

BACHILLERATO

FÍSICA Y QUÍMICA

VII. LAS TRANSFORMACIONES QUÍMICAS



R. Artacho

Dpto. de Física y
Química



Índice

1. La reacción química
2. Clasificación de las reacciones químicas
3. Energía de las reacciones químicas
4. Velocidad de reacción
5. Química industrial
6. Reacciones químicas de interés
7. El papel de la química en el futuro

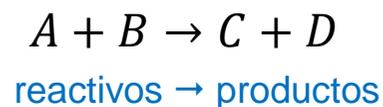


1 La reacción química

Una reacción química es un proceso en el que o más sustancias (**reactivos**) se transforman en otra u otras de distinta naturaleza (**productos**).

☞ En una reacción química, los átomos que conforman los reactivos son exactamente los mismos que constituyen los productos, pero **reagrupados de distinta manera**.

☞ Una reacción química se representa mediante ecuaciones químicas: dos miembros separados por una flecha que indica el sentido de la reacción y el estado en el que se encuentran las sustancias:





1 La reacción química

1.1. Ajuste de ecuaciones químicas

- ☞ En toda reacción se ha de cumplir la ley de conservación de la masa, debe haber el mismo número de átomos de cada elemento.
- ☞ Se emplean coeficientes estequiométricos para conseguirlo.

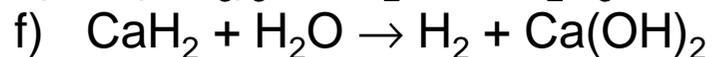
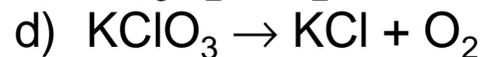
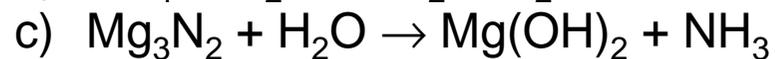
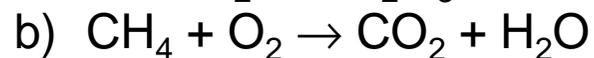
Procedimiento	$C_4H_{10}(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
1. Se empieza por los átomos que no sean ni H ni O.	Se ajustan los átomos de C: $C_4H_{10}(g) + O_2(g) \rightarrow 4 CO_2(g) + H_2O(g)$
2. Los átomos de H deben ser los penúltimos en ser ajustados.	Ahora se ajusta el H: $C_4H_{10}(g) + O_2(g) \rightarrow 4 CO_2(g) + 5 H_2O(g)$
3. Al colocar el coeficiente, se tiene que comprobar si se han alterado los ajustes anteriores.	Se comprueba que no se han alterado los ajustes anteriores: $C_4H_{10}(g) + O_2(g) \rightarrow 4 CO_2(g) + 5 H_2O(g)$
4. Los átomos de O se ajustan al final.	Ahora se ajusta el oxígeno: $C_4H_{10}(g) + 13/2 O_2(g) \rightarrow 4 CO_2(g) + 5 H_2O(g)$ $2 C_4H_{10}(g) + 13 O_2(g) \rightarrow 8 CO_2(g) + 10 H_2O(g)$



1 La reacción química

EJERCICIO 1

Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:





1 La reacción química

1.2. Cálculos en las reacciones químicas. Estequiometría

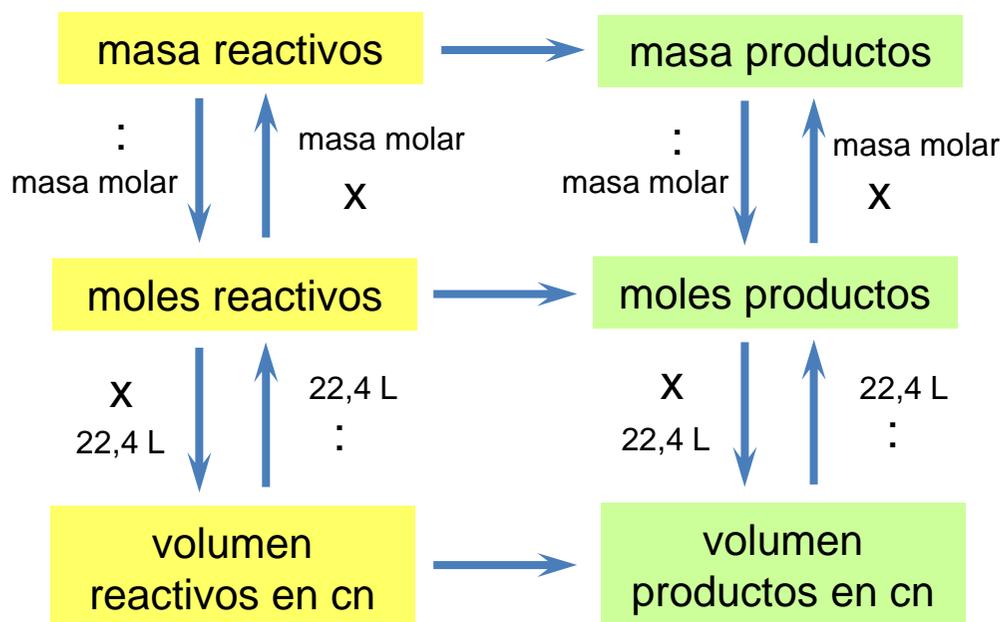
Estequiometría	Lectura
Ecuación ajustada: $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2HCl(g)$	Una molécula de hidrógeno (g) reacciona con una molécula de cloro (g) para formar dos moléculas de cloruro de hidrógeno (g).
Relación entre moles: $1\ mol + 1\ mol \rightarrow 2\ mol$	Un mol de hidrógeno (g) reacciona con un mol de cloro (g) para formar dos moles de cloruro de hidrógeno (g).
Relación entre masas: $2\ g + 71\ g \rightarrow 73\ g$	2 g de hidrógeno (1 mol de H_2) reaccionan con 71 g de cloro (1 mol de Cl_2) y producen 73 g de cloruro de hidrógeno (2 mol de HCl).
Relación entre volúmenes en cn: $22,4\ L + 22,4\ L \rightarrow 44,8\ L$	1 mol de una sustancia gaseosa en cn, ocupa un volumen de 22,4 L. En cn, 22,4 L de H_2 reaccionan con 22,4L de Cl_2 y producen 44,8 L de HCl.
Relación entre masas y volúmenes: $22,4\ L + 71\ g \rightarrow 44,8\ L$	Podemos hacer una mezcla de las anteriores: En cn, 22,4 L de H_2 reaccionan con 71 g de Cl_2 y producen 44,8 L de HCl.



1 La reacción química

1.2. Cálculos en las reacciones químicas. Estequiometría

Método para realizar cálculos en reacciones químicas



1. Se escribe la ecuación química ajustada.
2. Se coloca debajo de la fórmula del compuesto las relaciones estequiométricas adecuadas.
3. Se sitúa debajo de las relaciones anteriores los datos ofrecidos por el enunciado.
4. Se establece la correspondiente proporción y se resuelve.



1 La reacción química

EJERCICIO 2

Reaccionan 32 g de hidrógeno (gas) con exceso de nitrógeno (gas) para formar amoníaco (gas); ¿qué masa de amoníaco (gas) se formará?

EJERCICIO 3

Se hace arder, en atmósfera de oxígeno, 30 g de etano (C_2H_6). Calcula:

- El volumen necesario de oxígeno en condiciones normales.
- El volumen necesario de oxígeno a 1,5 atm y 60 °C.
- El volumen de CO_2 que se ha obtenido en c.n.



1 La reacción química

Reactivos limitantes

- ☞ Las leyes ponderales indican que las sustancias no se pueden combinar en cualquier proporción.
- ☞ En ocasiones uno de los reactivos está en menor proporción, **reactivo limitante**.
- ☞ Los cálculos estequiométricos deben realizarse con él.

EJERCICIO 4

Se hacen reaccionar 20 g de nitrógeno (gas) con 32 g de hidrógeno (gas) para formar amoníaco, calcula: a) La masa de amoníaco que se formará; b) La cantidad sobrante del reactivo en exceso.

EJERCICIO 5

Se introducen 13,5 g de aluminio en 500 mL de una disolución 1,7 M de ácido sulfúrico. Sabiendo que uno de los productos es hidrógeno gaseoso, calcula:

- La cantidad de ácido sulfúrico que queda sin reaccionar.
- El volumen de gas obtenido a 27 °C y 2 atm.



1 La reacción química

Reactivos impuros

- ☞ Algunos reactivos no se encuentran puros al 100%.
- ☞ Necesitamos disponer del % de sustancia pura que contienen, **riqueza**.
- ☞ Los cálculos estequiométricos deben realizarse con éste dato.

EJERCICIO 6

Se quema al aire libre 1 kg de mineral cuya riqueza en carbono es del 90 %. Halla: a) El volumen de CO_2 formado en la combustión completa del mineral en cn.; b) El volumen de O_2 , en cn, necesario; c) El volumen de aire necesario (volumen de O_2 en el aire: 21 %).

EJERCICIO 7

El carbonato de calcio de las rocas calizas se descompone, al ser calentado, en óxido de calcio y dióxido de carbono. Calcula:

- La cantidad de óxido de calcio que se puede obtener a partir de la descomposición de 1 kg de roca caliza que contiene un 70 % de carbonato.
- El volumen de CO_2 obtenido a 17 °C y 740 mmHg de presión.



1 La reacción química

Rendimiento de una reacción

☞ Se denomina **rendimiento**:

$$\text{Rendimiento (\%)} = \frac{\text{masa producto obtenida}}{\text{masa producto teórica}} \cdot 100$$

EJERCICIO 8

Se tuestan (al aire) 10 kg de pirita, un mineral que contiene un 60 % de disulfuro de hierro (FeS_2). Sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 80 %, calcula la cantidad de óxido de hierro (III) que se forma.

EJERCICIO 9

Al reaccionar 50 g de hidruro de calcio con suficiente agua, se forman hidróxido de calcio e hidrógeno. Si el rendimiento de la reacción es del 60 %. Calcula:

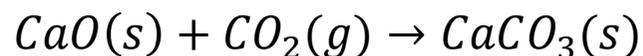
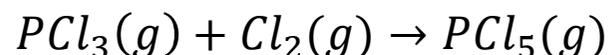
- La cantidad de hidróxido de calcio que se forma.
- El volumen que se obtiene de hidrógeno medido a 780 mmHg y 35 °C.



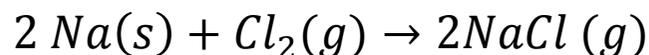
2.1. En función de la transformación que tiene lugar

Reacciones de combinación

Son aquellas en las que dos o más elementos o sustancias forman un único compuesto.



- ☞ Tienen particular interés las llamadas **reacciones de formación** de un compuesto a partir de sus elementos en estado natural:

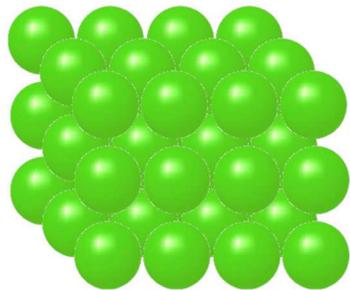
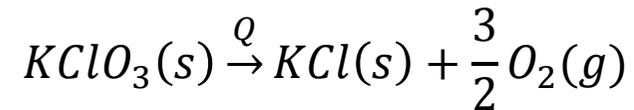




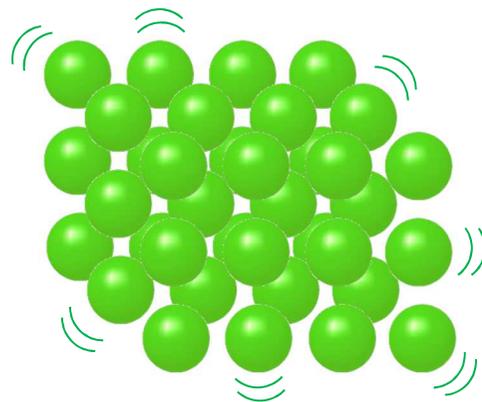
2.1. En función de la transformación que tiene lugar

Reacciones de descomposición

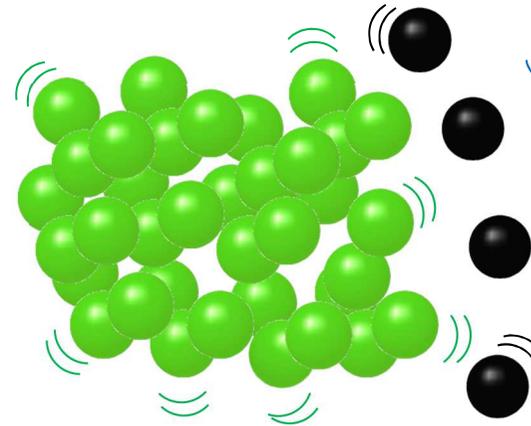
Son aquellas en las que a partir de un único compuesto, se obtienen dos o más sustancias menores (elementos o compuestos).



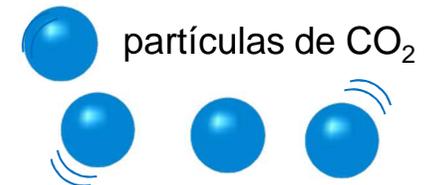
red de CuCO_3



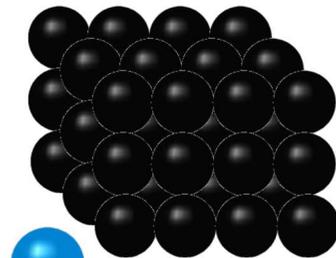
El calor provoca que aumente la vibración



Las partículas empiezan a separarse



partículas de CO_2



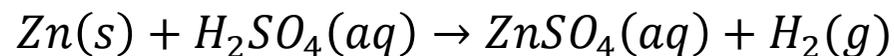
se forma la red de CuO



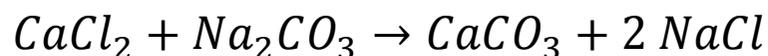
2.1. En función de la transformación que tiene lugar

Reacciones de sustitución

☞ **Reacciones de sustitución simple.** Un elemento desplaza a otro de un compuesto.



☞ **Reacciones de doble sustitución.** Dos elementos se desplazan mutuamente de sendos compuestos.





EJERCICIO 10

¿A qué tipo de transformación pertenecen las siguientes reacciones?

- a) $4 \text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Cl}_2$
- b) $2 \text{Ba} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{BaO}$
- c) $2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$
- d) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} + 2 \text{NO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2$



2.2. En función de la partícula transferida

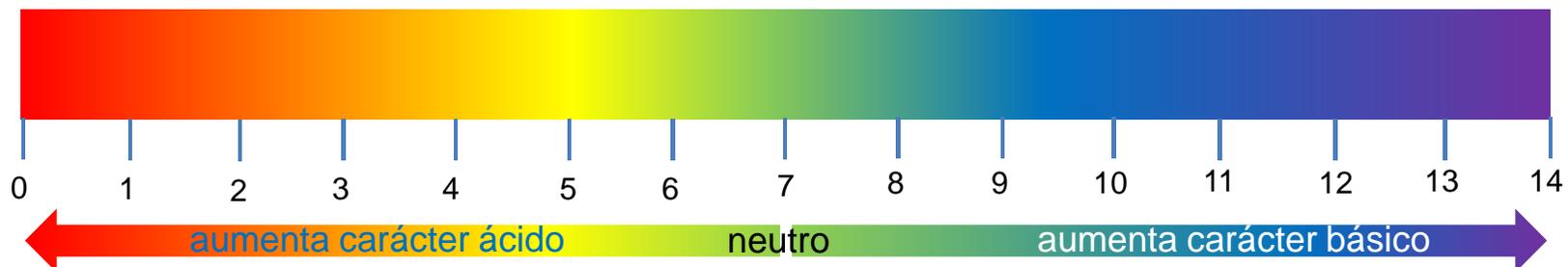
Reacciones de transferencia de protones: ácido-base

☞ Arrhenius propuso en 1883 las siguientes definiciones:

Ácido es toda sustancia que, en disolución acuosa, se disocia liberando iones H^+ .



Base es toda aquella sustancia que, en disolución acuosa, se disocia liberando iones OH^- .



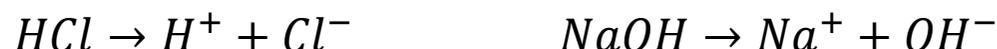


2.2. En función de la partícula transferida

Reacciones de transferencia de protones: ácido-base

- ☞ Cuando un ácido y una base en disolución acuosa reaccionan totalmente, ambos pierden sus propiedades, formando una sal y agua. Esta reacción se denomina “**reacción de neutralización**”.

Ejemplo: el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio se hallan disociados de la siguiente manera:



El resultado de la reacción: $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

- ☞ **Si la neutralización no es total**, y la concentración de H^+ es superior a la de OH^- , la disolución es **ácida** y si es inferior, es **básica**.
- ☞ Existen **indicadores** que cambian de color según la acidez o basicidad de la disolución (fenolftaleína o papel indicador universal).



EJERCICIO 11

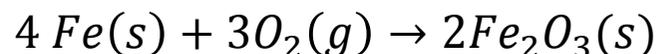
¿Qué volumen de disolución de ácido clorhídrico 0,1 M se necesita para neutralizar 10 mL de disolución 1 M de hidróxido de sodio?



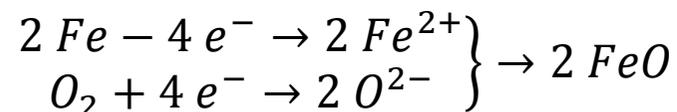
2.2. En función de la partícula transferida

Reacciones de transferencia de electrones: oxidación-reducción

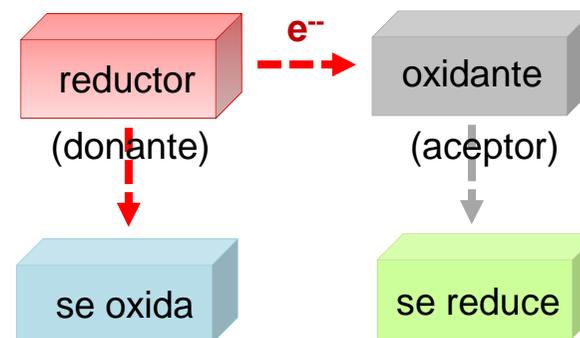
La oxidación del hierro puede dar lugar a dos tipos de óxidos:



En ambos casos se ha formado un compuesto iónico, que requiere una ionización previa de sus elementos:



- Los electrones perdidos por un elemento son transferidos al otro: reacciones de **transferencia de electrones**.
- El elemento que cede electrones se **oxida** y es el **reductor**.
- El elemento que acepta electrones se **reduce** y es el **oxidante**.





2.2. En función de la partícula transferida

Reacciones de transferencia de electrones: oxidación-reducción

- ☞ Como resultado de la transferencia de electrones, lo que cambia es el **número de oxidación** del elemento.
- ☞ El número de oxidación es una carga ficticia que se asigna a los átomos que forman un compuesto. Solo es real en los compuestos iónicos, pero no en el de los covalentes.

Básicamente, podemos afirmar que el número de oxidación coincide, en la mayoría de los casos, con la carga iónica que adquirirá un átomo para tener configuración electrónica estable.

En el caso anterior, el hierro, que en estado natural tiene número de oxidación 0, pasa a tener un número de oxidación +2, mientras que el oxígeno pasa de 0 a -2.



2.2. En función de la partícula transferida

Determinación del número de oxidación

Reglas	Ejemplos
1. El número de oxidación de todos los elementos en estado natural es 0.	Na (s), Fe (s), H ₂ (g), O ₂ (g), Cl ₂ (g), ...
2. El número de oxidación del oxígeno en los compuestos es siempre -2. Tan solo en el caso de los peróxidos actúa con -1.	H ₂ O: el H actúa con +1 H ₂ O ₂ : el O actúa con -1
3. El número de oxidación del hidrógeno en los compuestos es +1 cuando se combina con la mayoría de los no metales. Por el contrario es -1 cuando lo hace con los metales.	HCl: el H actúa con +1 NaH: el H, en este caso, actúa con -1
4. El número de oxidación de los metales alcalinos es siempre +1, y el de los alcalinotérreos es siempre +2.	Li, Na, K, Rb, Cs, actúan con +1 Be, Mg, Ca, Sr, Ba, actúan con +2
5. La suma de los números de oxidación de un compuesto ha de ser 0. La suma de los números de oxidación de un ion poliatómico debe ser igual a la carga del ion.	+1·2-2 +1·2+6-2·4 +4-2·3 H ₂ O H ₂ SO ₄ CO ₃ ²⁻



EJERCICIO 12

Calcula el número de oxidación de cada uno de los elementos situados en los siguientes compuestos: HCl, Fe_2S_3 , NaOH, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, NH_4^+ , SO_4^{2-} , Cl^- .

EJERCICIO 13

Determina en la siguiente reacción las semireacciones de oxidación y reducción, el reductor y el oxidante.



3 Energía de las reacciones químicas

3.1. La reacción química y la energía. Calor de reacción

- ☞ Prácticamente todas las reacciones químicas suelen ir acompañadas de una absorción o desprendimiento de energía (casi siempre en forma de calor).
- ☞ Se debe al balance energético entre la energía requerida para romper enlaces y la liberación en la formación de los nuevos.

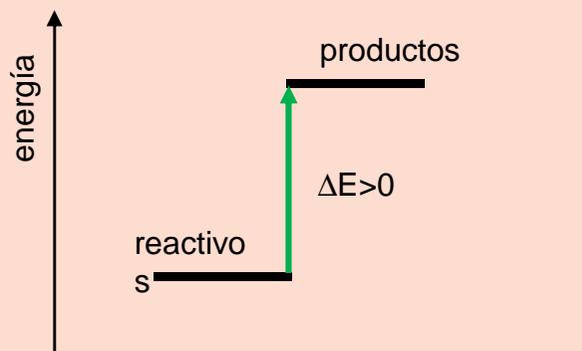
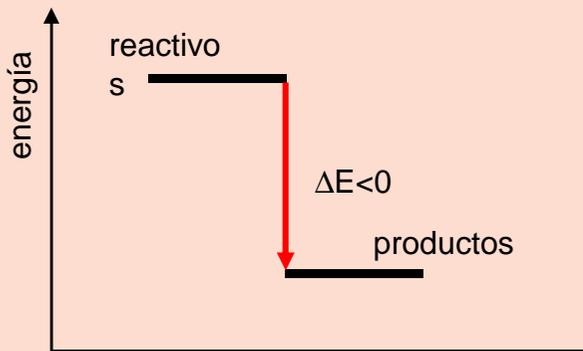
- El **calor de reacción** es la energía que se desprende o se absorbe en una reacción química.
- La unidad de calor de reacción en el SI es el **julio por mol (J/mol)**.





3 Energía de las reacciones químicas

3.1. La reacción química y la energía. Calor de reacción

Reacciones endotérmicas	Reacciones exotérmicas
Son aquellas que requieren aporte de energía para producirse.	Son aquellas que suceden con desprendimiento de energía.
Se representan así: reactivos \rightarrow productos $\Delta E > 0$	Se representan así: reactivos \rightarrow productos $\Delta E < 0$
El signo es positivo cuando la reacción absorbe calor.	El signo es negativo cuando la reacción libera calor.
Ecuación termoquímica: $2 \text{HgO (s)} \rightarrow 2 \text{Hg (l)} + \text{O}_2 \text{(g)} \quad \Delta E = 182 \text{ KJ}$	Ecuación termoquímica: $\text{H}_2 \text{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)} \quad \Delta E = - 285,6 \text{ KJ}$
	



EJERCICIO 14

En la descomposición de 2 mol de clorato de potasio se obtienen 3 mol de oxígeno gaseoso y 2 mol de cloruro de potasio sólido. Sabiendo que el proceso anterior desprende 89,6 kJ, escribe la ecuación termoquímica que lo representa y calcula la energía desprendida al descomponer 112,5 g de KClO_3 .



3.1. La reacción química y la energía. Calor de reacción

Entalpía de reacción

Cuando un proceso tiene lugar a presión constante, el calor de reacción se denomina variación de **entalpía** (ΔH). Si las condiciones son de 1 atm de presión y 25 °C, se escribe ΔH^0 .

La **entalpía de formación**, ΔH_f^0 , de un compuesto es el calor que se absorbe o se desprende cuando se forma un mol de compuesto a partir de los elementos que lo constituyen a la presión de 1 atm y 25 °C.

¡La entalpía de formación de los elementos químicos en su forma más estable (N_2 , O_2 , H_2 , C ,...), a 1 atm y 25 °C, es cero!



3.1. La reacción química y la energía. Calor de reacción

Entalpía de reacción

Entalpías de Formación c. orgánicos (kJ/mol)			Entalpías de formación c. inorgánicos (KJ/mol)		
Metano	CH ₄ (g)	- 74,9	Agua	H ₂ O (g)	- 241,8
Etano	C ₂ H ₆ (g)	- 84,7	Cloruro de sodio	NaCl (s)	- 411,0
Butano	C ₄ H ₁₀ (g)	- 124,7	Dióxido de carbono	CO ₂ (g)	- 393,5
Benceno	C ₆ H ₆ (l)	+ 49,0	Amoníaco	NH ₃ (g)	- 46,2



3.1. La reacción química y la energía. Calor de reacción

Entalpía de reacción

- ☞ La variación de la entalpía de una reacción, se calcula restando a la entalpía de formación de los productos, multiplicada por sus correspondientes coeficientes estequiométricos, la entalpía de formación de los reactivos, multiplicada también por sus correspondientes coeficientes estequiométricos:

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{productos}} - \sum \Delta H_{\text{reactivos}}$$

Ejemplo:

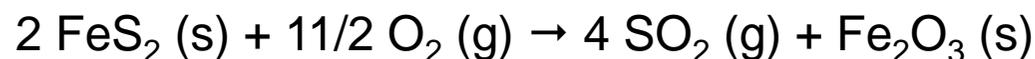


$$\Delta H^0 = 2 \Delta H_f^0 (HI) - [\Delta H_f^0 (H_2) + \Delta H_f^0 (I_2)]$$



EJERCICIO 15

Calcula la entalpía de la reacción:



Datos: $\Delta H_f^0 (\text{FeS}_2) = - 296,4 \text{ KJ/mol}$
 $\Delta H_f^0 (\text{SO}_2) = - 296,1 \text{ KJ/mol}$
 $\Delta H_f^0 (\text{Fe}_2\text{O}_3) = - 822,2 \text{ KJ/mol}$

EJERCICIO 16

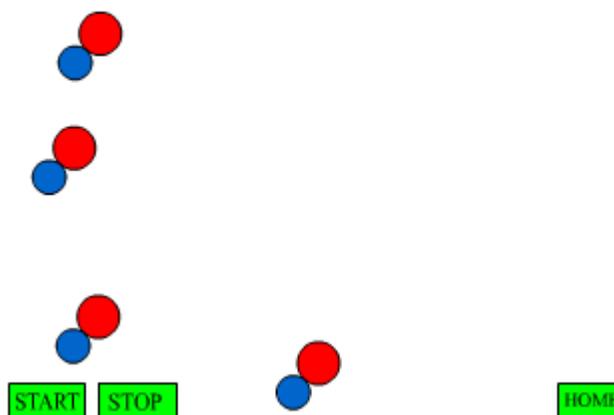
Cuando se forma 1 mol de óxido de nitrógeno (II) a partir de sus elementos gaseosos y a 1 atm y 25 °C, se dice que $\Delta H_f^0 = 90 \text{ kJ}$. Escribe la ecuación termoquímica que lo representa.



3.1. La reacción química y la energía. Calor de reacción

Cómo se producen las reacciones químicas

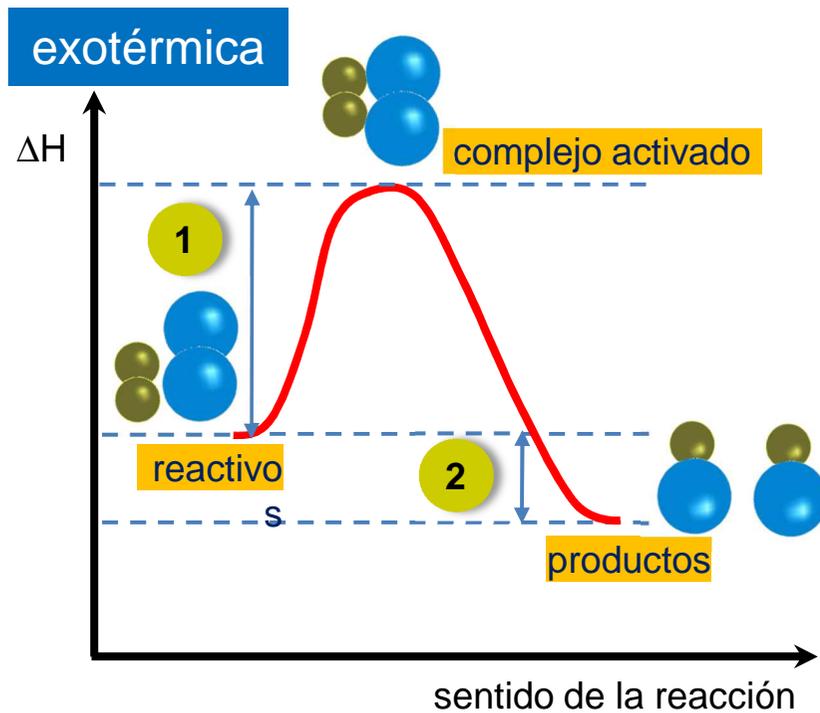
- ➔ Una reacción química se inicia por la colisión de las moléculas reactivas.
- ➔ No todas las colisiones son **eficaces**.
- ➔ Se denomina **energía cinética crítica** la energía cinética mínima para que una colisión se eficaz.



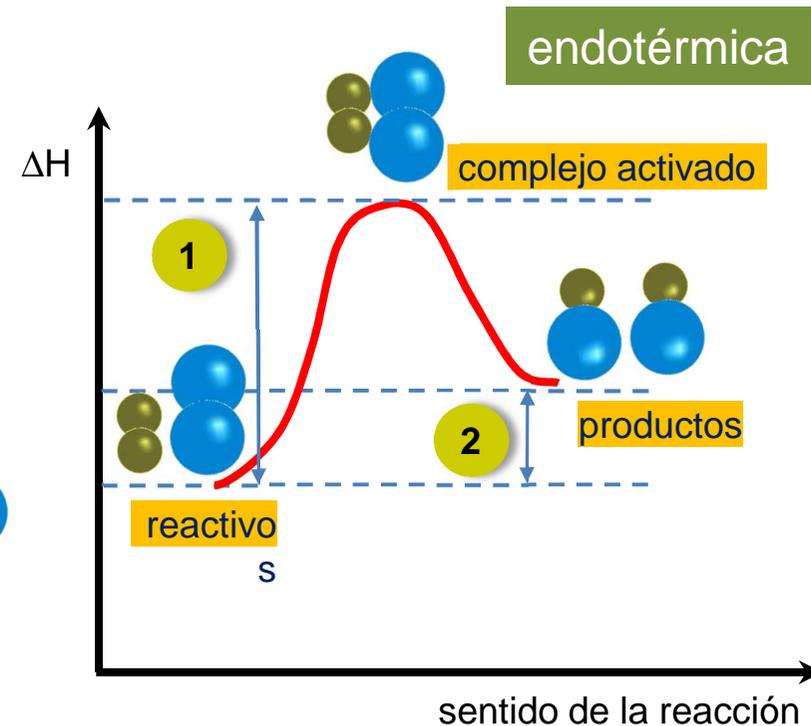


3.1. La reacción química y la energía. Calor de reacción

Cómo se producen las reacciones químicas



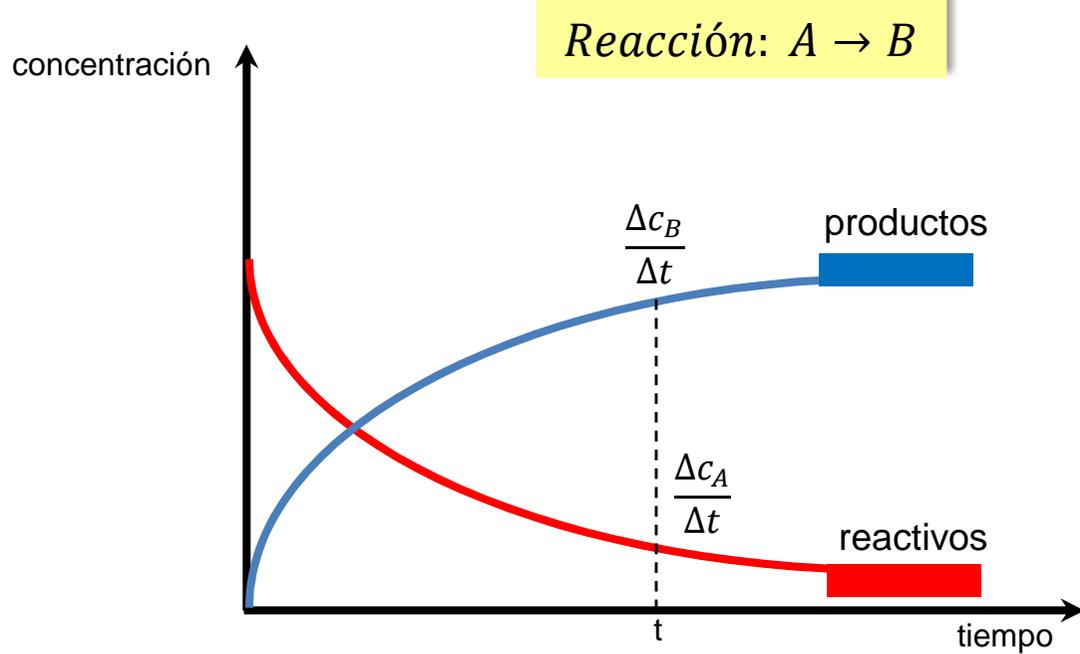
- 1 Energía de activación
- 2 Liberación global de energía



- 1 Energía de activación
- 2 Absorción global de energía



4 Velocidad de reacción



$$v = \frac{\Delta c_B}{\Delta t}$$

$$v = -\frac{\Delta c_A}{\Delta t}$$

👉 La **velocidad de una reacción** es la variación de la concentración de los reactivos o de los productos en el tiempo. Se mide en mol/L·s.

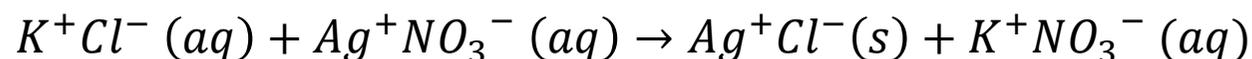


4 Velocidad de reacción

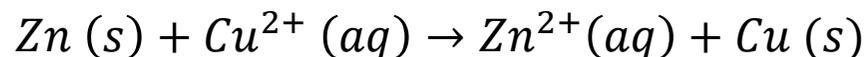
4.1. Factores que influyen en la velocidad de reacción

Naturaleza de los reactivos

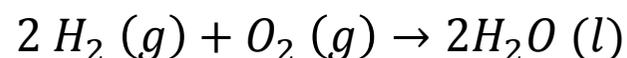
- ☞ En general, las **reacciones iónicas** son muy rápidas:



- ☞ También son muy rápidas aquellas reacciones en las que únicamente se produce un **intercambio de electrones** de unos iones a otros:



- ☞ Las **reacciones exotérmicas** entre sustancias gaseosas transcurren igualmente a gran velocidad, una vez adquirida la energía de activación necesaria:





4 Velocidad de reacción

4.1. Factores que influyen en la velocidad de reacción

Concentración de los reactivos

- Según la TCM, el número de choques entre las moléculas reactivas es proporcional a la concentración de cada uno de los reactivos, al aumentar dicha concentración, aumentará la velocidad de reacción.



El ácido sulfúrico concentrado (derecha) reacciona con mayor rapidez con el cinc metálico que el ácido sulfúrico diluido (izquierda)

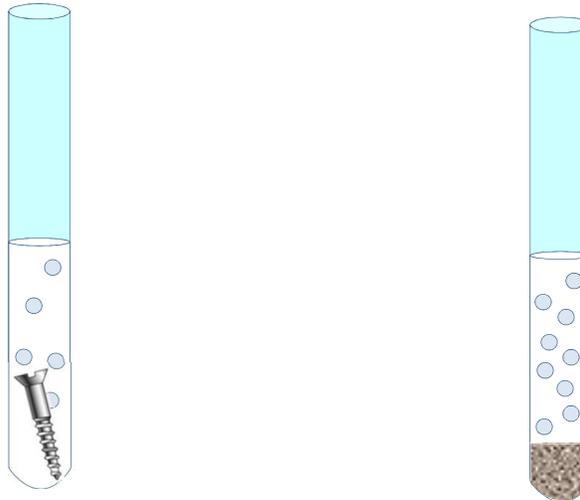


4 Velocidad de reacción

4.1. Factores que influyen en la velocidad de reacción

Superficie de contacto

- En las reacciones heterogéneas los reactivos están en fases diferentes, y dado que la reacción sólo tiene lugar en la superficie de contacto, la velocidad de reacción depende directamente del tamaño de esta área. Por ese motivo los reactivos sólidos se suelen triturar.



El hierro en polvo (derecha) reacciona con mayor rapidez con el ácido sulfúrico que el hierro no triturado (izquierda)

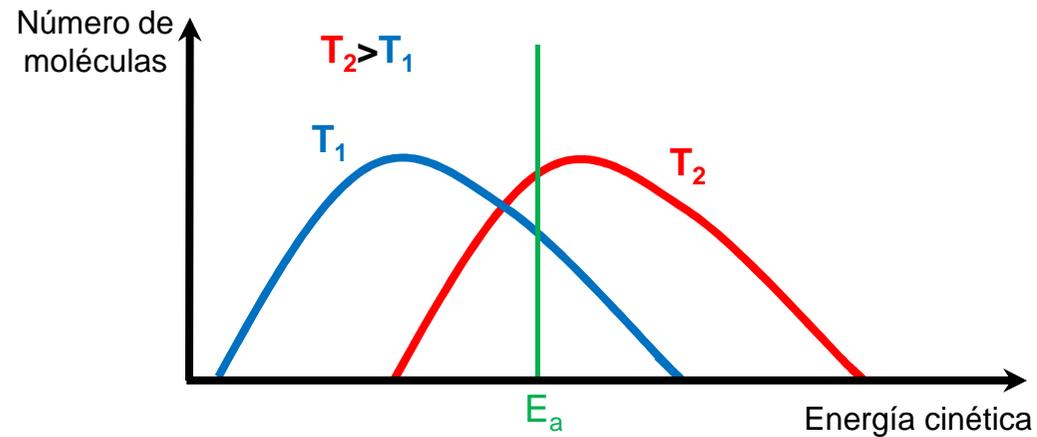
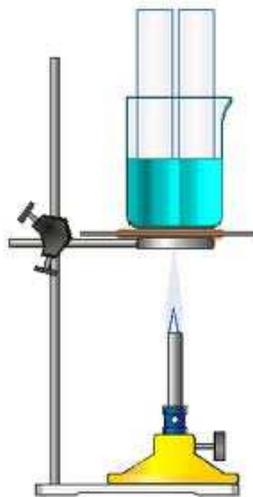


4 Velocidad de reacción

4.1. Factores que influyen en la velocidad de reacción

Temperatura

- Al incrementarse la temperatura, aumenta la energía cinética media y el número de moléculas que alcanza la energía de activación.





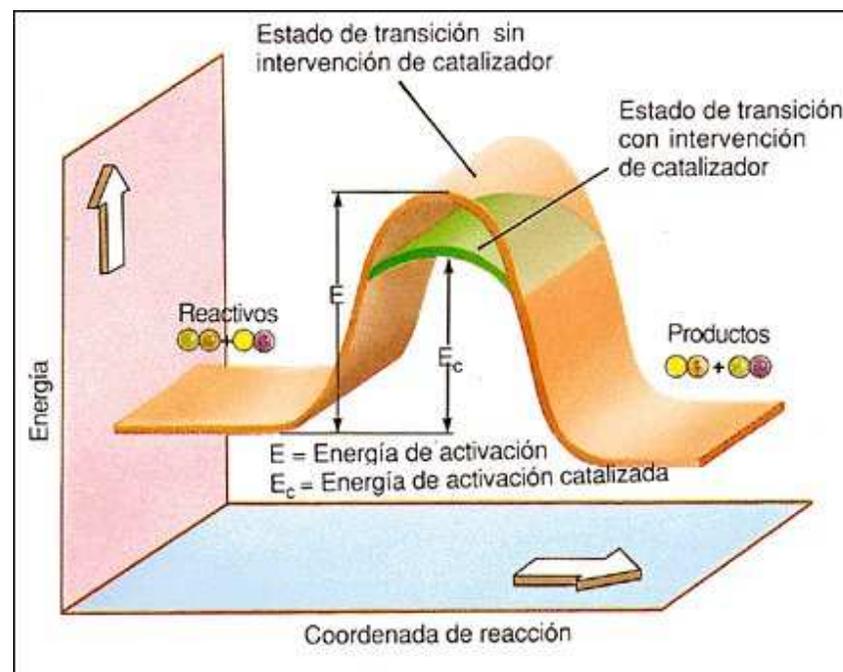
4 Velocidad de reacción

4.1. Factores que influyen en la velocidad de reacción

Catalizadores

Los catalizadores son sustancias que modifican notablemente la velocidad de las reacciones sin que ellos experimenten variación química alguna y sin que aumente la cantidad del producto formado. Su acción se llama **catálisis**.

- Hacen que la reacción transcurra por un camino nuevo, que requiere una energía de activación menor (**positivos**) o mayor (**negativos o inhibidores**).
- Ejemplo: **biocatalizadores** (enzimas).





EJERCICIO 17

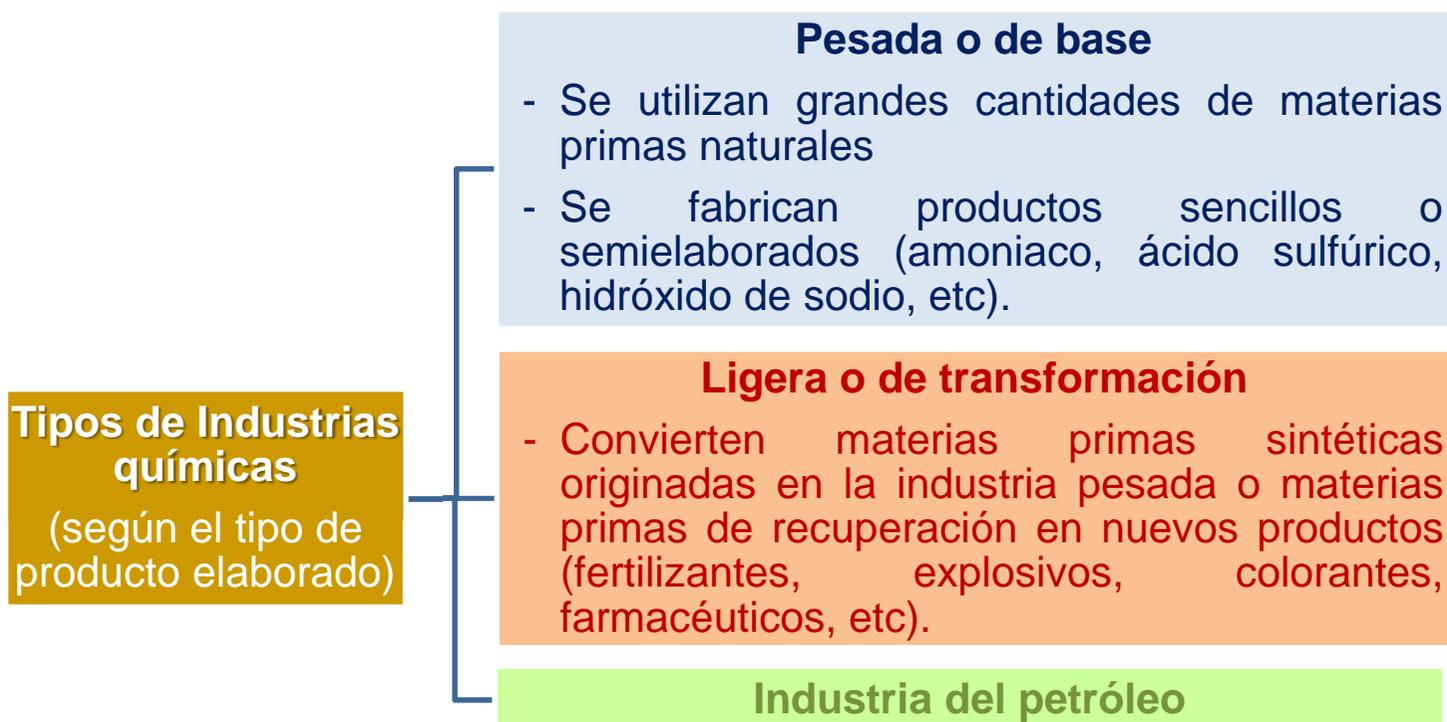
Clasifica las siguientes reacciones de menor a mayor velocidad:

- a) $\text{CH}_4 (\text{g}) + 2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- b) $2 \text{KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{KCl} (\text{s}) + 3 \text{O}_2 (\text{g})$
- c) $2 \text{KClO}_3 (\text{s}) + \text{calor} \rightarrow 2 \text{KCl} (\text{s}) + 3 \text{O}_2 (\text{g})$



5 Química industrial

La **química industrial** es la rama de la ingeniería química que comprende el estudio de los procesos químicos que tienen por finalidad, tanto la extracción de materias primas como su transformación en productos elaborados.





5 Química industrial

5.1. Implicaciones de la química industrial



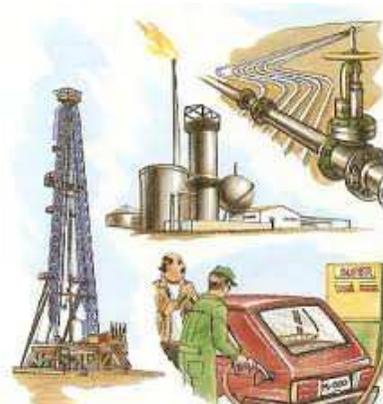
contaminación



transporte



¡INCONVENIENTES!



fuentes de energía



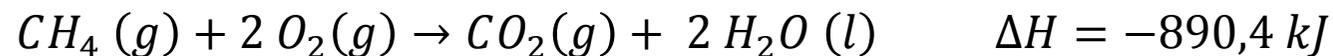
almacenamiento



6 Reacciones químicas de interés

6.1. Reacciones de combustión

- Se trata de un grupo de procesos en los que el **oxígeno (O₂)** reacciona con otra sustancia, oxidándola, y como consecuencia se desprende energía en forma de **luz y calor**.
- Se trata de una reacción redox pero necesitan de un **aporte continuo de calor** (madera, carbón, gasóleo, etc.) o de una **chispa** (gas natural, butano).
- La combustión completa de todo compuesto que contenga carbono e hidrógeno son **dióxido de carbono** y **agua**.



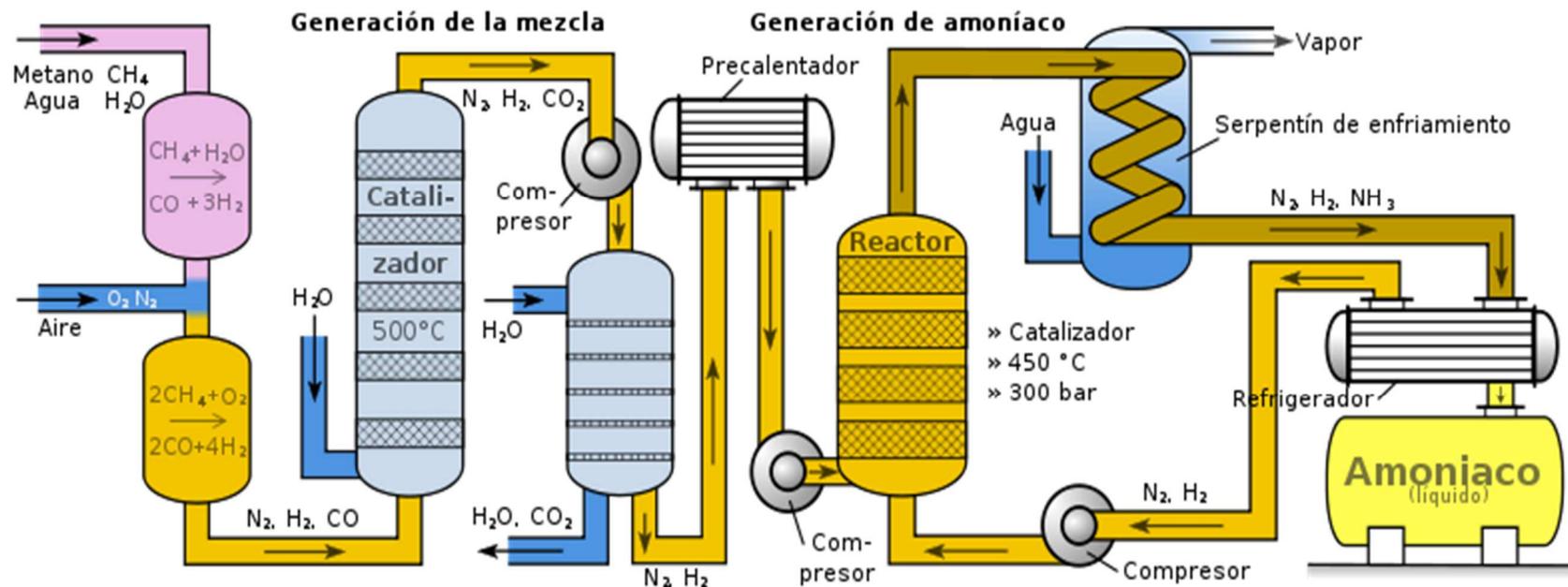
Efectos:

- Industria** (como medio para obtener energía u obtención de productos orgánicos (alcoholes, ácidos, ésteres, etc.)
- Biología** (respiración celular)
- Medio ambiente** (efecto invernadero)



6.2. Obtención industrial del amoníaco

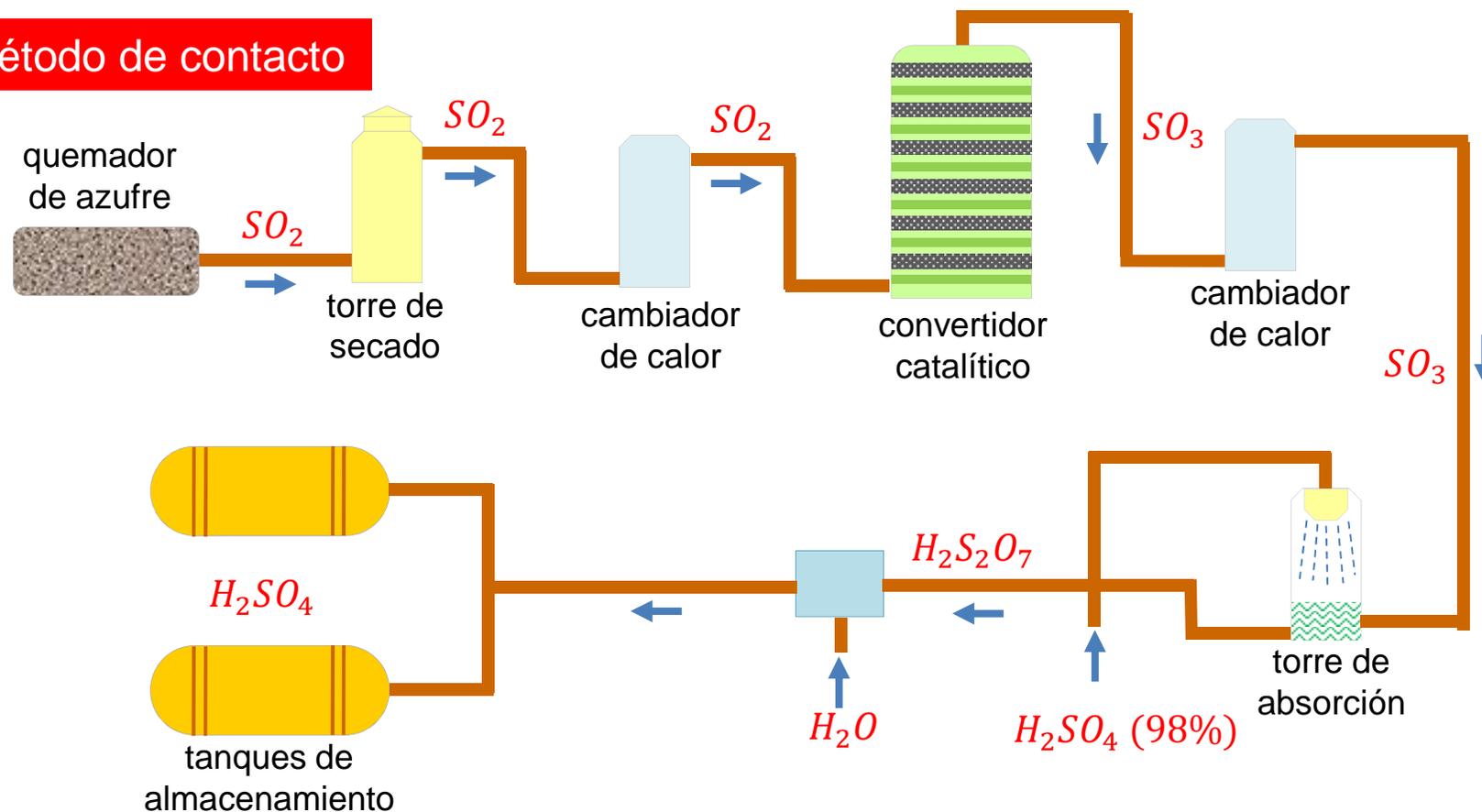
- El amoníaco y sus derivados, junto con el ácido sulfúrico, son los productos más fabricados en el mundo.
- Se obtiene mediante el método de Haber.
- Se emplea en la fabricación de sales nitrogenadas, utilizadas como abono, para obtener HNO_3 , máquinas frigoríficas, industria textil,...





6.3. Obtención Industrial del ácido sulfúrico

Método de contacto

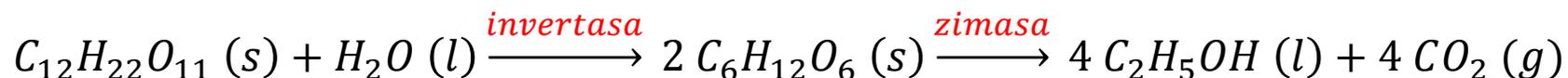


Se emplea en la obtención de abonos y fertilizantes, refinado del petróleo, explosivos, colorantes, plásticos, acumuladores y baterías,...



6.4. Fermentación alcohólica: obtención del etanol

- ☞ Es la transformación de soluciones azucaradas en alcohol.
- ☞ Como materia prima se utilizan vegetales de alto contenido en azúcar: cereales, caña de azúcar, remolacha,...
- ☞ Una buena materia prima son las **melazas**, jarabe rico en sacarosa, almidón y celulosa.
- ☞ La mezcla se diluye en agua y se añade una levadura que segrega dos enzimas: **invertasa** y **zimasa**:



- ☞ Finalizado el proceso, se obtiene un líquido con menos del 12 % en alcohol. Se destila y se obtiene etanol al 96 % en volumen.
- ☞ Se aplica en la industria farmacéutica, bebidas, refrigerante, combustible, disolvente, ...



7 El papel de la Química en el futuro

