 \text{ NaCl (l)} & \rightarrow & 2 \text{ Na (s)} + \text{Cl}_2 \text{ (g)} \\  (2 \cdot 58,5) = 117 \text{ g} & & (2 \cdot 23) = 46 \text{ g} \quad 71 \text{ g}  \end{array}  $	
7. Se establece la equivalencia entre las cantidades que establecen los coeficientes y los datos del enunciado.	$  \frac{117 \text{ g de NaCl}}{71 \text{ g de Cl}_2} = \frac{100\,000 \text{ g de NaCl}}{x \text{ g Cl}_2}  $ $  x = 60\,683,76 \text{ g de Cl}_2 \rightarrow 60,7 \text{ kg}  $	
8. Se calcula la cantidad de sustancia en mol.	$  n = \frac{60\,683,76 \text{ g}}{71 \text{ g/mol}} = 854,7 \text{ mol de Cl}_2  $	

## Actividades

- 6 : En la siguiente reacción: Cu (s) + S (s) → CuS (s)  
¿Qué masa de CuS obtenemos al hacer reaccionar 64 g de azufre con la cantidad adecuada de cobre? ¿Qué cantidad de CuS en mol se produce?

- 7 : Si calentamos 80 kg de carbonato de calcio (CaCO<sub>3</sub>) se obtiene dióxido de carbono y óxido de calcio según la ecuación:



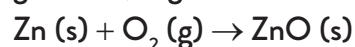
¿Qué cantidad de CaO se desprende como producto de esta reacción?

- 8 : Al calentar 0,5 g de hierro pulverizado al paso de una corriente de cloro gaseoso, se obtiene dicloruro de hierro según la reacción:



Calcula la masa de cloro que se consume durante la reacción y la masa de FeCl<sub>2</sub> que se produce.

- 9 : Se quema en el aire 1 g de zinc, según la ecuación:



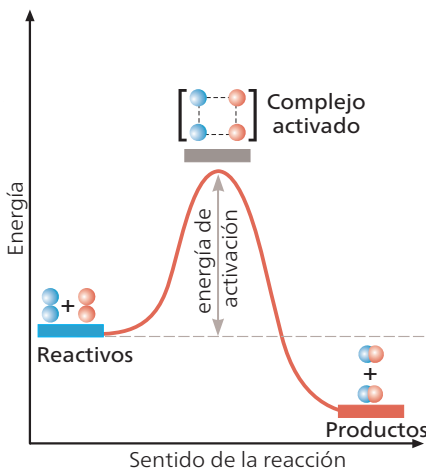
- ¿Qué cantidad de oxígeno se consume?
- ¿Qué cantidad de óxido de zinc se produce?
- ¿Qué porcentaje de zinc hay en el óxido de zinc?

## 5 ¿Cómo se organizan los átomos durante una reacción química? La teoría de las colisiones

La **teoría de las colisiones** explica cómo se producen las reacciones químicas: para que dos elementos o compuestos reaccionen entre sí, deben romperse unos enlaces y formarse otros nuevos, es decir, las partículas de los reactivos (átomos, moléculas o iones) deben **aproximarse** hasta chocar de manera eficaz.

Como resultado de estos choques se produce una nueva distribución de átomos, electrones y enlaces, lo que lleva a la formación de los **productos**.

Choque con orientación inadecuada	Choque con orientación adecuada
<p>Las moléculas de los reactivos no tienen la orientación adecuada en el momento del choque, por tanto, <b>no se produce</b> la reacción química y los reactivos permanecen inalterados.</p>	<p>Las moléculas de los reactivos tienen la orientación adecuada en el momento del choque, por tanto, <b>se produce</b> la reacción química. Los reactivos se han transformado en los productos de la reacción.</p>



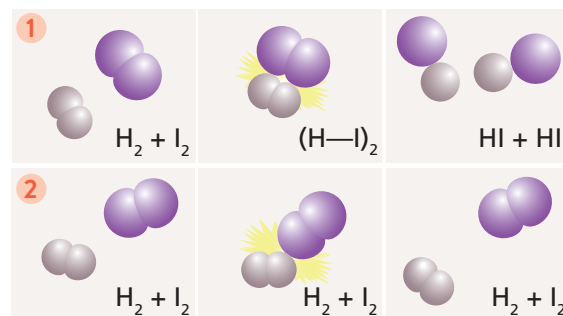
Cuando los reactivos chocan con la orientación adecuada, sus átomos deben pasar momentáneamente por una distribución de enlaces que tiene mayor energía y, por tanto, es menos estable que los reactivos y los productos por separado. Esta distribución inestable de mayor energía se denomina **complejo activado** y representa una **barrera de energía**.

La reacción solo se produce si los átomos y las moléculas que chocan tienen, además de la **orientación adecuada**, una energía suficiente para superar la barrera de energía. En estas circunstancias decimos que el **choque es efectivo**.

La **energía de activación** es la energía mínima necesaria para que reaccionen los átomos o moléculas que chocan con la orientación adecuada. Las reacciones con energía de activación baja tienen lugar rápidamente.

### Actividades

**10** En estos dibujos se representa a una molécula de hidrógeno ( $H_2$ ) que choca con una molécula de yodo ( $I_2$ ) para dar yoduro de hidrógeno (HI).



- ¿En qué circunstancia se produce la reacción química y en cuál no?
- ¿Por qué crees que no se ha producido la reacción: orientación inadecuada, insuficiente energía de activación o ambas cosas?

## 6 Factores que afectan a la velocidad de las reacciones químicas ⚙

Si dejas un tornillo de hierro al aire libre pasarán muchos días hasta que se oxide. Sin embargo, si añades bicarbonato de sodio a un vaso con zumo de limón, observarás inmediatamente un burbujeo.

Decimos que la reacción de oxidación es lenta y que la reacción del bicarbonato con el ácido del zumo de limón es rápida.

Para saber si una reacción es rápida o lenta, necesitamos conocer su velocidad de reacción.

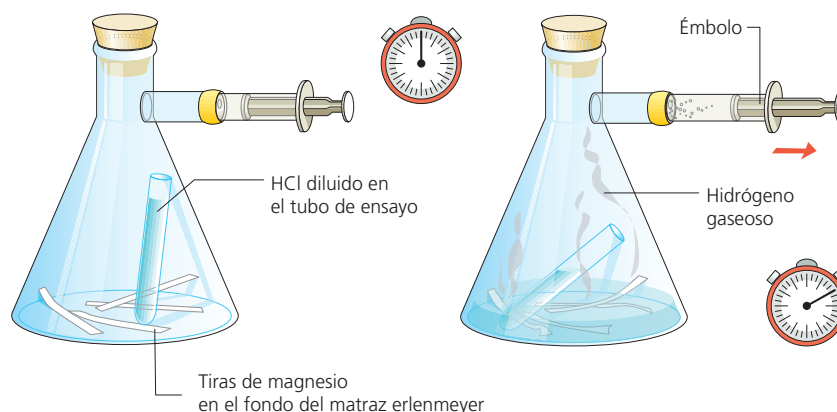


La **velocidad de reacción** es la rapidez con la que aparecen los productos o desaparecen los reactivos. Por tanto, necesitamos medir la cantidad de sustancia que aparece o desaparece por unidad de tiempo.

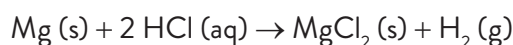
### 6.1. ¿Cómo se mide la velocidad de una reacción química?

Se quiere medir la velocidad de la reacción que tiene lugar entre el magnesio (Mg) y el ácido clorhídrico (HCl) midiendo la cantidad de hidrógeno por minuto que se obtiene en esta reacción. Para ello:

1. Se introducen unas cintas o tiras de magnesio en el fondo de un matraz Kitasato, como el de la figura, e incorporamos una jeringuilla en el tubo lateral.
2. Se añade ácido clorhídrico en un tubo de ensayo, se introduce en el matraz Kitasato y a continuación se tapa este último.
3. Se inclina el matraz para que se vierta el ácido clorhídrico del tubo de ensayo sobre la cinta de magnesio, momento en el que se pone en marcha el cronómetro.



La reacción que tiene lugar es la siguiente:



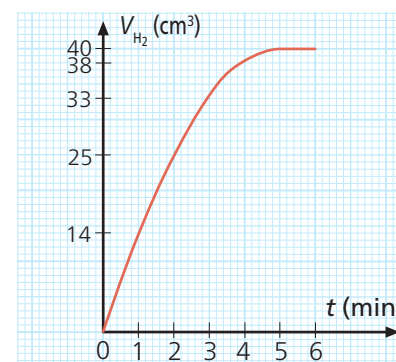
La velocidad de reacción podría medirse de varias formas:

- La cantidad de magnesio (Mg) que desaparece por minuto.
- La cantidad de ácido clorhídrico (HCl) que desaparece por minuto.
- La cantidad de cloruro de magnesio (MgCl<sub>2</sub>) que aparece por minuto.
- La cantidad de hidrógeno (H<sub>2</sub>) que aparece por minuto.

Esta última opción es la que se lleva a cabo. El gas hidrógeno que se forma llega al tubo lateral del Kitasato y desplaza el émbolo de la jeringuilla, lo que permite medir el volumen de hidrógeno que se desprende por minuto, es decir, la velocidad de reacción.

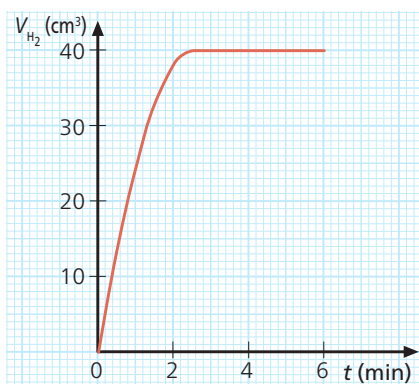
Tiempo (min)	0	1	2	3	4	5	6
Volumen de gas hidrógeno (cm <sup>3</sup> )	0	14	25	33	38	40	40

Observa en la gráfica que la velocidad de la reacción no es constante. La reacción termina en el minuto 5, en el que el volumen de hidrógeno permanece constante. La velocidad de esta reacción se mide en cm<sup>3</sup> de hidrógeno que aparecen por minuto.



## 6.2. ¿Cómo afecta la concentración de los reactivos?

En la reacción del magnesio con el ácido clorhídrico, ¿qué crees que sucederá si aumentamos la concentración de los reactivos?



Velocidad de la reacción entre el magnesio y el ácido clorhídrico cuando se aumenta la concentración de ácido clorhídrico.

La velocidad de una reacción química depende de que las colisiones entre las partículas de los reactivos sean más o menos eficaces.

Si se modifican los factores que influyen en estas colisiones, se puede aumentar o disminuir la velocidad de una reacción química.

Si en el experimento anterior aumentamos la concentración de ácido clorhídrico manteniendo constante la cantidad de magnesio y medimos de nuevo el volumen de hidrógeno que se desprende por minuto, obtendremos valores diferentes.

Al representar en una gráfica los nuevos valores obtenidos. Se puede apreciar (gráfica del margen) que la pendiente es mayor, por tanto, la reacción ha sido más rápida.

La **velocidad** de una reacción **aumenta** al **incrementar** la **concentración** de los reactivos.

Según la teoría de las colisiones, al aumentar la concentración de los reactivos aumenta el número de partículas y esto hace que se produzcan más choques eficaces y que se incremente la velocidad de la reacción.

Baja concentración de los reactivos	Alta concentración de los reactivos
Existen pocos choques eficaces entre los reactivos por lo que la cantidad de átomos o moléculas de los productos que aparecen en la unidad de tiempo es baja, por tanto, la <b>velocidad de reacción es baja</b> .	Aumenta el número de choques eficaces entre los reactivos y, por tanto, aumenta la cantidad de átomos o moléculas de los productos que se forman en la unidad de tiempo y, por tanto, la <b>velocidad de reacción es alta</b> .

### Actividades

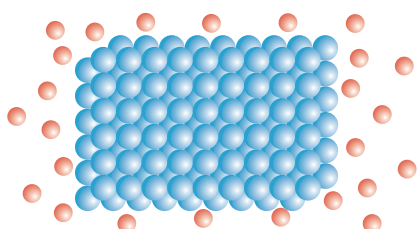
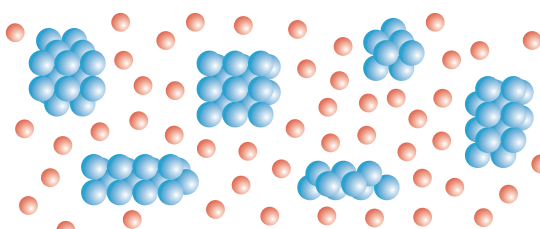
- 11 : Compara la gráfica de la reacción del magnesio con ácido clorhídrico concentrado con la gráfica de la reacción con ácido clorhídrico diluido de la página anterior.
  - a) ¿Cuál de las dos gráficas tiene una pendiente mayor? ¿Qué significa eso?
  - b) ¿Qué tiempo se necesita para obtener 40 cm<sup>3</sup> de hidrógeno cuando el ácido clorhídrico está concentrado? ¿Y cuándo el ácido clorhídrico está diluido?
  - c) ¿Cuál es la velocidad media de esta reacción cuando el ácido es concentrado? Compara esta velocidad con la obtenida cuando el ácido es diluido.

### 6.3. ¿Cómo afecta la superficie de contacto de los reactivos?

¿Qué sucederá si en vez de utilizar cinta de magnesio, utilizamos la misma cantidad de magnesio en polvo?

La **velocidad** de reacción **aumenta** cuando se **incrementa** la **superficie de contacto** entre los reactivos.

Al dividir los reactivos hay mayor superficie de contacto entre sus partículas, por lo que, según la teoría de las colisiones, se producen más choques eficaces entre ellas. Por tanto, la velocidad aumenta al utilizar magnesio en polvo.

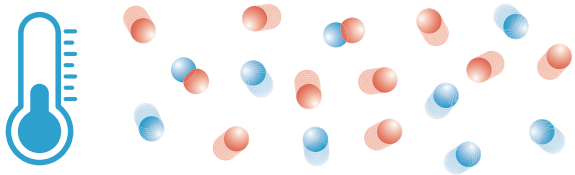
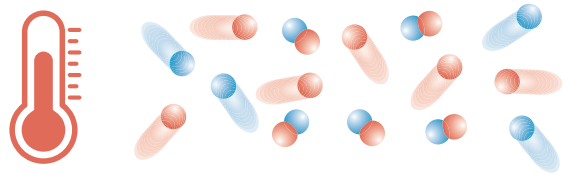
Menor superficie expuesta	Mayor superficie expuesta
<p>Las moléculas del ácido clorhídrico solo pueden chocar y, por tanto, reaccionar con los átomos de magnesio de la capa externa de la cinta. <b>La velocidad es menor.</b></p> 	<p>Las moléculas del ácido clorhídrico pueden chocar contra muchos más átomos del magnesio en polvo. <b>La velocidad es mayor.</b></p> 

### 6.4. ¿Cómo afecta la temperatura de los reactivos?

Si aumentamos la temperatura de la reacción en  $10^{\circ}\text{C}$ , observamos que la velocidad se duplica respecto a la experiencia inicial, es decir, se obtienen  $40\text{ cm}^3$  de  $\text{H}_2$  en 2,5 minutos, en lugar de los 5 minutos medidos inicialmente.

La **velocidad** de la reacción **aumenta** al **incrementar** la **temperatura**.

Según la teoría de las colisiones, al aumentar la temperatura, aumenta la velocidad de las partículas y esto hace que se produzcan más choques eficaces.

Baja temperatura	Alta temperatura
<p>A baja temperatura hay pocos choques eficaces por lo que <b>la velocidad de reacción es baja.</b></p> 	<p>Al elevar la temperatura los reactivos tienen más energía y hay más choques eficaces, <b>la velocidad aumenta.</b></p> 

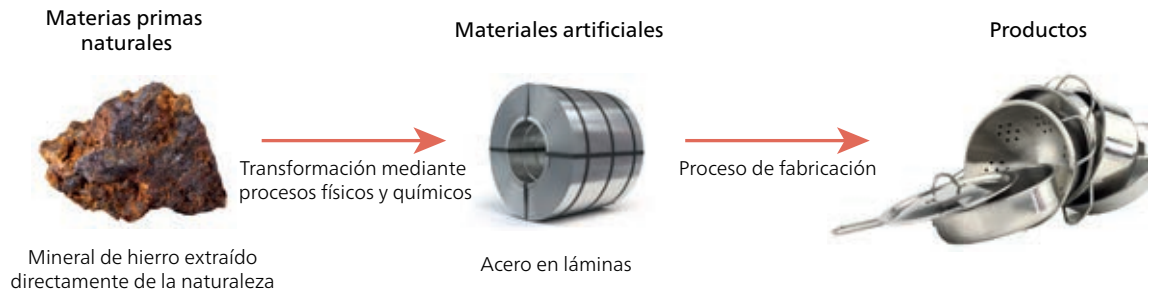
### 6.5. ¿Cómo afecta la presencia de un catalizador?

Un **catalizador** es una sustancia distinta de los reactivos y de los productos que modifica la velocidad de una reacción. Al finalizar esta, el catalizador **se recupera inalterado**. Según la teoría de las colisiones, los catalizadores favorecen la formación de un **complejo activado** con una **energía de activación menor**, de manera que un número mayor de partículas de los reactivos puedan superarla y aumente así la velocidad de la reacción.

## 7 La industria química

A nuestro alrededor tenemos sustancias y materiales naturales. Los científicos han estudiado el comportamiento de las reacciones y han conseguido obtener nuevas sustancias que no existían en la naturaleza, es decir, materiales o sustancias sintéticas.

La **industria química** se dedica a transformar, mediante reacciones químicas las materias primas en productos útiles para el consumo.



De todos los productos que genera la industria química, podemos destacar los siguientes por su contribución a mejorar la calidad de la vida de las personas:

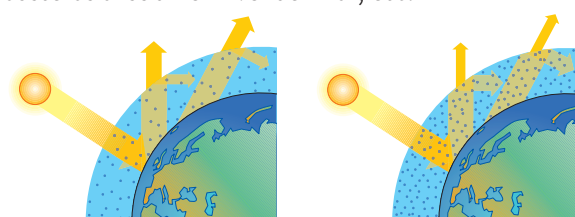
- Los **medicamentos** previenen enfermedades y salvan vidas.
- Los **fertilizantes** sirven para mejorar la producción agrícola.
- Los **aditivos** en los alimentos y en las bebidas se emplean para potenciar el sabor, mejorar la conservación o mejorar el aspecto del producto.
- Los **plásticos** conforman una amplia gama de materiales con distintas propiedades, su versatilidad y su bajo coste hacen que estén presentes en infinidad de objetos y productos.
- Los **combustibles** permiten el transporte de personas y mercancías, y la climatización de los edificios.
- Los **materiales eléctricos y electrónicos** utilizados en el ámbito doméstico e industrial y que permiten la transmisión y almacenamiento de información, las nuevas técnicas de exploración médicas y quirúrgicas, etc.

### Reacciones que pueden tener lugar en la industria química

Reacciones de oxidación-reducción	Reacciones de neutralización
<p>Una reacción de <b>reducción</b> es cualquier proceso en el que un compuesto <b>pierde oxígeno</b>:</p> $\text{FeO (s)} + \text{C (s)} \rightarrow \text{CO (g)} + \text{Fe (s)}$ <p>Una reacción de <b>oxidación</b> es cualquier proceso en el que un elemento o un compuesto <b>gana oxígeno</b>:</p> $2 \text{Fe (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{FeO (s)}$	<p>Ácido + base → sal + agua</p> $\text{HCl (aq)} + \text{NaOH (aq)} \rightarrow \text{NaCl (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$ <p>La obtención de un jabón es un ejemplo de reacción de <b>neutralización</b>. Los <b>jabones</b> son el producto de la reacción de un ácido graso que puede ser un aceite animal o vegetal, con una base como el hidróxido de sodio o de potasio.</p>
Reacciones de combustión	Reacciones de polimerización
<p>La <b>combustión</b> es un tipo especial de reacción de oxidación en la cual una sustancia (denominada combustible) reacciona con el oxígeno y produce un gran desprendimiento de energía en forma de calor y luz (una llama).</p> $\text{CH}_4 \text{ (g)} + 2 \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)}$	<p>Todos los polímeros, tanto los naturales (lana, seda, celulosa, etc.) como los artificiales (nailon, viscosa, PVC, poliestireno, teflón, etc.) están constituidos por moléculas de gran longitud formadas por la unión de moléculas más sencillas, llamadas monómeros. Estos están constituidos por átomos de carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno.</p>

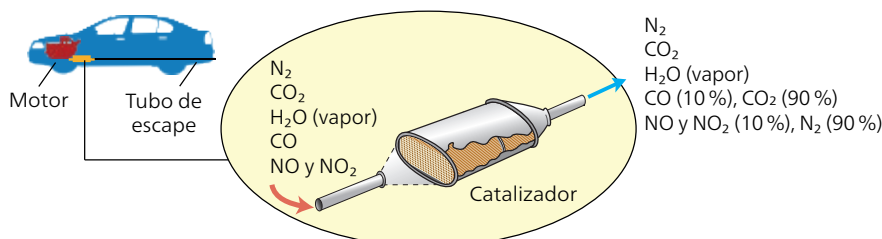
## ¿Cómo afecta la industria química al medioambiente?

Algunas reacciones químicas afectan directa o indirectamente en el **medioambiente** repercutiendo en nuestra calidad de vida y a la de generaciones futuras.

	Disminución de la capa de ozono, $O_3$	Lluvia ácida	Incremento del efecto invernadero y calentamiento global
Efecto causante	Uso de aerosoles y refrigerantes con gases clorofluorocarbonados (CFC).	Uso de combustibles fósiles (transporte y generación de energía).	Uso de combustibles fósiles en la generación de energía.
Sustancias implicadas	CFC, gases presentes en los antiguos aerosoles y refrigerantes.	Óxidos de azufre y de nitrógeno	Dióxido de carbono ( $CO_2$ ) producido al quemar combustibles fósiles y otros gases como el metano ( $CH_4$ ).
Proceso químico y consecuencias	En la atmósfera superior, los CFC generan gas cloro ( $Cl_2$ ). Este se disocia en átomos de cloro muy reactivos que transforman las moléculas de ozono en oxígeno ( $O_2$ ). Al perder ozono, los rayos ultravioleta penetran en la atmósfera y pueden generar cáncer de piel e inhibir el crecimiento de plantas y animales.	Los óxidos de azufre y de nitrógeno reaccionan con el vapor de agua de la atmósfera y generan ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) y ácido nítrico ( $HNO_3$ ) que producen la lluvia ácida que afecta a bosques, cosechas y daña monumentos y edificaciones.	La atmósfera con exceso de $CO_2$ no deja escapar el calor y lo refleja de vuelta hacia la Tierra, generando un calentamiento anómalo. La subida de temperaturas a nivel planetario genera sequías y lluvias extremas, inundaciones de zonas costeras al subir el nivel del mar, etc. 
Medidas preventivas	<ul style="list-style-type: none"> <li>Prohibición de la emisión de CFC a la atmósfera.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Reducir las emisiones a la atmósfera de óxidos de azufre y nitrógeno.</li> <li>Evitar el uso de combustibles fósiles.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Uso racional del transporte y la calefacción.</li> <li>Reforestación para absorber el <math>CO_2</math>.</li> <li>Cambios en el modelo de obtención de energía y de transporte (evitar la quema de combustibles fósiles).</li> </ul>

## Actividades

**12** Los vehículos llevan equipado un catalizador que transforma algunos de los gases producidos en la combustión del combustible en otros menos perjudiciales. Este es un esquema muy simple de un catalizador:



- ¿Qué gases son los que ha transformado el catalizador? ¿En qué los ha transformado?
- ¿Qué efectos tienen sobre la salud y el medioambiente el  $CO$ ,  $NO$  y  $NO_2$ ?

## Comprobación de la ley de conservación de la masa

La formulación de esta ley por Lavoisier no fue algo sencillo, ya que, para poder generalizar los resultados, tenía que comprobar que la ley se cumplía también en las reacciones en las que intervenían sustancias gaseosas.

Cuando el carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) reacciona con el ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) se forma una sustancia sólida, cloruro de calcio ( $\text{CaCl}_2$ ) y se desprende una sustancia gaseosa, dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ). Si la experiencia no se realiza en un recipiente cerrado, el balance de la masa no será el mismo antes y después de la reacción.

Tampoco podemos realizarla en un recipiente herméticamente cerrado, porque el gas que se desprende elevaría la presión en el interior del recipiente hasta hacerlo estallar. Conviene, por tanto, utilizar un recipiente cerrado cuyo volumen pueda aumentar fácilmente cuando se desprenda  $\text{CO}_2$ . Una solución muy sencilla consiste en acoplar un globo a la boca del erlenmeyer para recoger el gas.

### OBJETIVOS

- Comprobar experimentalmente la ley de conservación de la masa.
- Trabajar con materiales e instrumentos del laboratorio de Física y Química.
- Respetar las normas de seguridad en el laboratorio.

### MATERIALES

- Balanza.
- Matraz Erlenmeyer.
- Tubo de ensayo.
- Un globo.
- Carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ).
- Ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ).



### PROCEDIMIENTO

1. Pesa en el matraz Erlenmeyer unos 0,4 g de  $\text{CaCO}_3$ .
2. Vierte 50 mL de  $\text{HCl}$  en el tubo de ensayo e introdúcelo en el interior del matraz, con cuidado de que no se vuelque o se derrame el líquido.
3. Coloca el globo en la boca del matraz y pesa el conjunto en la balanza. Anota ese valor.
4. Mueve el matraz Erlenmeyer de manera que el tubo de ensayo se vuelque sobre el  $\text{CaCO}_3$  y comience la reacción. Observa lo que ocurre.
5. La reacción finaliza cuando ya no aprecies más desprendimiento de gases.
6. Vuelve a pesar el conjunto de la balanza y anota el resultado.

### Análisis de los resultados

- 1 Copia esta tabla en tu cuaderno y complétala con los resultados de la práctica.

Masa inicial del conjunto (g)	Masa final del conjunto (g)
■	■

- 2 ¿Permanece la masa del conjunto constante? Si no es así, ¿qué errores experimentales han podido intervenir en la realización de la práctica? Repite la experiencia evitando los errores experimentales observados.
- 3 ¿Por qué se infla el globo en la boca del erlenmeyer?
- 4 A partir del resultado de la experiencia, enuncia con tus propias palabras la ley de conservación de la masa.

## El deterioro de los océanos debido a los ácidos

### Modelo experimental

Cuando decimos que alguien *se ha quedado de piedra*, estamos dando a entender que las piedras son algo inmutable, fijo, que no cambia. Sin embargo, las rocas o los minerales pueden sufrir transformaciones.

Existen reacciones químicas que afectan a las rocas y a los exoesqueletos de organismos, como los moluscos (conchas) o los corales. Su exposición a ácidos, ya sea por la lluvia ácida o por la acidificación de los océanos, contribuye al deterioro de los ecosistemas y de los seres vivos.

En esta tarea vamos a investigar los efectos de los ácidos sobre los organismos acuáticos.



Los **objetivos** de esta tarea son:

- Comprender la importancia de las reacciones químicas en el medioambiente.
- Observar en un modelo experimental la acción de los ácidos sobre estructuras de carbonato cálcico.

### Análisis e investigación

**1** Investigad por grupos sobre la acidificación de los océanos. Recoged en vuestro cuaderno en qué consiste, cómo afecta a los seres vivos y qué sustancias o reacciones intervienen. Podéis encontrar información al respecto en el siguiente enlace.

Copernicus: <https://links.oupe.es/26fq0s3009>

**2** Para simular el efecto de la acidificación del agua en los océanos comprobaremos como afectan distintos ácidos al carbonato de calcio.

Reunid diferentes muestras de estructuras con carbonato de calcio, como cáscaras de huevo, rocas calizas o conchas. Anotad la masa y etiquetad cada muestra antes de empezar el experimento.

**3** Con ayuda de vuestro docente seleccionad el ácido con el que vais a trabajar. Podéis probar con ácido acético en disoluciones diluidas y concentradas.

Dependiendo de la disponibilidad, consultad a vuestro profesor o profesora sobre la posibilidad de usar alternativas como el ácido fosfórico o el ácido clorhídrico, así como sobre las concentraciones más adecuadas. Es importante que tengáis en cuenta que estas sustancias son corrosivas e irritantes, por lo que debéis tener cuidado al manejarlas y seguir las normas de seguridad de laboratorio y las indicaciones de vuestro docente.

**4** Probad el ácido seleccionado a diferentes concentraciones sobre alguna de las muestras que habéis seleccionado. Observad lo que ocurre.

### Elaboración

**5** Diseñad el experimento para hacer una recreación de cómo afecta la acidificación del agua de mar a estas estructuras. Una posibilidad es medir la pérdida de masa de las muestras tras estar sumergidas en la disolución durante ciertos valores de tiempo (de uno a treinta días).

**6** Si elegís medir la pérdida de masa deberéis tener en cuenta el hecho de que habrá una ganancia de masa debido al agua absorbida. Explicad cómo lo vais a tener en cuenta para obtener resultados fiables.

**7** Recoged en vuestro cuaderno el procedimiento que habéis seguido, así como los datos obtenidos y las observaciones que habéis realizado.

### Comunicación

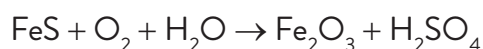
**8** Haced un póster con las conclusiones que habéis obtenido. incluid los resultados en forma de gráficas. Si habéis hecho fotos de la experiencia incluid las imágenes de las muestras antes y después de la experiencia.

**9** Redactad una conclusión sobre lo que habéis observado y señalad los puntos débiles de la metodología que habéis empleado.

## ¡La lluvia puede ser mala!

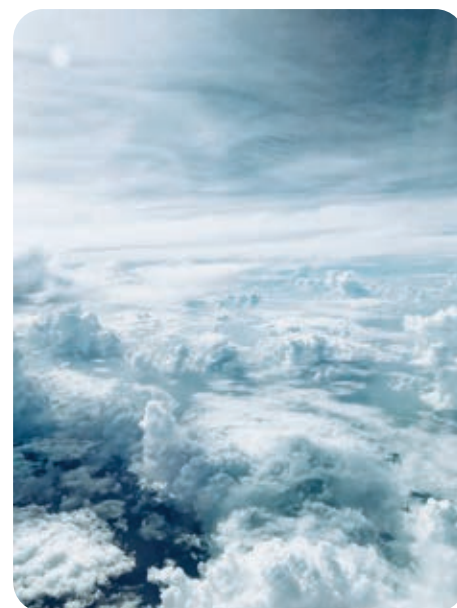
La ley de conservación de la materia es una piedra angular de la Química. Prácticamente todos los átomos de que está usted hecho han estado ahí desde la formación de la Tierra —y antes— y han sido utilizados una y otra vez por los organismos vivos a lo largo del tiempo. Y así persistirán indefinidamente.

Los átomos de los desperdicios también son indestructibles. Mientras que algunos de estos desperdicios se descomponen en sustancias más simples (como las aguas negras o la basura del jardín), otros no lo hacen. Siempre que llueve, nuestros lagos, ríos y playas reciben fuertes dosis de petróleo, plomo, sedimentos y pesticidas de tierras agrícolas erosionadas, y ácidos de las minas. Un ejemplo es el drenaje de las aguas ácidas de las minas de carbón, que contaminan los ríos de las áreas mineras con ácido sulfúrico. Una reacción típica es la siguiente:



¡La lluvia puede ser mala!

Así, la lluvia que lleva disueltos el ácido sulfúrico y el ácido nítrico es ácida.



**R. BRINCKERHOFF**

*Lecturas breves: Ciencia, Tecnología y Sociedad. Addison-Wesley*

La atmósfera se ve alterada tanto a escala global (aumento del efecto invernadero y destrucción del ozono estratosférico) como a escala local y regional (acumulación de gases y partículas procedentes de la combustión de combustibles fósiles).

Estos problemas se encuentran relacionados de forma muy compleja y a veces paradójica. Por ejemplo, los CFC no son nocivos a escala local, pero contribuyen globalmente a la destrucción de la capa de ozono. El monóxido de carbono, contaminante local, puede eliminarse si se oxida a dióxido de carbono, pero un aumento en la concentración de este gas incrementa el efecto invernadero. Está bastante claro que la mayor influencia sobre la calidad del aire la ejercen el consumo de energía y los transportes.

**T. G. SPIRO, W. M. STIGLIANI**

*Química ambiental. Pearson Education*

### Actividades

- 1 Nombra y describe los efectos medioambientales que se citan en los textos.
- 2 ¿Qué quiere decir que los átomos *son utilizados una y otra vez*?
- 3 ¿Por qué emplea el primer texto la expresión «¡La lluvia puede ser mala!»? ¿Estás de acuerdo con esa afirmación?
- 4 Define los siguientes términos que aparecen en el texto: *piedra angular, persistirán, indefinidamente, erosionadas, drenaje, combustibles fósiles, nocivo, concentración.*

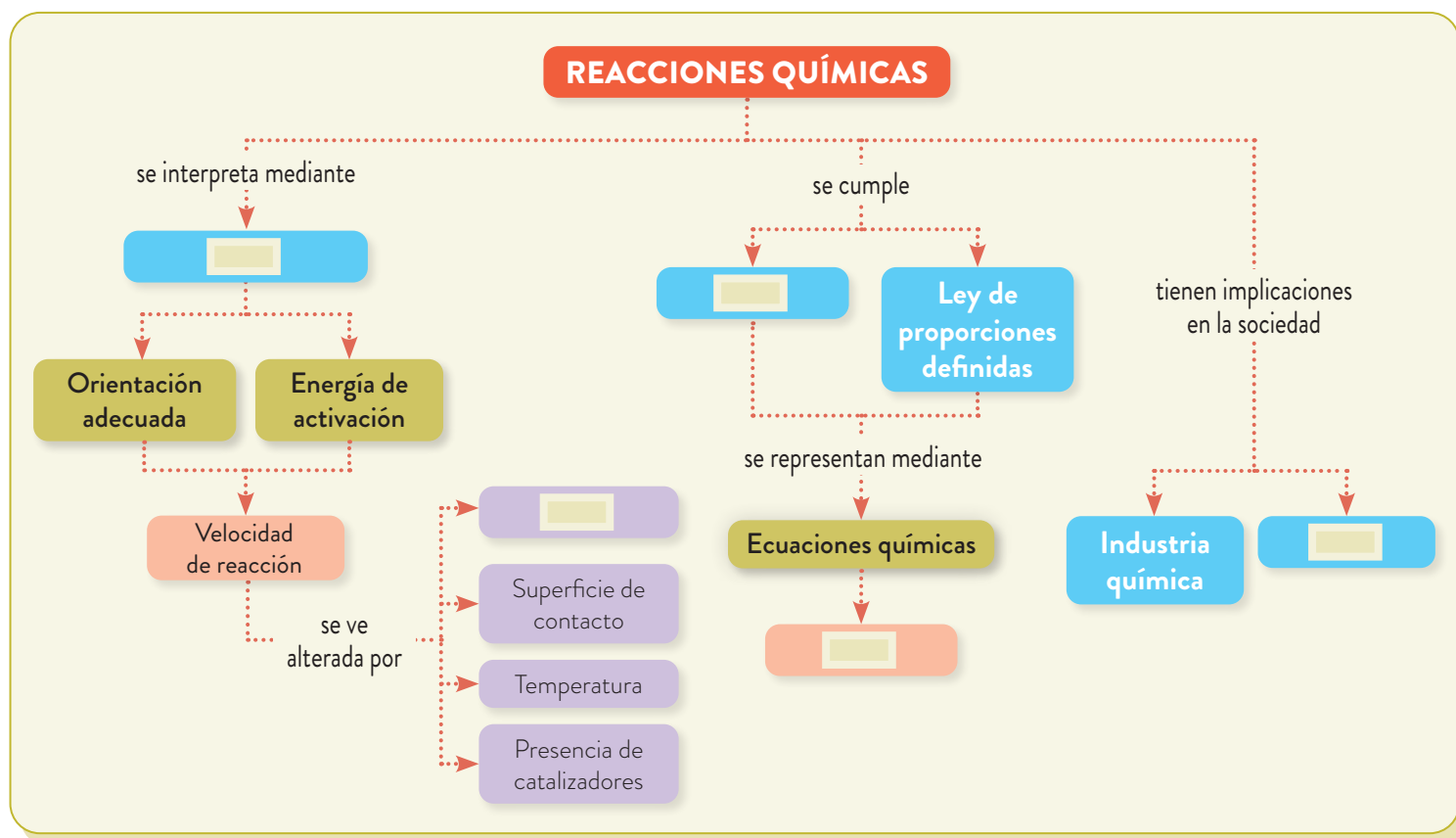
## CONOCIMIENTOS BÁSICOS

### Resumen

- Elabora un resumen de la unidad respondiendo a estas preguntas:
  - ¿Qué tipo de cambios puede experimentar la materia? ¿Cómo se produce una reacción química?
  - ¿Cuáles son las leyes fundamentales de las reacciones químicas?
  - ¿Cómo debe estar escrita la ecuación química de una reacción para que estas leyes se cumplan?
  - ¿Cómo se calculan las cantidades de las sustancias que se transforman en una reacción química?
  - ¿Cómo podemos medir la velocidad con la que transcurre una reacción química? ¿Qué factores principales pueden modificar la velocidad de una reacción?
  - ¿Qué productos de la industria química podemos destacar por su importancia en la contribución a la calidad de vida de las personas?
  - ¿Qué problemas ambientales globales se deben a ciertas reacciones químicas? ¿Qué medidas se pueden adoptar para evitar dichos problemas?

### Mapa conceptual

- Copia en tu cuaderno el mapa conceptual de la unidad y añade estos conceptos: cálculos estequiométricos, teoría de las colisiones, medioambiente, concentración de reactivos, ley de conservación de la masa.



### Vocabulario

- Crea tu propio vocabulario científico. Para ello, define los términos siguientes: cambio químico, reacción química, reactivos, productos, ecuación química, ley de conservación de la masa, ley de las proporciones definidas, teoría atómica de la materia, estequiometría, teoría de las colisiones, energía de activación, complejo activado, choque efectivo, velocidad de reacción, catalizador, industria química, materia prima, material artificial.

## ACTIVIDADES DE REPASO

### Las reacciones químicas

- 1 : Indica, justificando tu respuesta, cuáles de los siguientes procesos son transformaciones físicas y cuáles son transformaciones químicas:
- La electrólisis del agua que la descompone en hidrógeno y oxígeno, ambos gaseosos.
  - La formación de hielo en las paredes del congelador del frigorífico.
  - El calentamiento del azúcar hasta que se forma caramelo o se descompone en un sólido negro.
  - La separación de una mezcla de aceite y agua mediante un embudo de decantación.
  - La cocción de un trozo de carne cruda.
  - La digestión de los alimentos que ingerimos en el aparato digestivo.
  - La separación de una mezcla de limaduras de hierro y arena con un imán.
  - La evaporación del agua cuando ponemos a secar la ropa lavada.
- 2 : Escribe en tu cuaderno cómo se leerían las siguientes ecuaciones químicas:
- $\text{CuCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CuO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
  - $2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
  - $\text{HCl} (\text{aq}) + \text{NaOH} (\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
  - $\text{Fe} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{g})$

### Ajuste de ecuaciones químicas

- 3 : El carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) se descompone a temperaturas elevadas en óxido de calcio ( $\text{CaO}$ ) y dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ). Escribe la ecuación química ajustada de esta reacción.
- 4 : Escribe la ecuación química de la reacción del magnesio sólido ( $\text{Mg}$ ) con ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) en disolución acuosa para dar cloruro de magnesio ( $\text{MgCl}_2$ ) e hidrógeno gas ( $\text{H}_2$ ). Ajusta esta ecuación química.
- 5 : Fíjate en la reacción química:
- $$2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$$
- Comprueba si está o no ajustada.
  - Identifica el estado de los reactivos y de los productos.
  - Explica el significado de  $2 \text{H}_2$  y de  $2 \text{H}_2\text{O}$ .
  - ¿Podríamos poner  $\text{H}_4$  en lugar de  $2 \text{H}_2$ , o  $\text{H}_4\text{O}_2$  en lugar de  $2 \text{H}_2\text{O}$  para ajustar la reacción? ¿Por qué?

- 6 : Identifica los reactivos y los productos en cada una de estas reacciones y especifica su estado físico. Indica qué ecuaciones están ajustadas y ajusta las que no lo estén.
- El carbonato de calcio (caliza) se descompone en óxido de calcio y dióxido de carbono:  

$$\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$$
  - El cobre y el azufre reaccionan para dar:  

$$\text{S} (\text{s}) + \text{Cu} (\text{s}) \rightarrow \text{CuS} (\text{s})$$
  - El magnesio en polvo arde en atmósfera de oxígeno para dar un sólido blanco de óxido de magnesio:  

$$\text{Mg} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{MgO} (\text{s})$$
- 7 : Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:
- $\text{Ca} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CaO} (\text{s})$
  - $\text{CuO} (\text{s}) + \text{C} (\text{s}) \rightarrow \text{Cu} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
  - $\text{Al} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s})$
  - $\text{Fe} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{FeO} (\text{s})$

### Ley de conservación de la masa y ley de las proporciones definidas

- 8 : Hacemos reaccionar hierro con oxígeno para obtener óxido de hierro(II):
- $$2 \text{Fe} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{FeO} (\text{s})$$
- Sabemos que 32 g de oxígeno reaccionan exactamente con 56 g de hierro.
- ¿Qué masa de óxido de hierro se obtiene?
  - ¿Cuál es el porcentaje de oxígeno y de hierro en el óxido de hierro?
  - ¿Qué masa de hierro reaccionará exactamente con 16 g de oxígeno?  
**S: b)** 36,36 % de O y 63,64 % de Fe
- 9 : Se comprueba experimentalmente que 3,2 g de azufre reaccionan completamente con 20 g de mercurio para dar sulfuro de mercurio(II).
- $$\text{S} (\text{s}) + \text{Hg} (\text{l}) \rightarrow \text{HgS} (\text{s})$$
- Calcula la cantidad de sulfuro de mercurio obtenido.
  - Halla la masa de azufre necesaria para reaccionar completamente con 5 g de mercurio.
  - Calcula la masa de mercurio necesaria para reaccionar completamente con 10 g de azufre.
  - Halla el porcentaje de azufre y mercurio en el sulfuro de mercurio.  
**S: d)** 13,8 % de S y 86,2 % de Hg

- 10 : Al calentar 54,15 g de óxido de mercurio (HgO) en un recipiente abierto, obtenemos 50,15 g de mercurio líquido. Responde de manera justificada qué puede haber sucedido.
- No se cumple la ley de conservación de la masa
  - Hemos cometido un error al medir la masa antes y después de la reacción.
  - Se han desprendido 4 g de una sustancia gaseosa.

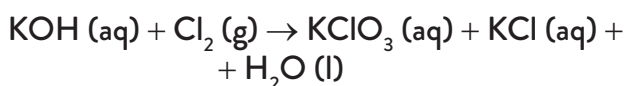
- 11 : Si se calienta una chapa de estaño se forma óxido de estaño y la masa de la chapa aumenta. ¿Se cumple la ley de conservación de la masa? Razona tu respuesta.

- 12 : El magnesio (Mg) reacciona con el oxígeno (O<sub>2</sub>) para dar óxido de magnesio (MgO).

- Escribe y ajusta esta ecuación química.
- Calcula la cantidad de óxido de magnesio que se obtiene si reaccionan 48,6 g de magnesio con la cantidad suficiente de oxígeno.
- ¿Qué cantidad de magnesio se precisa para obtener 2 mol de óxido de magnesio?

- 13 : En la combustión de 10 kg de madera se han consumido 2 kg de oxígeno y hemos obtenido un residuo de 200 g de ceniza. ¿Qué masa tienen los gases que se han desprendido en forma de humo?

- 14 : El clorato de potasio (KClO<sub>3</sub>), se obtiene por la acción del cloro sobre una disolución de hidróxido de potasio (KOH) en caliente, según la reacción:



- Ajusta la ecuación química.
- Calcula la cantidad de KClO<sub>3</sub> en mol, que se obtiene al hacer reaccionar 6 mol de KOH con la cantidad suficiente de Cl<sub>2</sub>.
- Calcula la cantidad de cloro, en mol, que reacciona completamente con 6 mol de KOH.

S: b) 1 mol c) 3 mol

- 15 : La reacción de azufre y cobre da como resultado sulfuro de cobre(II). ¿Qué masa de sulfuro de cobre(II) se obtiene al hacer reaccionar 16 g de azufre con la cantidad adecuada de cobre?

- 16 : Al calentar el carbonato de cobre (CuCO<sub>3</sub>) se descompone en óxido de cobre (CuO) y en dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>). Calcula la masa de carbonato de cobre que hay que descomponer para obtener 44 g de dióxido de carbono.

- 17 : El hierro se oxida en presencia de oxígeno para dar óxido de hierro(III) (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>).

- Escribe y ajusta esta ecuación química.
- Calcula la cantidad de óxido de hierro(III) que se forma cuando 160 g de oxígeno reaccionan con la cantidad suficiente hierro.
- Calcula la cantidad de hierro, en mol, que reacciona con 160 g de oxígeno.

- 18 : El cloro reacciona con el sodio para dar cloruro de sodio. ¿Qué masa de cloruro de sodio obtenemos si 1 g de sodio se combina exactamente con 1,54 g de cloro?

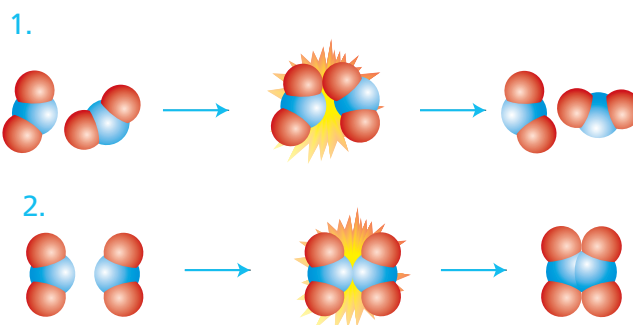
### La teoría de las colisiones

- 19 : Explica qué se entiende por un choque eficaz entre átomos o moléculas.

- 20 : Indica si estos enunciados son verdaderos, y escribe en tu cuaderno de forma correcta los que sean falsos.

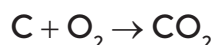
- La teoría de las colisiones explica el mecanismo de las reacciones químicas.
- Para que los choques sean efectivos basta con que las partículas de los reactivos choquen con suficiente energía.
- Para que los choques sean efectivos, las partículas deben chocar con la orientación adecuada.
- El complejo activado es una distribución de energía intermedia.
- La energía de activación es la máxima energía necesaria para que reaccionen dos partículas de los reactivos con la orientación conveniente.

- 21 : Observa las siguientes situaciones:



- Indica en cuál de estas se ha producido una reacción química como resultado de una colisión eficaz.
- Explica el motivo por el que en el otro caso la colisión no ha sido eficaz.
- ¿Se han roto enlaces en la colisión eficaz? ¿Se han formado nuevos enlaces?

- 22 : Indica qué enlaces se han roto y cuáles se han formado en la reacción entre el carbono y el oxígeno para dar dióxido de carbono.



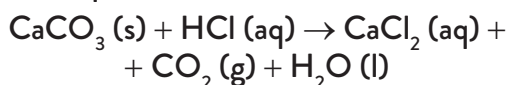
### Velocidad de reacción

- 23 : Clasifica las reacciones siguientes en lentas y rápidas.

- La combustión del gas en una cocina.
- La maduración de la fruta.
- La putrefacción de un trozo de carne.
- La combustión de una bengala.
- La oxidación de una chapa de hierro.

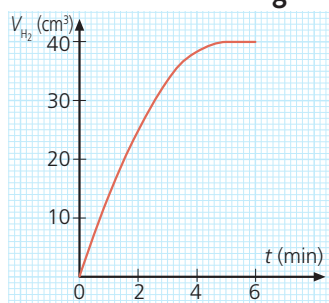
- 24 : Al añadir un trozo de carbonato de calcio (mármol) a un vaso con ácido clorhídrico, el carbonato va desapareciendo al mismo tiempo que se desprenden burbujas de dióxido de carbono. Cuando el  $\text{CaCO}_3$  se ha consumido por completo, cesa el desprendimiento de burbujas y la reacción finaliza.

La ecuación química es:



- Identifica los reactivos y los productos.
- Ajusta esta ecuación química.
- ¿De qué cinco formas diferentes se puede medir la velocidad de esta reacción?

- 25 : En esta gráfica se representa el volumen de hidrógeno obtenido en función del tiempo en la reacción del magnesio con el ácido clorhídrico.



- ¿Qué volumen de hidrógeno se obtiene a los 1,5 min iniciada la reacción?
- ¿Y a los 2,5 min? ¿Cuánto a los 3,5 min?
- Calcula la velocidad de reacción en los tiempos de los apartados a) y b).
- ¿Qué tiempo debe transcurrir para obtener  $20 \text{ cm}^3$  de hidrógeno? ¿Y para obtener  $30 \text{ cm}^3$ ?
- ¿Por qué la gráfica deja de aumentar durante el último minuto de la reacción?

- 26 : Busca una explicación para esta noticia:

«En el campo, al aire libre, un animal muerto se descompone rápidamente, pero en julio de 2013 se encontró en la región de Siberia un mamut congelado de 39 000 años de antigüedad».

- 27 : Compras 250 g de carne en un solo trozo y la misma cantidad de carne picada. Al llegar a casa, dejas ambos paquetes fuera del frigorífico. Al día siguiente, observas que la carne picada está en peor estado que el trozo de carne entero. La reacción química de putrefacción ha sido más rápida en la carne picada. Justifica este hecho.

- 28 : El agua oxigenada se descompone rápidamente en agua y oxígeno cuando se le agrega una pequeña cantidad de dióxido de manganeso. No obstante, este se recupera inalterado al finalizar la misma. ¿Cuál es la función del dióxido de manganeso en esta reacción?

- 29 : Queremos medir la velocidad de la reacción entre el carbonato de calcio en fragmentos ( $\text{CaCO}_3$ ) y el ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ). Para ello, medimos el volumen de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) que se desprende durante la reacción cada minuto. Los resultados son los siguientes:

Tiempo (min)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Volumen $\text{CO}_2$ ( $\text{cm}^3$ )	0	11	22	33	43,5	53,5	63	71	77,5	79,5

- Dibuja la gráfica del volumen de  $\text{CO}_2$  obtenido en función del tiempo.
  - Calcula la velocidad de reacción cuando han transcurrido 10 min desde el inicio de la reacción.
  - Calcula la velocidad de esta reacción en el primer minuto, el tercero y el séptimo.
  - ¿Qué volumen de  $\text{CO}_2$  se ha obtenido a los 5,5 min?
- 30 : Queremos comprobar cómo afecta el grado de división del carbonato de calcio a la velocidad del ejercicio anterior. Indica cuáles de las siguientes acciones harán que aumente la velocidad de la reacción y cuáles harán que disminuya:
- Utilizar el carbonato de calcio en un solo trozo.
  - Utilizar la misma masa de carbonato de calcio, pero pulverizado.
  - Utilizar ácido clorhídrico concentrado.
  - Utilizar ácido clorhídrico diluido.
  - Disminuir la temperatura.
  - Aumentar la temperatura.
- 31 : ¿Por qué un tronco de madera arde con más dificultad que la misma madera en astillas?

- 32 : ¿Por qué generalmente en el envase de los alimentos precocinados se recomienda que se conserven entre 0 °C y 5 °C?

### La industria química y el medioambiente

- 33 : Nombra cinco sustancias o materiales sintéticos frecuentes en la vida diaria y cinco sustancias o materiales naturales que sean habituales en nuestro entorno. ¿Qué aplicaciones tienen? ¿Para qué se utilizan? ¿Qué productos se pueden fabricar con estas sustancias?
- 34 : Corrige en tu cuaderno las frases erróneas:
- El dióxido de carbono perjudica la capa de ozono.
  - La lluvia ácida se debe al uso de CFC en los aerosoles.
- 35 : Identifica los agentes causantes del incremento del efecto invernadero, la disminución de la capa de ozono y la formación de la lluvia ácida.
- 36 : Describe el impacto medioambiental de la emisión de CO<sub>2</sub>, de los óxidos de azufre, de los óxidos de nitrógeno y de los gases clorofluorocarbonados (CFC).

- 37 : La fotografía muestra parte de la cara de una estatua excavada en la pared de la ladera de una montaña en Camboya. La lluvia ácida ha erosionado la escultura de caliza haciendo que no se distingan las facciones.



- ¿Qué sustancias son las responsables de la lluvia ácida? ¿Cuál es la procedencia de estas sustancias?
- Si se consume 1 g de caliza (CaCO<sub>3</sub>) según esta reacción:
 
$$\text{CaCO}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{ac}) \rightarrow \text{CaSO}_4 (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{CO}_2 (\text{g})$$
 ¿Cuántos moles de CO<sub>2</sub> se liberan?

## PONTE A PRUEBA

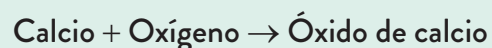
- Indica en cuáles de los siguientes procesos se produce un cambio químico y justifica tu respuesta.
  - Se rompe una botella de vidrio.
  - Se quema un trozo de carbón.
  - Se quema petróleo.
  - Arde gas natural.
  - Se funde la cera de una vela.
- Pesamos una vela antes y después de encenderla y observamos que su masa ha disminuido. ¿Por qué? ¿Acaso no se cumple la ley de conservación de la masa?
- El hidrógeno reacciona con el oxígeno para dar agua. ¿Qué masa de agua se obtiene si 2 g de hidrógeno reaccionan exactamente con 16 g de oxígeno?
- El cloruro de sodio se descompone según la siguiente reacción (sin ajustar):



¿Qué masa de sodio se puede obtener a partir de la descomposición por electrolisis de 100 g de cloruro de sodio? ¿Qué cantidad en mol se ha obtenido?

Masas atómicas: Na = 23,00; Cl = 35,45

- El calcio reacciona con el oxígeno del aire para dar óxido de calcio (CaO):



Copia esta tabla en tu cuaderno y calcula los valores de las incógnitas x, y, z.

Experimento	Masa de calcio (g)	Masa de oxígeno (g)	Masa de óxido de calcio (g)
1	8	3,2	z
2	4	y	5,6
3	x	0,8	2,8

- Comprueba que estos datos cumplen la ley de las proporciones definidas.
  - Calcula el porcentaje de calcio y de oxígeno en el óxido de calcio.
- Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:
    - $\text{Sr} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SrO}$
    - $\text{C} + \text{FeO} \rightarrow \text{CO} + \text{Fe}$
    - $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}$
    - $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$