

FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO

Tema 9: Las reacciones químicas.

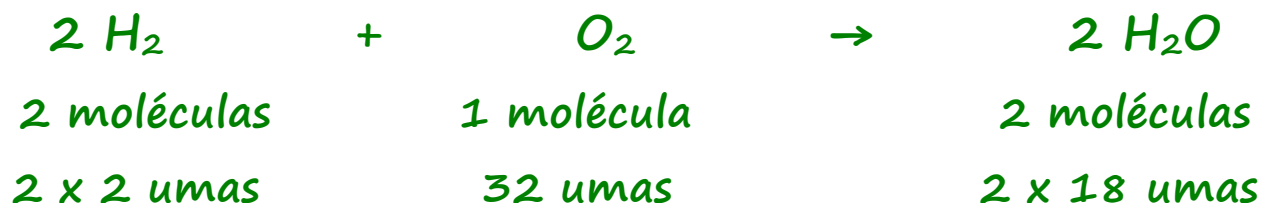
La reacción química

Llamamos **reacción química** al proceso en el que unas **especies químicas (reactivos)** se transforman en otras (**productos**). Se produce la ruptura de enlaces entre los átomos de los reactivos que se unen de otra manera para originar los productos.



Cantidad de sustancia. El mol y la masa molar

En la reacción anterior hemos visto que, a nivel molecular, por cada molécula de O_2 que reacciona lo hacen dos moléculas de H_2 y se forman dos moléculas de H_2O .



Pero en el laboratorio no se puede trabajar con átomos o moléculas, porque no se pueden contar. Necesitamos cantidades de estas sustancias que podamos manipular y en la que los átomos y las moléculas se encuentren en la misma proporción que a nivel molecular.

Como cada molécula de O_2 tiene 16 veces más masa que una molécula de H_2 , masas de O_2 y de H_2 que se encuentren en la proporción de 16 a 1, contendrán el mismo número de moléculas.

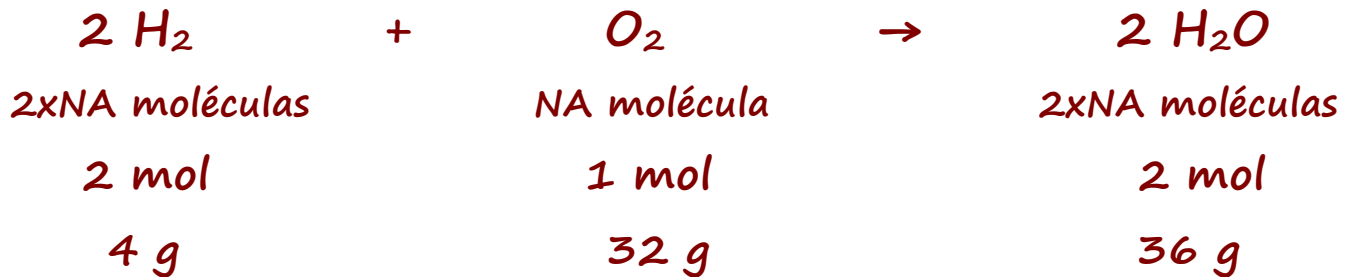
En 32 g de O_2 y en 2 g de H_2 hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas. Para poder contar partículas (átomos, moléculas, iones, etc) se define una nueva magnitud física denominada cantidad de sustancia, cuya unidad es el mol.

Un mol es la cantidad de sustancia que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas de esa sustancia. A este número se le llama Número de Avogadro (N_A).

La masa que se corresponde con esta cantidad de sustancia se llama masa molar y es la masa atómica o molecular de la sustancia expresada en gramos.

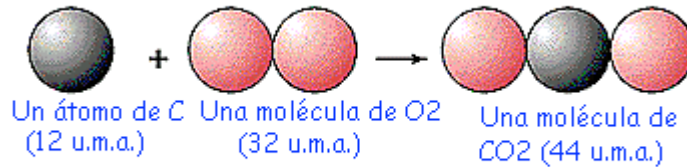
1 mol de H_2 es la cantidad de H_2 que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2 . Su masa es 2 g.

1 mol de O_2 es la cantidad de O_2 que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2 . Su masa es 32 g.

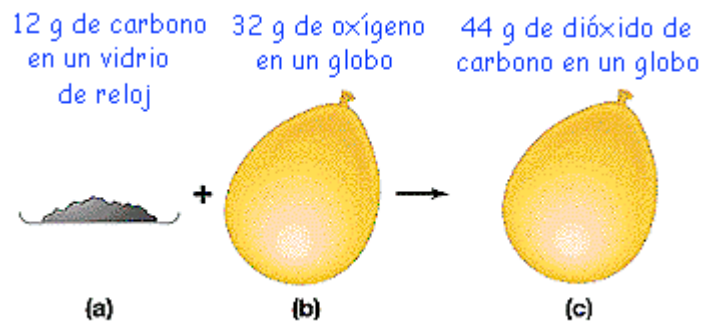


Podemos asegurar que en 4 g de H_2 y en 36 g de H_2O hay el doble de moléculas que en 32 g de O_2 .

A nivel molecular:



A nivel macroscópico:



Ley de conservación de la masa

Lavoisier es considerado el padre de la Química moderna porque fue el primer científico en utilizar la balanza en un laboratorio. A finales del siglo XVIII, pesando las sustancias que intervenían en las reacciones químicas, se dió cuenta que la **masa de los reactivos era igual a la masa de los productos que se obtenían.**

Ley de las proporciones definidas

La ley de las proporciones definidas fue enunciada por Proust a finales del siglo XVIII:

Cuando dos o más elementos se combinan para formar el mismo compuesto, lo hacen siempre en proporciones de masa definidas y constantes.

Por ejemplo, siempre que el oxígeno y el hidrógeno se combinen para formar agua la relación entre sus masas es: masa oxígeno/masa hidrógeno=8.

De lo anterior se deduce que la composición de una sustancia pura es siempre la misma, independientemente del modo en que se haya preparado o de su lugar de procedencia.

Ley de los volúmenes de combinación

A principios del siglo XIX, Gay-Lussac, experimentando en el laboratorio con reacciones químicas en las que intervienen gases se dió cuenta que:

En una reacción química, los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen guardan entre sí una proporción de números enteros y sencillos, si se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Esa proporción coincide con la proporción en el número de moléculas de las sustancias gaseosas que reaccionan y que se forman durante el proceso.



1 moléculas

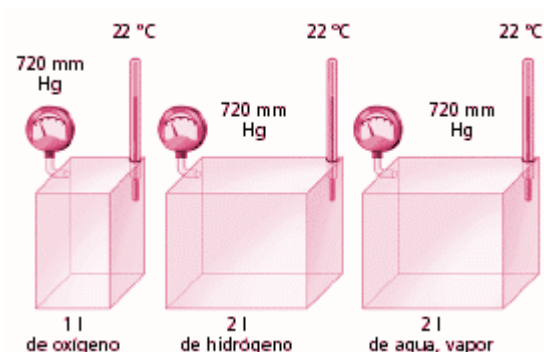
2 molécula

2 moléculas

1 L

2 L

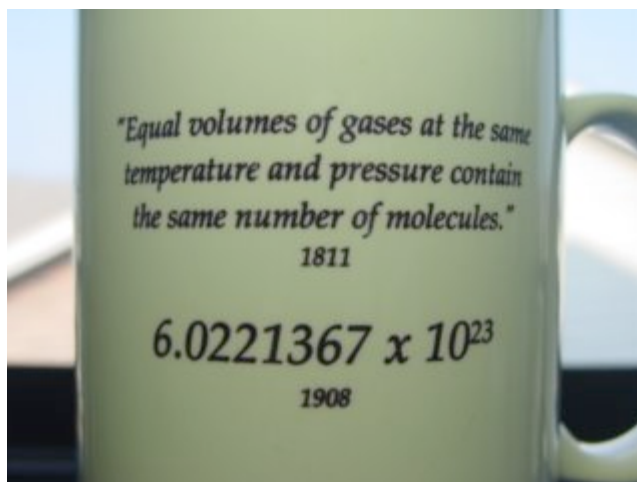
2 L



Principio de Avogadro

Para poder explicar los resultados experimentales obtenidos por Gay-Lussac, Avogadro, a principios del siglo XIX, supuso que:

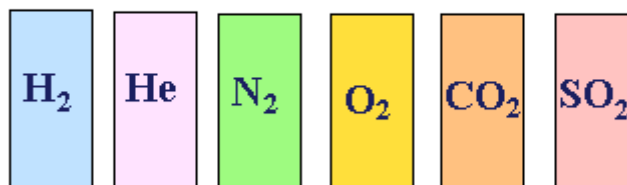
Volumenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.



Volumen molar

Un mol de cualquier gas a 0°C y 1 atm ocupa un volumen de 22,4 L

At 0°C and 1 atm, 22.4 L contain 1 mol of any gas



Ecuaciones químicas

Las reacciones químicas se representan simbólicamente mediante las ecuaciones químicas. Escribimos a la izquierda de la flecha las especies químicas que reaccionan (reactivos) y a la derecha las especies químicas que se forman durante la reacción (productos).

Las ecuaciones químicas tienen que estar ajustadas para poder

relacionar el número de moles (o el de átomos y moléculas) de los reactivos y de los productos. Para ajustar una ecuación se colocan los números convenientes delante de las especies que reaccionan y se forman, para que se cumpla la ley de conservación de la masa, es decir, para que el número de átomos de cada elemento sea el mismo a la izquierda y a la derecha de la flecha. Veamos un ejemplo.

Podéis practicar en los siguientes enlaces:

[Ajuste de una ecuación química](#)

[Ecuaciones químicas para ajustar](#)

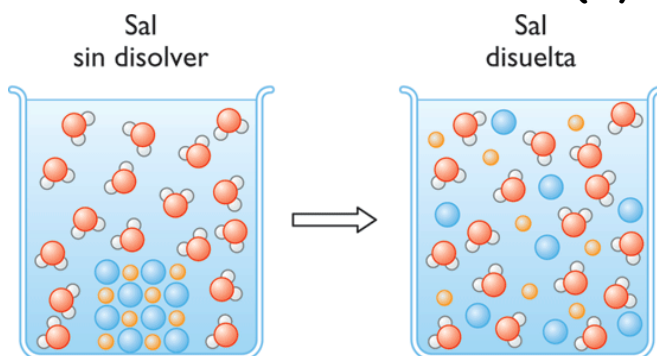
Reacciones químicas en disolución

La mayoría de las reacciones químicas tienen lugar entre disoluciones de los reactivos, ya que, de esta manera, existe un mayor contacto entre los átomos, moléculas o iones que favorece la reacción química.

Vamos a trabajar con disoluciones formadas por una especie química (solute) disuelta en agua (disolvente).

Para expresar la concentración de una disolución vamos a utilizar la molaridad:

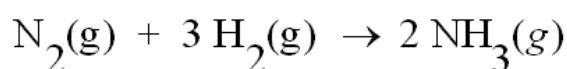
$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{volumen (L) disolución}}$$



Problemas en los que intervienen reacciones químicas

Para resolver estos problemas partimos del dato inicial y vamos dividiendo y multiplicando por una secuencia de cantidades equivalentes expresadas en las unidades convenientes, para que se vayan simplificando y al final nos queden las unidades de la magnitud que queríamos calcular.

El nitrógeno y el hidrógeno reaccionan para formar amoníaco según la ecuación:



Si inicialmente tenemos 5,6 g de nitrógeno y exceso de hidrógeno, calcula el volumen que se obtiene de amoníaco medido en cn.

$$n_{\text{NH}_3} = 5,6 \cancel{\text{g N}_2} \cdot \frac{1 \cancel{\mu\text{mol N}_2}}{28 \cancel{\text{g N}_2}} \cdot \frac{2 \mu\text{mol NH}_3}{1 \mu\text{mol N}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L NH}_3}{1 \mu\text{mol NH}_3(\text{cn})} = 8,96 \text{ L NH}_3$$

Pasamos de g de N_2 a moles de N_2 , teniendo en cuenta que 1 mol de N_2 son 28 g; de moles de N_2 a moles de NH_3 , viendo que por cada mol de N_2 que reacciona se forman 2 moles de NH_3 . Después quitamos moles de NH_3 y ponemos litros de NH_3 , teniendo en cuenta que un mol de cualquier gas, en condiciones normales, ocupa un volumen de 22,4 L.

Ver [presentación](#) resolución aplicando este procedimiento.

Ácidos y bases

Ver vídeos de la página siguiente:

<http://cdpdp.blogspot.com>