REACCIONES QUÍMICAS

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.

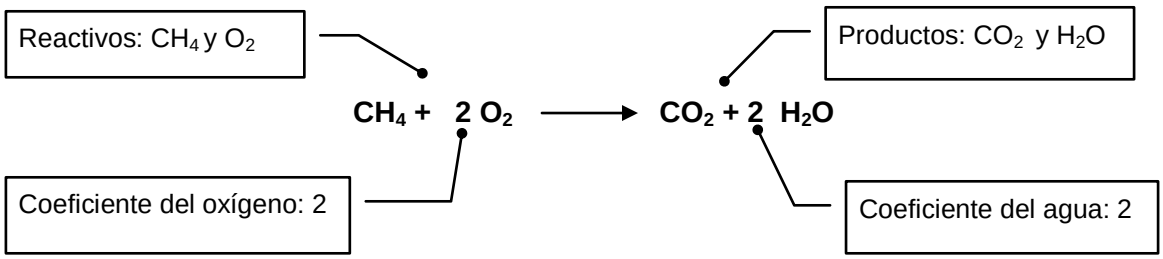
En una ecuación química se escriben las fórmulas de los reactivos a la izquierda y las de los productos a la derecha separados por una flecha:

Reactivos $\longrightarrow$ **Productos**

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.**

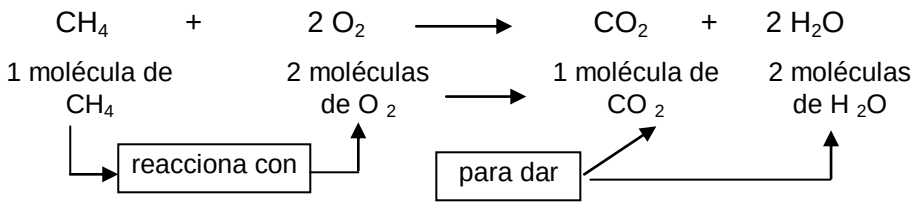
Energía aportada < Energía desprendida. La reacción, en conjunto, desprende energía (calor). **Reacción exotérmica.**

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

$$CH_4 + 2\ O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\ H_2O + 875\ kJ \text{ (Proceso exotérmico)}$$

$$2\ KClO_3 + 89{,}4\ (kJ) \longrightarrow 2\ KCl + 3\ O_2 \text{ (Proceso endotérmico)}$$

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



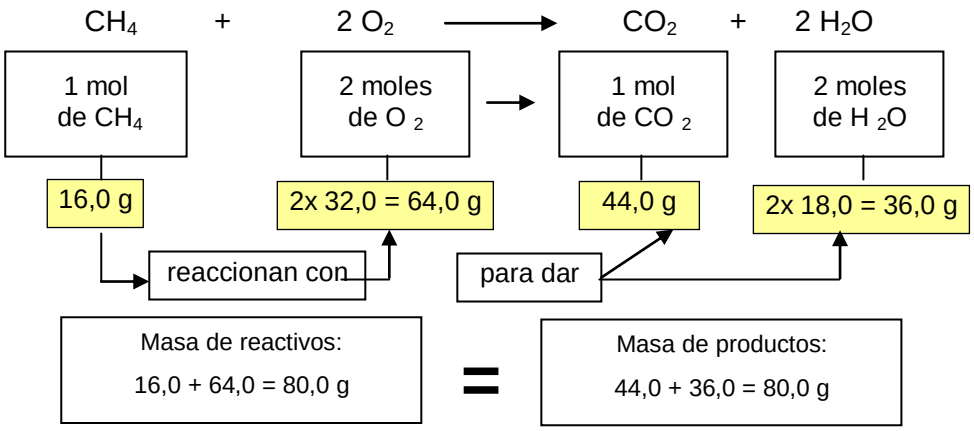
Observar que **si queremos que reaccionen en las cantidades justas tenemos necesidad de "contar" moléculas,** ya que los reactivos han de estar en la proporción de 2 moléculas de O_2 por una de CH_4, pero ¿cómo contar moléculas?

Para conseguirlo hacemos uso del concepto de mol:

Un mol de CH_4 es la cantidad de metano que contiene 6,02. 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_4 estamos cogiendo 6,02. 10^{23} moléculas de CH_4.

Repitamos ahora el razonamiento con el oxígeno. Un mol de O_2 es la cantidad de oxígeno que contiene 6,02. 10^{23} moléculas de O_2 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_2 estamos cogiendo 6,02. 10^{23} moléculas de O_2. Si necesito coger el doble de moléculas debería de coger 2 moles. Esto es 64,0 g de O_2

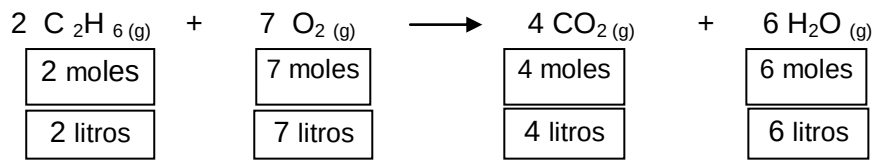
En resumen, si quiero que las moléculas de CH_4 y O_2 estén en proporción 1:2 debería de coger 1 mol de CH_4 y 2 moles de O_2, o lo que es lo mismo, 16,0 g de CH_4 y 64,0 g de O_2.



"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)



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

Se queman 0,34 moles de propano (C_3H_8).

a) Escribir y ajustar la ecuación correspondiente al proceso
b) Calcular los moles de oxígeno necesarios.
c) Determinar los moles de dióxido de carbono que se obtienen.

Solución:

Siempre que se quema un compuesto formado por C e H se obtiene CO_2 y H_2O

$$C_3H_8 + 5\ O_2 \longrightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$$

Moles de oxígeno necesarios para la combustión:

$$0{,}34\ \cancel{\text{moles } C_3H_8}\ \frac{5 \text{ moles } O_2}{1 \text{ mol } \cancel{C_3H_8}} = 1{,}70 \text{ moles } O_2$$

Factor que transforma dato en incógnita. Se lee en la ecuación ajustada.

Moles de CO_2 obtenidos:

$$0{,}34\ \cancel{\text{moles } C_3H_8}\ \frac{3 \text{ moles } CO_2}{1 \text{ mol } \cancel{C_3H_8}} = 1{,}02 \text{ moles } CO_2$$

Reaccionan 1,3 litros de nitrógeno (gas) con hidrógeno (gas) para dar amoniaco (gas), todos medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

a) Escribir y ajustar la ecuación correspondiente al proceso
b) Calcular los litros de hidrógeno necesarios para la reacción.
c) Determinar los litros de amoniaco que se obtienen

Solución:

$$N_2 + 3\ H_2 \longrightarrow 2\ NH_3$$

Como son gases y están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura podemos establecer la relación en litros:

$$1{,}3\ \cancel{\text{litros } N_2}\ \frac{3 \text{ litros } H_2}{1 \text{ litro } \cancel{N_2}} = 3{,}9 \text{ litros } H_2$$

$$1{,}3\ \cancel{\text{litros } N_2}\ \frac{2 \text{ litros } NH_3}{1 \text{ litro } \cancel{N_2}} = 2{,}6 \text{ litros } NH_3$$

El zinc reacciona con el ácido clorhídrico formando cloruro de zinc e hidrógeno gas. Si hacemos reaccionar 6,0 g de ácido:

d) ¿Cuántos gramos de zinc reaccionan?
e) ¿Cuál sería el volumen de H_2 obtenido si se mide en c. n.?

Solución:

Ácido clorhídrico + Zinc → Cloruro de zinc + Hidrógeno

$$2\ HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

- **Pasa el dato que te dan a moles**:

$$6{,}0\ \cancel{g\ de\ HCl}\ \frac{1\ mol\ HCl}{36{,}5\ \cancel{g\ de\ HCl}} = 0{,}16\ moles\ de\ HCl$$

Para plantear este factor de conversión debes obtener la masa molecular del compuesto.

- **Transforma ahora los moles del dato en moles de la incógnita** leyendo el correspondiente factor de conversión en la ecuación ajustada

$$0{,}16\ \cancel{moles\ de\ HCl}\ \frac{1\ mol\ de\ Zn}{2\ \cancel{mol\ de\ HCl}} = 0{,}08\ moles\ de\ Zn$$

Lee el factor en la ecuación ajustada

- **Transforma moles en gramos** usando la masa atómica o molecular:

$$0{,}08\ \cancel{moles\ de\ Zn}\ \frac{65{,}4\ g\ de\ Zn}{1\ \cancel{mol\ de\ Zn}} = \boxed{5{,}2\ g\ de\ Zn}$$

- Esto se puede hacer de forma directa "empatando" unos factores de conversión con otros:

$$6{,}0\ \cancel{g\ de\ HCl}\ \frac{1\ \cancel{mol\ HCl}}{36{,}5\ \cancel{g\ de\ HCl}}\ \frac{1\ \cancel{mol\ Zn}}{2\ \cancel{moles\ HCl}}\ \frac{65{,}4\ g\ Zn}{1\ \cancel{mol\ Zn}} = 5{,}2\ g\ de\ Zn$$

Pasa gramos a moles

Pasa de dato (HCl) a incógnita (Zn)

Pasa moles a gramos

Si la sustancia es un gas y está medido en c.n. (0^0C y 1atm) , se puede obtener el volumen teniendo en cuenta que 1 mol de cualquier sustancia gaseosa ocupa 22, 4 litros (volumen molar)

$$6{,}0\ \cancel{g\ de\ HCl}\ \frac{1\ \cancel{mol\ HCl}}{36{,}5\ \cancel{g\ de\ HCl}}\ \frac{1\ \cancel{mol\ H_2}}{2\ \cancel{moles\ HCl}}\ \frac{22{,}4\ litros}{1\ \cancel{mol\ H_2}} = 1{,}84\ litros\ de\ H_2$$

Factor que convierte moles en litros (sólo para gases medidos en c.n.)