

<b>Curso 2012-13</b>	<b>EL CONCEPTO DE MOL</b>	<b>CPI Conde de Fenosa Ares</b>
--------------------------	---------------------------	-------------------------------------

El número  **$6,022 \cdot 10^{23}$**  es muy importante en química. Recibe el nombre de **Número o Constante de Avogadro ( $N_A$ )**

Es el número de átomos de C que hay que reunir para que su masa sea igual a 12,0 g (el valor de la masa atómica en gramos). Por tanto:

**Masa de 1 átomo de C: 12,0 u**

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de C: 12,0 g**



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

Comparemos ahora las masas de un átomo de C y uno de H:

Masa de 1 átomo de C : 12 u

Masa de 1 átomo de H: 1 u

Observa que un átomo de H tiene una masa 12 veces inferior a uno de C.

Si ahora tomamos  **$6,02 \cdot 10^{23}$**  átomos de C y el mismo número de átomos de H, resultará que éstos tendrán una masa 12 veces menor:

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de H:  $6,022 \cdot 10^{23} \text{ u} = 1,0 \text{ g}$**

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de C:  $12 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ u} = 12,0 \text{ g}$**

Si repetimos este razonamiento para otros átomos llegaríamos a idénticas conclusiones:

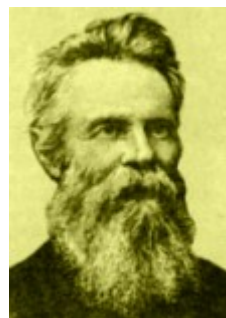
**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de O: 16,0 g**

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de N: 14,0 g**

Y lo mismo pasaría si extendemos el razonamiento a moléculas:

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  : 18,0 g**

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{CO}_2$  : 44,0 g**



**Josef Loschmidt**  
Austria (1821-1895)

El primero que calculó el número de moléculas en 1 cm<sup>3</sup> de gas ( $2,6 \cdot 10^{19}$ )



**Jean Perrin**  
Francia (1870 -1942)

El primero en utilizar el término "Número de Avogadro" (1909)

**Se define el mol como la cantidad de sustancia que contiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  unidades elementales.**

Cuando se usa el mol las unidades elementales deben ser especificadas, pudiendo ser átomos, moléculas, iones...

**El mol es la unidad de cantidad de materia del Sistema Internacional de Unidades (S.I.)**

**La masa de un mol en gramos es igual al valor de la masa atómica o molecular.**

1mol de (moléculas)  
de **agua**

es la cantidad  
de **agua**

que contiene  **$6,02 \cdot 10^{23}$**   
**moléculas de agua**

su masa es **18,00 g**

1mol de (átomos) de  
**hierro**

es la cantidad  
de **hierro**

que contiene  **$6,02 \cdot 10^{23}$**   
**átomos de hierro**

su masa es **55,85 g**

1mol de (moléculas)  
de **amoníaco**

es la cantidad  
de **amoníaco**

que contiene  **$6,02 \cdot 10^{23}$**   
**moléculas de amoníaco**

su masa es **17,00 g**

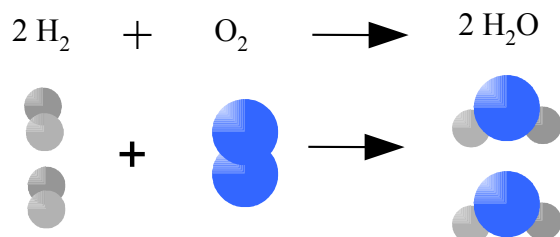
¿Por qué es tan importante el mol?

El mol, tal como se ha dicho más arriba, es una de las unidades fundamentales del Sistema Internacional de Unidades (S.I.) y es, probablemente, la unidad más característica de la Química. Y es tan útil porque permite "contar" átomos o moléculas determinando la masa de sustancia.

Apuntes basados en los de fisiquiweb, elaborados por Luis Ignacio G<sup>a</sup> Glez. Licencia CC.

Esto es básico porque las sustancias reaccionan en unas proporciones dadas.

Por ejemplo, dos moléculas de hidrógeno (gas) reaccionan con una de oxígeno (gas) para dar una molécula de agua:



Siempre que queramos obtener agua por reacción entre el hidrógeno y el oxígeno deberemos tomar ambos gases en la proporción de doble cantidad de moléculas de hidrógeno que de oxígeno. ¿Pero como “contar” las moléculas”?... usando el concepto de mol:

Un mol de hidrógeno, contiene el mismo número de moléculas de  $\text{H}_2$  que tiene un mol de  $\text{O}_2$ :  $6,02 \cdot 10^{23}$ . Por tanto, para que reaccionen en proporción 2 :1 tendremos que coger 2 moles de  $\text{H}_2$  y 1 mol de  $\text{O}_2$ . O lo que es lo mismo 4,0 g de  $\text{H}_2$  y 32,0 g de  $\text{O}_2$  que se combinarán para dar 2 moles de  $\text{H}_2\text{O}$  (36,0 g)

### Ejemplo 1

¿Cuántos moles son:

- a) 7,0 g de Na?
- b) 20,5 g de  $\text{H}_2\text{O}$ ?
- c) 64,8 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

**Solución:**

- a)  $7,0 \text{ g Na} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}}{23,0 \text{ g Na}} = 0,304 \text{ moles Na}$
- b)  $20,5 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} = 1,139 \text{ moles H}_2\text{O}$
- c)  $64,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 0,661 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$

### Ejemplo 2.

Necesitamos tener:

- a) 1,20 moles de Zn.
- b) 0,25 moles de  $\text{CH}_4$
- c) 3,40 moles de  $\text{H}_2\text{CO}_3$

¿Cuántos gramos deberemos pesar de cada sustancia?

**Solución:**

- a)  $1,20 \text{ moles Zn} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 78,5 \text{ g Zn}$
- b)  $0,25 \text{ moles CH}_4 \cdot \frac{16,0 \text{ g CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} = 4,0 \text{ g CH}_4$
- c)  $3,40 \text{ moles H}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{62,0 \text{ g H}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol H}_2\text{CO}_3} = 210,8 \text{ g H}_2\text{CO}_3$

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 de reacción) son unas sustancias completamente diferentes a las de partida.

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

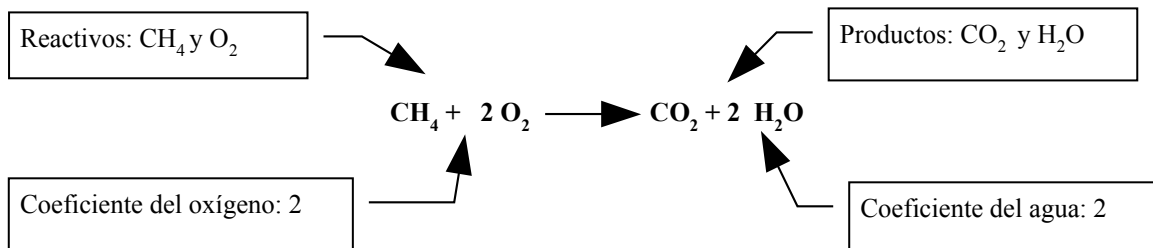
En una ecuación química se escriben las fórmulas de los reactivos a la izquierda y las de los productos a la derecha separados por una flecha:



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.**

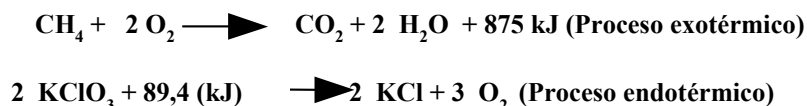
**Una formación de nuevos enlaces para formarse los productos.** Lo que generalmente implica un **desprendimiento de energía**.

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

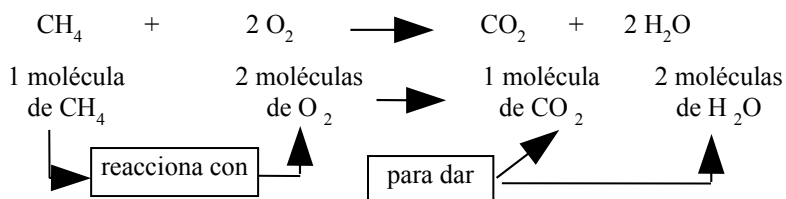
**Energía aportada > Energía desprendida.** La reacción, en conjunto, absorbe energía (calor).  
**Reacción endotérmica.**

**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:



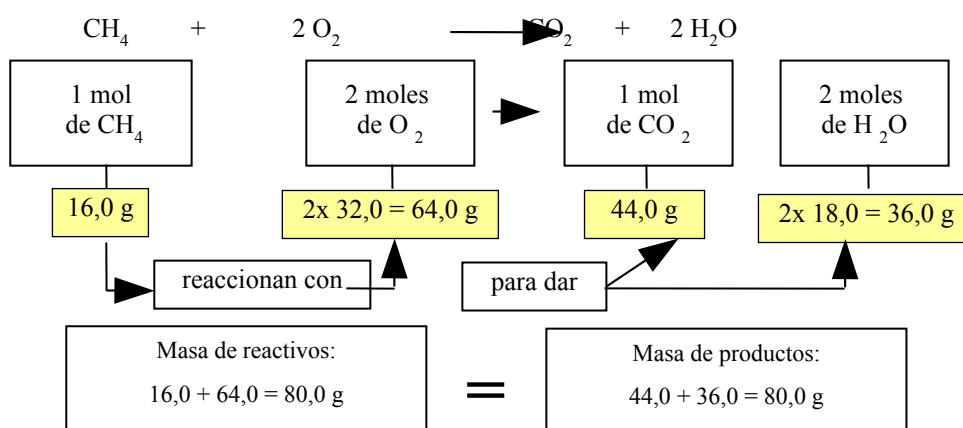
Observar que **si queremos que reaccionen en las cantidades justas tenemos necesidad de “contar” moléculas**, ya que los reactivos han de estar en la proporción de 2 moléculas de O<sub>2</sub> por una de CH<sub>4</sub>, pero ¿cómo contar moléculas?

Para conseguirlo hacemos uso del concepto de mol:

Un mol de CH<sub>4</sub> es la cantidad de metano que contiene 6,02 · 10<sup>23</sup> moléculas de metano y, según se estableció, 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 · 10<sup>23</sup> 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 · 10<sup>23</sup> 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 · 10<sup>23</sup> 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>.

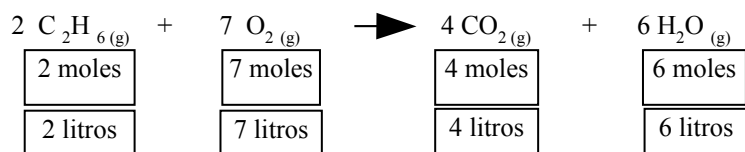
En resumen, si quiero que las moléculas de CH<sub>4</sub> y O<sub>2</sub> estén en proporción 1:2 debería de coger 1 mol de CH<sub>4</sub> y 2 moles de O<sub>2</sub>, o lo que es lo mismo, 16,0 g de CH<sub>4</sub> y 64,0 g de O<sub>2</sub>.



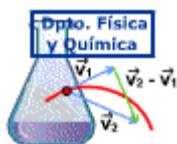
**“En una reacción química la masa se conserva. Esto es, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos”. (Ley de Lavoisier)**

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)



**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.**



## REACCIONES QUÍMICAS. CÁLCULOS

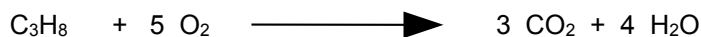
IES Juan A. Suanzes.  
Avilés. Asturias

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

- Escribir y ajustar la ecuación correspondiente al proceso
- Calcular los moles de oxígeno necesarios.
- 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  $H_2O$



Moles de oxígeno necesarios para la combustión:

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

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

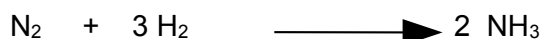
Moles de  $CO_2$  obtenidos:

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

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

- Escribir y ajustar la ecuación correspondiente al proceso
- Calcular los litros de hidrógeno necesarios para la reacción.
- Determinar los litros de amoníaco que se obtienen

### Solución:



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

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

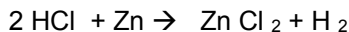
$$1,3 \text{ litros } N_2 \frac{2 \text{ litros } NH_3}{1 \text{ litro } N_2} = 2,6 \text{ litros } NH_3$$

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

- ¿Cuántos gramos de zinc reaccionan?
- ¿Cuál sería el volumen de H<sub>2</sub> obtenido si se mide en c. n.?

**Solución:**

Ácido clorhídrico + Zinc → Cloruro de zinc + Hidrógeno



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

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

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

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

Lee el factor en la ecuación ajustada

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

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

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

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

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°C y 1atm) , se puede obtener el volumen** teniendo en cuenta que 1 mol de cualquier sustancia gaseosa ocupa 22,4 litros (volumen molar)

$$6,0 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ moles HCl}} \frac{22,4 \text{ litros}}{1 \text{ mol H}_2} = 1,84 \text{ litros de H}_2$$

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