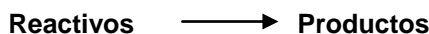


En un proceso químico (o reacción química) se produce una profunda alteración de la materia. Se parte de unas sustancias (reactivos) y lo que se obtiene después del proceso (productos) son unas sustancias completamente diferentes a las de partida.

**Para representar abreviadamente las reacciones químicas se utilizan las ecuaciones químicas.**

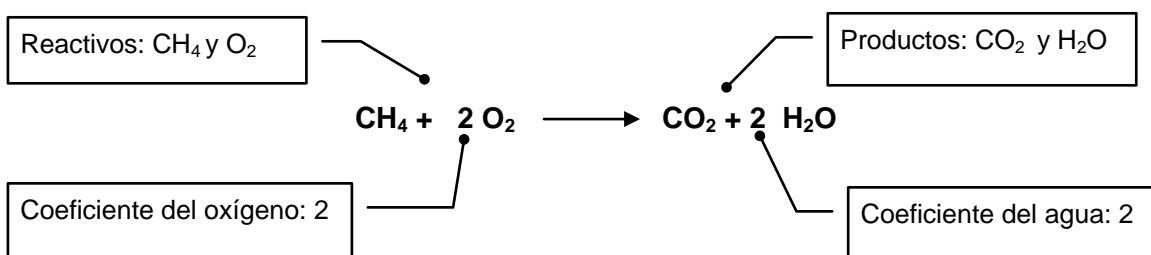
En una ecuación química se escriben las fórmulas de los reactivos a la izquierda y las de los productos a la derecha separados por una flecha:



El proceso de ajustar (o igualar) la ecuación consiste en colocar números delante de las fórmulas (coeficientes) para garantizar que exista el mismo número de átomos en los reactivos que en los productos, ya que en una reacción química no pueden desaparecer o crearse átomos. O lo que es lo mismo:

**En una reacción química la masa permanece constante** (Ley de Conservación de la Masa o Ley de Lavoisier).

Con ello garantizamos que los reactivos están en las proporciones justas (*cantidades estequiométricas*) para reaccionar.



Para que se verifique una reacción química ha de producirse:

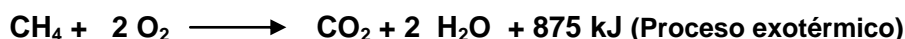
- **Una ruptura de los enlaces en los reactivos.** Lo que generalmente implica **aportar energía**.
- **Un reagrupamiento de los átomos de forma distinta.**
- **Una formación de nuevos enlaces para formarse los productos.** Lo que generalmente implica un **desprendimiento de energía**.

En el balance final de energía para el proceso puede ocurrir:

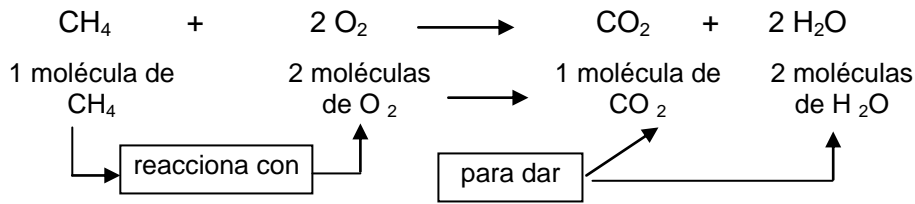
**Energía aportada > Energía desprendida.** La reacción, en conjunto, absorbe energía (calor). **Reacción endotérmica.**

**Energía aportada < Energía desprendida.** La reacción, en conjunto, desprende energía (calor). **Reacción exotérmica.**

El calor absorbido o desprendido puede añadirse a la ecuación química como un elemento más del proceso:



Una reacción química ajustada nos da, por tanto, la siguiente información:



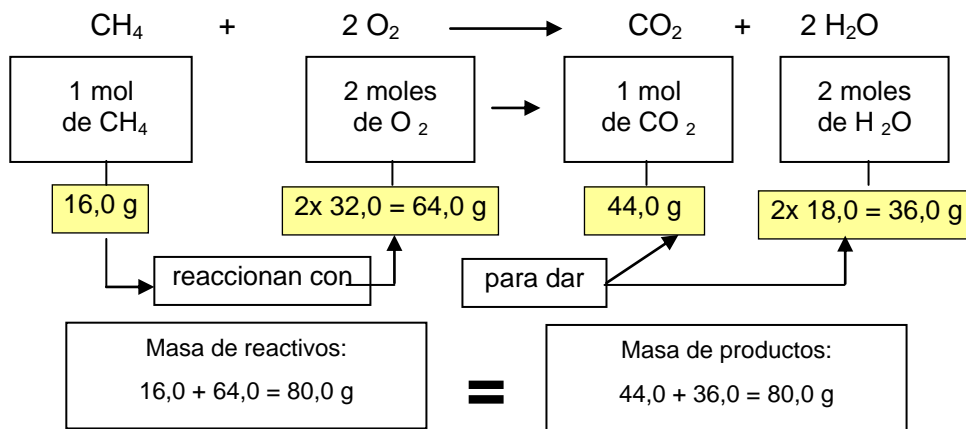
Observar que **si queremos que reaccionen en las cantidades justas tenemos necesidad de “contar” moléculas**, ya que los reactivos han de estar en la proporción de 2 moléculas de O<sub>2</sub> por una de CH<sub>4</sub>, pero ¿cómo contar moléculas?

Para conseguirlo hacemos uso del concepto de mol:

Un mol de CH<sub>4</sub> es la cantidad de metano que contiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de metano y, según se estableció (ver apuntes sobre el concepto de mol), su masa coincide con la masa de la molécula en gramos. Esto es: 16,0 g. Por tanto, si tomamos 16,0 g de CH<sub>4</sub> estamos cogiendo  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de CH<sub>4</sub>.

Repitamos ahora el razonamiento con el oxígeno. Un mol de O<sub>2</sub> es la cantidad de oxígeno que contiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de O<sub>2</sub> y su masa coincide con la masa de la molécula en gramos. Esto es: 32,0 g. Por tanto, si tomamos 32,0 g de O<sub>2</sub> estamos cogiendo  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de O<sub>2</sub>. Si necesito coger el doble de moléculas debería de coger 2 moles. Esto es 64,0 g de O<sub>2</sub>.

En resumen, si quiero que las moléculas de CH<sub>4</sub> y O<sub>2</sub> estén en proporción 1:2 debería de coger 1 mol de CH<sub>4</sub> y 2 moles de O<sub>2</sub>, o lo que es lo mismo, 16,0 g de CH<sub>4</sub> y 64,0 g de O<sub>2</sub>.



**“En una reacción química la masa se conserva. Esto es, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos”. (Ley de Lavoisier)**

En el caso de que las sustancias sean gases, **y siempre que se midan en las mismas condiciones de presión y temperatura**, la relación en moles se puede establecer como relación en volumen:

**“Volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de moles”** (Hipótesis de Avogadro)

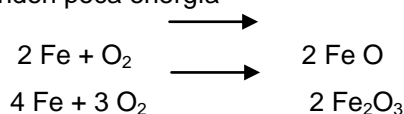
$$2 \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 7 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 4 \text{CO}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

2 moles	7 moles	4 moles	6 moles
2 litros	7 litros	4 litros	6 litros

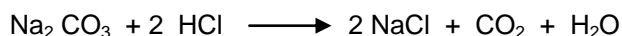
**Si consideramos un gas y el volumen se mide a 1 atm de presión y 0 °C (condiciones normales), 1 mol ocupa 22,4 litros.**

## Algunos tipos de reacciones químicas:

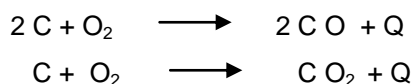
**Reacciones de oxidación.** Combinación con el oxígeno. Son reacciones lentas que desprenden poca energía



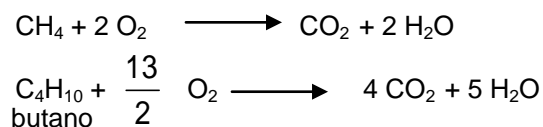
**Los carbonatos desprenden CO<sub>2</sub>** cuando son atacados por los ácidos (el desprendimiento de este gas es lo que provoca la característica "efervescencia")



**Reacciones de combustión.** Químicamente son oxidaciones, pero al contrario que éstas son reacciones que transcurren muy rápidamente y con un desprendimiento notable de energía

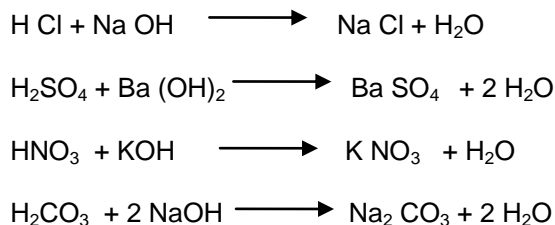


Siempre que se quemé un hidrocarburo (compuesto que contiene únicamente carbono e hidrógeno) se obtiene CO<sub>2</sub> y agua:

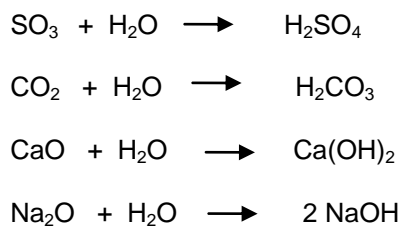


**Reacciones de neutralización.** Entre un ácido y una base. Se obtiene la sal del ácido y agua:

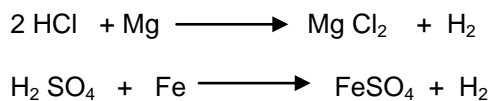
**Ácido + Base → Sal + Agua.**



**Reacción de los óxidos con el agua.** El comportamiento es muy distinto cuando reacciona un óxido no metálico o uno metálico. En el primer caso se obtiene un ácido y en el segundo una base. Por esta razón se dice que **los óxidos no metálicos tienen un carácter ácido**, mientras que **los metálicos tienen un carácter básico.**



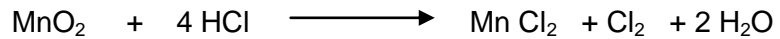
**Desplazamiento del hidrógeno de los ácidos por los metales.** La mayor parte de los metales reaccionan con los ácidos desplazando el hidrógeno (que se desprende como gas) y el metal se disuelve formando la sal correspondiente. Esta reacción se produce muy fácilmente en el caso de metales alcalinos y alcalino-térreos.



Algunos metales como la plata, el cobre o el mercurio no desplazan el hidrógeno de los ácidos.

### Cálculos masa - masa

El dato está expresado en gramos y la incógnita la piden también en gramos.  
Ejemplo: ¿Cuántos gramos de dicloruro de manganeso se obtienen cuando reaccionan 7,5 g de ácido clorhídrico?



$$7,5 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \frac{1 \text{ mol de MnCl}_2}{4 \text{ moles de HCl}} \frac{126,0 \text{ g de MnCl}_2}{1 \text{ mol de MnCl}_2} = \boxed{6,5 \text{ g de MnCl}_2}$$

Factor leído en la ecuación ajustada. Nos transforma dato (HCl) en incógnita (MnCl<sub>2</sub>)

### Cálculos masa - volumen

El dato está expresado en gramos y la incógnita, por ser un gas, piden su volumen en litros  
Ejemplo: ¿Qué volumen de cloro se obtendrá cuando reaccionen 7,5 g de ácido clorhídrico?  
b) Si se mide en c. n.  
c) Si se mide a 1,5 atm y 50 ° C

a) Cálculo del volumen de Cl<sub>2</sub> medido en c.n.

$$7,5 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \frac{1 \text{ mol de MnCl}_2}{4 \text{ moles de HCl}} \frac{22,4 \text{ L de Cl}_2}{1 \text{ mol de Cl}_2} = \boxed{1,2 \text{ L de Cl}_2}$$

Factor leído en la ecuación ajustada

Esta relación se puede usar únicamente cuando el gas esté medido en c. n.

b) Cálculo del volumen de Cl<sub>2</sub> medido a 1,5 atm y 50 ° C

Primero se calcula el número de moles de producto y a continuación se usa la ecuación de los gases:

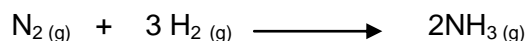
$$7,5 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{4 \text{ moles de HCl}} = \boxed{0,051 \text{ mol de Cl}_2}$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,051 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot 323 \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} = 0,901 \text{ L} = 901 \text{ cm}^3$$

### Cálculos volumen - volumen

Si las sustancias consideradas están en fase gaseosa la relación establecida por la ecuación ajustada puede considerarse relación en volumen, **siempre que los gases estén medidos en las mismas condiciones de P y T** (volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de moles)

Ejemplo: Calcular los litros de amoníaco que se obtendrán cuando reaccionan 0,5 L de H<sub>2</sub> (se supone que ambos gases están medidos a igual P y T)



$$0,5 \text{ L H}_2 \frac{2 \text{ L NH}_3}{3 \text{ L H}_2} = 0,333 \text{ L NH}_3$$

### Cálculos con rendimiento distinto del 100%

Lo más frecuente es que, debido a razones diversas, a la hora de la realización práctica de una reacción química las cantidades obtenidas sean distintas de las calculadas teóricamente. Se define el rendimiento de la reacción como:

$$r = \frac{\text{gramos reales}}{100 \text{ gramos teóricos}}$$

Ejemplo: El nitrato de plomo (II) reacciona con el yoduro potásico para dar un precipitado amarillo de yoduro de plomo (II).

- Plantear y ajustar la ecuación correspondiente al proceso
- Cuando se hacen reaccionar 15,0 g de nitrato de plomo (II) se obtienen 18,5 g de yoduro de plomo (II) ¿Cuál es el rendimiento del proceso?



b) Gramos de yoduro de plomo (II) que deberían obtenerse teóricamente:

$$15,0 \text{ g Pb}(\text{NO}_3)_2 \frac{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2}{331,2 \text{ g Pb}(\text{NO}_3)_2} \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2} \frac{461,0 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} = 20,9 \text{ g PbI}_2$$

✓ Cálculo del rendimiento:

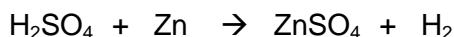
$$\frac{18,5 \text{ g PbI}_2 \text{ reales}}{20,9 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}} \frac{100,0 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}}{100,0 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}} = 88,5 \frac{\text{g PbI}_2 \text{ reales}}{100,0 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}} = 88,5 \%$$

Factor para calcular el tanto por ciento  
**No se divide por el 100 del denominador**, ya que forma parte de la unidad solicitada.

### Cálculos con rendimiento distinto del 100%

Ejemplo: El ácido sulfúrico reaccionan con 10,3 g de zinc para dar sulfato de zinc e hidrógeno

- Plantear y ajustar la ecuación correspondiente al proceso
- Calcular la cantidad de sulfato de zinc obtenida si el rendimiento para el proceso es de un 75 %



Cantidad de sulfato de zinc que se debería obtener (teórico)

$$10,3 \text{ g Zn} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \frac{161,5 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 25,4 \text{ g ZnSO}_4$$

$$25,4 \text{ g ZnSO}_4 \text{ teóricos} \frac{75 \text{ g ZnSO}_4 \text{ reales}}{100 \text{ g ZnSO}_4 \text{ teóricos}} = 19,1 \text{ g ZnSO}_4 \text{ reales}$$

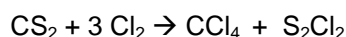
Factor que considera el rendimiento de la reacción.

### Procesos con reactivo limitante

A la hora de llevar a cabo una reacción química puede suceder que uno de los reactivos esté en exceso, entonces la reacción transcurrirá mientras exista algo del otro reactivo. Una vez que éste se acaba la reacción se para, quedando el exceso del primero sin reaccionar. El reactivo que al agotarse hace que la reacción se detenga se denomina **reactivo limitante**.

**Los cálculos se efectúan considerando las cantidades que reaccionan.**

Ejemplo: Una mezcla de 100,0 g disulfuro de carbono y 200,0 g de cloro (gas) se pasa a través de un tubo de reacción caliente produciéndose la reacción:



Calcular la cantidad de  $\text{S}_2\text{Cl}_2$  que se obtendrá

- Como dan cantidades para ambos reactivos, vemos si están en cantidades estequiométricas (justas):

$$100,0 \text{ g CS}_2 \frac{1 \text{ mol CS}_2}{76,2 \text{ g CS}_2} = 1,31 \text{ mol CS}_2$$

$$200,0 \text{ g Cl}_2 \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{71,0 \text{ g Cl}_2} = 2,82 \text{ moles Cl}_2$$

Como (según se lee en la ecuación química) 1 mol de  $\text{CS}_2$  reacciona con 3 moles de  $\text{Cl}_2$ , para reaccionar con 1,31 moles de  $\text{CS}_2$  se necesitarían:  $1,31 \times 3 = 3,93$  moles de  $\text{Cl}_2$ . Por tanto, como sólo existen 2,82 moles de  $\text{Cl}_2$ :

**Reactivo en exceso (no reacciona todo):  $\text{CS}_2$ . Reactivo limitante (reacciona todo) :  $\text{Cl}_2$**

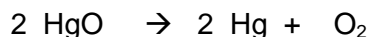
- A la hora de efectuar los cálculos ha de tenerse presente que parte del  $\text{CS}_2$  quedará sin reaccionar. Por tanto, ha de usarse, bien el reactivo limitante (reacciona totalmente), o bien la parte que reacciona del reactivo en exceso:

Usando el reactivo limitante: 
$$2,82 \text{ mol Cl}_2 \frac{1 \text{ mol S}_2\text{Cl}_2}{3 \text{ mol Cl}_2} \frac{135,0 \text{ g S}_2\text{Cl}_2}{1 \text{ mol S}_2\text{Cl}_2} = 126,9 \text{ g S}_2\text{Cl}_2$$

### Reactivos impuros

Si los reactivos que se emplean en la reacción no son puros ha de tenerse en cuenta el dato de pureza y realizar los cálculos sólo con la parte de la muestra que reacciona.

Ejemplo: Al calentar el óxido de mercurio (II) se descompone en oxígeno (gas) y mercurio metálico. Calcular la cantidad de mercurio metálico que podremos obtener al descomponer 20,5 g de un óxido del 80 % de pureza.



Parte de la muestra no es HgO. Por eso hablamos de "óxido" cuando nos referimos a la muestra impura

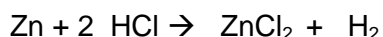
$$20,5 \text{ g de óxido} \times \frac{80 \text{ g de HgO}}{100 \text{ g de óxido}} \times \frac{1 \text{ mol HgO}}{216,8 \text{ g HgO}} \times \frac{2 \text{ mol Hg}}{2 \text{ mol HgO}} \times \frac{216,6 \text{ g Hg}}{1 \text{ mol Hg}} = 15,2 \text{ g Hg}$$

Factor que convierte los gramos de muestra en gramos de Hg O

### Determinación de la pureza de un reactivo

Basándonos en la cantidad de productos obtenidos (o de reactivos que reaccionan) se puede establecer la pureza de un reactivo o su contenido en determinada sustancia (riqueza)

Ejemplo: Una muestra impura de 50,0 g de zinc reacciona con 53,7 g de ácido clorhídrico. Calcular el % de zinc presente en la muestra (riqueza)



- ✓ La cantidad de zinc presente en la muestra se puede calcular a partir del ácido consumido suponiendo que las impurezas no reaccionan con el ácido:

$$53,7 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \times \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 48,1 \text{ g Zn}$$

- ✓ El cálculo de la pureza se reduce a calcular un tanto por ciento:

$$\frac{48,1 \text{ g Zn}}{50,0 \text{ g muestra}} \times \frac{100,0 \text{ g muestra}}{100,0 \text{ g muestra}} = 96,2 \frac{\text{g Zn}}{100,0 \text{ g muestra}} = 96,2 \% \text{ Zn}$$

Relación entre el Zn puro y la masa total de muestra

Factor para calcular el tanto por ciento. Recordar que por el "100" del denominador no se divide ya que forma parte de la unidad final.

**Reactivos en disolución (molaridad)**

Lo común es que los reactivos que se utilicen se encuentren en forma de disolución acuosa y que se trabaje directamente con cantidades de disolución y no de soluto:

Ejemplo: Se hacen reaccionar 6,5 g carbonato cálcico con ácido clorhídrico 1,5 M. Calcular la cantidad de ácido 1,5 M necesario para reacción completa.



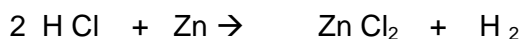
$$6,5 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3}{100,1 \text{ g } \text{CaCO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{HCl}}{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1,5 \text{ mol } \text{HCl}} = 86,7 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

Este factor permite transformar moles de HCl (soluto) en volumen de disolución usando la definición de molaridad.

**Reactivos en disolución (tanto por ciento en peso)**

Una forma muy corriente de expresar la concentración de una disolución es en tanto por ciento en peso (masa). Si se pretende operar con volumen de disolución es preciso, además, conocer la densidad de la disolución

Ejemplo: Se hacen reaccionar 4,5 g de zinc con ácido clorhídrico del 35% en peso y 1,18 g/cm<sup>3</sup> de densidad. Calcular el volumen de ácido necesario para reacción completa.



$$4,5 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100,0 \text{ g ácido}}{35,0 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ ácido}}{1,18 \text{ g ácido}} = 12,2 \text{ cm}^3 \text{ ácido (disolución)}$$

Factor que convierte moles de HCl en gramos de HCl

Usando la definición de concentración en tanto por ciento en peso se puede convertir gramos de HCl (soluto) en gramos de ácido (disolución)

El dato de densidad permite convertir gramos (masa) en cm<sup>3</sup> (volumen) de disolución