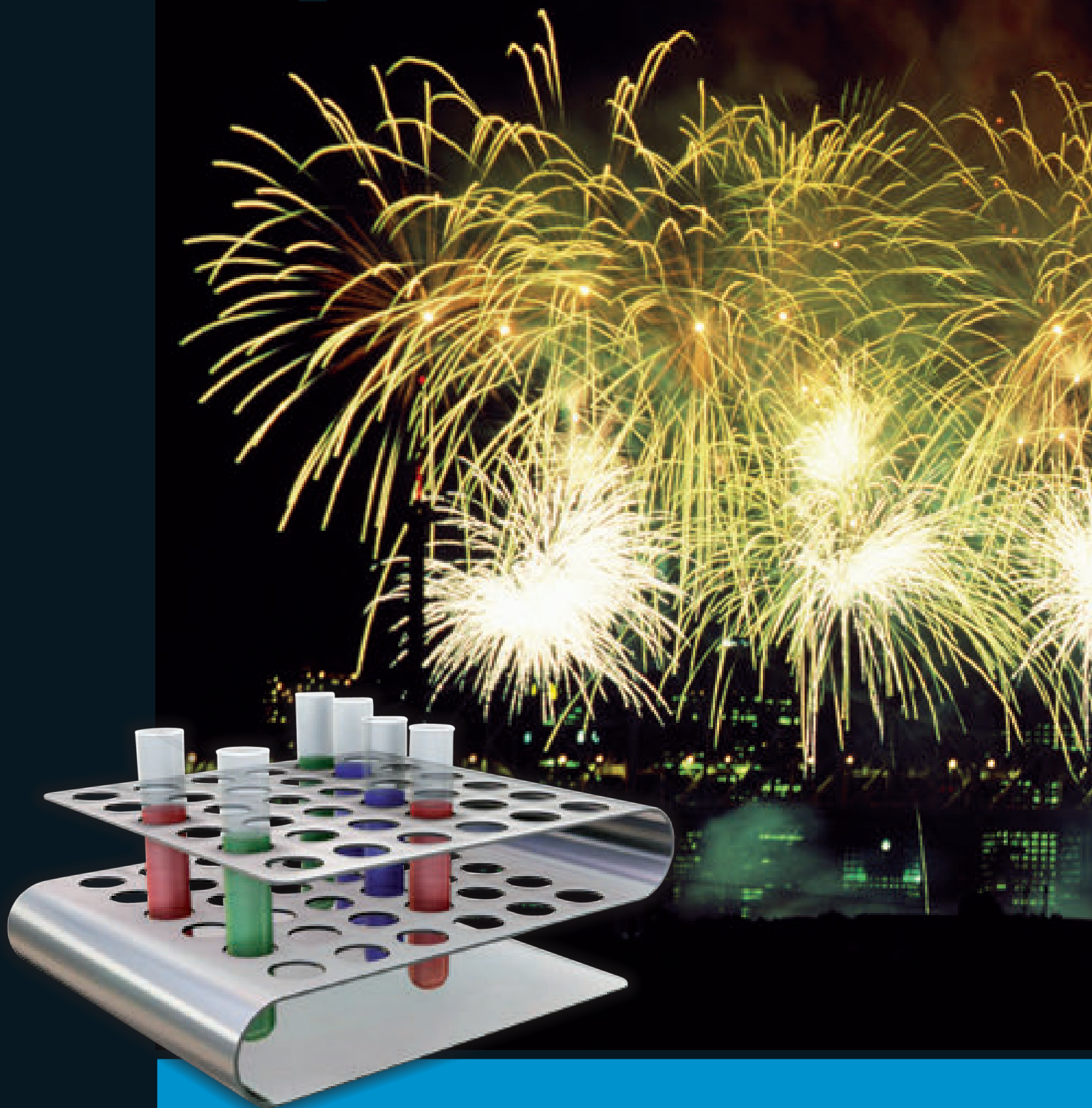


04

Las reacciones químicas





¿Qué relación encuentro entre esta unidad y mi entorno más cercano?



Haz memoria y recuerda todas las acciones que haces desde que te levantas hasta que te acuestas y comenta a tus compañeros en qué situaciones estás recurriendo a la ciencia como facilitadora de tu vida.

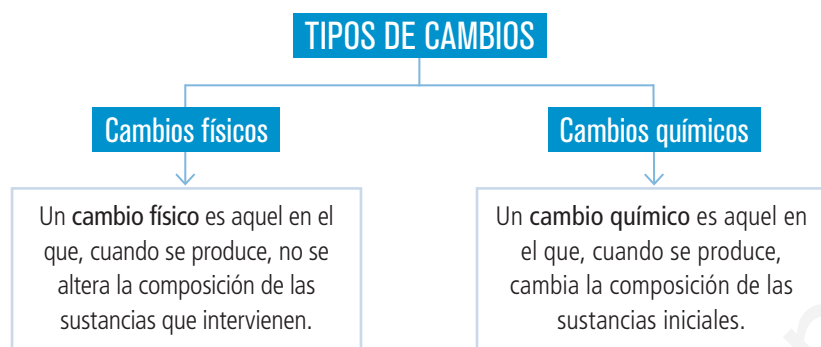




01 Cambios físicos y químicos

Si observas a tu alrededor te darás cuenta de los efectos que algunos procesos o fenómenos ejercen sobre la naturaleza de las sustancias.

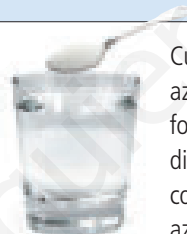
Verás que en algunos de estos procesos las sustancias no cambian su composición; son los llamados **cambios físicos**. En otros casos, la naturaleza de las sustancias sí cambia, transformándose en otras distintas; son los denominados **cambios químicos**.



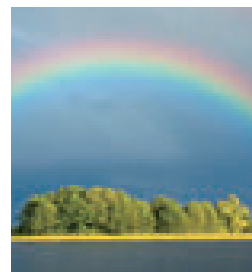
Cambios físicos



Al elevarse la temperatura, el hielo se funde y se transforma en agua líquida, pero el agua no cambia su naturaleza aunque se encuentre en distinto estado.



Cuando se disuelve azúcar en agua se forma una disolución que contiene agua y azúcar. Si se calienta la disolución, el agua se evapora y queda el azúcar.



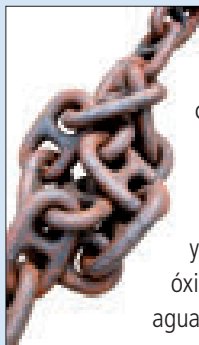
Cuando la luz del Sol atraviesa las gotitas de agua y se separa en los siete colores del arco iris, la naturaleza de la luz no varía.

Un cambio físico afecta a las sustancias iniciales pero no las transforma en otras diferentes.

Cambios químicos



El proceso de fabricación del pan es un cambio químico, ya que las sustancias iniciales (harina, aceite, levadura, agua y sal) se transforman en otra diferente.



Si un objeto de hierro se deja cierto tiempo en presencia de oxígeno o agua, el hierro se oxida y se forma un óxido de hierro (III) y agua.



Cuando un trozo de papel se pone en contacto con una llama, arde, sale humo y el papel se transforma en cenizas, que tienen una composición distinta a la del papel.

En un cambio químico las sustancias iniciales se transforman en otras diferentes.

02 Reacciones químicas

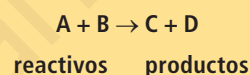
La mezcla de dos gases: oxígeno e hidrógeno es estable, salvo que se aplique calor; en ese caso se inflama y aparecen unas gotitas de agua en el recipiente.

Se ha producido una transformación química o reacción química, ya que la sustancia final es completamente distinta a las sustancias iniciales.

* Una **reacción química** es un cambio químico en el que una o más sustancias se transforman en otra u otras diferentes.

Las sustancias iniciales se llaman **reactivos**, porque son las que reaccionan, y las sustancias finales se llaman **productos**, por ser las que se obtienen.

Una **reacción química** lleva asociada una reorganización de los átomos de los reactivos para formar los productos.



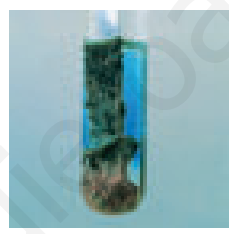
Hechos que indican que se produce una reacción química



Cuando aparecen burbujas.



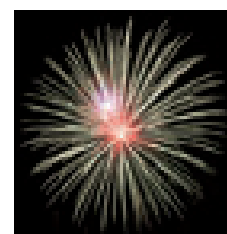
Cuando se forma un precipitado (fase sólida que se forma en el seno de una disolución).



Cuando se produce un cambio de color.



Cuando se desprende luz y calor.

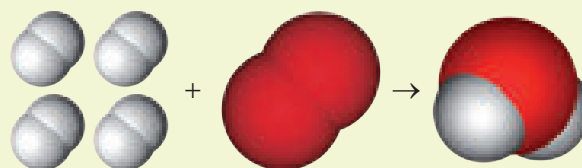


Cuando se produce una explosión con desprendimiento de calor, luz y sonido.

ACTIVIDADES

- 1 Cita dos cambios físicos y dos cambios químicos que habitualmente se produzcan en tu casa.
- 2 Indica razonadamente cuáles de estos cambios son físicos y cuáles son químicos:
 - a. La formación de tu imagen en un espejo.
 - b. La preparación de una mayonesa.
 - c. La realización de un estofado.
 - d. La disolución de azúcar en leche.
 - e. La putrefacción de una manzana.
 - f. La utilización de una pila.

- 3 Haz una tabla en la que figuren las siguientes propiedades: estado físico a temperatura ambiente, punto de fusión, punto de ebullición, densidad y color para el oxígeno, el hidrógeno y el agua.
- 4 El siguiente esquema simboliza la reacción de formación de agua. Cópialo en tu cuaderno y complétalo.





03 Leyes de las reacciones químicas

En el siglo xvii, el físico y químico irlandés Robert Boyle (1627-1691) calentó un metal durante horas hasta convertirlo en una sustancia blanca. Pesó el metal antes y después de calentarlo y observó que su masa había aumentado.

03.1 Ley de conservación de la masa

Antoine Laurent de Lavoisier calcinó estaño en un recipiente cerrado y observó la reacción de formación de un sólido blanco de óxido de estaño. Lavoisier comprobó que la masa total permanecía invariable. Esta experiencia y otras similares sirvieron a Lavoisier para enunciar su ley:

* La ley de la conservación de la masa establece que en toda reacción química la masa de las sustancias que reaccionan es igual a la masa de las sustancias que se forman.

03.2 Ley de las proporciones definidas

Después de que Lavoisier enunciara su ley, el químico francés Joseph Louis Proust dedujo la ley que relaciona las masas de los elementos que forman un compuesto.

Las sustancias reaccionan en cantidades fijas

En una cápsula de porcelana se ponen 20 g de plomo y 5 g de azufre. Se mezclan y se calientan hasta que se obtiene un sólido negro y cristalino de sulfuro de plomo(II).

Se observa que todo el plomo ha reaccionado, sobra azufre, y se han formado 23,12 g de sulfuro de plomo(II). Por tanto, han reaccionado 3,12 g de azufre.

Al repetir la experiencia con una cantidad doble de plomo (40 g), se observa que reacciona con el doble de azufre, es decir, con 6,24 g de azufre. Es decir:

$$\frac{\text{masa Pb}}{\text{masa S}} = \frac{20 \text{ g}}{3,12 \text{ g}} = \frac{40 \text{ g}}{6,24 \text{ g}} = 6,4$$

Si la experiencia se realiza con otras sustancias los resultados son análogos. A partir de estos resultados Proust enunció la siguiente ley:

* La ley de las proporciones definidas dice que cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, la relación entre sus masas es constante:

$$\frac{\text{masa elemento (1)}}{\text{masa elemento (2)}} = \text{constante}$$

Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794)

Químico francés considerado el padre de la química moderna. Realizó numerosos estudios: la ley de conservación de la masa, descubrimiento del oxígeno, composición del aire, etc. Fue el primero en considerar que la respiración es una oxidación que produce energía para el organismo.



Joseph Louis Proust (1754-1826)

Químico francés, fue uno de los fundadores del análisis químico. Se trasladó a España, donde fue nombrado profesor de química del Real Colegio de Artillería de Segovia; en cuyo laboratorio, realizó numerosas experiencias sobre composición de sustancias que le llevaron a enunciar la ley de las proporciones definidas.



03.3 Ley de los volúmenes de combinación

En 1873, Henry Cavendish hizo saltar una chispa en una mezcla gaseosa de hidrógeno y oxígeno, y obtuvo vapor de agua. Al medir los volúmenes de las tres sustancias comprobó que un volumen de oxígeno necesitaba un volumen doble de hidrógeno para obtener el mismo volumen de agua que de hidrógeno:



Louis Joseph Gay-Lussac (1778-1850) realizó experimentos con otros gases y midió los volúmenes en iguales condiciones de presión y temperatura:



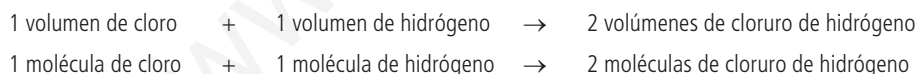
Con estos resultados, Gay-Lussac enunció una nueva ley:

* La ley de los volúmenes de combinación dice que cuando los gases se combinan para obtener compuestos también gaseosos, sus respectivos volúmenes guardan una proporción de números enteros sencillos, siempre que se midan en iguales condiciones de presión y temperatura.

03.4 Ley de Avogadro

En 1811, Amedeo Avogadro (1776-1856) explicó esta ley partiendo de dos ideas:

- En volúmenes iguales de distintos gases, a la misma presión y temperatura, existe el mismo número de partículas.
- Las últimas partículas de los elementos gaseosos no son átomos sino agregados de átomos iguales a los que llamó **moléculas**.



Henry Cavendish
(1731-1810)

Entre las investigaciones de este físico y químico inglés, destaca la demostración de que los gases pesan, que el aire es una mezcla de gases y que el agua no es un elemento. También estudió la densidad terrestre y la gravitación, además del calor y la electricidad.



ACTIVIDADES

- 5 Se mezclan 6 g de oxígeno con 3 g de hidrógeno para formar agua.
- ¿Reacciona todo el oxígeno con todo el hidrógeno? ¿Cuál es el reactivo sobrante?
 - ¿Qué cantidad de agua se obtiene?
 - ¿Cuánto hidrógeno reaccionará con 4 g de oxígeno?

- 6 ¿Por qué cuando Boyle realizó la reacción en un recipiente abierto obtuvo un aumento de masa y, sin embargo, Lavoisier al hacerla en un recipiente cerrado comprobó que la masa no cambiaba?
- 7 Cuando reaccionan 69 g de plomo con oxígeno se obtienen 74,3 g de óxido de plomo. ¿Qué cantidad de oxígeno se ha combinado con el plomo?



04 Ecuaciones químicas

Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas. Una ecuación química consta de dos miembros separados por una flecha, que indica el sentido en que se produce la reacción y que se lee «para dar».

En el primer miembro se escriben las fórmulas químicas de las sustancias que reaccionan o reactivos y, en el segundo, las fórmulas de las sustancias que se obtienen o productos:

* Una **ecuación química** es la representación abreviada de una reacción química mediante las fórmulas de las sustancias que intervienen en el correspondiente cambio.

Reactivos → Productos

Las ecuaciones químicas deben estar igualadas o ajustadas, es decir, la masa debe conservarse según la ley de Lavoisier. Por tanto, el número de átomos de cada especie en los reactivos debe ser igual al de los productos (los mismos en ambos miembros de la reacción), ya que los átomos en la reacción no se crean ni se destruyen, sino que solo se organizan de otra forma.

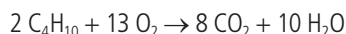
04.1 Ajuste de ecuaciones químicas

Consiste en conseguir que, en una ecuación química, el número de átomos de cada especie en los reactivos coincida con el de los productos; es decir, que el número de átomos de cada especie en los dos miembros de la ecuación química sean iguales.

El procedimiento para el ajuste por **tanteo** es el siguiente:

1 Se escriben las fórmulas de todas las especies químicas que intervienen. Los reactivos y los productos se separan con la flecha de reacción.

En este caso se multiplica por 2:

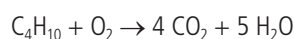


Se comprueba que no se ha modificado ninguna fórmula y que el número de átomos de cada clase coincide en los dos miembros de la ecuación. Por tanto, la ecuación está ajustada.

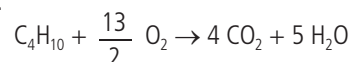
2 Se elige un elemento, generalmente el que interviene en el menor número de especies y se analiza el número de átomos que tiene este elemento en los dos miembros de la ecuación. Para conseguir que sean iguales se pone delante de cada compuesto el número que proceda.

En este caso, el carbono y/o el hidrógeno.

En el primer miembro hay una molécula de C_4H_{10} (4 átomos de carbono y 10 de hidrógeno), por lo que se obtendrán 4 moléculas de CO_2 y 5 de H_2O :

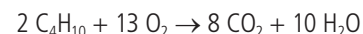


Ahora en el segundo miembro hay 13 átomos de oxígeno, por lo que se necesitan $13/2$ moléculas de O_2 :



3 Si los coeficientes son fraccionarios, se multiplica la ecuación por el número adecuado para que se transformen en números enteros.

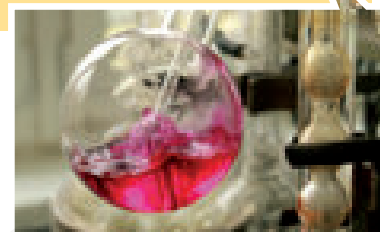
En este caso se multiplica por 2:



Se comprueba que no se ha modificado ninguna fórmula y que el número de átomos de cada clase coincide en los dos miembros de la ecuación. Por tanto, la ecuación está ajustada.

Ten en cuenta

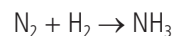
Reacción química es el cambio que tiene lugar en el recipiente de reacción, y ecuación es la forma de representarlo.



**EJEMPLO**

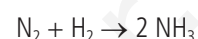
Ajusta la ecuación química correspondiente a la reacción del nitrógeno con el hidrógeno para dar amoníaco.

1 El nitrógeno y el hidrógeno, por ser dos elementos gaseosos, tienen por fórmula química N_2 y H_2 , respectivamente. La fórmula del amoníaco es NH_3 .



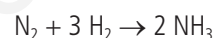
2 Para comenzar se elige un elemento, preferiblemente el que intervenga en una única especie, en este caso, el nitrógeno.

En el primer miembro hay 1 molécula de N_2 , (2 átomos de N), por lo que se obtendrán 2 moléculas de NH_3 .



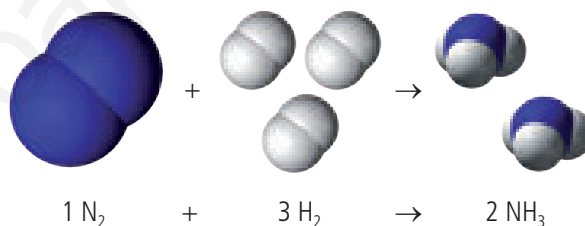
Al poner el coeficiente 2 delante de la molécula de amoníaco, hace que en el segundo miembro haya 6 átomos de hidrógeno ($2 \cdot 3 = 6$); esto obliga a que en el primer miembro tenga que haber 3 moléculas de hidrógeno ($3 \cdot 2 = 6$).

Todos los coeficientes son números enteros; por tanto, no es necesario multiplicar por ningún número.



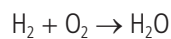
3 Las fórmulas de los elementos y los compuestos no se han alterado y se comprueba que el número de átomos de cada clase coincide en ambos miembros de la ecuación.

En ambos miembros de la ecuación hay dos átomos de nitrógeno y seis de hidrógeno. La ecuación está ajustada.

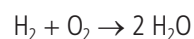
**EJEMPLO**

Ajusta la ecuación química correspondiente a la reacción del oxígeno con el hidrógeno para dar agua.

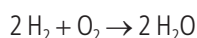
1 El hidrógeno y el oxígeno, por ser dos elementos gaseosos, tienen por fórmula química H_2 y O_2 , respectivamente. La fórmula del agua es H_2O .



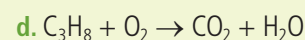
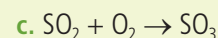
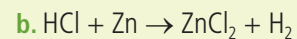
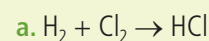
2 En el primer miembro hay 2 átomos de oxígeno, por lo que se forman dos moléculas de agua:



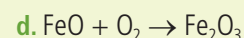
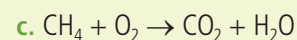
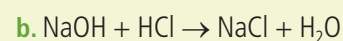
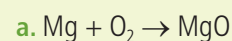
3 En el segundo miembro hay 4 átomos de hidrógeno, por lo que se necesitan dos moléculas de este elemento:

**ACTIVIDADES**

8 Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:



9 Ajusta estas ecuaciones químicas:





05 Cálculos con ecuaciones químicas

Cuando se realiza una reacción, tanto en el laboratorio como en la industria, con objeto de preparar un compuesto químico, se deben resolver algunas cuestiones previas como: ¿de qué cantidades de reactivo se debe partir para obtener una determinada cantidad de producto?, ¿qué cantidad de sustancia se puede obtener a partir de unas cantidades dadas de reactivos?

Para ello se realizan los cálculos estequiométricos, es decir, las operaciones necesarias para conocer con precisión la cantidad que se va a obtener de un determinado producto, sabiendo las cantidades de los reactivos.

05.1 Cálculos masa-masa

La ecuación química de una reacción puede utilizarse para calcular las cantidades de las sustancias que intervienen, ya que indica la proporción entre reactivos y productos.

EJEMPLO

¿Se puede formar un triángulo con tres segmentos cuyas dimensiones son 3 cm, 5 cm y 10 cm, respectivamente?

- ¿Qué masa de óxido de calcio se obtendrá al calcinar 61,3 g de carbonato de calcio?
- ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se obtendrán?

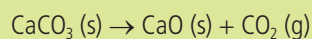
- Se identifican los reactivos y productos y se escribe la ecuación ajustada, indicando los estados de agregación de las sustancias:

Reactivos: CaCO_3

Productos: CaO y CO_2

Ecuación ajustada: $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$

- Se indican las masas molares debajo de cada sustancia:



Masas molares: 100 56 44

- Se escriben las proporciones entre las cantidades conocidas (CaCO_3) y las desconocidas (CaO) expresadas en gramos:

$$\frac{100 \text{ g CaCO}_3}{56 \text{ g CaO}} = \frac{61,3 \text{ g CaCO}_3}{x} \Rightarrow x = 34,33 \text{ g CaO}$$

- En este caso, la sustancia conocida es la misma que en el apartado anterior y la desconocida es el dióxido de carbono (CO_2):

$$\frac{100 \text{ g CaCO}_3}{44 \text{ g CO}_2} = \frac{61,3 \text{ g CaCO}_3}{x} \Rightarrow x = 26,97 \text{ g CO}_2$$

Ten en cuenta

Masa molar

La masa molar de una molécula coincide con el valor de la masa molecular de dicha sustancia, expresada en gramos.



En la calcinación del mármol (carbonato de calcio, CaCO_3) se obtienen vapores de dióxido de carbono (CO_2).

05.2 Cálculos volumen-volumen

Las leyes de Gay-Lussac y de Avogadro permiten establecer proporciones entre volúmenes.

EJEMPLO

El nitrógeno y el oxígeno reaccionan para formar monóxido de nitrógeno. ¿Qué volumen de cada reactivo es necesario para obtener 5 L de monóxido de nitrógeno?

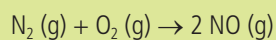
1. Se identifican los reactivos y los productos y se escribe la ecuación ajustada, indicando los estados de agregación de las sustancias:

Reactivos: N_2 y O_2

Productos: NO

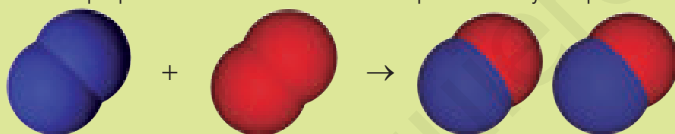
Ecuación: $N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 NO(g)$

2. Utilizando los coeficientes estequiométricos se establece la proporción en volúmenes:



Proporción en volúmenes: 1 volumen + 1 volumen \rightarrow 2 volúmenes

3. Se escriben las proporciones entre las cantidades que nos dan y las que nos solicitan:



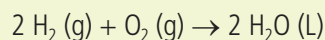
1 volumen de nitrógeno + 1 volumen de oxígeno \rightarrow 2 volúmenes de monóxido de nitrógeno

$$\frac{1 \text{ volumen de } N_2}{2 \text{ volumen de NO}} = \frac{x}{5 \text{ L de NO}} \Rightarrow x = 2,5 \text{ L de } N_2$$

La cantidad de O_2 es también 2,5 L, ya que la proporción en que reacciona es la misma que la del N_2 .

ACTIVIDADES

- 10 Para la reacción de formación de agua, cuya ecuación es:



Cada	reaccionan con	para formar
2 moléculas de hidrógeno	A	2 moléculas de agua
4 g de hidrógeno	32 g de oxígeno	B
2 volúmenes de hidrógeno	C	D

Halla A, B, C y D.

- 11 Para la reacción anterior, calcula:

- a. La cantidad de oxígeno que reaccionará con 8 g de hidrógeno.
- b. La masa de agua que se obtendrá.
- c. El volumen de hidrógeno que reaccionará con 10 L de oxígeno.
- d. El volumen de agua que se obtendrá con 10 L de oxígeno.



06 Algunas reacciones químicas de interés

Tanto en la industria como en los laboratorios se producen un gran número de reacciones químicas. Por su importancia, destacan las reacciones con el oxígeno.

06.1 Reacciones con el oxígeno

El oxígeno es el elemento químico más abundante de la corteza terrestre. La mayoría de dichos elementos reaccionan con el oxígeno dando lugar a una **reacción de oxidación**. Un caso particular de la reacción de oxidación es la denominada **reacción de combustión**.

Reacciones de oxidación

En las reacciones de oxidación el oxígeno se une al elemento de forma lenta y sin gran desprendimiento de energía, y se forma un compuesto llamado **óxido**:

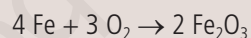


Formación de un óxido



Lavoisier calculó la masa de un alambre de hierro, lo calentó al rojo y lo pesó de nuevo.

Observó que su masa había aumentado. Este aumento era consecuencia de la unión entre el metal y el oxígeno según la reacción:



A este proceso lo llamó **oxidación**.

La reacción contraria, en la que el óxido se descompone, produce el metal y libera oxígeno, también existe y se llama **reacción de reducción**:



La formación de óxidos no siempre es ventajosa, ya que a veces la oxidación de algunos no metales, como el carbono y el azufre, pueden crear problemas medioambientales. El CO₂ desprendido contribuye a aumentar el **efecto invernadero**, y el SO₃ formado por la oxidación del azufre favorece la denominada **lluvia ácida**.

Asimismo, la oxidación de metales, como el hierro, produce grandes perjuicios económicos. El hierro es uno de los metales que más se utiliza en la industria y en la construcción, pero en presencia de oxígeno y humedad se oxida rápidamente y se corroe. Para evitarlo, se recubre de una capa de pintura y de una capa de otro metal que no se oxide, por ejemplo de cromo, lo que se denomina cromado.

REACCIONES CON EL OXÍGENO

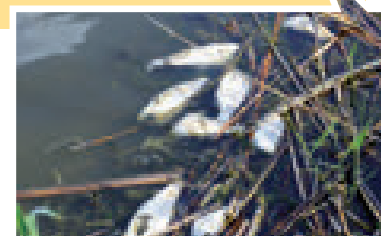
Reacción de oxidación

El oxígeno se une a un elemento para dar un óxido.

Reacción de combustión

Una sustancia arde con el oxígeno y produce sustancias diferentes, calor y, a veces, luz.

La lluvia ácida tiene consecuencias nocivas para el entorno, sobre todo en los lagos, ríos, arroyos, pantanos y otros medios acuáticos.



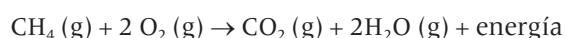
Reacciones de combustión

Las reacciones de combustión son reacciones de oxidación en las que una sustancia arde uniéndose al oxígeno y produce otras sustancias diferentes.

* La **combustión** es una reacción de oxidación rápida en la que se desprende calor y frecuentemente luz.

La sustancia que arde se denomina **combustible** y la sustancia que mantiene la combustión se llama **comburente**.

Uno de los usos más frecuentes de las reacciones de combustión es la producción de energía. En la actualidad, los combustibles más utilizados son los hidrocarburos (compuestos derivados del petróleo formados por carbono e hidrógeno) que en presencia de oxígeno producen dióxido de carbono, agua y energía. Así, por ejemplo, la reacción de combustión del metano (CH₄) es:



El CO₂ desprendido crea problemas medioambientales y contribuye a aumentar el **efecto invernadero**. Por este motivo, las investigaciones se encaminan a la fabricación de vehículos no contaminantes como los coches eléctricos.



Contaminación atmosférica del CO₂.

Reacciones de combustión en el reino animal. Metabolismo

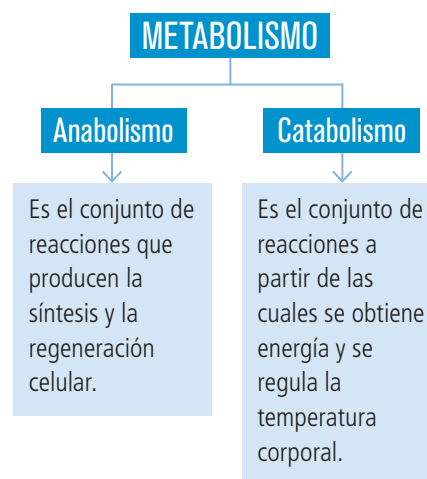
El metabolismo es el conjunto de cambios físicos y químicos que se originan en los seres vivos y que sirven, por un lado, para mantener sus funciones vitales (anabolismo) y, por otro, para generar la energía que necesitan (cotabolismo).

Así, los alimentos ingeridos, ricos en hidratos de carbono, se descomponen, entre otros compuestos, en glucosa (C₆H₁₂O₆) que pasa desde el intestino a la sangre y de esta a las células donde se producen las reacciones de combustión:



ACTIVIDADES

- 12 Dónde se oxida antes el hierro en una ciudad de interior o en la costa. ¿Sabes por qué?
- 13 En las películas, habrás visto que para apagar el fuego arrojan una manta por encima. ¿Es eficaz este método? ¿Por qué crees que se hace?
- 14 En la elaboración de algunos postres se quema un poquito de licor. Si gran parte del licor es etanol (C₂H₆O), escribe las sustancias que intervienen en la reacción de combustión que se produce y ajusta la ecuación química correspondiente.





07 Velocidad de una reacción química

La rapidez con la que se produce una reacción química nos la da la velocidad de reacción.

* La **velocidad de reacción** es la cantidad de sustancia que se forma o que desaparece en cada unidad de tiempo.

07.1 Factores que afectan a la velocidad de reacción

La naturaleza de los reactivos

Dos reacciones pueden ser similares, y, sin embargo, las velocidades ser completamente distintas según los reactivos que se utilicen.

La rapidez y los reactivos

Se dispone de tres metales distintos.

- 1 Se pone un trozo muy pequeño de sodio (Na) en una cápsula de porcelana y se añade una gota de agua. La reacción de oxidación es muy explosiva y se desprenden burbujas y energía. El sodio debe manipularse con mucha precaución y con los elementos necesarios para protegerse.
- 2 En un vaso de precipitado se coloca un clavo o un trozo de hierro con agua. El óxido de hierro(III) (Fe_2O_3) tarda unos días en aparecer. En la imagen se puede ver el óxido formado después de dos semanas.
- 3 Se coloca un trocito de plomo (Pb) en agua. Al cabo de varios días no se observa ninguna reacción.



La concentración de los reactivos

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

La rapidez y la concentración

- 1 En dos tubos de ensayo se introducen unas limaduras de cinc metálico (Zn) y se añade ácido clorhídrico (HCl) concentrado en uno de ellos y diluido en el otro.
- 2 Se produce la reacción:

$$\text{Zn (s)} + 2 \text{HCl (ac)} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \text{ (ac)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$$
- 3 Se observa que en el primero se desprende mayor cantidad de burbujas de hidrógeno.



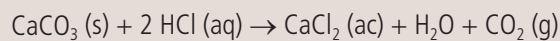
La superficie de contacto entre los reactivos

La velocidad es mayor cuanto mayor es la superficie de contacto entre los reactivos; esto se consigue con una mayor pulverización o utilizándolos en disolución.

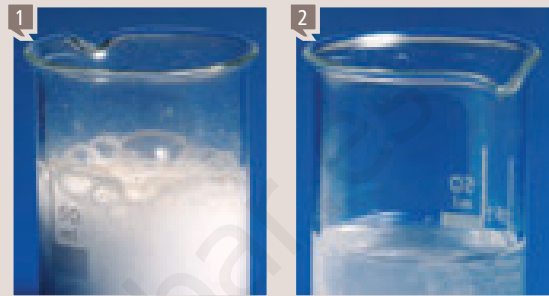
La rapidez y el grado de pulverización

- 1 En un vaso de precipitado se prepara una disolución de ácido clorhídrico (HCl) y se añade un poco de tiza (CaCO_3) pulverizada.
- 2 Se repite el procedimiento pero con un trozo de tiza sin triturar.

La reacción de la tiza (CaCO_3) y el ácido clorhídrico (HCl) es:



Se observa que la reacción es más rápida en el primer caso porque la superficie de contacto es mayor (se desprende más CO_2).

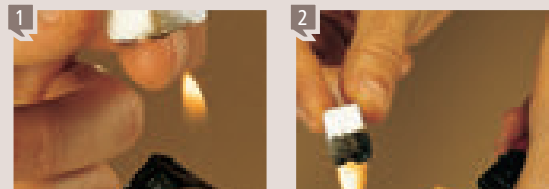


La presencia de catalizadores

Los catalizadores son sustancias que cambian la velocidad de una reacción aumentándola o disminuyéndola; los primeros son catalizadores **positivos** y los segundos, **negativos**. Solo se necesita una cantidad muy pequeña de catalizador, y en la mayoría de las veces se recupera al final de la reacción.

La rapidez y los catalizadores

- 1 Se pone un poco de azúcar en una cápsula de porcelana y se intenta quemarla con un mechero. Se observa que el azúcar se quema sin producirse llama.
- 2 Se pone un poco de ceniza sobre el azúcar y se acerca a la mezcla la llama de un mechero. Ahora el azúcar arde con llama.

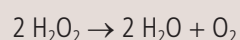


La temperatura

La velocidad de reacción suele aumentar con la temperatura. Se estima que un aumento de 10°C en una reacción hace que se duplique la velocidad.

La rapidez y la temperatura

- 1 Se pone un poco de agua oxigenada (peróxido de hidrógeno, H_2O_2) en un erlenmeyer.
- 2 Solo si se calienta con un mechero se observa la formación de burbujas, que indica que se está descomponiendo en agua y oxígeno gaseoso:



ACTIVIDADES

- 15 En el experimento de «La rapidez y los catalizadores», indica razonadamente cuál es el catalizador: ¿el azúcar o la ceniza?
- 16 ¿Por qué crees que se ponen los alimentos en el frigorífico?
- 17 Qué reacciones son más rápidas: ¿las reacciones entre gases o entre sólidos? Explica por qué.



08 Reacciones contaminantes

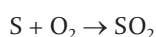
La fabricación de muchas sustancias (jabones, cosméticos, plásticos...) y máquinas (coches, aviones...) que mejoran nuestra calidad de vida, así como la utilización masiva de vehículos de motor, vierten al medioambiente sustancias que son perjudiciales para la vida y la Tierra. Para combatir los efectos contaminantes de estas sustancias se ha desarrollado la denominada Química medioambiental.

08.1 Lluvia ácida

Antes de la Revolución Industrial el agua de lluvia presentaba un carácter ligeramente ácido, pero después de ella, en algunas zonas fuertemente industrializadas, el agua de lluvia ha llegado a presentar una acidez considerable capaz de dañar la naturaleza y los materiales.

La lluvia ácida se debe principalmente a dos sustancias que, al reaccionar con el agua de lluvia, la vuelven ácida, porque originan ácido sulfúrico y ácido nítrico.

- **Dióxido de azufre (SO₂).** Tanto el carbón como el petróleo que se queman en las centrales eléctricas contienen azufre como impureza, cuya oxidación produce este dióxido de azufre:



El dióxido de azufre se puede oxidar a trióxido de azufre, que posteriormente reacciona con el agua de lluvia para producir ácido sulfúrico:



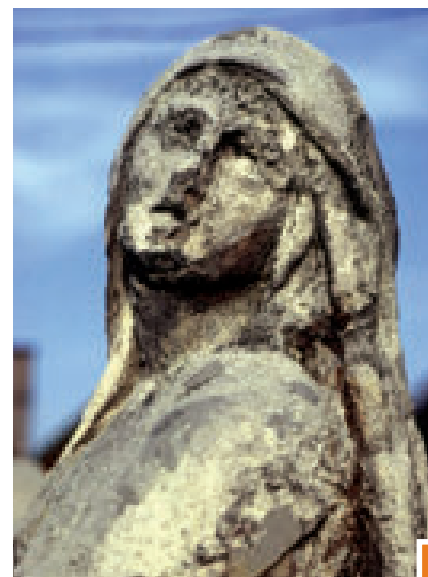
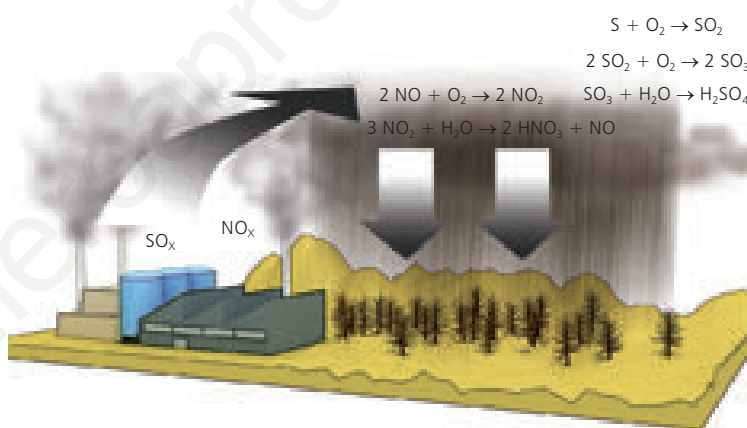
- **Óxidos de nitrógeno (NO y NO₂).** Se producen en las centrales térmicas y en los motores de los vehículos. Estos óxidos reaccionan con el agua de lluvia y producen ácido nítrico:



Estos dos ácidos se incorporan a las nubes, desde donde caen en forma de lluvia ácida y producen daños en:

- La **salud humana**, a través del agua potable y de la ingestión de peces.
- Los **suelos**, ya que dañan los bosques, sobre todo los de coníferas.
- Las **aguas de ríos y lagos**, donde se produce la muerte de muchos peces.
- Los **monumentos**, sobre todo los realizados con piedra caliza, ya que transforman la caliza en yeso, que, posteriormente, es arrastrado por la lluvia.

En la actualidad existen algunas soluciones para reducir las emisiones de gases contaminantes, con lo que los efectos de la lluvia ácida están disminuyendo.



Efecto de la lluvia ácida en la piedra caliza.

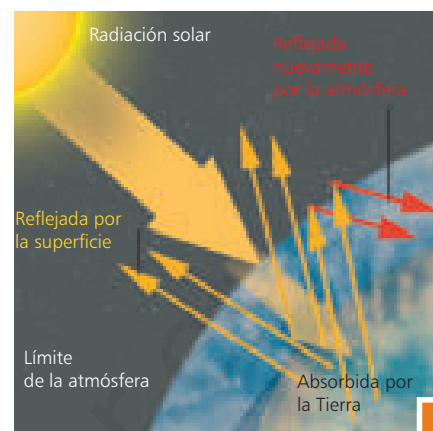
08.2 Efecto invernadero

La mayor parte de las radiaciones que llegan a la Tierra procedentes del Sol se reflejan y regresan al espacio, pero una pequeña parte queda retenida y sirve para mantener la temperatura media de la Tierra; de no existir la atmósfera, la temperatura de nuestro planeta sería de unos $-18\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Sin embargo, en los últimos años, las actividades humanas están originando un aumento alarmante de los gases que producen este efecto, similar al que tiene lugar en el interior de un invernadero (por los plásticos o los cristales que lo cubren), ya que actúan como una pantalla sobre la superficie terrestre.

Los gases que producen este efecto son principalmente el dióxido de carbono (CO_2), procedente de las reacciones de combustión; el metano (CH_4), procedente de la agricultura y la ganadería; los óxidos de nitrógeno y los clorofluorocarbonos (CFC), que proceden de frigoríficos y aerosoles.

El aumento de la temperatura global de la Tierra puede fundir parte del hielo de los casquetes polares, elevando el nivel de mares y océanos.



Esquema del efecto invernadero.

08.3 La disminución de la capa de ozono

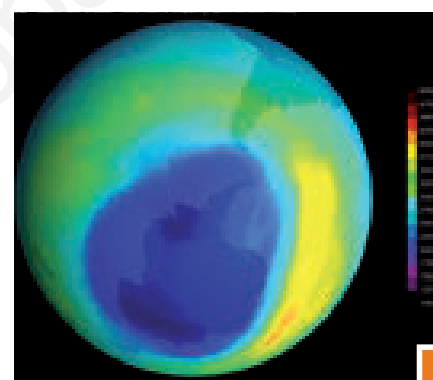
El ozono (O_3) es una forma distinta en la que se puede presentar el oxígeno.

Se denomina **capa de ozono** a la zona de la estratosfera donde el ozono es más abundante de lo normal, y **agujero de la capa de ozono** a la zona donde la concentración de ozono es menor de lo normal.

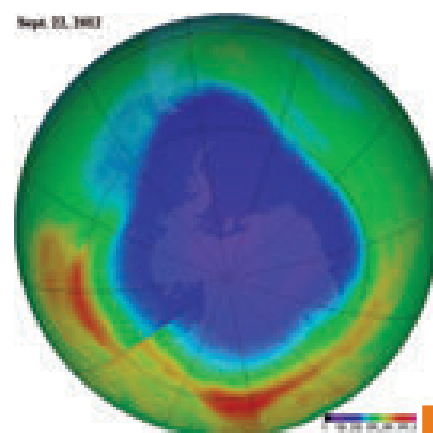
El ciclo del ozono consta de su formación y posterior descomposición, en un equilibrio dinámico que mantiene constante su concentración. Para este proceso utiliza la mayor parte de la radiación ultravioleta que llega del Sol, peligrosa para los seres vivos, impidiendo que llegue a la Tierra:

FORMACIÓN DE OZONO	DESCOMPOSICIÓN DE OZONO
La radiación ultravioleta divide la molécula de O_2 en átomos de O que se combinan con moléculas de oxígeno para formar ozono: $\text{O}_2 \rightarrow \text{O} + \text{O}$ y $\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{O}_3$	El ozono absorbe la radiación ultravioleta que llega del Sol y se descompone en oxígeno molecular y oxígeno atómico: $\text{O}_3 \rightarrow \text{O}_2 + \text{O}$

En la actualidad, el uso de los clorofluorocarbonos (CFC) y los óxidos de nitrógeno está prohibido, ya que destruyen el ozono atmosférico.



El agujero de la capa de ozono más grande en la Antártida fue registrado en septiembre de 2000.



Reducción del agujero de ozono detectada en septiembre de 2012.

ACTIVIDADES

- 18 La temperatura de Venus es superior a la de Mercurio, aunque está más lejos del Sol. ¿Qué explicación encuentras?
- 19 Escribe las fórmulas de las moléculas que corresponden al oxígeno atmosférico.
- 20 Busca información y haz una tabla en la que figuren los gases que producen efecto invernadero y su procedencia.



TÉCNICA DE TRABAJO

La botella azul

Planteamiento

Una disolución cambia de color, según se agite o se deje en reposo.

Reactivos

- 0,05 g de azul de metileno
- 6 g de hidróxido de sodio
- 10 g de glucosa

Materiales

- Dos recipientes: un vaso de precipitado de 100 mL y un matraz esférico de fondo plano de 0,5 L.
- Un tapón de plástico que cierre herméticamente el recipiente de 0,5 L.



Experimento

1 Prepara una disolución de azul de metileno

- En el vaso de precipitado disuelve 0,05 g de azul de metileno en 0,05 L de agua destilada.

2 Añade glucosa a una disolución básica

- En el matraz de 0,5 L vierte 0,3 L de agua destilada.
- Añade 6 g de hidróxido de sodio. Coloca bien el tapón y agita hasta que se disuelva por completo.
- Destapa el matraz y añade 10 g de glucosa. Espera a que se disuelva.

3 Incorpora el azul de metileno

- Con un cuentagotas, añade al matraz de 0,5 L media docena de gotas de la disolución de azul de metileno. Deja el recipiente en reposo hasta que el líquido del interior se vuelva transparente.
- Tapa bien el matraz y agítalo un par de veces, con un movimiento circular de la mano, para que el líquido se mezcle con el aire del interior. Se volverá azul.
- Déjalo reposar hasta que recupere la transparencia.
- Repite los dos últimos pasos.



En este vídeo podrás ver este experimento donde se utiliza KOH en lugar de NaOH.



Explicación

La molécula de azul de metileno puede adoptar dos formas distintas, una azul y otra incolora.

La glucosa (con hidróxido de sodio) transforma la molécula azul en incolora.

Al agitar el líquido, la molécula incolora capta el oxígeno del aire y adopta su forma azul.

Seguridad

Utiliza guantes y gafas. El hidróxido de sodio al combinarse con el agua desprende bastante calor.

Al terminar, vierte el líquido del segundo recipiente en el fregadero con agua abundante.

PRACTICA TÚ



1. ¿Cuántas reacciones tienen lugar como mínimo? ¿Cómo puedes saberlo? ¿Ocurren con la misma velocidad?
2. ¿Una menor o mayor agitación afecta a la velocidad de oxidación?
3. Si la disolución final llenase todo el recipiente, ¿se producirían los cambios de color?



FÍSICA Y QUÍMICA Y...

Cine

Smoke es una película norteamericana de 1995, escrita por el novelista Paul Auster. Uno de sus protagonistas es precisamente otro escritor, Paul Benjamin, interpretado por el actor William Hurt. Al comienzo de la película, Benjamin relata una anécdota sobre el pirata, poeta y espía del siglo XVI Walter Raleigh. Estando en la corte de Inglaterra, Raleigh presumió ante la reina de que era capaz de medir el peso del humo. Ella, convencida de que estaba fanfarroneando, le desafió a que lo hiciera.

Raleigh pidió que le trajeran una balanza y un cigarro. Pesó el cigarro y después lo prendió. A continuación, fue acumulando en uno de los platillos de la balanza la ceniza que se formaba. Cuando terminó, depositó la colilla junto a las cenizas y las pesó juntas. Por último, restó el valor de esta pesada del peso que había obtenido para el cigarro entero. Según Raleigh, la diferencia correspondía al peso del humo.



William Hurt en el papel de Paul Benjamin.

RAZONA



1. ¿Qué clase de reacción química tiene lugar al prender un cigarro?
2. Además de los átomos que forman el cigarro, y que pasan al humo, ¿interviene algún otro elemento en la reacción?
3. El sistema empleado por Raleigh, ¿le permitía medir realmente el peso del humo? ¿Por qué?

Arte e Historia

Una amplia variedad de catalizadores regula la velocidad de las reacciones químicas que tienen lugar en los organismos. Si sufren alguna alteración, se pueden provocar procesos de envenenamiento más o menos acusados. Es lo que ocurre, por ejemplo, cuando el plomo pasa a la sangre, ya que reacciona con un catalizador que interviene en la producción de la hemoglobina y lo neutraliza.

La primera civilización en hacer un uso extensivo del plomo fue la romana y hay quien achaca parte de su decadencia a un progresivo envenenamiento de la población, causada por el metal.

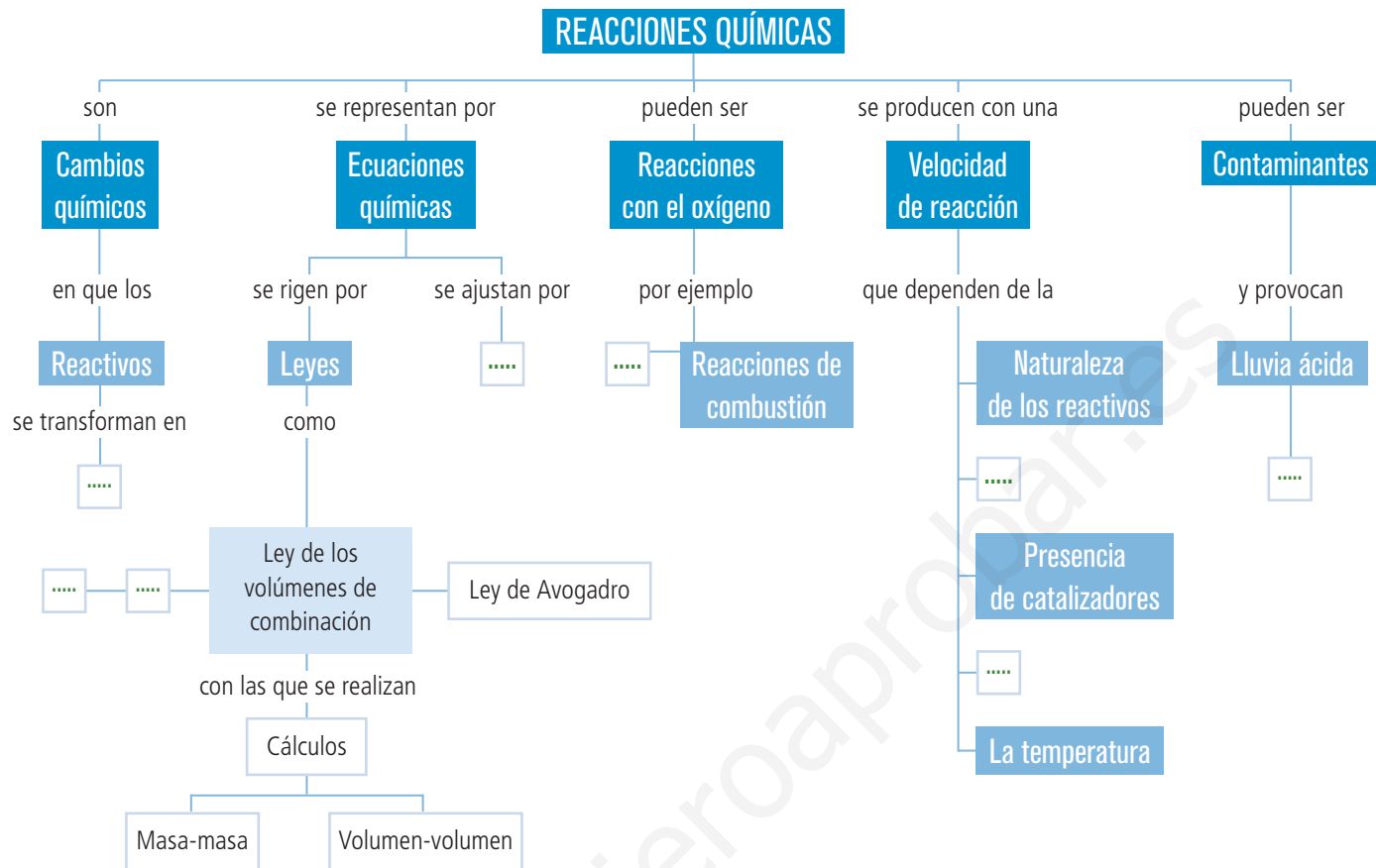
Durante siglos, uno de los pigmentos básicos en la pintura al óleo fue el famoso «blanco de plomo» (PbCO_3). Se ha atribuido la mala salud de numerosos pintores, como Goya o Van Gogh, a la intoxicación crónica con este elemento.



La lechera de Johannes Vermeer (1632-1675), un cuadro pintado con blanco de plomo.



APRENDE A APRENDER



ACTIVIDADES

Formad grupos con los compañeros de clase para resolver las siguientes actividades:

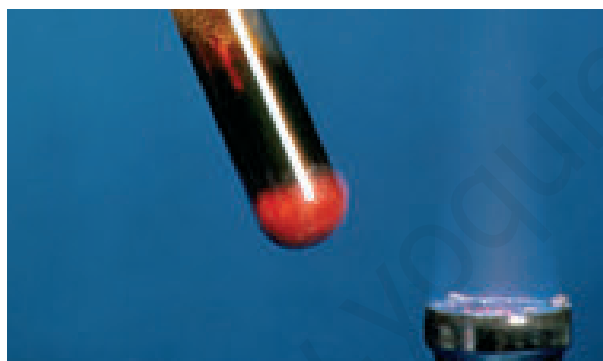
- 1 Copiad y completad en vuestro cuaderno el esquema de la unidad.
- 2 Una vez resuelta la actividad anterior, elaborad un PowerPoint para hacer una presentación de la unidad al resto de la clase.
- 3 Preparad un mural en el que figuren los distintos tipos de reacciones vistos en la unidad, algún ejemplo y un dibujo o fotografía de cada una de ellas.
- 4 Buscad información sobre la lluvia ácida y el efecto invernadero, sus causas y sus efectos, y debatid en clase a qué estaríais dispuestos a renunciar para mejorar el medio ambiente de la Tierra.
- 5 Por último, elaborad un glosario con los conceptos más importantes de la unidad. En este glosario no puede faltar:
 - Leyes que rigen las reacciones químicas
 - Cálculos estequiométricos y sus tipos
 - Reacción química
 - Ecuación química
 - Velocidad de reacción...



REPASO FINAL

- Una vela encendida se consume poco a poco hasta desaparecer. ¿Se ha cumplido la ley de Lavoisier?
- La cocina de nuestra casa es un verdadero laboratorio donde se producen muchos fenómenos físicos y químicos; entre otros podemos citar:
 - Preparar una ensalada.
 - Cocer un huevo.
 - Hacer un cocido.
 - Tostar pan.
 - Calentar leche.
 - Preparar café.

De todos estos procesos, ¿cuáles son físicos y cuáles son químicos? ¿Por qué?
- Escribe en tu cuaderno algunos hechos que pongan de manifiesto que se ha producido una reacción química.
- Al añadir limaduras de hierro sobre azufre y moverlo, se observa un conjunto con una distribución no uniforme de su aspecto. Al calentar el conjunto anterior aparece un sólido negro de propiedades distintas al azufre y al hierro. ¿Qué se ha producido en cada caso?

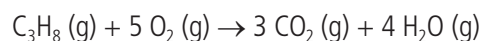


- Quando reaccionan 20 g de hidrógeno (H_2) se forman 180 g de agua (H_2O). ¿Qué cantidad de oxígeno (O_2) habrá reaccionado?
- Escribe en tu cuaderno la ley de las proporciones definidas.
- El oxígeno (O_2) y el hidrógeno (H_2) reaccionan en proporción de 8:1, para formar agua (H_2O).
 - ¿Qué cantidad de hidrógeno reaccionará con 32 g de oxígeno?
 - Si disponemos de 6 g de hidrógeno y 32 g de oxígeno, ¿qué masa de agua se obtendrá?
 - ¿Cuántos gramos de oxígeno reaccionarán 8 g de hidrógeno?
 - ¿Qué masa de agua se obtendrá?

- El hidrógeno (H_2) al reaccionar con el nitrógeno (N_2) se obtiene amoníaco (NH_3):
 - Calcula la relación entre la masa del nitrógeno y la del hidrógeno.
 - Copia en tu cuaderno este cuadro y complétalo.

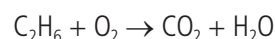
Masa de nitrógeno (g)	28	14	42	56	60
Masa de hidrógeno (g)	6	12	12
Masa sobrante de nitrógeno (g)
Masa sobrante de hidrógeno (g)
Masa de amoníaco (g)	34	17	51

- El gas propano (C_3H_8) se quema con oxígeno según la ecuación:



¿Cuántos litros de CO_2 se obtendrán cuando se queman completamente 10 L de propano?

- Escribe en tu cuaderno qué es una reacción química. ¿Es lo mismo reacción química que ecuación química? Razona la respuesta.
- Explica paso a paso cómo ajustarías la ecuación química:

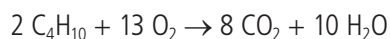


- Quando el carbonato de calcio ($CaCO_3$) reacciona con ácido clorhídrico (HCl) se produce cloruro de calcio ($CaCl_2$), dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O).
 - ¿Cuáles son los reactivos y cuáles los productos de la reacción?
 - Escribe la ecuación ajustada.
- Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:
 - $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$
 - $H_2 + I_2 \rightarrow HI$
 - $ZnS + O_2 \rightarrow ZnO + SO_2$
 - $N_2O_4 \rightarrow NO_2$
 - $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$

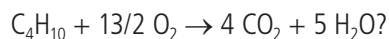


REPASO FINAL

- 14 La combustión del gas butano responde a la siguiente ecuación:



¿Es correcto escribir:



Justifica la respuesta.

- 15 El azufre se quema con oxígeno para producir dióxido de azufre:

- ¿Qué cantidad de azufre se necesita para obtener 256 g de dióxido de azufre?
- ¿Con qué cantidad de oxígeno reaccionará?
- ¿Qué masa de azufre y de oxígeno reaccionará?

- 16 En la industria, el amoníaco (NH_3) se obtiene cuando reacciona nitrógeno (N_2) con hidrógeno (H_2) en determinadas condiciones.

- Escribe la ecuación ajustada.
- Calcula qué volumen de amoníaco se obtendrá si reaccionan 5 L de nitrógeno.
- ¿Qué volumen de hidrógeno (H_2) se necesitará para obtener 10 L de amoníaco (NH_3)?

- 17 El carbonato de sodio (Na_2CO_3) se descompone mediante calor en óxido de sodio (Na_2O) y dióxido de carbono (CO_2).

- Escribe la ecuación ajustada.
- ¿Qué masa de óxido de sodio se obtendrá al calcinar 53 g de carbonato de sodio?
- ¿Qué cantidad de carbonato de sodio habrá que calentar para obtener 220 g de CO_2 ?

- 18 ¿Cómo se llaman las reacciones en las que un elemento adiciona oxígeno?

- 19 ¿Qué es una reacción de combustión? ¿Qué son el combustible y el comburente?

- 20 Copia en tu cuaderno las siguientes ecuaciones químicas y relaciona cada una de ellas con su respectivo tipo de reacción:

- | | |
|----------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------|
| a. $2 \text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{FeO}$ | 1. Descomposición. |
| b. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ | 2. Combustión. |
| c. $\text{C}_5\text{H}_{12} + 8 \text{O}_2 \rightarrow 5 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$ | 3. Oxidación. |

- 21 El gas metano (CH_4) se quema con oxígeno (O_2) generando dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O).

- Escribe la ecuación química ajustada.
- Calcula el volumen de oxígeno necesario para quemar 20 L de metano.
- ¿Qué volumen de dióxido de carbono se ha formado?

- 22 El carbón utilizado como combustible suele contener impurezas, sobre todo azufre, que también se quema. Escribe la ecuación de combustión del azufre.

- 23 Una fábrica desprende 64 mg al día de dióxido de azufre (SO_2), capaz de producir ácido sulfúrico (H_2SO_4) que contribuiría al aumento de la lluvia ácida.

- Escribe las reacciones de obtención del ácido sulfúrico a partir del dióxido de azufre.
- ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico se produciría?
- ¿Qué volumen de oxígeno se utilizaría en el proceso?



- 24 Un compañero informa al resto de la clase de que existe un lago contaminado por la lluvia ácida y queréis solucionar el problema. Para ello formáis grupos con los compañeros de clase y cada grupo propondrá una medida que se podría adoptar. ¿Cuál sería tu propuesta?

- 25 ¿Por qué dos personas que ingieren la misma cantidad de calorías no engordan lo mismo?

- 26 ¿Qué reaccionará antes con el clorhídrico, un trozo de mármol o la misma masa de mármol en polvo? Razona la respuesta.

- 27 Lee la composición de algunos alimentos envasados de la compra habitual, verás que llevan antioxidantes. ¿Cuál es su misión?



EVALUACIÓN

1 Indica en cuáles de estos procesos se produce un cambio químico?

- a. La cocción de un huevo.
- b. Descafeinar el café.
- c. La evaporación del agua.
- d. La combustión de una vela.

2 Cuando reaccionan 48 g de carbono con oxígeno (O_2) producen 176 g de dióxido de carbono (CO_2); ¿qué cantidad de oxígeno ha reaccionado?

- a. 224 g b. 200 g c. 128 g d. 125 g

3 ¿Cuál es la proporción entre las masas del carbono y del hidrógeno (H_2) en el metano, cuya fórmula es CH_4 ?

- a. 3 b. 12 c. 4/12 d. 4

4 127 g de cobre reaccionan completamente con 64 g de oxígeno (O_2) para formar dióxido de cobre (CuO_2). ¿Cuál es la proporción entre la masa de cobre y la de oxígeno?

- a. 0,5 b. 1,98 c. 0,99 d. 2

5 Con los datos de la actividad anterior, ¿cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

- a. La cantidad de cobre que reaccionará con 96 g oxígeno (O_2) es 150,8 g.
- b. La cantidad de dióxido de cobre (CuO_2) que se obtendrá es 286,5 g.

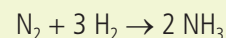
6 El hidrógeno (H_2) y el cloro (Cl_2) reaccionan para formar cloruro de hidrógeno (HCl). ¿Cuáles de las siguientes opciones son correctas?

g de Cl_2	g de H_2	g de HCl	g de Cl_2 sobrante	g de H_2 sobrante
a. 35,5	1,0	36,5	0	0
b. 71,0	3,0	73,0	0	0
c. 106,5	5,0	109,5	0	0
d. 150,0	4,0	146,0	8,0	0

7 ¿Cuales de estas ecuaciones químicas están bien ajustadas?

- a. $2 C + O_2 \rightarrow 2 CO$
- b. $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
- c. $C_2H_4 + 4 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 2 H_2O$
- d. $HCl + Cd \rightarrow CdCl_2 + H_2$

8 Para la reacción de formación de amoniaco:



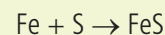
¿Cuáles de las siguientes opciones son correctas?

Cada	reacciona con	para formar
a. 1 molécula de N_2	1 molécula de H_2	2 moléculas de NH_3
b. 2 moléculas de N_2	3 moléculas de H_2	2 moléculas de NH_3
c. 28 g de N_2	6 g de H_2	56 g de NH_3
d. 1 L de N_2	3 L de H_2	2 L de NH_3

9 Se hacen reaccionar 80 g de oxígeno (O_2) con hidrógeno (H_2) en exceso. ¿Qué masa de agua (H_2O) se obtendrá?

- a. 80 g b. 160 g c. 90 g d. 100 g

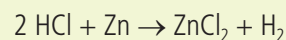
10 El hierro reacciona con el azufre para formar sulfuro de hierro, según la ecuación:



¿Cuánto hierro ha de reaccionar para obtener 43,9 g de FeS ?

- a. 25,1 g b. 50,4 g c. 12,8 g d. 15,5 g

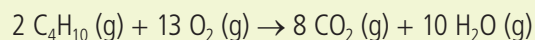
11 El ácido clorhídrico (HCl) reacciona con el cinc para obtener cloruro de cinc ($ZnCl_2$) e hidrógeno (H_2), según la reacción:



¿Qué cantidad de cloruro de cinc se obtendrá si reaccionan completamente 32,7 g de cinc?

- a. 51,8 g b. 49,6 g c. 70,8 g d. 25,9 g

12 El gas butano se quema con oxígeno según la ecuación:

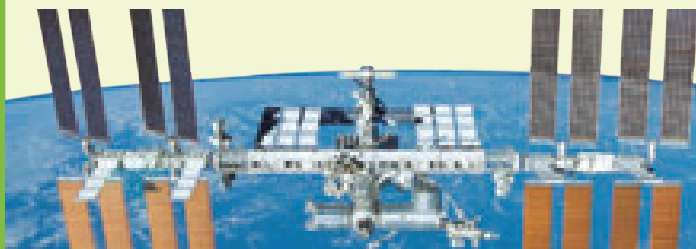


¿Cuántos litros de CO_2 se obtendrán cuando se queman completamente 10 L de butano (C_4H_{10})?

- a. 10 L b. 20 L c. 40 L d. 15 L

DIARIO DE APRENDIZAJE

¿Puedo confirmar y ampliar la relación de contenidos de esta unidad en mi entorno?



somos
link



www.probar.es