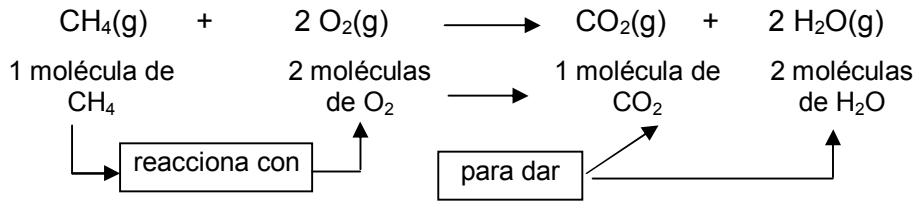


Ampliación

El concepto de mol

**IES La Magdalena.
Avilés. Asturias**

Una reacción química ajustada **nos da información sobre las proporciones** en las que reaccionan las sustancias:



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 O₂ por una de CH₄, pero ¿cómo contar moléculas?

Para conseguirlo hacemos uso del concepto de **mol**:

El mol es una unidad muy utilizada en química y se corresponde con una cantidad de sustancia, elegida de forma tal que tenga un número determinado de las unidades que la forman (por ejemplo, moléculas). El número de unidades mencionado es un número enorme: $6,02 \cdot 10^{23}$, conocido con el nombre de número de Avogadro.



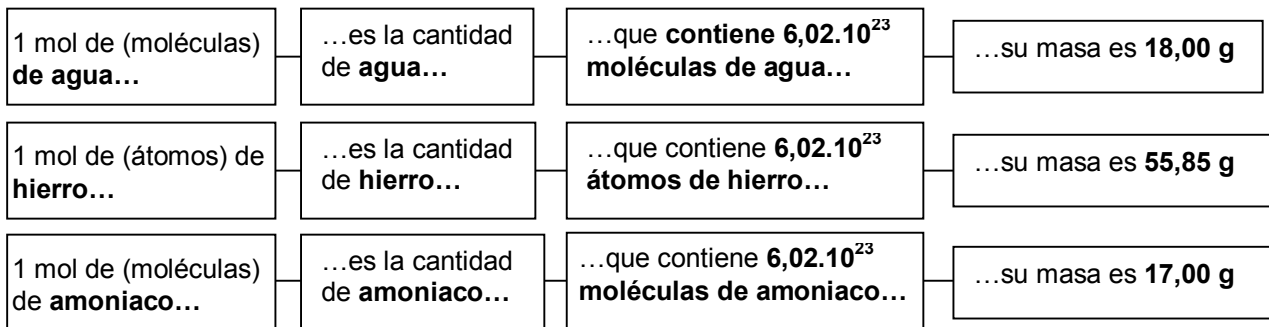
Se puede demostrar que la masa de un mol es igual a la masa del átomo (si se trata de elementos) o de la molécula (si se trata de sustancias moleculares) expresada en gramos.

**Amedeo Avogadro.
Italia (1776-1785)**

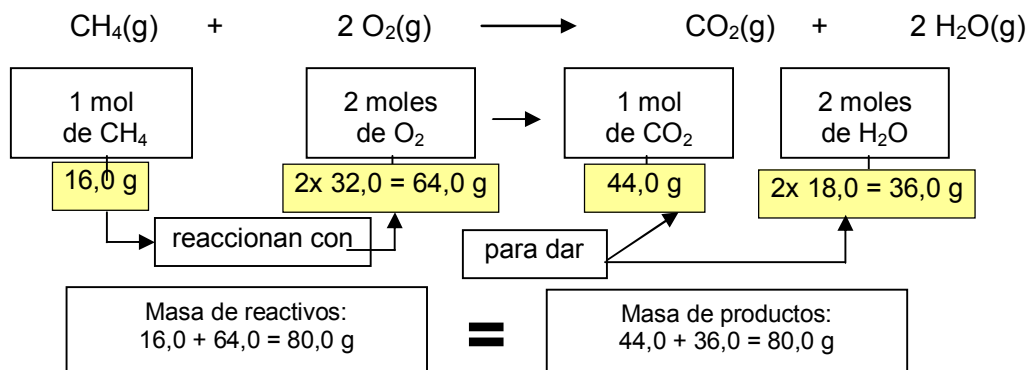
Pongamos un ejemplo. ¿Qué es un mol de agua?

Es una cantidad determinada de agua (un volumen determinado), concretamente la cantidad de agua que contenga $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua. Como la masa de 1 mol de agua es igual a la masa de la molécula (18 u) en gramos, si pesamos 18,0 g de agua, esa cantidad será 1 mol de agua y sabremos que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de H₂O.

Fijémonos que 1 mol de cualquier sustancia contiene, por definición, el mismo número de unidades ($6,02 \cdot 10^{23}$), aunque si son sustancias distintas tendrá distinta masa. Ejemplos:



En resumen, si en la reacción considerada inicialmente, quiero que las moléculas de CH₄ y O₂ estén en proporción 1:2 debería de coger 1 mol de CH₄ y 2 moles de O₂, o lo que es lo mismo, 16,0 g de CH₄ y 64,0 g de O₂.





1 mol de (átomos de) cinc

Es una cantidad de cinc, pero no cualquiera, la que contienen $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades elementales de cinc. En este caso, átomos. Su masa es 65,5 g.

También podemos decir que si pesamos 65,5 g de cinc, tendremos $6,05 \cdot 10^{23}$ átomos de cinc. A esta cantidad la llamamos un mol de (átomos de) cinc.



1 mol de (moléculas de) agua

Es una cantidad de agua, pero no cualquiera, la que contienen $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades elementales de agua. En este caso, moléculas de H_2O . Su masa es 18,0 g.

También podemos decir que si pesamos 18,0 g de agua, tendremos $6,05 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua (H_2O). A esta cantidad la llamamos un mol de (moléculas de) agua.



1 mol de diversas sustancias

De izquierda a derecha: azufre, hierro, cinc y agua.

Un mol, de cualquier sustancia, es una cantidad determinada de esa sustancia, la que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades elementales de la sustancia. A esa cantidad le corresponde una masa: 32,0 g para el azufre; 55,8 g para el hierro; 65,4 g para el cinc o 18,0 g para el agua.

Si queremos plantear la reacción química siguiente: $S(s) + Fe(s) \rightarrow FeS(s)$ tendríamos que garantizar que reaccionen el mismo número de átomos de azufre que de hierro. Pesariamos 32,0 g de azufre (masa de un mol de azufre) y 55,8 g de hierro (masa de un mol de hierro), ya que tanto un mol de hierro como un mol de azufre contienen el mismo número de átomos ($6,02 \cdot 10^{23}$).

Si queremos plantear la reacción: $3 S(s) + 2 Fe(s) \rightarrow Fe_2S_3(s)$, tendríamos que tener 3 átomos de azufre por cada 2 átomos de hierro. Pesariamos entonces $3 \times 32,0 \text{ g} = 96,0 \text{ g}$ de azufre (masa de tres moles de azufre) y $2 \times 55,8 \text{ g} = 111,6 \text{ g}$ de hierro (masa de dos moles de hierro), ya que según lo dicho, en 3 moles de azufre hay $3 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de azufre y en 2 moles de hierro hay $2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro.