

Tema 2. Reacciones químicas

¿Qué sucede cuando quemamos madera, carbón, butano o la cera de una vela? ¿Y al añadir ácido sulfúrico concentrado a azúcar? Fíjate en las imágenes: en el caso de las combustiones, desaparece la sustancia que se quema, el combustible, y no hay forma de recuperarla, mientras que el azúcar queda carbonizado y tampoco se puede volver a obtener a partir de las sustancias obtenidas.

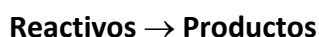
En estos casos se han producido dos **reacciones químicas**, que se caracterizan porque unas sustancias se transforman en otras diferentes.



Identificación de reacciones químicas

Para saber si se ha producido una reacción química, tienes que fijarte en si has observado alguno de los **efectos siguientes**: explosión, llama, formación de sólidos, desprendimiento de gas o cambio de color.

Las sustancias que desaparecen en una reacción se llaman **reactivos**, y las que se forman, **productos**. La transformación se simboliza con una flecha, con lo que una reacción química se representa como:



Ten en cuenta que es posible que antes de producirse una reacción haya productos: cuando se quema un trozo de carbón, se forma dióxido de carbono, que ya se encuentra previamente en la atmósfera en la que se produce la reacción.

Y también sucede con frecuencia que no todos los reactivos se agotan en el proceso, y que sobra alguno de ellos. Continuando con el ejemplo anterior, después de quemarse el trozo de carbón sobra oxígeno atmosférico sin reaccionar. El carbón es el **reactivo limitante** y el oxígeno, el **reactivo en exceso**.

Ecuaciones químicas

Son **representaciones del proceso real que se produce**, en las que se detallan las fórmulas de reactivos y productos y se especifica el estado físico de las sustancias (sólido, líquido, gaseoso o en disolución acuosa).

Fíjate en el vídeo. Observa que el sodio flota en el agua, ya que es menos denso, y que reacciona con ella, produciendo gas y ¡una llama sobre el agua!

La ecuación que representa la reacción es $\text{Na (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{NaOH (aq)} + \text{H}_2 \text{(g)}$

El gas desprendido es hidrógeno, y se forma una disolución acuosa de hidróxido de sodio

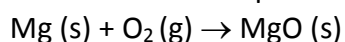
Ecuaciones y reacciones

Una reacción es un cambio, una transformación de sustancias: **las ecuaciones son representaciones del proceso**, no son la reacción. Es decir, una reacción no es algo real que existe.

Tipos de reacciones

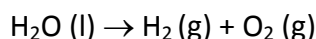
Síntesis

En las reacciones de síntesis se obtiene una sustancia a partir de otras más sencillas.



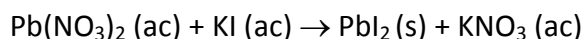
Descomposición

En las reacciones de descomposición se obtienen varias sustancias a partir de una más compleja.



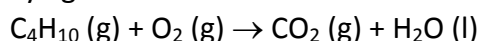
Sustitución

En las reacciones de sustitución se intercambian los grupos de átomos que forman dos sustancias. En esta reacción se forma un sólido amarillo muy poco soluble (ioduro de plomo), que precipita al fondo del recipiente.



Combustión

En las reacciones de combustión una sustancia llamada combustible reacciona con oxígeno, formándose dióxido de carbono y agua.



1. Leyes de las reacciones químicas

Cuando se produce una reacción química, se observa experimentalmente que disminuye la masa que hay de unas sustancias, los reactivos, y aumenta la de otras, los productos.

Ahora vas a trabajar precisamente con esas cantidades. ¿Qué masa desaparece de reactivos? ¿Qué masa se forma de productos? ¿Hay alguna relación entre esas masas?

Laboratorio virtual

Ahora vas a trabajar con la simulación siguiente, en la que después de una breve reseña histórica sobre la conservación de la masa (**Lavoisier, Tratado elemental de química, 1789**) vas a simular dos experimentos y a realizar unos ejercicios sobre la conservación de la masa.

Ley de conservación de la masa (Lavoisier, 1789)

Cuando se produce una reacción química, la masa que se forma de productos es la misma masa que desaparece de reactivos: las sustancias se transforman unas en otras, pero la masa total no cambia.

1.1 Ley de las proporciones constantes

El cinc es un metal que reacciona con una disolución de ácido clorhídrico, produciendo cloruro de cinc, que queda disuelto, y gas hidrógeno, que se desprende formando burbujas, como puedes ver en la imagen.



¿Qué hay que hacer si se quiere saber la masa de cinc que ha reaccionado y la masa de cloruro de cinc formada? La reacción se producirá en una cápsula de porcelana en lugar de en un tubo de ensayo. En primer lugar, se mide en una balanza la masa de cinc que va a reaccionar. Después se añade disolución de HCl en exceso y se deja que se disuelva totalmente el cinc. Por último, se evapora a sequedad la disolución resultante, de manera que se forma un precipitado de cloruro de cinc, que es un sólido blanco. Volviendo a pesar, se puede saber por diferencia la masa de producto.

Si te fijas en las imágenes, verás que han reaccionado 2,9 g de cinc y se han formado 6,1 g de cloruro de cinc. La diferencia de masas se debe al cloro que se ha unido al cinc, por lo que han reaccionado 3,2 g de cloro.



Si se repite el proceso con diferentes masas iniciales de cinc, se puede obtener una tabla de datos experimentales como la siguiente:

$m_{\text{cinc}} / \text{g}$	$m_{\text{cloruro de cinc}} / \text{g}$	$m_{\text{cloro}} / \text{g}$	$m_{\text{cloro}}/m_{\text{cinc}}$
2,05	4,25	2,20	1,07
2,13	4,49	2,36	1,11
2,31	4,89	2,58	1,12
2,42	5,08	2,66	1,10
2,49	5,31	2,82	1,13
2,78	5,78	3,00	1,08
3,28	6,86	3,58	1,09

La relación de combinación en masas permanece prácticamente constante, dentro del error experimental. El valor promedio es 1,10, y significa que cuando se hacen reaccionar m gramos de cinc se combinarán con $1,10m$ gramos de cloro, y se obtendrán $2,10m$ gramos de cloruro de cinc

(ya que la masa formada de productos es igual a la masa de reactivos que se ha combinado, según la ley de la conservación de la masa).

$$\frac{m_{\text{cloro}}}{m_{\text{cinc}}} = 1,10; \quad m_{\text{cloro}} = 1,10 m_{\text{cinc}}$$

Ley de las proporciones constantes

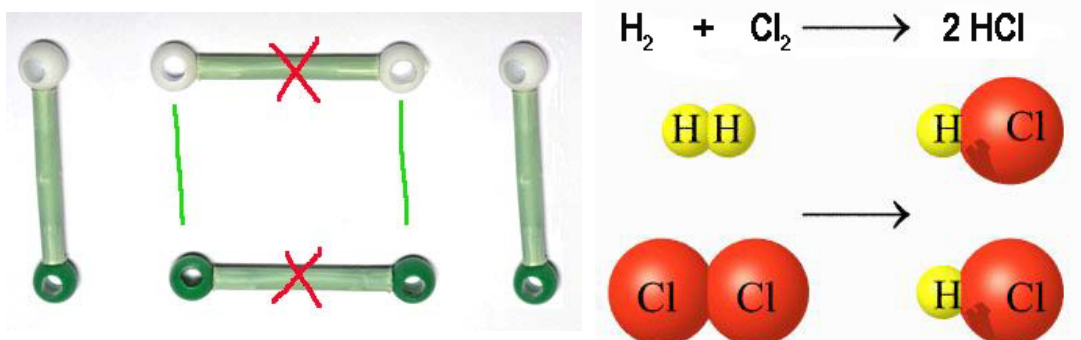
Cuando se combinan dos o más sustancias en una reacción química, lo hacen siempre en la **misma proporción en masa** (proporción constante).

1.2 Interpretación de las ecuaciones químicas

Experimentalmente se observa que en las reacciones químicas desaparecen los reactivos y se forman los productos. Pero, ¿cómo se producen las reacciones desde el punto de vista de las partículas que forman las sustancias?

Diagramas de partículas

Fíjate en cómo se produce la reacción de síntesis del ácido clorhídrico. En la imagen puedes ver los modelos moleculares de H₂, Cl₂ y HCl (H blanco y Cl verde). En rojo se marcan los enlaces que se rompen y en verde los que se forman cuando se produce la reacción. También se representa la reacción con diagramas de partículas y mediante la ecuación química que la simboliza.



En la ecuación química se especifica que reacciona una molécula de H₂ con una de Cl₂ para formar dos de HCl. Esos tres números (1, 1 y 2) se llaman **coeficientes estequiométricos**, e **indican la proporción de partículas de cada tipo que interviene en el proceso**.

¡Pero si son los mismos átomos!

A escala de partículas, una **reacción química consiste en una reorganización de átomos**, que dejan de estar unidos de una forma y pasan a estar unidos de otra. Pero como se trata de los mismos átomos, la masa total de las distintas sustancias es la misma: **se conserva la masa**.

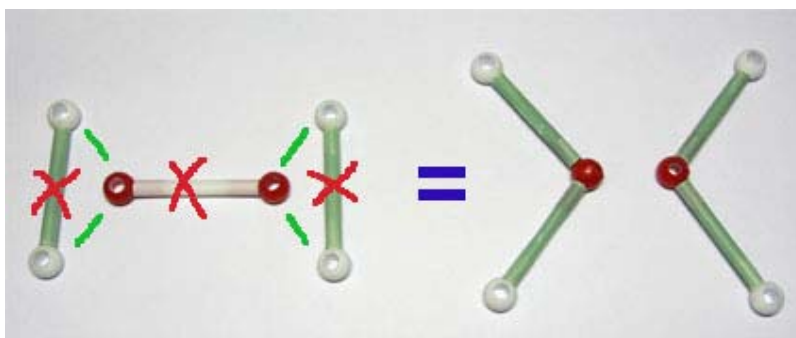
Los coeficientes estequiométricos

Una molécula de Cl₂ reacciona con una de H₂ para formar dos de HCl. Pero esto es lo mismo que decir que dos de Cl₂ reaccionan con dos de H₂ para formar cuatro de HCl. Y que tres de Cl₂ reaccionan con tres de H₂ para formar seis de HCl. Fíjate en que en todos los casos la proporción de combinación es la misma: una partícula de Cl₂ reacciona por cada una de H₂ para formar dos de HCl.

En la ecuación química **se escriben los coeficientes más sencillos** (1, 1 y 2 en este caso). Si interviene una partícula no se escribe el uno, ya que la misma fórmula de la sustancia indica que hay una partícula.

En la simulación puedes ver la síntesis del agua. ¿Cuántas moléculas hay de reactivos (H_2 y O_2) y cuántas se forman de productos (H_2O)?

La reacción se escribe $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$. Esto significa que reaccionan dos moléculas de hidrógeno por cada una de oxígeno para formar dos de agua. Que equivale a decir que reaccionan cuatro moléculas de hidrógeno con dos de oxígeno para formar cuatro de agua, que es lo que precisamente sucede en la simulación.



Fíjate también en la forma de producirse la reacción: se rompe un doble enlace $O=O$ y dos enlaces sencillos $H-H$, formándose cuatro enlaces sencillos $O-H$.

El número de partículas

Ten en cuenta que, en general, **en las reacciones químicas no se conserva el número de partículas**. Sí lo hace en la reacción de formación del HCl (una molécula de H_2 y una de Cl_2 producen dos de HCl , desapareciendo dos moléculas y formándose otras dos), pero no en la formación del agua, en la que a partir de dos moléculas de hidrógeno y una de oxígeno se forman solamente dos moléculas de agua.

1.3 Ajuste de reacciones

Para poder trabajar con reacciones químicas, en primer lugar hay que escribir la ecuación que las representa y, después, ajustarlas. Como ya sabes, se trata de que haya el mismo número de átomos de cada tipo entre todas las sustancias que forman los reactivos y los productos.

2. Cálculos en reacciones químicas

Ahora ya sabes representar reacciones químicas mediante ecuaciones, y también sabes ajustarlas, entendiendo el significado de los coeficientes estequiométricos.

En primer lugar vas a hacer cálculos en número de partículas, interesantes desde el punto de vista de la comprensión de las reacciones químicas, pero que no tienen ninguna utilidad experimental, ya que es imposible contar partículas (¿recuerdas lo pequeñas que son?).

Solamente tienes que escribir la ecuación de la reacción y ajustarla. Una vez que sepas cuántas partículas de cada tipo pones en contacto podrás determinar las que reaccionan, las que se forman y las que quedan sin reaccionar.

2.1 Ecuaciones químicas y cálculos en masa

Este es el aspecto realmente práctico. Por ejemplo, para saber en una industria metalúrgica cuánto hierro se obtiene por kilogramo de óxido de hierro que reacciona. Ese hierro se utilizará después para obtener acero, con el que se fabrican objetos de todo tipo como tubos, depósitos para líquidos, cuberterías, etc.



¿Cómo puedes realizar estos cálculos utilizando las ecuaciones que representan a las reacciones que se producen? Para determinar la masa de una sustancia que interviene en una reacción química debes seguir tres pasos:

- 1) Escribir y ajustar la ecuación de la reacción.
- 2) Determinar la proporción de combinación en masas a partir de la ecuación ajustada.
- 3) Aplicar la ley de las proporciones constantes para calcular la masa de sustancia que tengas que determinar.

El curso pasado ya resolviste problemas de este tipo, excepto que los datos del paso 2 venían como datos y ahora los tendrás que obtener tú a partir de la ecuación ajustada.

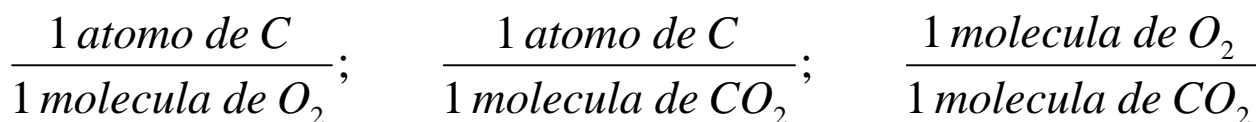
¿Cuánto CO₂ se produce al quemar carbón?

Para ver el método de trabajo, vas a utilizar la ecuación de la reacción de combustión de carbono, que es $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$, y que a escala de partículas se escribe como $C + O_2 \rightarrow CO_2$

La ecuación es muy sencilla y ya está ajustada: reacciona una molécula de oxígeno por cada átomo de carbono, y se forma una molécula de dióxido de carbono.

¿Cómo se pasa la proporción de combinación en partículas a proporción de combinación en masa? Si te fijas en la tabla periódica, la masa relativa del carbono es 12 y la del oxígeno 16, por lo que un átomo de carbono tienen una masa de 12 u, mientras que la molécula de O₂ tiene una masa de 32 u y la de CO₂ de 44 u.

Puedes escribir las siguientes proporciones en partículas:



que se leen:

- un átomo de C reacciona con una molécula de O₂.
- un átomo de C produce una molécula de CO₂.
- una molécula de O₂ produce una molécula de CO₂.

Ahora puedes escribir la proporción de combinación en masas, teniendo en cuenta la masa de cada partícula, con lo que la primera proporción se transforma en:

$$\frac{12 \text{ u de C}}{32 \text{ u de O}_2} = \frac{12 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g de C}}{32 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g de O}_2} = \frac{12 \text{ g de C}}{32 \text{ g de O}_2}$$

Fíjate en que la proporción de combinación en unidades de masa atómica es la misma que la proporción de combinación en masa en gramos.

De la misma forma puedes transformar las otras dos proporciones.

La proporción de combinación en masa

La proporción de combinación en masa de dos sustancias en una reacción química es la relación entre las masas de sus partículas escritas en gramos, teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos de la reacción, es decir, el número de partículas de cada tipo que interviene en el proceso.

2.2 Resolviendo problemas

En las situaciones reales te puedes encontrar con los casos siguientes, que pueden darse a la vez:

Reactivos en disolución

Como sabes su composición en gramos por litro y te darán el volumen de disolución que añades, determinarás la masa de reactivo que hay disponible.

Reactivos impuros

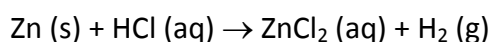
Sabiendo el porcentaje de pureza determinarás la masa de reactivo de que realmente dispones.

Reactivos en exceso

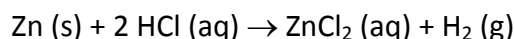
Se debe a que se consume totalmente otro, por lo que tienes que determinar previamente cuál es el reactivo limitante y cuál está en exceso.

A continuación tienes un problema resuelto en el que aparecen las tres situaciones a la vez: Zn impuro y HCl en disolución, de forma que hay exceso de uno de los dos reactivos.

A un vaso de precipitados que contiene 100 mL de HCl de 50 g/L se le añaden 3 g de cinc del 90% de pureza. Determina la pérdida de masa que experimenta el recipiente debido a la formación de gas hidrógeno que sale a la atmósfera de acuerdo con la reacción (sin ajustar):



Como siempre, en primer lugar hay que ajustar la reacción:



Al disponer de 100 mL de una disolución de HCl de 50 g/L (es decir, en un litro de disolución hay disueltos 50 g de HCl), en realidad hay:

$$m_{\text{HCl}} = 0,1 \text{ L} \cdot 50 \frac{\text{g}}{\text{L}} = 5 \text{ g de HCl}$$

Como el cinc es impuro, no hay 3 g de cinc, sino el 90 % de esa cantidad; es decir:

$$m_{\text{Zn}} = 3 \text{ g} \cdot \frac{90}{100} = 2,7 \text{ g de Zn}$$

De acuerdo con la reacción ajustada y teniendo en cuenta las masas relativas de Zn (65,4), Cl (35,5) y H (1), reaccionan 65,4 g de Zn con 2 36,5 g de HCl. Como la proporción de combinación es constante, para gastar totalmente los 2,7 g de Zn hacen falta:

$$\frac{65,4 \text{ g de Zn}}{2 \cdot 36,5 \text{ g de HCl}} = \frac{2,7 \text{ g de Zn}}{m}$$

Resolviendo, $m = 3,01$ g de HCl. Por tanto, reaccionan totalmente los 2,7 g de Zn y sobra HCl, que es el reactivo en exceso (exactamente, sobran 5 g que había menos los 3,01 g que reaccionan: 1,99 g).

Para saber el hidrógeno formado, que será el que vaya a la atmósfera y que coincide con la pérdida de masa que se pide, se plantea la proporción de reacción entre el cinc y el hidrógeno:

$$\frac{65,4 \text{ g de Zn}}{2 \text{ g de H}_2} = \frac{2,7 \text{ g de Zn}}{m}$$

Resolviendo, el resultado final es $m = 0,08$ g de hidrógeno.

3. Velocidad de reacción

Seguro que sabes que los alimentos se conservan en frigoríficos para que duren más tiempo sin estropearse, pero ¿sabes la razón? ¿Y por qué agitas con la cucharilla para que se disuelva el azúcar? ¿Qué es y cómo actúa un conservante?

Es muy importante conocer los **factores que afectan a la velocidad de las reacciones químicas**. En la mayoría de los casos interesa acelerar las reacciones químicas, como ocurre en la fabricación

industrial de productos, en la curación de una herida o una enfermedad, o en el crecimiento de las plantas. Pero hay también casos en los que lo que interesa es retardar una reacción perjudicial, como, por ejemplo, la corrosión del hierro y otros metales, la putrefacción de alimentos, la caída del cabello, etc.

Recuerda la reacción del sodio con el agua: es muy rápida y en ella se produce un gran desprendimiento de calor e incluso una llama sobre el agua. Las reacciones que producen un aumento de temperatura en el recipiente de reacción y en su entorno se llaman **exotérmicas**.

Las reacciones exotérmicas se utilizan como fuente de energía en forma de calor; las más conocidas son las combustiones, como verás al tratar los compuestos del carbono.

Laboratorio

Se trata de ver cómo puedes conseguir que el cinc se disuelva por acción del ácido clorhídrico con la mayor rapidez posible. Vas a investigar el efecto del grado de división y de la concentración de los reactivos, así como de la temperatura.

La reacción que se produce es $\text{Zn (s)} + 2 \text{HCl (aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$

Dispones de una gradilla con tubos de ensayo, de cinc en granalla y en polvo, de disolución de HCl concentrada y diluida y de un mechero bunsen para calentar.

Diseña y realiza adecuadamente las experiencias, y observa en qué condiciones se produce la reacción en menos tiempo. También tienes que ver si se produce un efecto térmico apreciable.

En el vídeo puedes ver el efecto de la concentración de la disolución del HCl.

Debes elaborar un informe en el que detalles el procedimiento que has seguido y las conclusiones experimentales alcanzadas.

Factores que afectan a la velocidad de una reacción química

Para conseguir que una reacción química sea lo más rápida posible debes:

- pulverizar los sólidos.
- utilizar disoluciones concentradas.
- trabajar a temperaturas lo más altas posible.

Catalizadores

Se trata de sustancias que modifican la velocidad de las reacciones, aumentándola o disminuyéndola (en este caso se llaman inhibidores).

Aunque intervienen en el proceso, ya que modifican su velocidad, no cambian la reacción ni se consumen en ella. Es característico el efecto del $\text{MnO}_2 \text{ (s)}$ sobre la descomposición del agua oxigenada, que puedes ver en el vídeo, así como el efecto de los conservantes alimentarios.

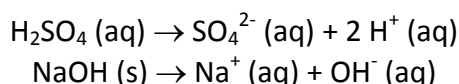
La investigación y búsqueda de catalizadores e inhibidores resulta de extrema importancia desde el punto de vista económico.

4. Ácidos y bases

Los ácidos y las bases son sustancias muy habituales, que se diferencian en función de sus propiedades experimentales (sabor, reactividad, capacidad para colorear disoluciones, ...).

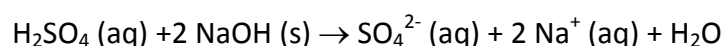
Modelos ácido-base

El modelo inicial y más sencillo para caracterizar estos tipos de sustancias es el de Arrhenius: **ácidos** son aquellas sustancias que **producen iones H^+** en disolución acuosa, mientras que las **bases producen iones OH^-** . Por tanto, son procesos en disolución.



La reacción de neutralización

Cuando un ácido reacciona con una base, sus efectos se anulan y se dice que se neutralizan. Si las cantidades que se mezclan son las estequiométricas (no sobra ácido ni base), la disolución resultante es neutra.



En realidad, la reacción de neutralización es $H^+ (aq) + OH^- (aq) \rightarrow H_2O$.

Medida de la acidez de las disoluciones

Se utilizan **indicadores**, que son sustancias que toman un color diferente según sea la acidez de la disolución. El tornasol toma color rojo en disoluciones ácidas y azul en básicas.

Una medida cuantitativa la da el **pH** de las disoluciones, que es de 7 para disoluciones neutras, menor para disoluciones ácidas y mayor para disoluciones básicas. Una disolución es ácida si su pH es menor de 7, y más ácida cuanto menor sea el pH. Es un valor relacionado con la concentración de iones H^+ que hay en una disolución.

Disolución	pH
ácida	<7
neutra	7
básica	>7

El papel pH

Se trata de un papel absorbente que se fabrica impregnándolo en indicador universal. De esta forma, cuando se moja con una disolución, toma el color del indicador para el pH de la disolución, que se puede saber sin más que comparar el color del papel con el de la escala.

Rojo: pH ácido

Azul: pH básico



4.1 La lluvia ácida

Uno de los efectos más nocivos producidos por los ácidos en el medio ambiente es la lluvia ácida. En la simulación puedes ver sus características más importantes.

Criterios de evaluación

Al finalizar este tema, debes ser capaz de:

1. Escribir, ajustar e interpretar **reacciones químicas** a escala de partículas. (1.2 y 1.3)
2. Determinar las **masas de reactivos y/o productos que intervienen en una reacción química** teniendo en cuenta la conservación de la masa y la constancia de la proporción de combinación entre las sustancias, considerando reactivos en disolución, impuros o en exceso. (2, 2.1 y 2.2)
3. Reconocer los **factores que afectan a la velocidad de una reacción química**, aplicándolos a la disolución del cinc por acción de disolución de ácido clorhídrico. (3)
4. Reconocer **ácidos y bases según el modelo de Arrhenius**, escribiendo sus ionizaciones y la reacción de neutralización. (4)
5. Identificar si una **disolución es ácida o básica** por el valor de su pH y por el color de indicadores habituales y del papel pH. (4)
6. Describir las causas y efectos de la **lluvia ácida**. (4.1)