

BACHILLERATO

edebé

# Física y Química

# 1

edebé   
proyecto global interactivo

# 3 #

## BLOQUE 2. TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA

# Reacciones químicas

- 1. Concepto de reacción química
- 2. Ecuaciones químicas
  - ≡ 2.1. Significado cualitativo de una ecuación química
  - ≡ 2.2. Métodos de ajuste de las ecuaciones químicas
  - ≡ 2.3. Significado cuantitativo de una ecuación química
- 3. Tipos de reacciones químicas
  - ≡ 3.1. Reacciones de combustión
- 4. Estequiometría de las reacciones químicas
  - ≡ 4.1. Cálculos con relación masa-masa
  - ≡ 4.2. Cálculos con relación volumen-volumen
  - ≡ 4.3. Cálculos con relación masa-volumen
  - ≡ 4.4. Cálculos con reactivo limitante
  - ≡ 4.5. Cálculos con reactivos en disolución
- 5. Rendimiento de una reacción química
- 6. Reactivos impuros y pureza de una muestra
- 7. Industria química y medio ambiente
  - ≡ 7.1. Tipos de industria química
  - ≡ 7.2. Procesos industriales
  - ≡ 7.3. Desarrollo sostenible





### Películas

Vídeo sobre las aportaciones de la química.

*Química: está en todo lo que te rodea*. Producción: EPCA, UNESCO y IUPAC.

<http://www.youtube.com/watch?v=y6Zl7MsXbag>



### Webs

En las siguientes páginas web, apreciarás la importancia de la química en la sociedad y su relación con la tecnología y el medio ambiente.

— Química y sociedad

<http://links.edebe.com/j4a>

<http://links.edebe.com/63x>

— Año Internacional de la Química, 2011 (CSIC)

<http://links.edebe.com/k8fq>



### Libros

Reseñamos a continuación algunos libros interesantes para completar tu formación:

— Bernardo Herradón García, *¿Qué sabemos de? Los avances de la química*. Editorial CSIC y Catarata, 2011.

— Robert L. Wolke, *Lo que Einstein le contó a su cocinero*. Ma non troppo, 2011.

## EN CONTEXTO

**a >** Una vez hayas visionado la película *Química: está en todo lo que te rodea*, responde:

— ¿Qué aporta la química a la salud, al transporte y a las comunicaciones?

— Las reacciones químicas forman parte de nuestra vida cotidiana. Razona cómo sería un día sin reacciones químicas. ¿Podemos sobrevivir sin ellas?

**b >** Fíjate en las imágenes de estas dos páginas:

— ¿Qué observas?

— ¿Qué reacciones químicas te sugieren las imágenes?

— ¿Qué piensas sobre ellas?

**c >** Te has parado alguna vez a pensar:

— ¿Por qué se oxida el hierro? ¿Qué se necesita para producir fuego? ¿Por qué los alimentos cambian de color al ser cocinados? ¿Cómo funciona el airbag de un coche? ¿Por qué las patatas se oscurecen después de ser peladas?

— Poned en común vuestras opiniones en clase, elaborad una lista y guardadla. Al finalizar la unidad retomadla y comprobad si seguís pensando de la misma forma.



# 1. Concepto de reacción química

A diario observamos que se producen cambios en nuestro entorno. El agua se congela, las plantas y los animales crecen, la madera arde y el cristal se rompe. La materia se transforma constantemente, pero hay dos tipos de cambios:

- **Cambios físicos.** Son aquellos en los que no se modifica la naturaleza de las sustancias que intervienen. Por ejemplo, el agua se congela; es decir, pasa al estado sólido (hielo), pero sigue siendo agua, y podemos devolverla a su estado líquido variando la temperatura.
- **Cambios químicos.** Son aquellos en los que unas sustancias se transforman en otras diferentes, con naturaleza y propiedades distintas. Por ejemplo, cuando la madera arde, observamos que queda un residuo negro y se desprenden gases. Los cambios químicos se describen por medio de **reacciones químicas**.

Una **reacción química** es un proceso mediante el cual una o varias sustancias iniciales, llamadas **reactivos**, se transforman en otras finales, denominadas **productos**.

En algunas ocasiones, detectamos que se produce una reacción química porque observamos cambios a simple vista, por ejemplo, cambios bruscos de temperatura, cambio de aspecto, destellos luminosos, desprendimiento de un gas, etc. Otras veces necesitamos analizar las sustancias para saber que ha tenido lugar una reacción química.

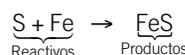


## Oxidación de una manzana.

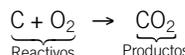
El oscurecimiento de la manzana se debe a la oxidación, una reacción química que se produce entre los compuestos químicos de la fruta y el oxígeno del aire.

## 1 EJEMPLO

- Veamos qué ocurre si se calienta una mezcla de azufre con limaduras de hierro: se observa que desaparece el color amarillo del azufre y se forma un sólido negro. Se ha producido un cambio químico. La reacción química que lo describe es la siguiente:

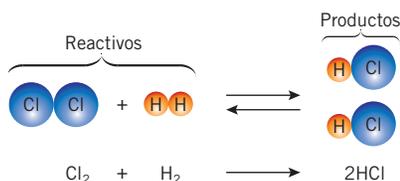


- Veamos qué ocurre si se calienta un trozo de carbón en contacto con el oxígeno del aire: ambas sustancias reaccionan y se transforman en dióxido de carbono, otra sustancia de composición y propiedades químicas diferentes a las iniciales. La reacción química que describe este cambio químico es esta:



En toda reacción química las entidades moleculares de los reactivos chocan entre sí y sus átomos se reorganizan. Los enlaces entre los átomos de los reactivos se destruyen y se forman nuevos enlaces, que dan lugar a los productos. Es decir, los átomos cambian su organización y por eso las propiedades de los reactivos y de los productos son diferentes.

- Veamos qué ocurre en la reacción entre el cloro y el hidrógeno: se rompen los enlaces covalentes entre los átomos de hidrógeno (H-H) y entre los átomos de cloro (Cl-Cl), y se forman nuevos enlaces covalentes entre el hidrógeno y el cloro (H-Cl).



## INTERNET

En el siguiente enlace, encontrarás más ejemplos de cambios físicos y químicos:

<http://links.edebe.com/pmvrw4>

## INTERNET

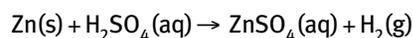
En el siguiente enlace, puedes explorar reacciones químicas que se dan en la naturaleza y en nuestro entorno, como la digestión, la fotosíntesis, la oxidación de metales, la combustión, etc.:

<http://links.edebe.com/9jbqi>

## 2. Ecuaciones químicas

Hemos descrito las reacciones químicas anteriores mediante una expresión abreviada que relaciona las fórmulas de las sustancias que intervienen en el proceso. Esta representación se denomina **ecuación química**.

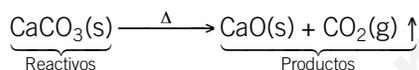
Una **ecuación química** es la representación escrita y abreviada de una reacción química, a la que describe de manera cualitativa y cuantitativa.



Este lenguaje es universal, ya que, independientemente del idioma que hablemos, podemos interpretar el significado de la reacción química.

### 2.1. Significado cualitativo de una ecuación química

Para escribir e interpretar una ecuación química, se deben seguir unos pasos y normas de escritura. Veamos en qué consiste dicho procedimiento, aplicado a la siguiente ecuación química:



- Escribimos las fórmulas de los reactivos a la izquierda y las de los productos a la derecha. Si hay varios reactivos o productos, añadimos el signo + entre ellos.
- Separamos los dos miembros de la ecuación mediante una flecha que indica el sentido en que avanza la reacción.
- Solo escribimos las fórmulas de las sustancias que intervienen en la reacción. No escribiremos la fórmula del agua, por ejemplo, si esta es solo el medio de disolución.
- Se debe indicar el estado de agregación de las sustancias, poniendo a continuación de cada fórmula letras entre paréntesis: estado sólido (s), líquido (l), o gas (g). Si la sustancia está en disolución acuosa, se añade (aq).
- A veces, se incluyen otros símbolos para indicar otras características del proceso:
  - El símbolo  $\Delta$  colocado sobre la flecha que muestra el sentido de la transformación significa **calentamiento**.
  - La flecha  $\uparrow$  junto a un producto significa **desprendimiento de un gas**.
  - La flecha  $\downarrow$  junto a un producto significa **precipitado sólido**.
- En otras ocasiones, aparecen también variables como la temperatura y la presión de la reacción, la presencia de catalizadores o la energía de reacción.

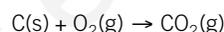
Así, el significado cualitativo de la ecuación química representada como ejemplo se expresa de la siguiente forma: el carbonato de calcio sólido,  $\text{CaCO}_3(\text{s})$ , se descompone por acción del calor y produce óxido de calcio sólido,  $\text{CaO}(\text{s})$ , y el desprendimiento de dióxido de carbono gaseoso,  $\text{CO}_2(\text{g})$ .

2. Ecuaciones químicas	
2.1. Significado cualitativo de una ecuación química	
2.2. Métodos de ajuste de las ecuaciones químicas	
2.3. Significado cuantitativo de una ecuación química	

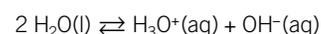
#### AMPLÍA

La flecha de una reacción química indica si una reacción es irreversible o reversible:

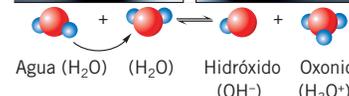
**Irreversible:** tiene lugar en un solo sentido.



**Reversible:** puede evolucionar en ambos sentidos. Se representa con una doble flecha.



En el agua que bebemos, se encuentran en pequeña proporción **oxonio e hidróxido**, debido al equilibrio químico existente entre las tres especies.



#### Reacción reversible del agua.

Representación del equilibrio químico del agua a nivel molecular.

#### VOCABULARIO

**Catalizador.** Sustancia que incrementa la velocidad de una reacción química sin consumirse ni transformarse en la reacción. No varían ni la composición ni las propiedades de la reacción.



## RECUERDA

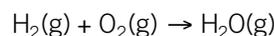
- La ley de Lavoisier de conservación de la masa enuncia lo siguiente: «En toda reacción química, la masa total de los reactivos que reaccionan es igual a la masa total de los productos formados».
- J. Dalton formuló una teoría que podía justificar la ley de Lavoisier. El químico británico indicó que: «En una reacción el número de átomos de cada elemento es el mismo en los reactivos y en los productos, aunque la organización de sus enlaces sea diferente».

Esta teoría está íntimamente relacionada con el ajuste de las ecuaciones químicas.

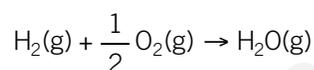
## 2.2. Métodos de ajuste de las ecuaciones químicas

En una reacción química, cambian los enlaces entre los átomos, pero la cantidad total de átomos de cada elemento se conserva. Por lo tanto, el número de átomos de cada elemento debe ser igual en ambos miembros de la ecuación.

Contemos el número de átomos de hidrógeno y de oxígeno en los dos miembros de la siguiente ecuación:



Vemos que hay dos átomos de hidrógeno, tanto en los reactivos como en los productos. En cambio, hay dos átomos de oxígeno en los reactivos y solo uno en los productos. Para solucionar este problema, colocamos el número fraccionario  $\frac{1}{2}$  delante de la fórmula del oxígeno:



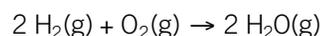
Ahora tenemos un átomo de oxígeno a ambos lados de la ecuación. Este procedimiento se denomina **ajuste de una ecuación química**.



**Ajustar una ecuación química** consiste en asignar a cada fórmula un coeficiente para que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos miembros.

Estos números se llaman **coeficientes estequiométricos**, y es conveniente que sean los números enteros más pequeños posibles.

Por tanto, en la reacción anterior multiplicamos por 2 todos los coeficientes de la ecuación para evitar los números fraccionarios:



Una ecuación química siempre tiene que estar ajustada. Para ello, usaremos uno de los siguientes métodos: el **método de tanteo** o el **método algebraico** (o del **sistema de ecuaciones**).

- **Método de tanteo.** Consiste en probar con diferentes valores hasta que la ecuación quede ajustada. Se suele empezar por los átomos que no son hidrógeno, oxígeno o sustancias elementales, dejando estos últimos para el final. Se usa en ecuaciones sencillas.



## INTERNET

En las siguientes páginas web, puedes practicar el ajuste de ecuaciones químicas:

<http://links.edebe.com/bn>

<http://links.edebe.com/45vstm>

## 2 EJEMPLO

Veamos cómo ajustar la siguiente ecuación por el método de tanteo:  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

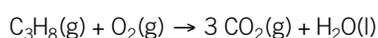
Solución

**COMPRESIÓN.** Identificamos los distintos tipos de átomos: carbono, hidrógeno y oxígeno.

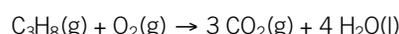
Contamos el número de cada uno de ellos en los dos miembros de la ecuación.

**RESOLUCIÓN.** Comenzamos por el carbono, luego el hidrógeno y, por último, el oxígeno.

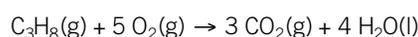
- Carbono: hay tres átomos a la izquierda y uno a la derecha. Escribimos un 3 delante del dióxido de carbono y asumimos un 1 delante de  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$ :



- Hidrógeno: hay ocho átomos a la izquierda y dos a la derecha. Escribimos un 4 delante del agua:



- Oxígeno: hay dos átomos a la izquierda y diez a la derecha. Escribimos un 5 delante del oxígeno molecular:



**COMPROBACIÓN.** Contamos nuevamente el número de átomos de cada elemento para asegurarnos de que la ecuación está correctamente ajustada.

— **Método algebraico o sistema de ecuaciones.** Se emplea en los casos más complicados, en los que no podemos determinar los coeficientes por tanteo. Los pasos que se deben seguir son:

- Cada uno de los coeficientes se considera una incógnita y se representa con una letra.
- Se construye una ecuación para cada elemento químico, igualando el número de átomos de dicho elemento en ambos miembros.
- Se resuelve el sistema de ecuaciones. Como hay más incógnitas que ecuaciones, se asigna un valor arbitrario a una de ellas y obtenemos una de las soluciones posibles.
- Si se obtienen coeficientes fraccionarios, es habitual multiplicarlos por el número apropiado para obtener un conjunto de valores enteros.

Ejercicios y problemas  
12 y 13



### 3 EJEMPLO

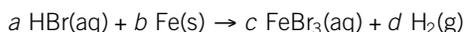
Veamos cómo ajustar la siguiente ecuación por el método del sistema de ecuaciones:  $\text{HBr(aq)} + \text{Fe(s)} \rightarrow \text{FeBr}_3\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$

Solución

**COMPRENSIÓN.** Identificamos los distintos tipos de átomos: hidrógeno, bromo y hierro. Contamos el número de cada uno de ellos en ambos miembros de la ecuación. No está ajustada.

#### RESOLUCIÓN.

— Asignamos coeficientes provisionales ( $a$ ,  $b$ ,  $c$ ,  $d$ ) a cada reactivo y producto:



— Establecemos una ecuación para cada elemento. La ecuación indica que el número de átomos del elemento es igual en ambos miembros:

$$\text{Hidrógeno: } a = 2d \quad \text{Bromo: } a = 3c \quad \text{Hierro: } b = c$$

— Asignamos un valor arbitrario a una de ellas. Por ejemplo:  $d = 1$ . Resolvemos el sistema y obtenemos:

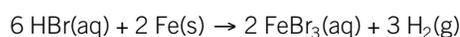
$$\text{De la 1.ª ecuación: } a = 2 \cdot 1 = 2$$

$$\text{De la 2.ª ecuación: } c = \frac{2}{3}$$

$$\text{De la 3.ª ecuación: } b = \frac{2}{3}$$

— Para evitar los coeficientes fraccionarios, los multiplicamos todos por 3:

$$a = 6 \quad b = 2 \quad c = 2 \quad d = 3$$



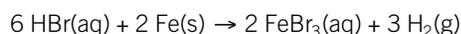
**COMPROBACIÓN.** Contamos nuevamente el número de átomos de cada elemento para asegurarnos de que el resultado es correcto.

## 2.3. Significado cuantitativo de una ecuación química

Las ecuaciones químicas ajustadas nos proporcionan información acerca de las proporciones de las sustancias que intervienen.

Así, podemos interpretar una ecuación química en términos **atómico-moleculares** y en términos **molares**.

Veamos el significado cuantitativo de la ecuación del ejemplo anterior:



— **Relación atómico-molecular.** Seis entidades moleculares de bromuro de hidrógeno reaccionan con dos entidades moleculares de hierro y producen dos entidades moleculares de bromuro de hierro(III) y tres entidades moleculares de hidrógeno.

— **Relación molar.** Seis moles de bromuro de hidrógeno reaccionan con dos moles de hierro y producen dos moles de bromuro de hierro(III) y tres moles de hidrógeno.



RECUERDA



La **ley de Avogadro** explica la relación entre coeficientes estequiométricos de una reacción química: «Volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas».

La relación entre la constante de Avogadro y la cantidad de sustancia es:

— 1 mol de moléculas contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas.

— 1 mol de átomos contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos.

Ejercicios y problemas  
14



## 3. Tipos de reacciones químicas

## 3.1. Reacciones de combustión


**CURIOSIDADES**

El fuego fue adorado como un dios hasta que el ser humano aprendió a controlar las reacciones químicas que lo producen.

Se rendía culto al fuego por su carácter de misterio insondable. Aparecía explosivamente de las entrañas de la tierra con grandes rugidos o caía del cielo con espectaculares consecuencias. Podía ser fiero y devorador o proteger a los cuerpos del frío. Daba luz, ahuyentaba a los depredadores y cocinaba los alimentos, o de repente se extinguía.


**FÍJATE**

— **Ácido.** Sustancia que en disolución acuosa cede **hidrones**, mientras que una **base** es aquella sustancia capaz de aceptarlos.

— **Reductor.** Especie química que cede electrones; es decir, **se oxida**, mientras que un **oxidante** es una especie química capaz de ganar electrones; esto es, **se reduce**.


**INTERNET**

En el siguiente vídeo se muestran ejemplos de los distintos tipos de reacciones químicas:

<http://links.edebe.com/pua5zm>

Fíjate en que las reacciones de síntesis también se pueden denominar de combinación directa.

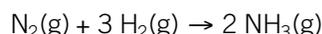
## 3. Tipos de reacciones químicas

Existe una gran variedad de reacciones químicas. Algunas se dan en la naturaleza y otras se llevan a cabo en el laboratorio o en la industria. A continuación, aprenderemos cómo podemos clasificarlas, y estudiaremos, en particular, las reacciones de combustión, muy importantes por sus diversas aplicaciones.

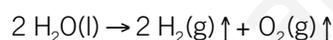
Las reacciones químicas se pueden clasificar atendiendo a diversos criterios.

— Según el **mecanismo de intercambio**, se distinguen estos tipos de reacciones:

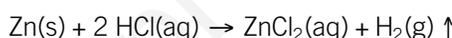
- **Reacciones de síntesis.** Dos o más reactivos sencillos se **combinan** para formar un producto más complejo. El amoníaco es el producto de la combinación de dos sustancias: el nitrógeno y el hidrógeno.



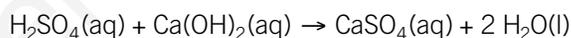
- **Reacciones de descomposición.** Una sustancia se **descompone** en otras más sencillas. El agua se descompone en hidrógeno y oxígeno gaseoso.



- **Reacciones de desplazamiento o sustitución.** Un elemento es **sustituido** por otro en un compuesto. El cinc desplaza al hidrógeno del ácido clorhídrico y ocupa su lugar.

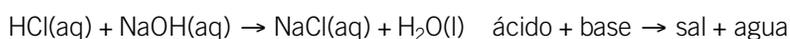


- **Reacciones de doble desplazamiento.** Dos átomos **intercambian sus posiciones**, formando dos nuevos compuestos. En la reacción entre el ácido sulfúrico y el hidróxido de calcio, el hidrógeno y el calcio intercambian sus posiciones para formar sulfato de calcio y agua.

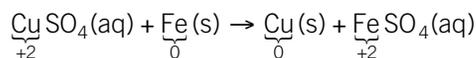


— Según las **partículas intercambiadas**, distinguimos tres tipos de reacciones:

- **Reacciones ácido-base o de neutralización.** Consisten en la **transferencia de hidrones** desde un ácido a una base. Una disolución de ácido clorhídrico reacciona con otra de hidróxido de sodio, de modo que el ácido cede un hidrón al hidróxido y se forma una sal y agua.



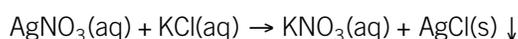
- **Reacciones de oxidación-reducción (redox).** Son aquellas en las que hay una **transferencia de electrones** desde una sustancia que los pierde (se oxida) a otra que gana dichos electrones (se reduce). En la reacción entre el sulfato de cobre(II) y el hierro, el cobre se reduce (disminuye su número de oxidación) y el hierro se oxida (aumenta su número de oxidación).



- **Reacciones de precipitación.** Consisten en la **transferencia de iones** en disolución entre dos compuestos iónicos solubles, para formar una sal insoluble llamada **precipitado**. Al mezclar una disolución de nitrato de plata con otra de cloruro de potasio, la plata(1+),  $\text{Ag}^+$ , se une con el cloruro,  $\text{Cl}^-$ , y se origina un precipitado de cloruro de plata.



Precipitado de cloruro de plata.



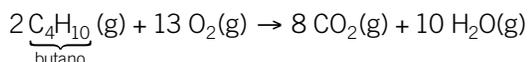
## 3.1. Reacciones de combustión

Bajo este nombre se incluye un amplio grupo de procesos químicos en los que el oxígeno, también llamado **comburente**, reacciona con otra sustancia llamada **combustible**, oxidándola. Se trata, por tanto, de una **reacción redox**. Como consecuencia, se desprende gran cantidad de energía en forma de luz y calor.

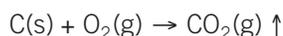
Las reacciones de combustión no se producen de manera espontánea, necesitan un aporte de calor o una chispa. Después, continúan por sí mismas.

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

La **combustión completa** de hidrocarburos y derivados oxigenados genera, como productos de reacción, dióxido de carbono y vapor de agua:



Sin embargo, la combustión del carbón solo produce dióxido de carbono:



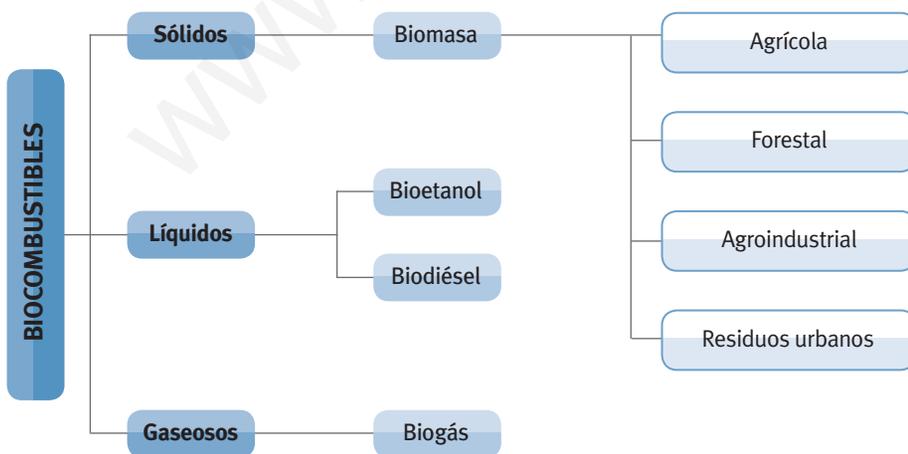
Si no hay suficiente oxígeno, la combustión es **incompleta** y se genera también monóxido de carbono (CO). Este es un gas tóxico, incoloro, sin sabor ni olor que se une a la hemoglobina de la sangre y la bloquea, impidiendo que esta transporte el oxígeno. En bajas concentraciones, produce somnolencia y dolor de cabeza, pero en concentraciones elevadas resulta letal.

Las reacciones de combustión se usan para obtener energía, tanto a nivel industrial como doméstico. Tienen aplicación en los motores de combustión, en los sistemas de calefacción o para iluminación.

Los **combustibles** pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos. Los más usados son:

- Sólidos: carbón, coque, turba, madera, papel...
- Líquidos: gasolina, fuel, gasoil, queroseno, alcohol...
- Gaseosos: gas natural, metano, propano, butano...

Actualmente tienen especial importancia los **biocombustibles**, que son combustibles de origen biológico obtenidos a partir de desechos orgánicos. A diferencia de los combustibles fósiles, como el petróleo, son una fuente de energía renovable. Su uso respeta el medio ambiente y previene el agotamiento de recursos.



También se están investigando nuevas técnicas para aprovechar al máximo la energía de los combustibles, así como para el tratamiento y la eliminación de las sustancias contaminantes producidas en las combustiones.

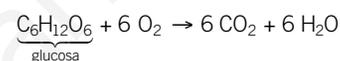
### INTERNET

Observa el siguiente experimento sobre las reacciones de combustión:

<http://links.edebe.com/je>

### AMPLÍA

La respiración celular se puede interpretar como una combustión de la glucosa. La energía desprendida es utilizada por el ser vivo para mantener sus funciones vitales.



— Investiga cuáles son las etapas que constituyen el proceso de respiración celular.

### RECUERDA

Los aparatos domésticos que quemán combustible (como calderas y estufas) pueden producir CO si no funcionan correctamente.

### CURIOSIDADES

¿Sabías que las compañías petrolíferas cambian la composición de la gasolina cuatro veces al año?

La gasolina es una mezcla de hidrocarburos con diferentes grados de volatilidad. Durante el invierno es más difícil vaporizar la gasolina, debido a las bajas temperaturas, por eso añaden más componentes volátiles a la mezcla. En verano, en cambio, disminuyen la proporción de componentes volátiles, ya que estos se perderían por evaporación.

## 4. Estequiometría de las reacciones químicas

- 4.1. Cálculos con relación masa-masa
- 4.2. Cálculos con relación volumen-volumen
- 4.3. Cálculos con relación masa-volumen
- 4.4. Cálculos con reactivo limitante
- 4.5. Cálculos con reactivos en disolución

## 4. Estequiometría de las reacciones químicas

Cuando trabajamos con reacciones químicas, necesitamos conocer qué cantidad de producto se obtiene a partir de una determinada cantidad de reactivo, o qué cantidad de reactivo se necesita para obtener una cantidad deseada de producto.

 La **estequiometría** es el estudio de la relación cuantitativa entre reactivos y productos en una reacción química.

Los cálculos que se efectúan para obtener esta información cuantitativa de una ecuación química ajustada se denominan **cálculos estequiométricos**.

### 4.1. Cálculos con relación masa-masa

Para saber la masa de un reactivo o producto, conocida la masa del otro, debemos tener en cuenta la **relación molar** entre ambas sustancias. Esta relación se obtiene de la ecuación química ajustada.

Para los cálculos estequiométricos, utilizaremos factores de conversión. En general, los pasos que hay que seguir son estos:

- Escribir y ajustar la ecuación química correspondiente.
- Convertir a moles el dato de partida.
- Aplicar la **relación molar** entre la sustancia conocida y la que queremos conocer, según los coeficientes de la ecuación química ajustada.
- Calcular la masa o el volumen de la sustancia requerida.

#### RECUERDA

La masa molar,  $M$ , de cualquier sustancia, expresada en gramos, coincide numéricamente con su masa atómica o molecular.

Por ejemplo, para el oxígeno:

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot 16,00 = 32,00$$

$$M(\text{O}_2) = 32,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

 Ejercicios y problemas  
24, 25 y 28

#### 4 EJEMPLO

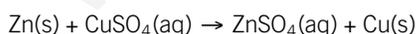
Cuando el cinc metálico reacciona con una disolución de sulfato de cobre(II), se forma una disolución de sulfato de cinc y se deposita cobre metálico. Si partimos de 20 g de sulfato de cobre(II), calcula la masa de cobre que se podrá obtener como máximo.

Solución

**COMPRENSIÓN.** Tenemos que calcular la masa de uno de los productos de la reacción, y como dato, la masa de un reactivo.

**DATOS.**  $m(\text{CuSO}_4) = 20 \text{ g}$ . Incógnitas:  $m(\text{Cu})$ .

**RESOLUCIÓN.** Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



— Calculamos la masa molar de la sustancia conocida y, después, el número de moles:

$$M_r(\text{CuSO}_4): 1 \cdot 63,55 + 1 \cdot 32,07 + 3 \cdot 16 = 143,62$$

$$M(\text{CuSO}_4): 143,62 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$20 \text{ g CuSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{143,62 \text{ g CuSO}_4} = 0,14 \text{ mol CuSO}_4$$

— Determinamos la cantidad de Cu que se obtiene a partir de la relación molar entre el  $\text{CuSO}_4$  y el Cu, descrita en la ecuación:

$$0,14 \text{ mol CuSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuSO}_4} = 0,14 \text{ mol Cu}$$

— Multiplicamos los moles de cobre por su masa molar y obtenemos la masa de cobre formada:

$$A_r(\text{Cu}): 63,55 \quad M(\text{Cu}): 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$0,14 \text{ mol Cu} \cdot \frac{63,55 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 8,9 \text{ g Cu}$$

Observa que podemos colocar los factores de conversión de forma consecutiva:

$$20 \text{ g CuSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{143,62 \text{ g CuSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuSO}_4} \cdot \frac{63,55 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 8,9 \text{ g Cu}$$

**COMPROBACIÓN.** Verificamos si la cantidad obtenida es razonable y las unidades adecuadas. De lo contrario, revisamos los cálculos.

## 4.2. Cálculos con relación volumen-volumen

Si tenemos un reactivo o producto gaseoso y queremos averiguar su volumen, conociendo el volumen del otro, se procede de forma similar a la que hemos visto. Utilizamos la **relación molar** entre ambas sustancias, que se deriva de la ecuación química ajustada.

Según la definición actual de la IUPAC, en los gases **10<sup>5</sup> Pa y 273 K** se consideran **condiciones estándar** de presión y temperatura. En este caso, 1 mol de cualquier gas ocupa **22,7 L**. Es decir, el **volumen molar** es:  $V_m = 22,7 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Si el gas que interviene no está medido en estas condiciones, tendremos en cuenta la **ecuación de estado de los gases ideales** para la conversión a moles.

$$pV = nRT$$

$p$  = Presión (Pa)  
 $V$  = Volumen (m<sup>3</sup>)  
 $n$  = Cantidad de sustancia (mol)  
 $R$  = Constante de los gases ideales en el SI = 8,31 Pa · m<sup>3</sup> · K<sup>-1</sup> · mol<sup>-1</sup>  
 $T$  = Temperatura (K)

### RECUERDA

La unidad de presión en el SI es el **pascal, Pa**.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

También puedes ver el valor de  $R$  como:

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Ejercicios y problemas

29

### 5 EJEMPLO

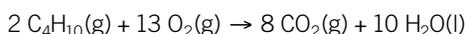
Halla el volumen de oxígeno necesario para quemar completamente 4,0 L de butano, C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>, a 10<sup>5</sup> Pa y 273 K.

Solución

**COMPRENSIÓN.** Tenemos como dato de partida el volumen de uno de los reactivos.

**DATOS.**  $V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4,0 \text{ L}$ . Incógnitas:  $V(\text{O}_2)$ ;  $p = 10^5 \text{ Pa}$ ;  $T = 273 \text{ K}$ .

**RESOLUCIÓN.** Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



— Calculamos la cantidad de butano, teniendo en cuenta que están a 10<sup>5</sup> Pa y 273 K:

$$4,0 \text{ L C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{22,7 \text{ L C}_4\text{H}_{10}} = 0,18 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}$$

— Determinamos la cantidad de O<sub>2</sub> que se necesita a partir de la relación molar entre el C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> y el O<sub>2</sub>:

$$0,18 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{13 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = 1,2 \text{ mol O}_2$$

— Pasamos a litros los moles de oxígeno obtenidos:

$$1,2 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{22,7 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 27 \text{ L O}_2$$

Observa que también podemos colocar de forma consecutiva los factores de conversión empleados:

$$4,0 \text{ L C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{22,7 \text{ L C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{13 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{22,7 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2}$$

**COMPROBACIÓN.** Verificamos que la cantidad y las unidades son correctas. De lo contrario, revisamos los cálculos.

### 6 EJEMPLO

La oxidación del dióxido de azufre produce trióxido de azufre, SO<sub>3</sub>. Calcula el volumen de oxígeno, medido a 740 mmHg y 300 K, que se requiere para obtener 100 L de trióxido de azufre a la misma presión y a 320 K.

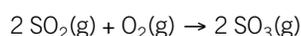
Solución

**COMPRENSIÓN.** Conocemos el volumen del producto, SO<sub>3</sub>.

**DATOS.**  $V(\text{SO}_3) = 100 \text{ L} = 0,100 \text{ m}^3$ , medidos a 320 K y 740 mmHg. Incógnitas:  $V(\text{O}_2)$  a 740 mmHg y 300 K.

$$p = 740 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 9,86 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

**RESOLUCIÓN.** Escribimos la ecuación química ajustada:



— Calculamos la cantidad de SO<sub>3</sub>, aplicando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$n(\text{SO}_3) = \frac{pV}{RT} = \frac{9,86 \cdot 10^4 \text{ Pa} \cdot 0,100 \text{ m}^3}{8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 320 \text{ K}} = 3,71 \text{ mol SO}_3$$

— Calculamos la cantidad de O<sub>2</sub> que se necesita a partir de la relación estequiométrica de la reacción:

$$3,71 \text{ mol SO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol SO}_3} = 1,86 \text{ mol O}_2$$

— Pasamos a litros los moles de O<sub>2</sub> necesarios:

$$V(\text{O}_2) = \frac{nRT}{p} = \frac{1,86 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{9,86 \cdot 10^4 \text{ Pa}}$$

$$V(\text{O}_2) = 0,0470 \text{ m}^3 \text{ O}_2 \cdot \frac{1000 \text{ L O}_2}{1 \text{ m}^3 \text{ O}_2} = 47,0 \text{ L O}_2$$

**COMPROBACIÓN.** Verificamos si la cantidad obtenida es razonable y las unidades son adecuadas. De lo contrario, revisamos.



### Reacción química entre el aluminio y el ácido clorhídrico.

Se forma cloruro de aluminio,  $\text{AlCl}_3(\text{s})$ , y se desprende hidrógeno gaseoso,  $\text{H}_2(\text{g})$ .

## 4.3. Cálculos con relación masa-volumen

Cuando en una reacción química queremos calcular el volumen de un producto gaseoso, conocida la masa de un reactivo o producto, emplearemos la **relación molar** entre las sustancias y la **ecuación de los gases ideales** si es necesario.

### 7 EJEMPLO

El ácido clorhídrico,  $\text{HCl}(\text{aq})$ , reacciona con el aluminio,  $\text{Al}(\text{s})$ , y se produce cloruro de aluminio,  $\text{AlCl}_3(\text{aq})$ , e hidrógeno gaseoso,  $\text{H}_2(\text{g})$ . Si queremos obtener 140 L de hidrógeno, medidos a  $20^\circ\text{C}$  y 740 mmHg, calcula:

- ¿Qué masa de aluminio se necesitará?
- ¿Qué masa de cloruro de aluminio,  $\text{AlCl}_3(\text{aq})$ , se obtendrá?

Solución

**COMPRENSIÓN.** Conocemos el volumen de uno de los productos y nos piden la masa de un reactivo (aluminio) en el apartado a); y la masa del otro producto (cloruro de aluminio) en el apartado b).

**DATOS.**  $V(\text{H}_2) = 140 \text{ L} = 0,140 \text{ m}^3$ , medidos a  $20^\circ\text{C}$  y 740 mmHg.

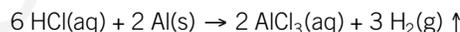
$$p = 740 \frac{\text{mmHg}}{760 \frac{\text{mmHg}}{1 \text{ atm}}} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 9,86 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$T = (20 + 273) \text{ K} = 293 \text{ K}$$

Incógnitas:  $m(\text{Al})$ ;  $m(\text{AlCl}_3)$ .

### RESOLUCIÓN.

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



a) Para calcular la masa de aluminio necesaria, seguimos estos pasos:

- Calculamos a cuántos moles de hidrógeno equivale el volumen de hidrógeno que queremos obtener ( $0,140 \text{ m}^3$ ). Para ello, usamos la ecuación de estado de los gases ideales:

$$n(\text{H}_2) = \frac{pV}{RT} = \frac{9,86 \cdot 10^4 \text{ Pa} \cdot 0,140 \text{ m}^3}{8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 293 \text{ K}} = 5,67 \text{ mol H}_2$$

- Hallamos la masa de aluminio necesaria a partir de la relación estequiométrica de la reacción. Para ello, utilizamos una secuencia de factores de conversión:

$$\begin{aligned} A_r(\text{Al}): 26,98 & \quad M(\text{Al}): 26,98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ 5,67 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{26,98 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} &= 102 \text{ g Al} \end{aligned}$$

Se necesitan 102 g de aluminio.

b) Para calcular la masa de cloruro de aluminio que se formará, procedemos del mismo modo:

$$\begin{aligned} M_r(\text{AlCl}_3) &= 1 \cdot 26,98 + 3 \cdot 35,45 = 133,4 & M(\text{AlCl}_3) &= 133,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ 5,67 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{3 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{133,4 \text{ g AlCl}_3}{1 \text{ mol AlCl}_3} &= 504 \text{ g AlCl}_3 \end{aligned}$$

Se forman 504 g de cloruro de aluminio,  $\text{AlCl}_3(\text{aq})$ .

**COMPROBACIÓN.** Verificamos si la cantidad obtenida es razonable y las unidades son adecuadas. De lo contrario, revisamos los cálculos.

### INTERNET

En las siguientes páginas web, puedes practicar los cálculos estequiométricos y ver la solución paso a paso de cada ejercicio:

<http://links.edebe.com/sd36>

<http://links.edebe.com/6yzzbi>



## 4.4. Cálculos con reactivo limitante

Cuando se lleva a cabo una reacción química en la industria o en el laboratorio, los reactivos no suelen estar presentes en cantidades estequiométricas; es decir, en las proporciones exactas que indican los coeficientes de la ecuación, por lo que la reacción finaliza cuando uno de ellos se agota, y queda parte del otro sin reaccionar.

 **El reactivo limitante** es el que se consume en su totalidad y determina la cantidad máxima de producto que se puede obtener.

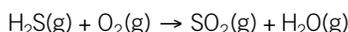
Los reactivos que solo se consumen parcialmente, sobrando parte de ellos, se denominan **reactivos en exceso**. Cuando tenemos datos de dos reactivos, debemos identificar el reactivo limitante y tomarlo como referencia en los cálculos.

### 8 EJEMPLO

La combustión del sulfuro de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{S}$ , en presencia de oxígeno,  $\text{O}_2$ , produce dióxido de azufre,  $\text{SO}_2$ , y agua,  $\text{H}_2\text{O}$ . Si se queman 18,32 g de sulfuro de hidrógeno en presencia de 40 L de oxígeno, medido a  $1,00 \cdot 10^5$  Pa y 273 K, determina qué masa de dióxido de azufre se formará.

Solución

**COMPRENSIÓN.** Tenemos los datos de los dos reactivos.

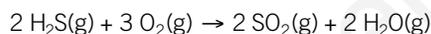


**DATOS.**  $m(\text{H}_2\text{S}) = 18,32$  g,  $V(\text{O}_2) = 40$  L = 0,040 m<sup>3</sup>, a  $1,00 \cdot 10^5$  Pa y 273 K.

Incógnitas:  $m(\text{SO}_2)$ .

**RESOLUCIÓN.**

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



— Debemos conocer cuál de los dos reactivos es el limitante. Para ello, calculamos cuántos moles hay de cada uno de los dos reactivos:

$$M_r(\text{H}_2\text{S}): 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 32,07 = 34,09 \quad M(\text{H}_2\text{S}): 34,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$18,32 \text{ g H}_2\text{S} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{34,09 \text{ g H}_2\text{S}} = 0,5374 \text{ mol H}_2\text{S}$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{pV}{RT} = \frac{1,00 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 0,040 \text{ m}^3}{8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 273 \text{ K}} = 1,8 \text{ mol O}_2$$

— Determinamos los moles de oxígeno necesarios para que reaccionen totalmente con 0,5374 moles de sulfuro de hidrógeno, teniendo en cuenta la relación estequiométrica (2 moles de sulfuro de hidrógeno consumen 3 moles de oxígeno):

$$0,5374 \text{ mol H}_2\text{S} \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{S}} = 0,8061 \text{ mol O}_2$$

Se necesitan 0,8061 moles de oxígeno para que reaccione todo el sulfuro de hidrógeno. Como tenemos 1,8 moles de oxígeno, significa que el oxígeno está en exceso y el reactivo limitante es el sulfuro de hidrógeno. Podemos calcular el exceso de oxígeno:  $\text{exceso}(\text{O}_2) = (1,8 - 0,8061) \text{ mol O}_2 = 0,9939 \text{ mol O}_2$

— Tomamos entonces como dato de referencia los 0,5374 moles de  $\text{H}_2\text{S}$  y procedemos del modo habitual para calcular la masa de  $\text{SO}_2$  que se obtendrá:

$$M_r(\text{SO}_2): 1 \cdot 32,07 + 2 \cdot 16,00 = 64,07 \quad M(\text{SO}_2): 64,07 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$0,5374 \text{ mol H}_2\text{S} \cdot \frac{2 \text{ mol SO}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{S}} \cdot \frac{64,07 \text{ g SO}_2}{1 \text{ mol SO}_2} = 34,43 \text{ g SO}_2$$

Se forman 34,60 g de dióxido de azufre.

**COMPROBACIÓN.** Verificamos si la cantidad obtenida es razonable y las unidades son adecuadas. De lo contrario, revisamos los cálculos.

FÍJATE

Para identificar el reactivo limitante, conocidas las cantidades disponibles de los dos reactivos, procedemos del siguiente modo:

- Calculamos la cantidad de ambas sustancias.
- Elegimos uno de los reactivos y calculamos la cantidad necesaria del segundo reactivo mediante la relación estequiométrica.
- Si la cantidad necesaria del segundo reactivo es menor que la cantidad disponible, este reactivo estará en exceso, y el primero será el **reactivo limitante**. Si la cantidad necesaria del segundo reactivo es mayor que la disponible, este **reactivo** será el **limitante** y el primero estará en **exceso**.

INTERNET

En los siguientes enlaces, puedes observar simulaciones de reacciones químicas que te ayudarán a comprender el concepto de reactivo limitante:

<http://links.edebe.com/3gr>

<http://links.edebe.com/28bk>

<http://links.edebe.com/tzfn>



## INTERNET

Consulta las normas de seguridad para el almacenamiento y la manipulación de los productos químicos:

<http://www.insht.es>

## 4.5. Cálculos con reactivos en disolución

En muchas ocasiones, las reacciones químicas transcurren en disolución. En estos casos, tenemos que conocer las concentraciones de las disoluciones que intervienen para calcular la cantidad de reactivo presente.

## 9 EJEMPLO

El carbonato de calcio,  $\text{CaCO}_3$ , reacciona con ácido clorhídrico,  $\text{HCl}(\text{aq})$ , para dar cloruro de calcio,  $\text{CaCl}_2$ ; dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , y agua,  $\text{H}_2\text{O}$ . Se hacen reaccionar 6,5 g de carbonato de calcio con ácido clorhídrico  $1,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Calcula el volumen de ácido clorhídrico  $1,5 \text{ M}$  necesario para que la reacción sea completa.

Solución

**COMPRENSIÓN.** Tenemos la masa de un reactivo y la concentración del reactivo del que nos piden la cantidad en volumen para que la reacción sea completa.



**DATOS.**  $m(\text{CaCO}_3) = 6,5 \text{ g}$   $c(\text{HCl}) = 1,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ; incógnitas:  $V(\text{HCl})$ .

**RESOLUCIÓN.** Escribimos la ecuación ajustada:



— Convertimos la masa de  $\text{CaCO}_3$  en cantidad de sustancia. Calculamos la cantidad de  $\text{HCl}$  necesaria, según la relación estequiométrica, y los expresamos como volumen de disolución teniendo en cuenta su concentración:

$$M_r(\text{CaCO}_3): 1 \cdot 40,08 + 1 \cdot 12,01 + 3 \cdot 16,00 = 100,09 \quad M(\text{CaCO}_3): 100,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$6,5 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ L HCl (aq)}}{1,5 \text{ mol HCl}} = 0,090 \text{ L HCl (aq)}$$

Se necesitan 90 mL de  $\text{HCl}(\text{aq})$   $1,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  para que reaccionen completamente 6,5 g de  $\text{CaCO}_3$ .

**COMPROBACIÓN.** Verificamos si la cantidad obtenida es razonable y las unidades son adecuadas. De lo contrario, revisamos los cálculos.

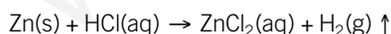
Problemas resueltos  
AEjercicios y problemas  
32

## 10 EJEMPLO

Se hacen reaccionar 5,0 g de cinc con una disolución de ácido clorhídrico 35 % en masa y densidad  $1,18 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . Calcula el volumen de ácido necesario para la reacción completa.

Solución

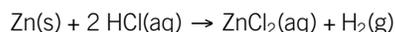
**COMPRENSIÓN.** Nos proporcionan la masa de un reactivo y la concentración y la densidad del que tenemos que calcular el volumen necesario para que la reacción sea completa.



**DATOS.**  $m(\text{Zn}) = 5,0 \text{ g}$  % masa  $(\text{HCl}) = 35 \%$   
 $d(\text{HCl}) = 1,18 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$

Incógnitas:  $V(\text{HCl})$ .

**RESOLUCIÓN.** Escribimos la ecuación ajustada:



— Determinamos la masa de  $\text{HCl}$  necesaria, procediendo del modo habitual:

$$M_r(\text{Zn}): 65,41 \quad M(\text{Zn}): 65,41 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{HCl}): 1 \cdot 1,01 + 1 \cdot 35,45 \quad M(\text{Cl}): 36,46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Calculamos el volumen de disolución de  $\text{HCl}$ , teniendo en cuenta el porcentaje en masa y la densidad de la disolución:

$$5,0 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,41 \text{ g Zn}} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{36,46 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} =$$

$$= 5,6 \text{ g HCl}$$

$$5,6 \text{ g HCl} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{35 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1,18 \text{ g disolución}} =$$

$$= 14 \text{ cm}^3$$

Se necesitan  $14 \text{ cm}^3$  de disolución de ácido clorhídrico 35 % en masa para que la reacción sea completa.

**COMPROBACIÓN.** Verificamos si la cantidad obtenida es razonable y las unidades son adecuadas. De lo contrario, revisamos los cálculos.

## 5. Rendimiento de una reacción química

En la realidad, cuando se lleva a cabo una reacción química, se obtiene menor cantidad de producto de la que teóricamente cabría esperar a partir de los cálculos estequiométricos. Cuando ocurre esto, decimos que la reacción tiene un **rendimiento inferior al 100 %**.

El **rendimiento** de una reacción química es el cociente entre la cantidad de producto obtenido realmente y la cantidad de producto que esperábamos obtener teóricamente.

$$\text{Rendimiento (\%)} = \frac{\text{Cantidad de producto obtenido}}{\text{Cantidad de producto teórico}} \cdot 100$$

Como el volumen, si son gases, y la masa son proporcionales a la cantidad de sustancia, es habitual relacionar el rendimiento de una reacción con estas magnitudes, ya que son más fáciles de determinar en la práctica que la cantidad química.

Un rendimiento menor que el teórico en una reacción química puede deberse a las siguientes causas:

- El desarrollo de la reacción se ha producido en condiciones inadecuadas.
- La existencia de reacciones secundarias paralelas que han dado lugar a productos no deseados.
- La pérdida de material durante su manipulación o purificación.
- Se ha invertido menor tiempo de reacción que el requerido.

Veamos en el siguiente ejemplo cómo a partir del valor del rendimiento de una reacción química podemos determinar la cantidad de producto real obtenida.

Para ello, solo tenemos que calcular la cantidad teórica mediante la estequiometría de la reacción y multiplicar por el rendimiento dado.



**Industria química.**

El rendimiento de una reacción química es un factor fundamental en la industria química.

### FÍJATE

Como el rendimiento real de una reacción química siempre es inferior al 100 %, se produce menos cantidad de producto que el teórico. Por tanto, necesitamos más cantidad de reactivo que la teórica para obtener la cantidad de producto deseada.

Ejercicios y problemas  
35 a 40

### 11 EJEMPLO

Se descomponen 160 g de clorato de potasio,  $\text{KClO}_3$ , y se producen cloruro de potasio y oxígeno. Calcula la masa de cloruro de potasio obtenida, en gramos, si el rendimiento de la reacción es del 85 %.

Solución

**COMPRENSIÓN.** Conocemos la masa del reactivo y el rendimiento de la reacción.



**DATOS.**  $m(\text{KClO}_3) = 160 \text{ g}$  Rendimiento = 85 %

Incógnitas:  $m(\text{KCl})$ .

**RESOLUCIÓN.** Escribimos la ecuación ajustada:



— Calculamos la masa teórica de KCl a partir de la estequiometría de la reacción:

$$M_r(\text{KClO}_3): 1 \cdot 39,10 + 1 \cdot 35,45 + 3 \cdot 16,00 = 122,55$$

$$M(\text{KClO}_3): 122,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{KCl}): 1 \cdot 39,10 + 1 \cdot 35,45 = 74,55$$

$$M(\text{KCl}): 74,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$160 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,55 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol KCl}}{2 \text{ mol KClO}_3} \cdot \frac{74,55 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 97,3 \text{ g KCl (teóricos)}$$

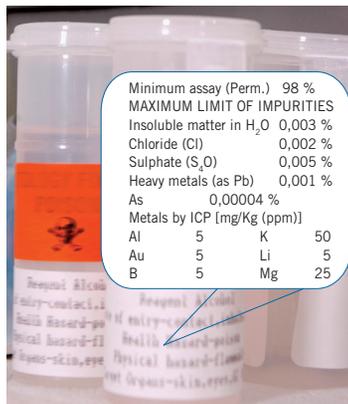
— Aplicamos el rendimiento de la reacción para conocer la cantidad obtenida realmente de KCl:

$$97,3 \text{ g KCl teóricos} \cdot \frac{85 \text{ g KCl obtenidos}}{100 \text{ g KCl teóricos}} = 83 \text{ g KCl}$$

Se obtienen 83 g de cloruro de potasio.

**COMPROBACIÓN.** Verificamos si la cantidad obtenida es razonable y las unidades son adecuadas. De lo contrario, revisamos los cálculos.

6. Reactivos impuros y pureza de una muestra



**Reactivos de laboratorio.**

Las etiquetas de las sustancias comerciales indican el porcentaje de pureza o riqueza del reactivo correspondiente.

## 6. Reactivos impuros y pureza de una muestra

Los reactivos que se utilizan en la industria química y en los laboratorios normalmente no tienen una pureza del 100 %. Es decir, contienen impurezas que debemos tener en cuenta en los cálculos, ya que solamente reaccionará la sustancia pura contenida en la muestra, y no la cantidad de muestra inicial. Para ello, definimos el concepto de riqueza o pureza.

**La riqueza o pureza de una muestra es el porcentaje de sustancia pura que contiene.**

Se puede expresar de las siguientes maneras:

$$\text{Riqueza (\% m/m)} = \frac{m(\text{sustancia pura})}{m(\text{muestra})} \cdot 100$$

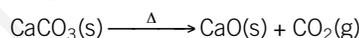
$$\text{Riqueza (\% v/v)} = \frac{V(\text{sustancia pura})}{V(\text{muestra})} \cdot 100$$

**12 EJEMPLO**

El carbonato de calcio, CaCO<sub>3</sub>(s), de las rocas calizas se descompone, al ser calentado, en óxido de calcio, CaO(s), y dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>(g). Si se calcinan 500 g de caliza al 70,0 % m/m de riqueza en carbonato de calcio, calcula la cantidad de óxido de calcio que se producirá. ¿Qué volumen de dióxido de carbono se obtendrá a 20 °C y 700 mmHg?

Solución

**COMPRENSIÓN.** Conocemos la masa y la riqueza de la muestra.



**DATOS.**  $m(\text{caliza}) = 500 \text{ g}$  Riqueza (CaCO<sub>3</sub>) = 70 % m/m  
 Incógnitas:  $m(\text{CaO})$ ;  $V(\text{CO}_2)$  a 20 °C y 700 mmHg.

**RESOLUCIÓN.** Escribimos la ecuación ajustada:  $\text{CaCO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \uparrow$

— Hallamos la masa de CaCO<sub>3</sub> que reacciona, teniendo en cuenta la riqueza de la caliza:

$$500 \text{ g caliza} \cdot \frac{70,0 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g caliza}} = 350 \text{ g CaCO}_3$$

— Determinamos la masa de CaO que se produce en la reacción:

$$M_r(\text{CaCO}_3): 1 \cdot 40,08 + 1 \cdot 12,01 + 3 \cdot 16,00 = 100,09 \quad M(\text{CaCO}_3): 100,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{CaO}): 1 \cdot 40,08 + 1 \cdot 16,00 = 56,08 \quad M(\text{CaO}): 56,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$350 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{56,08 \text{ g CaO}}{1 \text{ mol CaO}} = 196 \text{ g CaO}$$

— Determinamos la cantidad de CO<sub>2</sub> que se produce:

$$350 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 3,50 \text{ mol CO}_2$$

— Calculamos el volumen de CO<sub>2</sub> obtenido con la ecuación de estado de los gases ideales, teniendo en cuenta las condiciones de presión y temperatura:

$$T = (20 + 273) \text{ K} = 293 \text{ K};$$

$$p = 700 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 9,33 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$V(\text{CO}_2) = \frac{n R T}{p} = \frac{3,50 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 293 \text{ K}}{9,33 \cdot 10^4 \text{ Pa}} = 0,0913 \text{ m}^3 \text{ CO}_2$$

**COMPROBACIÓN.** Verificamos si la cantidad obtenida es razonable y las unidades son las adecuadas. De lo contrario, revisamos los cálculos.



**Caliza.** Roca sedimentaria compuesta mayoritariamente por calcita (CaCO<sub>3</sub>). Reacciona con ácido clorhídrico.

Textura cristalina. Color blanco, incoloro, pardo, rosa, amarillo y gris. Principalmente, se emplea en la fabricación de cementos, cerámicas y pinturas, pero también se usa como componente de medicamentos y cosméticos.



Problemas resueltos  
B



Ejercicios y problemas  
41 a 46

## 7. Industria química y medio ambiente

La química desempeña un papel fundamental en nuestra sociedad actual. Por una parte, gracias a la investigación, contribuye al desarrollo científico y tecnológico. Por otra, la aplicación de estos conocimientos a la industria ha permitido el desarrollo de procesos y la obtención de nuevos productos, que satisfacen nuestras necesidades diarias y mejoran nuestra calidad de vida.

La **industria química** se ocupa de la extracción y el procesamiento de las materias primas, tanto naturales como sintéticas, y de su transformación en otras sustancias distintas mediante reacciones químicas.

### 7.1. Tipos de industria química

La industria química tiene aplicación en sectores muy diversos, y así hablamos de industria alimentaria, metalúrgica, farmacéutica, petroquímica, papelera, etc. Si atendemos al tipo de **materia prima** utilizada y al **producto** final fabricado, distinguimos estos tipos de industria química:

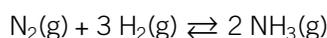
- La **industria química de base** utiliza materias primas básicas y elabora **productos intermedios** que, a su vez, sirven de materia prima para otras industrias. Ejemplos de estos productos intermedios son el amoníaco, el ácido sulfúrico, el hidróxido de sodio, el etanol, el tolueno, etc.
- La **industria química de transformación** emplea como materia prima los productos intermedios elaborados por la industria química de base, y fabrica **productos finales** dedicados al consumo directo. Entre estos productos finales podemos citar los productos de alimentación, el papel, los fármacos, la ropa, los combustibles de vehículos, etc.

### 7.2. Procesos industriales

En los procesos industriales se utilizan reacciones químicas que previamente han sido estudiadas en el laboratorio, con el objetivo de fabricar un producto de calidad al menor coste posible. A continuación, estudiaremos los procesos de obtención de algunas sustancias y materiales de gran interés para la industria y el ser humano.

#### Obtención de amoníaco

El amoníaco es un gas incoloro, con un olor agudo muy penetrante. Se obtiene a partir de sus elementos, hidrógeno y nitrógeno, por el método diseñado por Fritz Haber, denominado **síntesis de Haber**. La reacción de producción industrial del **amoníaco** es la siguiente:



El proceso de Haber (o proceso de Haber-Bosch) tiene estas tres etapas:

- **Preparación de los gases de síntesis.** Se preparan el hidrógeno y el nitrógeno.
- **Síntesis catalítica.** Los gases se ponen en contacto con un catalizador para acelerar la reacción en el reactor, que opera a 200 atm de presión y 400 °C. Estas condiciones optimizan el rendimiento y el tiempo de la reacción.
- **Separación del amoníaco.** Se enfría la mezcla que sale del reactor y se separan los gases del amoníaco en un condensador (los gases son reutilizados).

#### 7. Industria química y medio ambiente

7.1. Tipos de industria química

7.2. Procesos industriales

7.3. Desarrollo sostenible

#### Fritz Haber (1868-1934)



Químico alemán galardonado con el Premio Nobel de Química en el año 1918, por la síntesis del amoníaco.

En 1913, Haber desarrolló un método para obtener amoníaco a partir del nitrógeno del aire, y estableció las bases para su producción a gran escala. Más tarde, Carl Bosch adaptó el método para su uso comercial y se denominó **proceso Haber-Bosch**. El amoníaco se utiliza en la fabricación de explosivos y en la producción de fertilizantes.



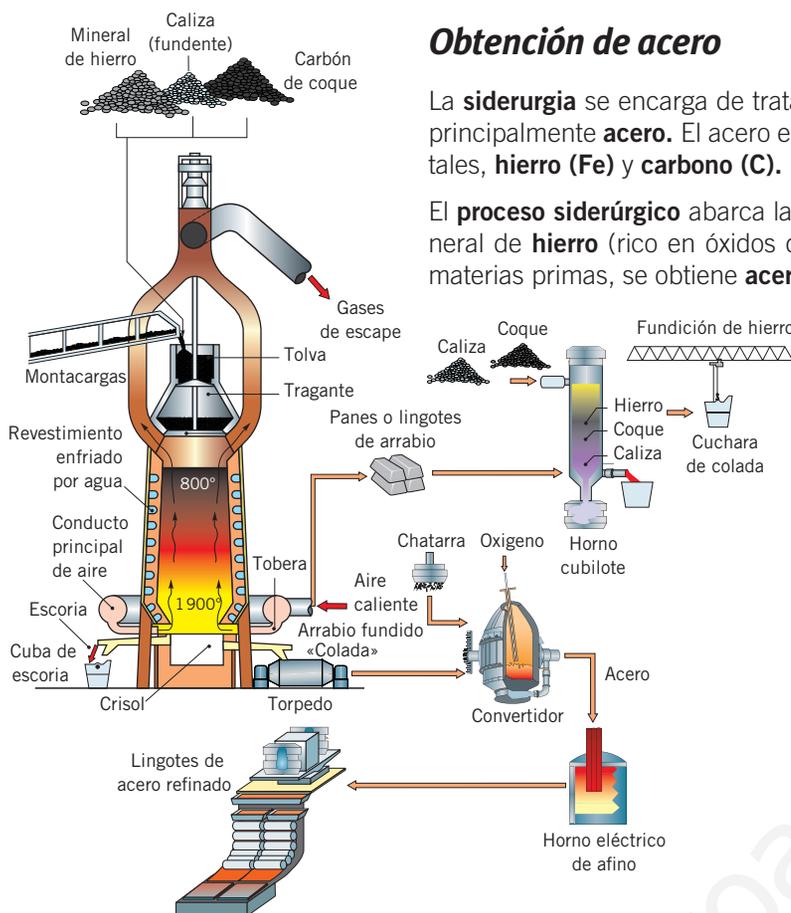
La planta experimental que utilizó Fritz Haber.

El reactor catalítico es el cilindro de la izquierda.

## Obtención de acero

La **siderurgia** se encarga de tratar el mineral del hierro para elaborar aleaciones, principalmente **acero**. El acero es una aleación con dos componentes fundamentales, **hierro (Fe)** y **carbono (C)**.

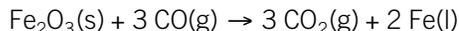
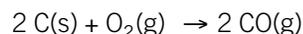
El **proceso siderúrgico** abarca las siguientes etapas, en las que partiendo del mineral de **hierro** (rico en óxidos de hierro), el **carbón de coque** y la **caliza** como materias primas, se obtiene **acero** como producto final:



— **Preparación de las materias primas.** Se acondicionan y almacenan las materias primas. Hay que moler el mineral de hierro en pequeños aglomerados.

— **Reducción del mineral de hierro para obtener arrabio.** La transformación del mineral de hierro en hierro metálico se lleva a cabo en los **altos hornos**.

Por el **tragante** (parte superior del horno) se cargan los minerales de hierro, la caliza y el coque. Por la **tobera** se inyecta aire precalentado a 1000 °C que facilita la combustión del coque. Durante esta combustión se libera monóxido de carbono (CO), que se combina con los óxidos de hierro del mineral y los reduce a hierro metálico. Estas reacciones son las siguientes:



### Esquema del proceso siderúrgico.

El arrabio que sale del alto horno puede seguir dos procesos distintos, según se utilice para fabricar acero (0,03 – 1,76 % en C) o hierro de fundición (1,76 – 6,67 % en C).

El hierro líquido formado se denomina **arrabio** y fluye hacia el fondo del horno. La caliza reacciona con las impurezas del mineral, evitando que contaminen el arrabio, y dan lugar a la **escoria** (subproducto usado en la fabricación de cementos y aislantes térmicos).

La escoria fundida y el arrabio se acumulan en el **crisol** (parte inferior del horno) y se separan; la escoria, menos densa, flota sobre el arrabio, más denso, que ocupa el fondo del crisol. Cada cierto tiempo se extrae el arrabio en una operación llamada **colada**, y se drena la escoria a una cuba.

— **Fabricación del acero.** Para obtener acero a partir del arrabio, hay que eliminar parte del carbono y las impurezas que contiene en un proceso denominado **afino**.

En un **convertidor de oxígeno** se introduce primero chatarra de acero (20-40 %) y, a continuación, el arrabio (60-80 %) procedente de los altos hornos, que tiene en torno a un 6 % de carbono.

Se inyecta oxígeno puro que oxida al carbono del arrabio, produciendo dióxido de carbono gaseoso (CO<sub>2</sub>) y reduciendo de este modo el porcentaje en carbono del arrabio, según la siguiente reacción:  $2 \text{C(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g})$

Al finalizar este proceso, se analiza la composición del acero afinado (tendrá en torno a un 2 % de carbono) y se agregan las ferroaleaciones (aleaciones con altos contenidos en elementos como cromo, wolframio, molibdeno, cobre, níquel, etc.), que aportan características especiales a los diversos tipos de acero, y se rectifica el contenido en carbono. Las propiedades mecánicas de los aceros (ductilidad, dureza, etc.) dependen de la composición de la aleación.

— **Laminación del acero en productos finales.** El acero se somete a distintos tratamientos mecánicos para obtener barras, planchas, tubos, etc.

	TIPOS DE ACERO	COMPOSICIÓN
Al carbono	De bajo carbono	% C < 0,25
	De medio carbono	0,25 < % C < 0,55
	De alto carbono	0,55 < % C < 2
Aleados	De baja aleación	< 5 % elementos aleantes (Mn, Cr, Ni, V, Ti)
	De alta aleación	> 5 % elementos aleantes (Mn, Cr, Ni, V, Ti)
Inoxidables		< 1,2 % C > 10,5 % Cr

## Obtención de aluminio

Dentro de la industria metalúrgica destaca, por sus numerosas aplicaciones, la fabricación de aluminio. El aluminio se obtiene a partir de la **bauxita**, una roca sedimentaria compuesta por óxidos de aluminio hidratados.

El **proceso de fabricación de aluminio** consta de las dos fases siguientes:

— **Extracción de la alúmina (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>)**, mediante el **proceso Bayer**.

Primero se tritura la bauxita y se lava con una disolución caliente de hidróxido de sodio (NaOH) para disolver los minerales de aluminio. Esta etapa se llama **digestión**, y se lleva a cabo a una temperatura de 140 °C.

A continuación, se procede a la **decantación** y **filtración** para retirar los sólidos no disueltos, y a la **precipitación** de la disolución para formar hidróxido de aluminio puro Al(OH)<sub>3</sub>.

Por último, el hidróxido de aluminio se calienta a 1050 °C, en una operación denominada **calcinación**, para convertirlo en alúmina (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>). En la calcinación tiene lugar la siguiente reacción química:



— **Obtención del aluminio**, mediante **electrólisis**, según esta reacción:



## Desarrollo de nuevos materiales y sus aplicaciones

Los metales y sus aleaciones tienen propiedades muy interesantes para la ingeniería y la tecnología. El acero es el más utilizado, ya que además de ser muy versátil combina buenas propiedades físicas y mecánicas y su precio es bajo.

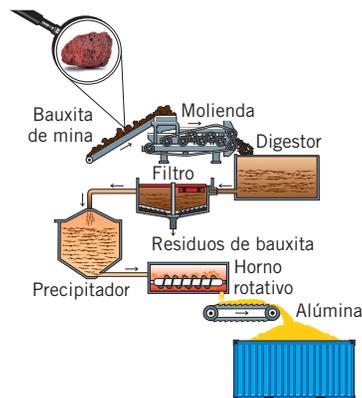
Sin embargo, en los últimos años han aparecido **nuevos materiales** mejorados como fruto de la investigación y del desarrollo en los campos de la química y de la física. Entre ellos destacamos los siguientes, que se aplican ampliamente en campos como la **nanotecnología** o la **biomedicina**:

— **Semiconductores**: materiales cuya resistencia al paso de la corriente depende de factores como la temperatura, la tensión mecánica o el grado de iluminación aplicada. El silicio, el galio o el selenio son ejemplos de ellos. Con estos materiales se fabrican microchips para dispositivos electrónicos.

— **Superconductores**: materiales como los nanotubos de carbono, las aleaciones de niobio y titanio, las cerámicas de óxidos de itrio, bario y cobre, etc., que no oponen resistencia al paso de la corriente y permiten el transporte de energía sin pérdidas. Su funcionamiento se basa en la creación de campos magnéticos muy intensos, que se utilizan actualmente en resonancias magnéticas, en frenos y en aceleradores. No obstante, se está investigando su comportamiento a temperaturas altas para aplicarlos en computación, motores y medios de transporte que leviten en el aire.

— **Siliconas**: consisten en polímeros formados por cadenas de silicio en vez de carbono. Son muy flexibles, ligeros y moldeables, por lo que se usan como **biomateriales** en prótesis e implantes como, por ejemplo, en lentes intraoculares.

— **Cristales líquidos**: materiales que presentan una fase intermedia entre la líquida y la sólida, contando con propiedades de ambas. Se aplican en pantallas de dispositivos electrónicos, como televisores, ordenadores, móviles, etc.



**Esquema del proceso Bayer.**

Principal método industrial para producir alúmina a partir de la bauxita. Este proceso fue patentado por el austriaco Karl Bayer en 1889.

### VOCABULARIO

— **Nanotecnología**. Campo de la ciencia que estudia y manipula la materia a escala nanométrica (0,1 nm - 100 nm).

— **Biomedicina**. Disciplina que aplica los principios de las ciencias naturales (biología, química y física) a la práctica clínica.

— **Biomaterial**. Compuesto diseñado para ser implantado o incorporado en un sistema vivo con el fin de reemplazar o restaurar alguna función.

### INTERNET

La **fibra óptica** es un medio de transmisión de datos muy utilizado en la actualidad en telecomunicaciones, ya que permite enviar gran cantidad de datos a mucha distancia. Está formada por hilos de vidrio transparente. En el siguiente enlace verás el proceso de fabricación:

<http://links.edebe.com/f3xf>


**INTERNET**

Analiza los signos del efecto invernadero y cómo afecta a nuestra vida cotidiana con el siguiente recurso interactivo:

<http://links.edebe.com/nuq>


**FÍJATE**

Podemos contribuir al desarrollo sostenible aplicando las siguientes medidas:

- **Reducir** la generación de residuos sólidos, consumiendo solo lo necesario y reutilizando todos los envases que podamos.
- **Contribuir** al reciclaje de residuos separando los metales, los plásticos y el vidrio de los residuos orgánicos.
- **Comprar** electrodomésticos de bajo consumo o de alta eficiencia energética.
- **Utilizar** el transporte público en lugar del coche.
- **No tener** grifos abiertos ni luces encendidas que no estamos utilizando.
- **Vestir** de forma adecuada a la estación del año y no abusar de la calefacción ni del aire acondicionado.

## 7.3. Desarrollo sostenible

La química ha proporcionado grandes progresos a la humanidad, pero también ha contribuido al agravamiento de problemas ambientales, como la contaminación del aire, el agua y el suelo. Tiene especial importancia el denominado **cambio climático**, que está íntimamente relacionado con los siguientes fenómenos:

- **Efecto invernadero.** Consiste en el **aumento de la temperatura media del planeta**, como consecuencia de la acumulación de gases en la atmósfera, emitidos cuando se queman combustibles fósiles. Estos gases son dióxido de carbono (principalmente), metano, óxidos de nitrógeno, vapor de agua, ozono y los clorofluorocarbonos (CFC), los cuales impiden que el planeta emita radiación infrarroja al espacio exterior. Como consecuencia, al haber menos pérdidas de energía, la energía total aumenta, por lo que la temperatura general también se incrementa. Un efecto directo es la elevación del nivel del mar, debido al deshielo de los casquetes polares.
- **Lluvia ácida.** El dióxido de azufre y, en menor proporción, los óxidos de nitrógeno, procedentes de las **emisiones de la industria** y del **transporte**, reaccionan con el vapor de agua de las nubes y **originan ácidos** que son arrastrados por la lluvia. Esta lluvia causa graves daños a la fauna y la flora, e incluso a los edificios y los monumentos, pues reacciona con los materiales de construcción.
- **Destrucción de la capa de ozono.** El ozono se encuentra en la estratosfera formando una capa de gas (ozonósfera) que hace de filtro contra la radiación solar. Existe una zona en esta **capa** donde la concentración de ozono es menor, conocida como «**agujero de ozono**» y provocada por los clorofluorocarbonos (CFC) que anteriormente se usaban en los aerosoles y que hoy en día están prohibidos.

En la actualidad, se están desarrollando productos y procesos que reducen o eliminan estos efectos negativos sobre el medio ambiente y la salud de las personas. Es lo que se conoce como **química verde** o **química sostenible**, cuyo objetivo es contribuir a la sostenibilidad del planeta mediante la creación de técnicas alternativas que prevengan la contaminación.

La industria química está cambiando, y ya no solo puede tener en cuenta la rentabilidad económica, sino que debe considerar también la rentabilidad medioambiental. Es decir, la química puede y debe contribuir a un futuro sostenible.

 **El desarrollo sostenible** consiste en satisfacer las necesidades de las generaciones presentes sin comprometer las de generaciones futuras.

Para lograr un desarrollo sostenible, hay que conseguir un equilibrio en sus tres dimensiones: medioambiental, económica y social. La sociedad es cada día más consciente de la problemática medioambiental, y se están adoptando medidas encaminadas hacia la sostenibilidad, tanto a nivel urbano como industrial.

A continuación, destacamos algunas de las medidas destinadas a evitar la contaminación producida por la industria química:

- Aprovechamiento de las emisiones gaseosas.
- Tratamiento y purificación de las aguas residuales.
- Reciclaje de residuos sólidos.
- Desarrollo y utilización de productos biodegradables.
- Uso de energías renovables.



Ejercicios y problemas  
48, 53 a 57, 60 y 61



Síntesis  
62 a 67



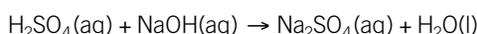
## A ESTEQUIOMETRÍA Y REACTIVOS EN DISOLUCIÓN

Reaccionan 250 mL de una disolución  $0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de hidróxido de sodio con 50 mL de otra  $1,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de ácido sulfúrico. Averigua la masa de sulfato de sodio que se origina en la reacción y las cantidades de otras sustancias que habrá al final de la reacción.

Solución

**COMPRENSIÓN.** Conocemos las cantidades de los dos reactivos (volumen y molaridad). Tenemos que averiguar cuál es el reactivo limitante, ya que este será el que se consumirá totalmente.

Por tanto, partiremos de la cantidad de reactivo limitante para realizar los cálculos estequiométricos pertinentes y hallar las cantidades pedidas en el problema.



### DATOS.

$$V(\text{NaOH}) = 250 \text{ mL} \quad c(\text{NaOH}) = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 50 \text{ mL} \quad c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Incógnitas:  $m(\text{Na}_2\text{SO}_4)$ ;  $m(\text{H}_2\text{O})$ .

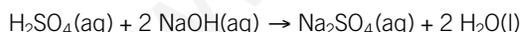
**RESOLUCIÓN.** Intenta resolver el problema tú solo; para ello, oculta la respuesta y sigue estos pasos:

### Pasos

- Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente.
- Calculamos la cantidad de moles de cada reactivo contenida en el volumen de disolución que nos dan, teniendo en cuenta la concentración de cada disolución.
- Determinamos qué reactivo es el limitante y cuál está en exceso, aplicando la relación molar entre ambos.
- Calculamos la masa de sulfato de sodio formada a partir de la cantidad de reactivo limitante, teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción.
- Al final de la reacción, quedarán también la masa de agua formada y la parte del reactivo en exceso.
- Indicamos la cantidad de reactivo que sobra, restando la cantidad de partida menos la que reacciona.

### Respuesta

- Escribimos la ecuación química ajustada:



- Hallamos los moles de cada reactivo, aplicando la molaridad de cada disolución.

$$250 \text{ mL } \frac{\text{NaOH}(\text{aq})}{1000 \text{ mL NaOH}(\text{aq})} \cdot \frac{1 \text{ L NaOH}(\text{aq})}{1000 \text{ mL NaOH}(\text{aq})} \cdot \frac{0,50 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH}(\text{aq})} = 0,13 \text{ mol NaOH}$$

$$50 \text{ mL } \frac{\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})}{1000 \text{ mL H}_2\text{SO}_4(\text{aq})} \cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4(\text{aq})}{1000 \text{ mL H}_2\text{SO}_4(\text{aq})} \cdot \frac{1,5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4(\text{aq})} = 0,080 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

- Calculamos los moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  necesarios para que reaccione todo el  $\text{NaOH}$  presente:

$$0,13 \text{ mol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} = 0,070 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

Hacen falta 0,070 moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  para que reaccione todo el  $\text{NaOH}$ . Como tenemos más cantidad de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 0,080 moles, el  $\text{H}_2\text{SO}_4$  está en exceso, y el reactivo limitante es el  $\text{NaOH}$ .

- Calculamos la masa de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  formada:

$$M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4): 2 \cdot 22,99 + 1 \cdot 32,07 + 4 \cdot 16,00 = 142,05$$

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4): 142,05 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$0,13 \text{ mol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{142,05 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} = 9,2 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

- Calculamos la masa de  $\text{H}_2\text{O}$  que se origina en la reacción:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}): 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 18,02$$

$$M(\text{H}_2\text{O}): 18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$0,13 \text{ mol NaOH} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{18,02 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 2,3 \text{ g H}_2\text{O}$$

- Determinamos el exceso de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  que quedará al final de la reacción:

$$\text{Exceso } (\text{H}_2\text{SO}_4) = (0,080 - 0,070) \text{ mol} = 0,010 \text{ mol}$$

Al final de la reacción se han formado 9,2 g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , 2,3 g de  $\text{H}_2\text{O}$ , y han sobrado 0,010 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**COMPROBACIÓN.** Verificamos si la cantidad obtenida es razonable y las unidades son las adecuadas.

1. ★★★ El KI reacciona con  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  para dar un precipitado amarillo,  $\text{PbI}_2$ , y otra sustancia. Si mezclamos 25 mL de una disolución  $0,30 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de KI con 15 mL de disolución  $0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , ¿qué cantidad de precipitado obtendremos?

Sol.: 1,7 g

2. ★★★ Al calentar  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  y  $\text{HCl}$  se forma gas  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{CaCl}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ . Si se hacen reaccionar 50 g de  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  y 275 mL de  $\text{HCl}$ , 6,0 M, determina los gramos de  $\text{Cl}_2$  que se producen en la reacción y la cantidad de reactivos en exceso.

Sol.: 50 g  $\text{Cl}_2$ ; 1 · 10 g de  $\text{HCl}$  en exceso

## B ESTEQUIOMETRÍA Y RIQUEZA DE UNA MUESTRA

La galena es un mineral que contiene sulfuro de plomo(II). La tostación de la galena se representa por la siguiente ecuación química (sin ajustar):  $\text{PbS(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{PbO(s)} + \text{SO}_2(\text{g})$ . Calcula el volumen de dióxido de azufre que se obtendrá al tostar 1,00 kg de mineral con un 75,0 % de riqueza en masa en PbS, si se recoge a  $1,00 \cdot 10^5$  Pa y 400 °C. Averigua el volumen de aire, medido en condiciones estándar, que ha sido necesario para completar la reacción. Considera que el aire tiene un 21 % en volumen de oxígeno.

Solución

**COMPRENSIÓN.** Debemos calcular la cantidad de reactivo, sulfuro de plomo(II), que hay en 1 kg de galena. Después, ejecutaremos los cálculos estequiométricos correspondientes para hallar las cantidades pedidas en el problema.

**DATOS.**  $m$  (galena) = 1,00 kg; Riqueza (PbS) = 75,0 % m/m

$p = 1,00 \cdot 10^5$  Pa;  $T = 400$  °C = 673 K

Incógnitas:  $V(\text{SO}_2)$ ;  $V(\text{O}_2)$ .

**RESOLUCIÓN.** Intenta resolver el problema tú solo; para ello, oculta la respuesta y sigue estos pasos:

### Pasos

- Ajustamos la ecuación química correspondiente.
- Calculamos la cantidad de sulfuro de plomo(II) que hay en 1 kg de mineral. El sulfuro de plomo(II) será, obviamente, el reactivo limitante.
- Determinamos la cantidad de dióxido de azufre que se origina en la reacción, teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción.
- Pasamos los moles de dióxido de azufre a volumen, utilizando la ecuación de estado de los gases ideales, con las condiciones de presión y temperatura dadas.
- Calculamos el volumen de oxígeno que ha reaccionado a partir de la estequiometría de la reacción y el volumen molar, ya que nos lo piden en condiciones estándar ( $10^5$  Pa y 273 K).
- Por último, indicamos el volumen de aire, teniendo presente el porcentaje de oxígeno en el aire.

### Respuesta

- Escribimos la ecuación química ajustada:



- Calculamos la masa de PbS presente en un 1 kg de galena, teniendo en cuenta la riqueza en sulfuro de plomo:

$$1,00 \text{ kg galena} \cdot \frac{1000 \text{ g galena}}{1 \text{ kg galena}} \cdot \frac{75,0 \text{ g PbS}}{100 \text{ g galena}} = 750 \text{ g PbS}$$

- Calculamos los moles de  $\text{SO}_2$  que se producen en la reacción, teniendo en cuenta la relación molar entre el PbS y el  $\text{SO}_2$ :

$$M_r(\text{PbS}): 1 \cdot 207,19 + 1 \cdot 32,07 = 239,26$$

$$M(\text{PbS}): 239,26 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$750 \text{ g PbS} \cdot \frac{1 \text{ mol PbS}}{239,26 \text{ g PbS}} \cdot \frac{2 \text{ mol SO}_2}{2 \text{ mol PbS}} = 3,13 \text{ mol SO}_2$$

- Hallamos el volumen de  $\text{SO}_2$  con la ecuación de estado de los gases ideales, considerando las condiciones de presión y temperatura a las que se recoge:

$$V(\text{SO}_2) = \frac{nRT}{p}$$

$$V(\text{SO}_2) = \frac{3,13 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 673 \text{ K}}{1,00 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 0,175 \text{ m}^3 \text{ SO}_2 = 175 \text{ L SO}_2$$

- Determinamos el volumen de  $\text{O}_2$  necesario para la reacción. Como nos lo piden en condiciones estándar, podemos utilizar el volumen molar para la conversión a litros:

$$750 \text{ g PbS} \cdot \frac{1 \text{ mol PbS}}{239,3 \text{ g PbS}} \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol PbS}} \cdot \frac{22,7 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 107 \text{ L O}_2$$

- Hallamos el volumen de aire equivalente, sabiendo que el 21 % del aire es oxígeno:

$$107 \text{ L O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21 \text{ L O}_2} = 510 \text{ L aire}$$

En la reacción se han producido 175 L de  $\text{SO}_2$ , medidos a  $1,00 \cdot 10^5$  Pa y 400 °C y, para ello, han intervenido 510 L de aire, medidos en condiciones estándar.

**COMPROBACIÓN.** Verificamos si la cantidad obtenida es razonable y las unidades son las adecuadas. De lo contrario, revisamos los cálculos.

3. ★★★ La blenda es un mineral cuyo principal componente es el sulfuro de cinc. Por tostación de la blenda, se obtienen óxido de cinc y dióxido de azufre. Calcula la pureza en sulfuro de cinc de una blenda, sabiendo que la tostación de 13,0 g de mineral produce 2,50 L de dióxido de azufre gaseoso, medido en condiciones estándar.

Sol.: 82,3 %

4. ★★★ La reacción del carbonato de calcio con ácido clorhídrico produce dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua. Calcula la cantidad de caliza, del 92,00 % m/m de riqueza en carbonato de calcio, necesaria para obtener 2,500 kg de cloruro de calcio. ¿Qué volumen ocupa el dióxido de carbono obtenido, medido a 25 °C y 770 mmHg de presión? 

Sol.: 2,451 kg; 542 L de  $\text{SO}_2$

**1 CONCEPTO DE REACCIÓN QUÍMICA**

5. ★☆☆ Observa las reacciones químicas que se dan en la naturaleza. Explícalas respondiendo a las siguientes preguntas: a) ¿Qué es lo que ves? b) ¿Qué te hace decir eso?
6. ★☆☆ Clasifica como cambios físicos o químicos los siguientes procesos. Justifica tus respuestas.  
a) Añadir sal a una cazuela con agua caliente. b) Fermentar el mosto de la uva. c) Deshacer cubitos de hielo. d) Encender una cerilla.
7. ★☆☆ Indica los reactivos y los productos de estas reacciones químicas:  
a) El óxido de calcio reacciona con el agua para dar hidróxido de calcio.  
b) Para obtener óxido de nitrógeno(II), hacemos reaccionar amoníaco y oxígeno, formándose también vapor de agua.  
c) La descomposición del óxido de mercurio(II) origina mercurio elemental y oxígeno molecular.  
— Indica qué enlaces se rompen y cuáles se forman en cada reacción.
8. ★☆☆ La combustión del metano (CH<sub>4</sub>) en presencia de oxígeno origina dióxido de carbono y vapor de agua. Indica los reactivos y los productos, y explica qué enlaces se rompen y cuáles se forman. Haz un esquema de la reacción a nivel molecular.
9. ★☆☆ Busca información sobre la reacción de corrosión de los metales. Señala los reactivos y los productos, y explica por qué sabes que se trata de un cambio químico. @
10. ★★★ Realiza el siguiente experimento con un compañero o compañera:  
1. Traed de casa vinagre, hidrogenocarbonato de sodio (conocido de forma común como «bicarbonato de sodio»), una botella de plástico, una cuchara y un globo.  
2. Poned unas cucharadas de hidrogenocarbonato de sodio en la botella.  
3. Echad vinagre en el globo y unir el globo a la botella de manera que cubra la boca de la botella.  
a) ¿Qué ocurre? b) ¿Por qué pensáis que sucede esto? Debatidlo entre los dos y escribid vuestra hipótesis conjuntamente.

**2 ECUACIONES QUÍMICAS**

11. ★☆☆ Ajusta la siguiente ecuación química e indica qué información cualitativa puedes extraer de ella:  
$$\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g})$$
12. ★☆☆ Ajusta las siguientes ecuaciones químicas por el método de tanteo o por el del sistema de ecuaciones:  
a)  $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{FeCl}_3(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$   
b)  $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

- c)  $\text{Ag}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Ag}_2\text{O}(\text{s})$   
d)  $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
e)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

13. ★☆☆ Ajusta las siguientes ecuaciones químicas por el método que consideres más oportuno:  
a)  $\text{PCl}_3(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq})$   
b)  $\text{PdCl}_2(\text{aq}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Pd}(\text{NO}_3)_2(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq})$   
c)  $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_3(\text{g})$   
d)  $\text{Al}_4\text{C}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) + \text{CH}_4(\text{g})$   
e)  $\text{Na}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{s})$   
f)  $\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{Si}(\text{s}) \rightarrow \text{Cr}(\text{s}) + \text{SiO}_2(\text{s})$   
— Interpretalas en términos atómico-moleculares y en términos molares.
14. ★★★ Escribe las ecuaciones químicas ajustadas que representan las reacciones químicas siguientes, e interprétalas en términos atómico-moleculares y molares:  
a) Al calentar carbonato de amonio, se libera amoníaco, dióxido de carbono y agua.  
b) El cinc reacciona con el vapor de agua y se obtiene óxido de cinc e hidrógeno.  
c) La descomposición del ácido carbónico origina dióxido de carbono y agua.  
d) Al quemar propano (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) en presencia de oxígeno, se obtiene dióxido de carbono y agua.

**3 TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS**

15. ★☆☆ Clasifica las reacciones químicas descritas a continuación según el mecanismo de intercambio que se produce. Escribe las ecuaciones y ajústalas. 🎓  
a) Yoduro de sodio + cloro → cloruro de sodio + yodo  
b) Óxido de plata → plata + oxígeno  
c) Sodio + cloro → cloruro de sodio
16. ★☆☆ Clasifica las siguientes reacciones químicas descritas en función de las partículas intercambiadas. Ajusta las ecuaciones. 🎓  
a)  $\text{Mg}(\text{s}) + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{aq})$   
b)  $\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{K}_2\text{CrO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s}) + \text{KNO}_3(\text{aq})$   
c)  $\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{KNO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
17. ★☆☆ Escribe la ecuación química que representa la reacción de neutralización del ácido sulfúrico con el hidróxido de aluminio. ¿Es de doble desplazamiento? Justifica tu respuesta. 🎓
18. ★☆☆ Escribe la ecuación química que representa la reacción entre el aluminio y el cloro para formar cloruro de aluminio. Indica cuál es el oxidante y cuál es el reductor. ¿Se trata de una reacción de síntesis o de descomposición?

19. ★☆☆ Describe la reacción de combustión de una gasolina, suponiendo que está totalmente formada por octano ( $C_8H_{18}$ ). Identifica el combustible y el comburente.
20. ★☆☆ Un clavo de hierro se introduce en una disolución de sulfato de cobre(II). Se observa que la disolución se decolora y se forma un precipitado de cobre. Escribe la ecuación química ajustada y clasifícala en función del mecanismo de intercambio y de las partículas intercambiadas.
21. ★☆☆ La celulosa es el principal componente del papel.  
— Escribe la ecuación química que describe la combustión completa del papel y propón otra para su combustión incompleta.
22. ★★★ Analiza el siguiente experimento a partir del vídeo:  <http://links.edebe.com/2zq>
- ¿Qué has observado durante la experiencia?
  - ¿Qué piensas que sucede?
  - ¿Qué preguntas te planteas después de visionar esta experiencia?
  - ¿Por qué una mitad de la manzana se oxida y la otra no?
  - Discutid en parejas y luego compartid las respuestas con el resto de compañeros y compañeras.
23. ★★★ Investiga las aplicaciones de los biocombustibles en nuestra vida cotidiana. Elige un proceso que emplee biocombustibles y describe la reacción química que lo representa. 

#### 4 ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

24. ★☆☆ A  $400\text{ }^\circ\text{C}$  el nitrato de amonio se descompone en monóxido de dinitrógeno,  $N_2O$ , y vapor de agua. Calcula los gramos de agua que se formarán en la descomposición de  $8,00\text{ g}$  de nitrato de amonio.  
Sol.:  $3,60\text{ g}$  de  $H_2O$
25. ★☆☆ El monóxido de nitrógeno,  $NO$ , es uno de los contaminantes emitidos por los vehículos y está involucrado en la formación de la lluvia ácida. Una forma de eliminar el  $NO$  de las emisiones gaseosas es hacerlo reaccionar con amoníaco. Los productos formados en la reacción son nitrógeno gaseoso y agua. Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente a esta reacción.  
— ¿Cuál es la masa de amoníaco necesaria para que reaccionen  $16,5$  moles de monóxido de nitrógeno?  
Sol.:  $187\text{ g}$  de  $NH_3$
26. ★☆☆ Calcula el volumen de dióxido de carbono,  $CO_2$ , que se desprende, a  $10^5\text{ Pa}$  y  $273\text{ K}$ , al quemar  $30\text{ g}$  de etanol ( $C_2H_5OH$ ).  
Sol.:  $30\text{ L}$  de  $CO_2$
27. ★☆☆ Se hacen reaccionar  $0,92$  moles de ácido sulfúrico y  $1,49$  moles de cloruro de sodio. Calcula la masa de sulfato de sodio obtenida, indicando cuál es el reactivo limitante y el exceso del otro reactivo.  
Sol.:  $106\text{ g}$  de  $NaSO_4$ ;  $18\text{ g}$  de  $H_2SO_4$  en exceso
28. ★☆☆ La hidracina,  $N_2H_4$ , y el peróxido de hidrógeno,  $H_2O_2$ , mezclados se usan como combustibles para cohetes. Los productos de reacción son nitrógeno y agua. Calcula la masa de peróxido de hidrógeno que se requiere por cada  $1,0\text{ g}$  de hidracina en el cohete.  
Sol.:  $2,1\text{ g}$  de  $H_2O$
29. ★☆☆ Un coche recorre  $9,5\text{ km}$  por cada  $1,0\text{ L}$  de gasolina consumido. Calcula el volumen de oxígeno, en  $L$ , medido a  $10^5\text{ Pa}$  y  $273\text{ K}$ , que se requiere para un viaje de  $850\text{ km}$ . Considera que la composición de la gasolina es octano ( $C_8H_{18}$ ) y su densidad es de  $0,69\text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ .  
Sol.:  $1,5\cdot 10^5\text{ L}$  de  $O_2$
30. ★☆☆ En un recipiente se introducen  $100\text{ g}$  de nitrógeno y  $100\text{ g}$  de hidrógeno. Ambas sustancias reaccionan entre sí y se origina amoníaco. Si los reactivos y los productos se encuentran en estado gaseoso, indica cuál es el reactivo limitante y la cantidad de reactivo en exceso. ¿Qué volumen de amoníaco se obtiene, medido a  $720\text{ mmHg}$  y  $22\text{ }^\circ\text{C}$ ?  
Sol.:  $78,0\text{ g}$  de  $H_2$  en exceso;  $182\text{ L}$
31. ★☆☆ Una disolución de nitrato de plata se mezcla con otra de cloruro de sodio. Si cada una de ellas contiene  $20,0\text{ g}$  de sustancia, halla la masa de cloruro de plata que se forma.  
Sol.:  $16,9\text{ g}$  de  $AgCl$
32. ★☆☆ Una disolución que contiene  $0,50\text{ g}$  de hidróxido de calcio se neutraliza con ácido clorhídrico  $0,10\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .  
— Calcula el volumen de ácido necesario.  
Sol.:  $0,13\text{ L}$  de  $HCl$
33. ★☆☆ Un globo se llena con hidrógeno procedente de la reacción entre el hidruro de calcio y el agua. Si el otro producto obtenido en la reacción es hidróxido de calcio, calcula: 
- La masa de hidruro de calcio necesaria para producir  $5,0\text{ L}$  de hidrógeno, medidos en condiciones estándar, para llenar el globo.
  - El volumen de ácido clorhídrico  $0,50\text{ M}$  que se requiere para que reaccione con todo el hidróxido de calcio formado.  
Sol.: a)  $4,6\text{ g}$  de  $CaH_2$ ; b)  $0,44\text{ L}$  de  $HCl$
34. ★☆☆ Se mezclan  $50\text{ mL}$  de una disolución  $0,50\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  de cloruro de cobalto(II) con idéntico volumen de otra disolución  $1,3\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  de carbonato de sodio, formándose un precipitado de carbonato de cobalto(II) y cloruro de sodio. 
- ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuánto sobra del que está en exceso?
  - ¿Qué cantidad de precipitado se obtendrá?  
Sol.: a)  $0,040\text{ mol}$  de  $Na_2CO_3$  en exceso; b)  $3,0\text{ g}$  de  $CoCO_3$

#### 5 RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

35. ★☆☆ En el proceso de oxidación de una lámina de hierro de  $150\text{ g}$  se generan  $80\text{ g}$  de óxido de hierro(III).  
— Calcula el rendimiento de la reacción.  
Sol.:  $37\%$
36. ★☆☆ La reacción entre el nitrato de plomo(II) y el yoduro de potasio produce yoduro de plomo(II) y nitrato de potasio.  
a) Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente al proceso. b) Si se hacen reaccionar  $15,0\text{ g}$  de nitrato de plomo(II), se obtienen  $18,5\text{ g}$  de yoduro de plomo(II). ¿Cuál es el rendimiento del proceso?  
Sol.: b)  $88,5\%$



37. ★★★ Determina la masa de amoníaco que se puede obtener a partir de 10 L de hidrógeno, medidos a  $10^5$  Pa y 273 K, si el rendimiento de la reacción es del 70 %.

Sol.: 3,5 g

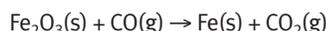
38. ★★★ Calcula los volúmenes de nitrógeno y de hidrógeno, medidos a  $10^5$  Pa y 273 K, necesarios para obtener 20,4 L de amoníaco, en las mismas condiciones. Ten en cuenta que el rendimiento de la reacción es del 30,0 %.

Sol.: 34,0 L de  $N_2$  y 102 L de  $H_2$

39. ★★★ La reacción entre el nitrato de sodio y el ácido sulfúrico produce sulfato de sodio y ácido nítrico. Si se quieren obtener 100 g de ácido nítrico, calcula la cantidad de ácido sulfúrico que se debe emplear, suponiendo un rendimiento del 70,0 % en el proceso.

Sol.: 111 g de  $H_2SO_4$

40. ★★★ El hierro se obtiene en los altos hornos haciendo reaccionar los minerales de hierro, fundamentalmente  $Fe_2O_3$ , con monóxido de carbono, según la siguiente ecuación (no ajustada):



Si tenemos un mineral que contiene 1000 kg de  $Fe_2O_3$ , ¿cuántos kilogramos de hierro obtendremos si el rendimiento del proceso es del 75,2 %?

Sol.: 526 kg de Fe obtenido

## 6 REACTIVOS IMPUROS Y PUREZA DE UNA MUESTRA

41. ★★★ Determina la cantidad de hierro puro contenido en una muestra de 39 g de hierro del 70 % m/m de riqueza.

Sol.: 27 g de Fe

42. ★★★ Al calentar el óxido de mercurio(II) se descompone en oxígeno gaseoso y mercurio metálico.

— Calcula la cantidad de mercurio metálico que se obtendrá al descomponer 20,5 g de un óxido del 80 % m/m de pureza.

Sol.: 15 g de Hg

43. ★★★ Halla la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato de calcio es del 85,3 % m/m, que se necesita para obtener 100 L de dióxido de carbono, medidos a  $18^\circ C$  y 752 mmHg, mediante la reacción con ácido clorhídrico.

Sol.: 485 g de caliza

44. ★★★ El potasio reacciona con el agua y produce hidróxido de potasio e hidrógeno gaseoso. Para ello, disponemos de agua suficiente y de una muestra de 400 g de sustancia que contiene K(s), a partir de la cual obtenemos 100 L de  $H_2(g)$  a  $10^5$  Pa y 273 K. Calcula la riqueza de la muestra en potasio.

Sol.: 86,0 % m/m

45. ★★★ Al tratar 0,50 g de una muestra de sulfuro de hierro(II) con ácido clorhídrico, se forma cloruro de hierro(II) y se desprenden 100 mL de sulfuro de hidrógeno gaseoso, medidos a  $27^\circ C$  y 760 mmHg. Determina la pureza de la muestra en tanto por ciento en masa.

Sol.: 71 % m/m

46. ★★★ Por tostación del sulfuro de mercurio(II) se obtienen dióxido de azufre y mercurio líquido. Si tostamos 1,00 kg de cinabrio, mineral que contiene un 80,0 % m/m de sulfuro de mercurio(II), determina:

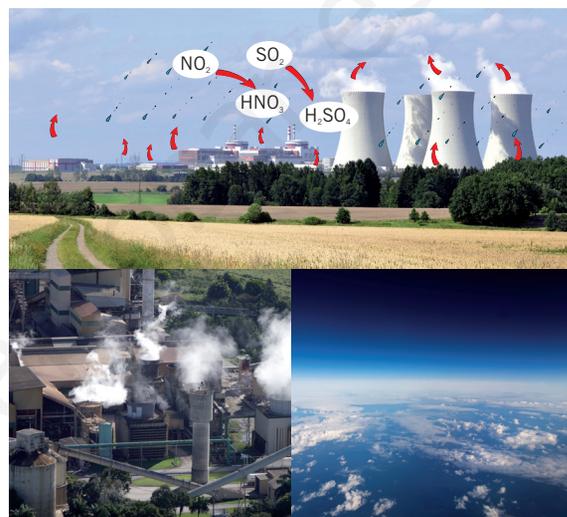
- a) El volumen de mercurio líquido que se forma si la densidad de este es de  $13600\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ . b) El volumen mínimo de aire que se requiere, medido en condiciones estándar, y suponiendo que el aire contiene un 21 % en volumen de oxígeno.

Sol.: a) 50,7 mL de mercurio; b) 372 L de aire

## 7 INDUSTRIA QUÍMICA Y MEDIO AMBIENTE

47. ★★★ Clasifica los siguientes productos como intermedios o finales: jabón, amoníaco, vidrio, papel, cloro, cosméticos, ácido nítrico y carbonato de sodio. ¿A qué tipo de industria química pertenece cada uno?

48. ★★★ Describe estas imágenes y relaciónalas con el fenómeno medioambiental que representan:



49. ★★★ Investiga sobre el proceso de obtención de ácido sulfúrico industrial. ¿A qué tipo de industria química pertenece?

50. ★★★ Busca en Internet las aplicaciones de los distintos tipos de acero según su composición. Elabora una tabla y compárala con la de tus compañeros y compañeras.

51. ★★★ ¿Qué es el proceso Solvay? Infórmate y describe las fases del proceso y las reacciones involucradas.

— Elabora una presentación con el resultado de tu investigación y preséntala al resto de la clase.

52. ★★★ Entra en los siguientes enlaces sobre el descubrimiento de un nuevo adhesivo para reparar corazones y contesta a las preguntas:

<http://links.edebe.com/ggq7>

<http://links.edebe.com/3b2>

- a) ¿Qué propiedades interesantes tiene este nuevo material? b) ¿Cuál es su principio de funcionamiento? c) ¿Con qué campo de la ciencia está íntimamente relacionado este descubrimiento?

53. ★★★ Infórmate acerca de la repercusión de la industria química sobre el medio ambiente. Prepara una presentación y lleva a cabo una exposición en clase, proponiendo medidas para un desarrollo sostenible.

54. ★★☆☆ Lee los siguientes titulares de noticias y explica el concepto al que hacen referencia:

«Crean un plástico biodegradable para electrodomésticos a partir de paja de trigo»

«Nuevos materiales favorecerán la fabricación de coches biodegradables»

— Organiza un coloquio para comentar vuestras respuestas y elabora una respuesta conjunta.

55. ★★☆☆ Elabora un mapa conceptual sobre el tema del desarrollo sostenible. Compara tu mapa con el del resto de compañeros y compañeras, y amplíalo desde nuevas perspectivas.

56. ★★☆☆ Comenta las siguientes noticias:

— «El deshielo Ártico elevará el nivel del mar entre 0,9 y 1,6 metros en 2100».

— «El calentamiento global puede multiplicar por diez los huracanes de gran potencia».

— «El diferente calentamiento entre hemisferios puede reprogramar las lluvias tropicales».

57. ★★☆☆ Haz un esquema de las energías renovables con la ayuda de la siguiente aplicación interactiva: @

<http://links.edebe.com/ubkntp>

58. ★★★ Busca en Internet el proceso de obtención del bioetanol y las reacciones que lo producen. Elabora un breve informe sobre las aplicaciones que tiene en la actualidad. @

59. ★★★ Explica las etapas que tienen lugar en el proceso de fabricación de polímeros artificiales. Investiga en Internet y cita sus aplicaciones en campos como la biomedicina o la aeronáutica, poniendo ejemplos concretos de nuevos polímeros. Elabora una presentación multimedia en la que estructures toda la información.

60. ★★★ Busca en la prensa o Internet noticias que hagan referencia al cambio climático. Después, confecciona con tus compañeros y compañeras un dossier con todas las noticias y las imágenes conseguidas. @

61. ★★★ ¿Qué es el protocolo de Kioto? Busca información en Internet y elabora un trabajo monográfico en el que reflejes su objetivo y su ámbito de actuación. @

## SÍNTESIS

62. ★★☆☆ En un generador portátil de hidrógeno se hacen reaccionar 30,0 g de hidruro de calcio con 30,0 g de agua, formándose hidróxido de calcio e hidrógeno gaseoso. Determina:

a) Si existe algún reactivo en exceso y en qué cantidad.  
b) El volumen de hidrógeno que se produce, medido a 20 °C y 745 mmHg. c) El rendimiento de la reacción si el volumen real de hidrógeno producido fue de 34,0 L.

Sol.: a) 4,1 g de H<sub>2</sub>O en exceso; b) 35,1 L; c) 96,9 %

63. ★★☆☆ El carburo de silicio, o carborundo, es un abrasivo de gran aplicación industrial. Se obtiene a partir de la reacción entre el dióxido de silicio y el carbono, generándose también dióxido de carbono. Calcula: 🎓

a) La cantidad de carburo de silicio que se obtendrá a partir de 1,0 toneladas de muestra con una riqueza del 93 % en masa de dióxido de silicio. b) La cantidad de carbono, en t, necesaria para que se complete la reacción anterior. c) El volumen de dióxido de carbono, en m<sup>3</sup>, medido a 20 °C y 705 mmHg, producido en la reacción.

Sol.: a) 0,62 t; b) 0,37 t; c) 4,0 · 10<sup>2</sup> m<sup>3</sup>

64. ★★☆☆ Disponemos de 500 kg de mineral con una riqueza del 20 % en masa de carbonato de cobre(II). Si lo hacemos reaccionar con 100 L de una disolución acuosa de ácido nítrico de densidad 1,390 g · cm<sup>-3</sup> y pureza del 65 % m/m, se forman nitrato de cobre(II), dióxido de carbono y agua. Determina: 🎓

a) La ecuación química ajustada que corresponde a esta reacción química. b) El reactivo que queda en exceso. c) La cantidad de nitrato de cobre(II), expresada en kg, que se origina si el rendimiento del proceso es del 86 %.

Sol.: c) 1,1 · 10<sup>3</sup> kg

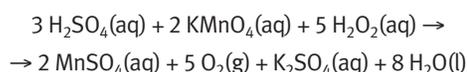
65. ★★★ La glucosa (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>), en ausencia de oxígeno, sufre un proceso denominado fermentación alcohólica, por la acción de ciertas levaduras anaerobias. Durante este proceso, las levaduras transforman la glucosa en etanol (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O) y dióxido de carbono. @

a) Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente a la fermentación alcohólica. b) Interpreta la ecuación química anterior en términos atómico-moleculares y en términos molares, y clasifícala según el mecanismo de intercambio. c) Cita algunas aplicaciones industriales de esta reacción. ¿A qué tipo de industria pertenece? d) Haz un esquema del proceso de elaboración de una bebida que se obtenga mediante fermentación alcohólica, y explica las posibles repercusiones del proceso sobre el medio ambiente. Para ello, investiga en Internet.

66. ★★★ El *gas de síntesis* es una mezcla gaseosa compuesta por monóxido de carbono e hidrógeno. Se puede obtener a partir de la reacción entre el metano (CH<sub>4</sub>) y el vapor de agua.

a) Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente y clasifícala según las partículas intercambiadas. b) Busca su riqueza en hidrógeno, sus aplicaciones y los tipos de industria química en los que interviene. Refleja toda esta información en un informe. @

67. ★★★ El agua oxigenada es una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>). En el laboratorio, se dispone de una disolución de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, de la que se desea averiguar su concentración. Para ello, se toma una muestra de 25 mL de agua oxigenada, se le añaden 10 mL de ácido sulfúrico diluido y se valora con permanganato de potasio 0,020 M, gastándose 25 mL de esta disolución. Teniendo en cuenta la siguiente ecuación química (ajustada): 🎓



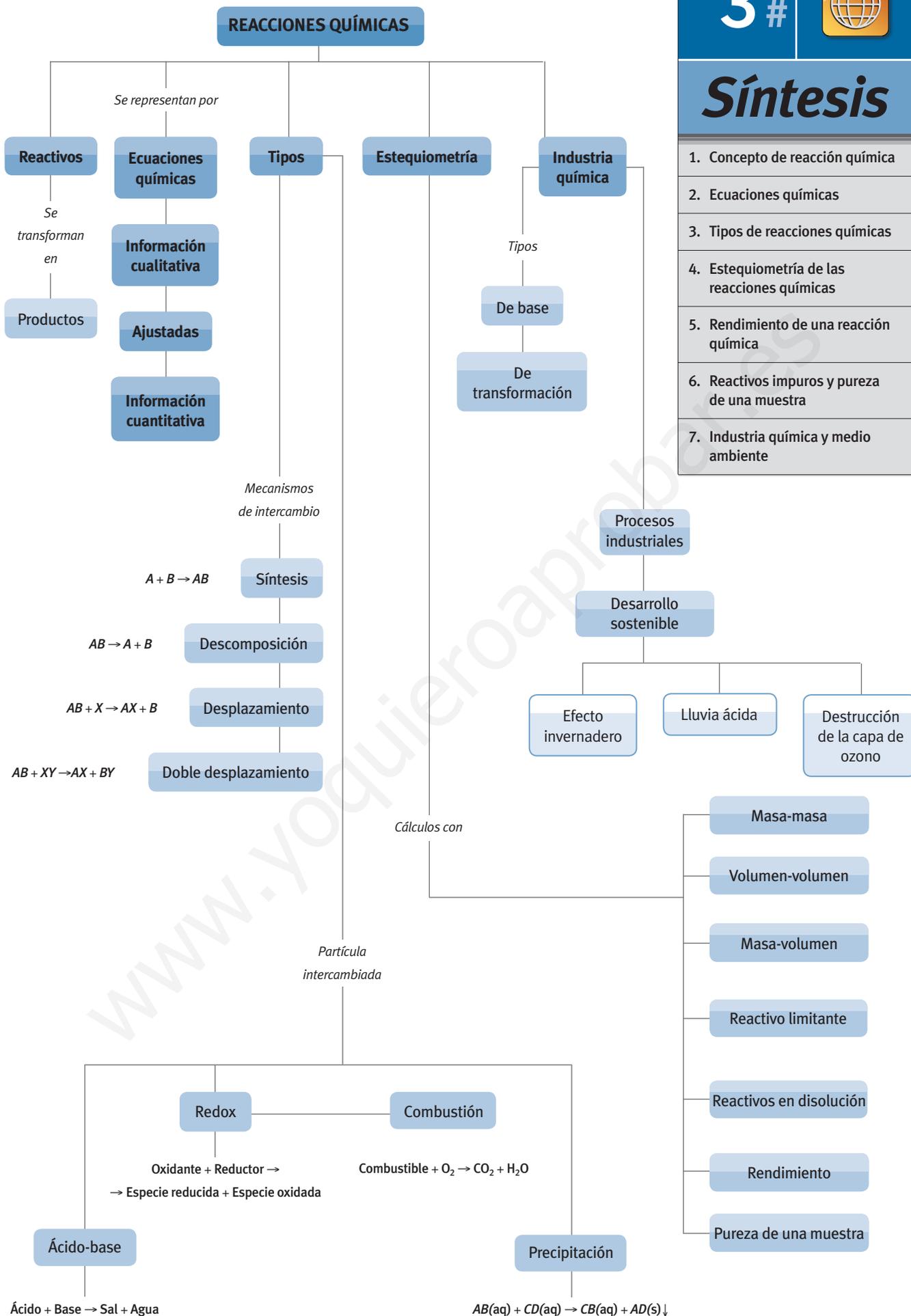
a) Clasifica la reacción según las partículas intercambiadas. b) Calcula la molaridad de la disolución de agua oxigenada. c) ¿Qué volumen de oxígeno, medido en condiciones estándar, se produce en la reacción?

Sol.: b) 0,052 mol · L<sup>-1</sup>; c) 0,028 L de O<sub>2</sub>



# Síntesis

1. Concepto de reacción química
2. Ecuaciones químicas
3. Tipos de reacciones químicas
4. Estequiometría de las reacciones químicas
5. Rendimiento de una reacción química
6. Reactivos impuros y pureza de una muestra
7. Industria química y medio ambiente





- 1** Justifica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
- Los cambios que tienen lugar en la digestión de los alimentos son físicos.
  - Si colocamos una varilla caliente sobre un bloque de hielo, aparece agua líquida y vapor de agua; por tanto, se trata de un proceso químico.
  - Cuando el gas helio, contenido en un globo, se escapa, se produce un cambio físico.
  - La fotosíntesis es un proceso químico.
- 2** Señala cuáles de las siguientes ecuaciones químicas están ajustadas, y ajusta las que no lo estén:
- $\text{WF}_6(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{HF}(\text{g}) + \text{WOF}_4(\text{s})$
  - $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
  - $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{FeCl}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- 3** El dicloruro de diazulfuro ( $\text{S}_2\text{Cl}_2$ ) se utiliza en la vulcanización del caucho, un proceso que impide que las moléculas del caucho se separen cuando se estira. Puede obtenerse mediante la reacción de azufre con cloro. A partir de la siguiente ecuación química ajustada, analiza si son ciertas las siguientes afirmaciones, justificando las respuestas:
- $$\text{S}_8(\text{l}) + 4 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{S}_2\text{Cl}_2(\text{g})$$
- Un mol de cloro produce un mol de dicloruro de diazulfuro.
  - Un gramo de cloro produce cuatro gramos de dicloruro de diazulfuro.
  - Un litro de cloro produce un litro de dicloruro de diazulfuro.
- 4** Razona si el siguiente argumento contradice la ley de Lavoisier:
- «Cuando un objeto de metal sufre una reacción de oxidación, pesa más que antes de oxidarse».
- 5** Clasifica la reacción química representada: 
- $$\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$
- Ácido base y doble desplazamiento.
  - Doble desplazamiento y redox.
  - Doble descomposición.
  - Redox y síntesis.
- 6** Considera la reacción de síntesis del cloruro de sodio. ¿Qué cantidad de cloruro de sodio podemos obtener a partir de  $112 \text{ cm}^3$  de gas cloro, medidos a  $30 \text{ }^\circ\text{C}$  y  $1,5 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ ?
- 2,82 g
  - 0,78 g
  - 0,079 g
- 7** Si hacemos reaccionar 66,0 g de propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) con 96,0 g de oxígeno, podemos afirmar acerca de la combustión que:
- El reactivo en exceso es el oxígeno.
  - El reactivo en exceso es el propano.
  - Ninguno de los dos se encuentra en exceso.
  - No tenemos datos suficientes para saberlo.
- 8** Determina el volumen de ácido sulfúrico 0,10 M que puede neutralizarse con 40 mL de hidróxido de sodio 0,10 M:
- 20 mL
  - 40 mL
  - 10 mL
- 9** Dada la siguiente ecuación química: 
- $$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_3\text{OH}(\text{l})$$
- Si disponemos de 20 g de acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) del 80 % m/m de riqueza y la reacción tiene un rendimiento del 70 %, ¿qué cantidad de etanol ( $\text{C}_2\text{H}_3\text{OH}$ ) obtendremos?
- 18,71 g
  - 33,8 g
  - 19 g
- 10** Indica, justificando tu respuesta, si las siguientes industrias químicas son de base o de transformación: petroquímica, alimentaria, textil, siderúrgica.
- 11** Investiga sobre el grafeno. Explica su composición, sus propiedades y sus aplicaciones en nanotecnología, biomedicina y aeronáutica. ¿Qué procesos se han desarrollado para fabricarlo? Elabora un informe en Word incluyendo fotografías.
- 12** Relaciona cada uno de los siguientes gases con su efecto sobre el medio ambiente, y propón medidas para minimizar ese efecto:  $\text{CO}_2$ ; CFC;  $\text{SO}_2$ ;  $\text{CH}_4$ .



#### ▼ SOCIETY

## FUMATA BLANCA

En la actualidad, los cardenales se reúnen en cónclave en la Capilla Sixtina para elegir al nuevo pontífice en total aislamiento.

Mientras dura la deliberación, cada día los cardenales comunican si han llegado a un acuerdo o no, quemando heno húmedo en una estufa.

Este humo es de color negro cuando no se ha alcanzado el acuerdo, y si es blanco y ligero significa que hay un nuevo pontífice.



Investiga:

- ¿Cómo se consigue que el humo que sale por la chimenea tenga color gris o blanco?
- ¿Qué aditivo o sustancia química se le añade para proporcionarle este color?
- ¿Siempre ha sido así, o ha cambiado la composición de la mezcla que se quema?

#### ▼ AUDIOVISUAL

## Científicos en la cocina

Enfriar con nitrógeno líquido, gelificar con agar-agar, desestructurar y volver a armar, crear nuevas texturas y formas... La cocina se ha convertido en un gran laboratorio en el que la intuición, la imaginación y la creatividad están ligadas al conocimiento sobre las propiedades de la materia.

El programa *Redes*, de Eduardo Punset, nos ofrece un vídeo en el que se aborda este campo tan novedoso.



- Busca en YouTube el vídeo «Un científico en la cocina»: <http://links.edebe.com/p6k>
- Explica en qué consisten los siguientes procesos, aplicados en el contexto de la química gastronómica: esferificación, gelificación y emulsificación.
- ¿Qué aporta en la cocina la utilización de nitrógeno líquido? ¿Qué objetivo se persigue? ¿Cuál era la alternativa en la cocina tradicional?
- Busca en Internet otros vídeos, páginas web, etc., en los que aparezcan recetas en las que la manipulación de los alimentos se produzca a nivel molecular, tanto por medio de procesos físicos como químicos. Poned en común la información obtenida y elaborad un dossier.

#### ▼ ENTREPRENEURS

## QUÍMICA RECREATIVA

¿Qué reacción tiene el «bicarbonato» con los ácidos? ¿Qué sucede si se nos cae un poco de zumo de limón o vinagre sobre el mármol? ¿Qué tienen las tintas invisibles, y por qué al calentarlas se vuelven visibles? ¿Es posible hacer arder el azúcar? ¿Por qué se hinchan los bollos cuando los metemos en el horno?

Algunas de estas preguntas parecen muy simples, y puedes experimentar en casa para comprobarlo.

Todas ellas tienen en común que están relacionadas con alguna reacción química que has estudiado.



- Formad grupos de cuatro compañeros y buscad información en Internet. Elegid un experimento sencillo.
- Grabad un vídeo en el que mostréis el experimento y los resultados de este.

— Algunas páginas que os pueden ayudar son:

<http://links.edebe.com/u9k4p>

<http://links.edebe.com/mjw>