	REACCIONES QUÍMICAS **Conceptos básicos**	**FyQ 4º ESO**

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)

Reactivos: CH_4 y O_2

Productos: CO_2 y H_2O

$$CH_4 + 2\ O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\ H_2O$$

Coeficiente del oxígeno: 2

Coeficiente del agua: 2

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.**

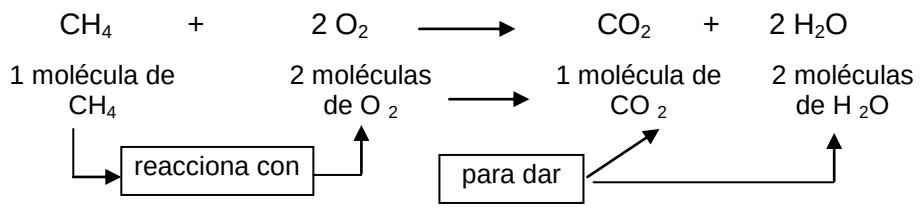
Energía aportada < Energía desprendida. La reacción, en conjunto, desprende energía (calor). **Reacción exotérmica.**

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

$$CH_4 + 2\ O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\ H_2O + 875\ kJ$$ **(Proceso exotérmico)**

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

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



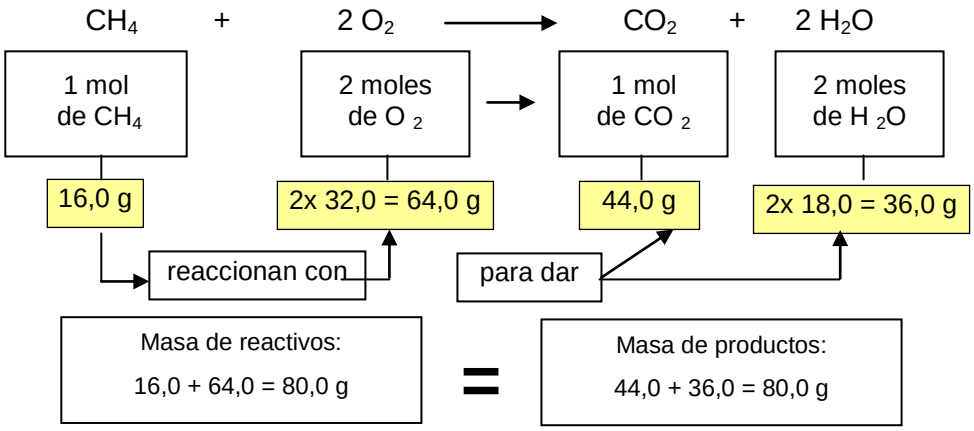
Observar que **si queremos que reaccionen en las cantidades justas tenemos necesidad de "contar" moléculas,** ya que los reactivos han de estar en la proporción de 2 moléculas de O_2 por una de CH_4 , pero ¿cómo contar moléculas?

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

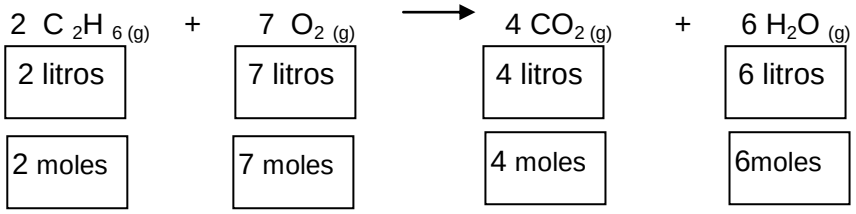
En resumen, si quiero que las moléculas de CH_4 y O_2 estén en proporción 1:2 debería de coger 1 mol de CH_4 y 2 moles de O_2, o lo que es lo mismo, 16,0 g de CH_4 y 64,0 g de O_2.



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

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)



Algunos tipos de reacciones químicas:

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

$$2\ Fe + O_2 \longrightarrow 2\ Fe\ O$$

$$4\ Fe + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ Fe_2O_3$$

Los carbonatos desprenden CO_2 cuando son atacados por los ácidos (el desprendimiento de este gas es lo que provoca la característica "efervescencia")

$$Na_2\ CO_3 + 2\ HCl \longrightarrow 2\ NaCl + CO_2 + H_2O$$

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

$$2\ C + O_2 \longrightarrow 2\ C\ O + Q$$

$$C + O_2 \longrightarrow C\ O_2 + Q$$

Siempre que se queme un hidrocarburo (compuesto que contiene únicamente carbono e hidrógeno) se obtiene CO_2 y agua:

$$CH_4 + 2\ O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\ H_2O$$

$$\underset{\text{butano}}{C_4H_{10}} + \frac{13}{2}\ O_2 \longrightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$$

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

Ácido + Base → Sal + Agua.

$$H\ Cl + Na\ OH \longrightarrow Na\ Cl + H_2O$$

$$H_2SO_4 + Ba\ (OH)_2 \longrightarrow Ba\ SO_4 + 2\ H_2O$$

$$HNO_3 + KOH \longrightarrow K\ NO_3 + H_2O$$

$$H_2CO_3 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2\ CO_3 + 2\ H_2O$$

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.**

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$$

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2\ NaOH$$

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 al caso de metales alcalinos y alcalino-térreos.

$$2\ HCl + Mg \longrightarrow Mg\ Cl_2 + H_2$$

$$H_2\ SO_4 + Fe \longrightarrow FeSO_4 + H_2$$

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