

**TEMA: TRANSFORMACIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA.****1. Introducción.**

Todo lo que ocurre a nuestro alrededor está lleno de transformaciones químicas. Desde el hierro que se oxida al contacto con el aire, hasta la digestión de los alimentos o el funcionamiento de un coche, la química está detrás de cada cambio de materia.

Una transformación química ocurre cuando unas sustancias iniciales, llamadas reactivos, se convierten en otras diferentes, los productos.

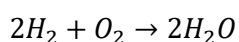
Esto sucede porque los átomos se reorganizan, se rompen unos enlaces y se forman otros nuevos, dando lugar a sustancias con propiedades distintas.

Lo más importante es que, aunque cambien las sustancias, los átomos no se crean ni se destruyen. Esto lo descubrió Lavoisier, con su famosa Ley de conservación de la masa, que dice:

“En toda reacción química, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos”.

**Ejemplo**

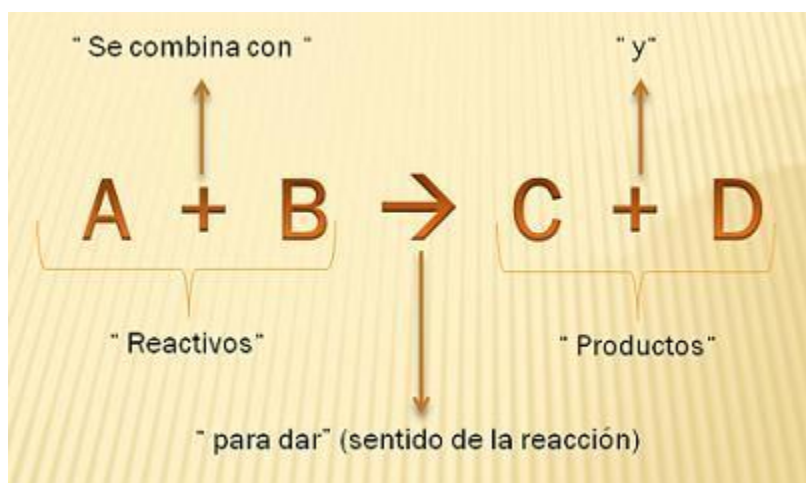
*Si el hidrógeno y el oxígeno se combinan para formar agua:*



*La cantidad total de átomos se mantiene (4 hidrógenos y 2 oxígenos), aunque se forme una nueva sustancia.*

**2. Ecuaciones químicas.**

Las ecuaciones químicas son la forma simbólica de expresar una reacción. En ellas se muestran los reactivos (a la izquierda), los productos (a la derecha) y una flecha ( $\rightarrow$ ) que indica el sentido del proceso.



*Esquema de una reacción química.*

La ecuación química nos indica los cambios que se producen en una reacción química.

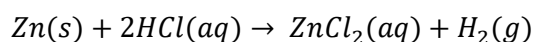


Representación de cuatro tipos de reacciones básicas: síntesis, descomposición, sustitución y doble sustitución. Adaptada de [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Chemical\\_reactions.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Chemical_reactions.svg).

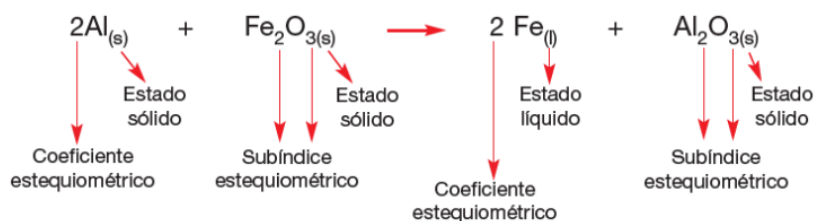
En todas las reacciones químicas se tiene que cumplir el principio de conservación de la masa y el principio de conservación de las cargas eléctricas, es por ello que la reacción tiene que estar ajustada (Punto 3).

Símbolos que se usan en las ecuaciones químicas:

| Símbolo     | Significado                                                                                                                                    |
|-------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| +           | "y"                                                                                                                                            |
| →           | Se usa para separar los reactivos de los productos. Indica la dirección de la reacción.                                                        |
| (s)         | Se pone detrás de un producto o un reactivo, y nos indica que se encuentra en estado sólido.                                                   |
| (l)         | Se pone detrás de un producto o un reactivo, y nos indica que se encuentra en estado líquido.                                                  |
| (g)         | Se pone detrás de un producto o un reactivo, y nos indica que se encuentra en estado gaseoso.                                                  |
| (aq)        | Se pone detrás de un producto o un reactivo, y nos indica que se encuentra disuelto en agua.                                                   |
| Δ           | Indica que se desprende calor en el transcurso de la reacción.                                                                                 |
| Catalizador | Si se pusiera alguna sustancia encima de la flecha →, esta sustancia se usa como catalizador (sustancia que aumenta la velocidad de reacción). |



Ejemplo de ecuación química.



### 3. Ajuste de una ecuación química.

Para que una ecuación sea correcta, debe cumplir la Ley de conservación de la masa: el número de átomos de cada elemento ha de ser el mismo en ambos lados.

Por lo que tenemos que ajustar la ecuación.

El ajuste se hace colocando coeficientes delante de las fórmulas, hasta equilibrar los átomos. Estos coeficientes indican el número de moléculas que intervienen en dicha reacción.

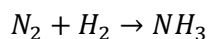
#### Pasos para ajustar una reacción.

1. Escribe la ecuación química sin ajustar.
2. Cuenta los átomos de cada elemento.
3. Cambia los coeficientes de cada elemento hasta igualarlos.
4. Revisa que haya el mismo número de átomos de cada elemento tanto en los reactivos como en los productos.

*Ejemplo:*

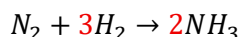
*Hacemos reaccionar nitrógeno y hidrogeno para obtener amoniaco:*

*Paso 1:*



*Paso 2: En los reactivos (izquierda de la flecha) tenemos 2 N y 2 H, sin embargo, en los productos (derecha de la flecha) tenemos 1 N y 3 H.*

*Paso 3 y 4:*



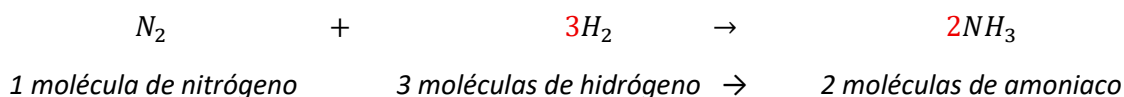
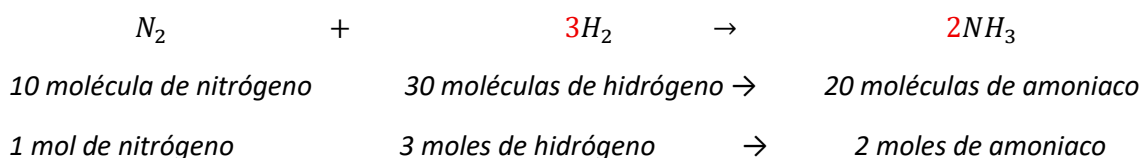
*De esta forma, la ecuación química queda ajustada, ya que, tanto en los reactivos como en los productos, tenemos el mismo número de átomos (2 N y 6 H).*

#### 3.1. Interpretación de una ecuación química.

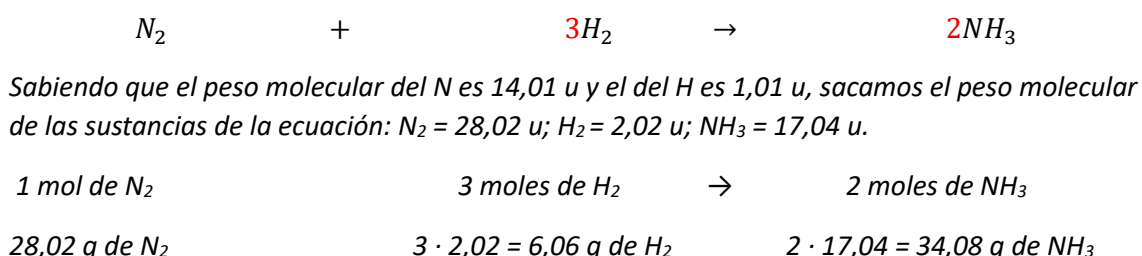
La ecuación química, nos permite conocer que sustancias intervienen en el proceso químico y en qué proporción lo hacen.

Los coeficientes estequiométricos nos indican el número de átomos de cada elemento y el número de moléculas de cada compuesto que intervienen en la reacción.

*Ejemplo:*

INTERPRETACIÓN RELACIÓN EN MOLES.

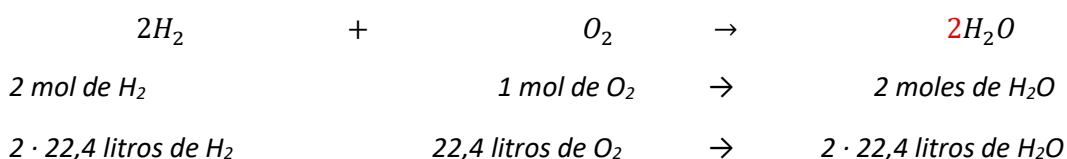
Los coeficientes estequiométricos de una ecuación química ajustada nos indica la proporción de moles de reactivos y productos.

INTERPRETACIÓN EN MASAS.

Los coeficientes estequiométricos de una ecuación química ajustada nos indica la proporción de gramos de reactivos y productos.

INTERPRETACIÓN EN VOLÚMENES.

Si en la reacción intervienen gases en condiciones normales de presión y temperatura, 1 mol de cualquiera de ellos ocupará un volumen de 22,4 L.



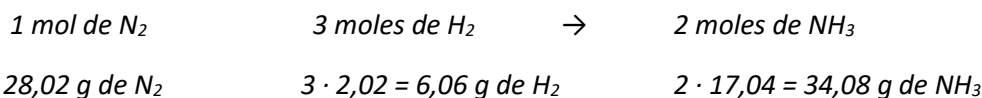
Por lo que los coeficientes estequiométricos también nos indica la proporción de volúmenes de los reactivos y los productos.

**4. Cálculos estequiométricos.****4.1. Cálculos con masas.**

Para hallar la masa de un reactivo o producto a partir de otra, se usa la relación molar establecida en la ecuación química ajustada, que marca las proporciones exactas de moles entre las sustancias que reaccionan.



Sabiendo que el peso molecular del N es 14,01 u y el del H es 1,01 u, sacamos el peso molecular de las sustancias de la ecuación:  $N_2 = 28,02$  u;  $H_2 = 2,02$  u;  $NH_3 = 17,04$  u.



De aquí sacamos que la proporción en masa es:

$28,02$  gramos de  $N_2$  +  $6,06$  gramos de  $H_2$  =  $34,08$  gramos de  $NH_3$

Podemos observar como se cumple la ley de conservación de la masa.

---

*Si conocemos la masa de uno de los reactivos o de los productos, podemos calcular el resto de las masas que intervienen en la reacción.*

---

Pasos para calcular la masa de un producto o reactivo:

Paso 1: Ajusta la ecuación.

Paso 2: Convierte la masa que conocemos, en moles usando siguiente fórmula:

$$n \text{ (moles)} = \frac{m \text{ (g)}}{\text{Peso molecular } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}$$

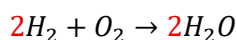
Paso 3: Como conocemos los moles de un producto o reactivo, usando la proporción estequiométrica podemos saber los moles de todos los productos y reactivos.

Paso 4: Convierte los moles en masa aplicando:

$$m \text{ (g)} = n \text{ (moles)} \cdot \text{Peso molecular } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)$$

*Ejemplo:*

Tenemos la siguiente reacción, y sabemos que tenemos 4 gramos de hidrógeno:

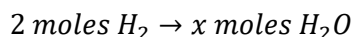
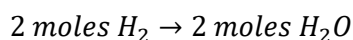


Si tenemos 4 gramos de hidrógeno, entonces:

$$Pm(H_2) = 2 \text{ g/mol}$$

$$n \text{ (moles)} = \frac{4 \text{ g}}{\frac{2 \text{ g}}{\text{mol}}} = 2 \text{ moles de } H_2$$

Como la proporción  $H_2$ - $H_2O$  es 2:2, entonces hay 2 moles de  $H_2O$



$$x = 2 \text{ moles } H_2O$$

Como ya sabemos los moles de  $H_2O$ , sacamos su masa:

$$Pm(H_2O) = 18 \text{ g/mol}$$

$$m(H_2O) = 2 \cdot 18 = 36 \text{ g de } H_2O$$

#### **4.2. Cálculos con volúmenes.**

El comportamiento de los gases sigue una serie de leyes experimentales que nos permiten relacionar el volumen, la presión, la temperatura y la cantidad de sustancia.

Estas leyes fueron descubiertas entre los siglos XVIII y XIX, y constituyen la base de la estequiometría de los gases.

##### **- Ley de Boyle-Mariotte (1662).**

A temperatura constante, el volumen de una masa fija de gas es inversamente proporcional a la presión que soporta.

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Al reducir el espacio, las moléculas chocan con más frecuencia contra las paredes del recipiente, y eso aumenta la presión.

*Ejemplo*

*Si un gas ocupa 6 L a 1 atm y se comprime hasta 3 L, la nueva presión será:*

$$P_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{1 \cdot 6}{3} = 2 \text{ atm}$$

##### **- Ley de Charles (1787).**

A presión constante, el volumen de una masa fija de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

*Donde la temperatura se mide en Kelvin(K).*

*Para pasar de grados centígrados a Kelvin  $\rightarrow 273 + x^\circ\text{C} = (273 + x) \text{ K}$*

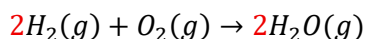
Al calentar un gas, las partículas se mueven más deprisa y se separan, haciendo que el gas ocupe más espacio.

##### **- Ley de los volúmenes de combinación (Gay-Lussac, 1808).**

Los volúmenes de gases que reaccionan entre sí, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, están en relación de números enteros sencillos.

*Ejemplo*

*En la reacción:*



*2 volúmenes de  $H_2$  reaccionan con 1 volumen de  $O_2$  produciendo 2 volúmenes de vapor de agua.*

La proporción 2 : 1 : 2 cumple perfectamente la ley.

- **Ley de Gay-Lussac (de presión y temperatura).**

A volumen constante, la presión de una masa fija de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Donde la temperatura se mide en Kelvin(K).

Para pasar de grados centígrados a Kelvin  $\rightarrow 273 + x^{\circ}\text{C} = (273 + x) \text{ K}$

*Ejemplo*

*Si calentamos un gas de 300 K a 600 K sin variar la presión, su volumen se duplicará.*

*Esto explica por qué los globos se hinchan al calentarse: las partículas del gas se mueven más deprisa y ocupan más espacio.*

- **Ley de las presiones parciales (Dalton, 1801).**

Cuando varios gases se mezclan, cada uno ejerce su propia presión parcial, como si estuviera solo.

La presión total de la mezcla es la suma de todas las presiones parciales.

$$P_{Total} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

Cada presión parcial se relaciona con la fracción molar ( $X_i$ ) del gas:

$$P_i = X_i \cdot P_{Total}$$

- **Relación general: Ecuación del gas ideal.**

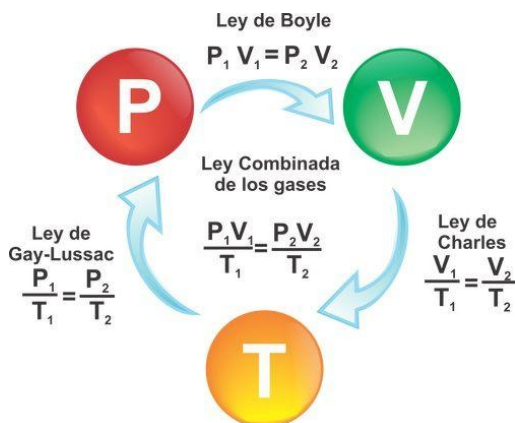
Todas estas leyes pueden combinarse en una única ecuación llamada ecuación de estado de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Siendo  $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$  (es la constante de los gases)

Esta ecuación permite resolver cualquier problema con gases en distintas condiciones.

Condiciones normales = Presión = 1atm ; Temperatura = 273 K



### 5. Reactivo limitante.

Cuando los reactivos no están en proporción exacta, uno de ellos se consume primero.

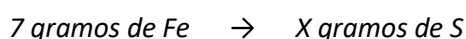
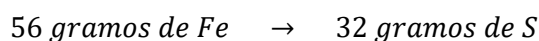
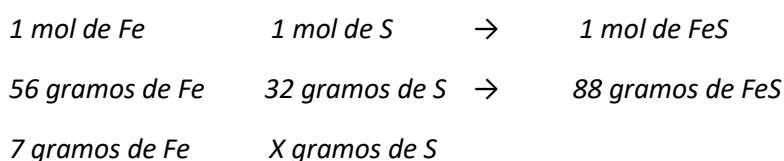
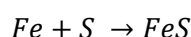
Ese es el reactivo limitante, porque determina la cantidad máxima de producto que se puede formar.

El otro reactivo estará en exceso, por lo que quedará producto sin reaccionar.

#### Ejemplo

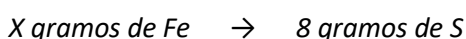
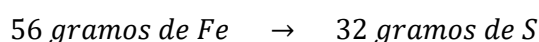
Si hacemos reaccionar 7 gramos de Fe (56 u) con 8 gramos de S (32 u) para formar FeS ¿Cuál es el reactivo limitante y cual el que quedara en exceso?

Reacción ajustada:



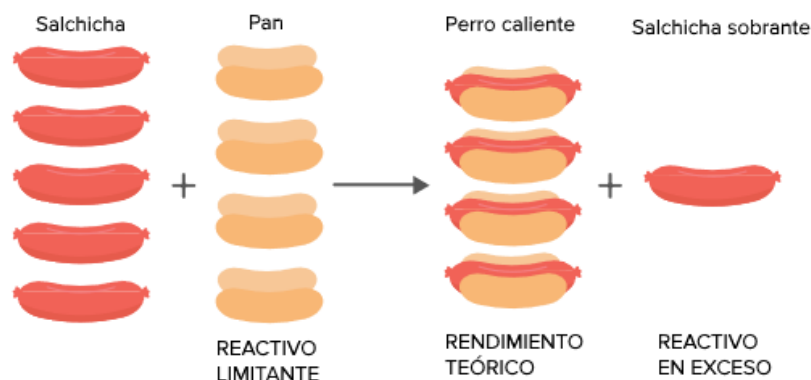
$$X = 4 \text{ gramos de S}$$

Esto quiere decir que cuando se consumen los 7 gramos de Fe, únicamente se van a consumir 4 gramos de S, quedando en exceso 4 gramos de S sin reaccionar. Por lo que el Fe será el reactivo limitante y el S el reactivo en exceso.



$$X = 14 \text{ gramos de Fe}$$

Si se hubieran consumido los 8 gramos del S, se tendrían que haber consumido 14 gramos de Fe, cantidad que no tenemos, por lo tanto, ponemos como "x" a los gramos del S para sacar el reactivo limitante y el reactivo en exceso.



**6. Cálculos con reactivos en disolución.**

|                           |                                                           |                                                                    |
|---------------------------|-----------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------|
| <b>Porcentaje en masa</b> | Indica los gramos de soluto en 100 gramos de disolución   | $\%masa = \frac{g \text{ soluto}}{g \text{ disolución}} \cdot 100$ |
| <b>Molaridad</b>          | Indica los moles de soluto en 1 litro de disolución       | $M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$   |
| <b>Molalidad</b>          | Indica los moles de soluto en 1 kg de disolvente          | $m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}}$       |
| <b>Normalidad</b>         | Indica el número de eq de soluto en 1 litro de disolución | $N = \frac{\text{eq de soluto}}{\text{litros de disolución}}$      |
| <b>Fracción molar</b>     | Relaciona los moles de un componente y los moles totales  | $X_i = \frac{n_i}{n_T}$                                            |

**7. Cálculos con reactivos impuros.**

Realmente, cuando usamos sustancias químicas, no siempre son puras al 100%, ya que contienen impurezas. Por lo que además del compuesto que queremos usar, va a tener sustancias que no reaccionan, o que reaccionan de una forma diferente.

Por lo tanto, cuando usamos un reactivo con impurezas en una reacción química, solo una parte de la masa total participa en la reacción.

Esa fracción útil se conoce como masa pura del reactivo.

Ejemplo

Si una muestra de carbonato cálcico ( $\text{CaCO}_3$ ) tiene una pureza del 90 %, significa que, de cada 100 g, 90 g son de  $\text{CaCO}_3$  puro y los 10 g restantes son impurezas (arena, polvo, agua, etc.).

La pureza se expresa normalmente en porcentaje (%) y se usa la siguiente relación:

$$\text{Masa pura} = \text{Masa total} \cdot \frac{\text{Pureza}}{100}$$

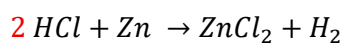
Si no se tiene en cuenta este detalle, los resultados obtenidos (masa de producto o volumen de gas) serían mayores de lo real, lo que lleva a errores experimentales.

Ejemplo

Si hacemos reaccionar 22,75 gramos de Zn que contiene un 7,25% de impurezas con HCl suficiente. ¿Cuál es la masa de  $\text{H}_2$  desprendida?

Dato: Masa atómica del Zn = 65,38 g/mol

Reacción ajustada:



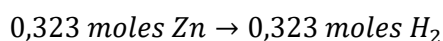
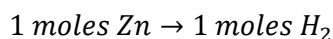
$$\text{Masa pura} = \text{Masa total} \cdot \frac{\text{Pureza}}{100}$$

$$\text{Masa pura} = 22,75 \text{ g} \cdot \frac{92,75 \text{ g}}{100} = 21,1 \text{ gramos puros de Zn}$$

$$n \text{ (moles)} = \frac{m \text{ (g)}}{\text{Peso molecular } (\frac{\text{g}}{\text{mol}})}$$

$$n \text{ (moles)} = \frac{21,1 \text{ g}}{65,38 (\frac{\text{g}}{\text{mol}})} = 0,323 \text{ moles de Zn}$$

Relación del Zn con el  $\text{H}_2$  es 1:1



Sacamos la masa del  $\text{H}_2$ :

$$m = n \cdot Pm = 0,323 \cdot 2 = 0,646 \text{ g H}_2$$

### 8. Rendimiento de las reacciones químicas.

En la práctica, el resultado real suele ser menor que el teórico, debido a pérdidas o reacciones secundarias. Por lo que tenemos que averiguar el rendimiento total de la reacción de la siguiente forma:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{masa obtenida}}{\text{masa teórica}} \cdot 100$$

El rendimiento de las reacciones es un factor fundamental en la industria química para saber si un proceso es rentable, o no.

#### Ejemplo

Si se esperaban 10 g y se obtienen 8 g:

$$\text{Rendimiento} = \frac{8}{10} \cdot 100 = 80 \%$$

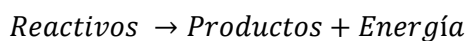


### 9. Algunos tipos de reacciones.

#### - Reacciones exotérmicas.

Una reacción exotérmica es aquella que libera energía al medio, normalmente en forma de calor, luz o electricidad.

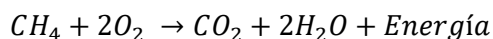
Durante el proceso, los productos tienen menos energía que los reactivos, porque parte de la energía se ha liberado durante la reacción.



*Ejemplo*

La combustión es un tipo especial de reacción exotérmica muy importante tanto en la naturaleza como en la industria.

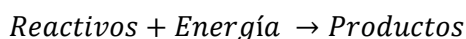
Consiste en la reacción rápida de una sustancia con el oxígeno, desprendiendo gran cantidad de energía en forma de calor y luz.



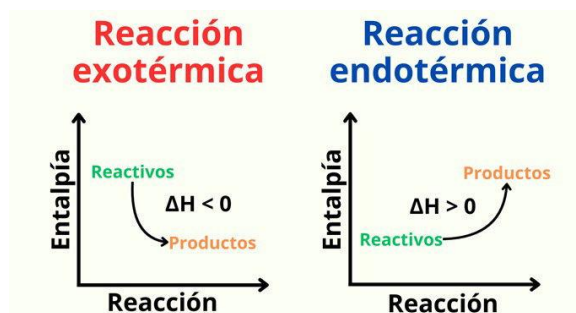
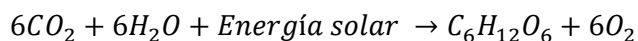
- **Reacciones endotérmicas.**

Una reacción endotérmica es aquella que absorbe energía del entorno para poder realizarse.

En este caso, los productos tienen más energía que los reactivos, porque han ganado energía durante el proceso de la reacción.

*Ejemplo*

En la fotosíntesis, las plantas absorben la energía del sol:



*Diferencia entre reacción exotérmica y endotérmica.*

- En las reacciones exotérmicas, la energía se libera.
- En las reacciones endotérmicas, la energía se absorbe.

**10. Referencias.**

- <https://ies-fernandorios.centros.castillalamancha.es/sites/ies-fernandorios.centros.castillalamancha.es/files/descargas/Tema%203%20%20FYQ%20%282016%29.pdf>
- <https://fisiquimicamente.com/recursos-fisica-quimica/apuntes/2eso-3eso/reacciones-quimicas/>
- <https://brainly.lat/tarea/24849895>
- <https://www.significados.com/reaccion-exotermica/>
- <https://culturacientifica.com/2017/08/22/la-ley-del-gas-ideal-la-tercera-ley-la-termodinamica/>
- <https://es.khanacademy.org/science/ap-chemistry-beta/x2eef969c74e0d802:chemical-reactions/x2eef969c74e0d802:stoichiometry/a/limiting-reagents-and-percent-yield>
- <https://www.politecnicosanluis.cl/wp-content/uploads/2020/07/Gu%C3%ADa-5-Qu%C3%ADmica-1%C2%B0.pdf>