

7

El mol y las reacciones químicas

Contenidos

Índice

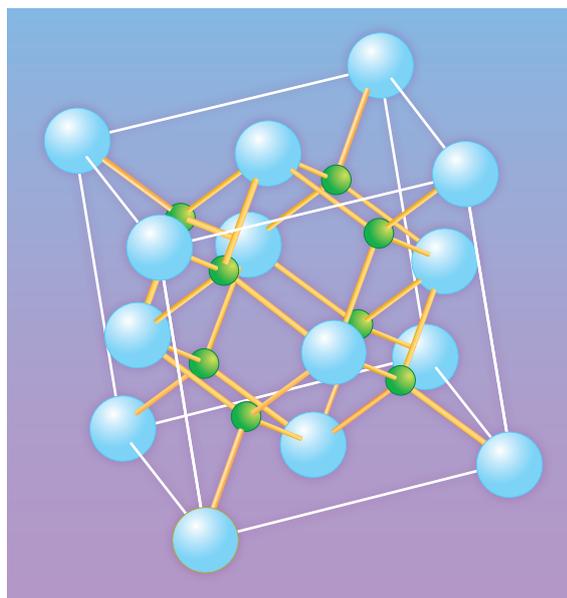
- 1 Masa molecular y composición centesimal
- 2 El mol y el número de Avogadro
- 3 Las reacciones químicas
- 4 Tipos de reacciones químicas
- 5 Estequiometría

1. Masa molecular y composición centesimal

La **masa molecular** de un compuesto es la suma de las masas atómicas de los átomos que aparecen en su fórmula.

Esta definición es válida tanto para **moléculas reales** (el agua, H_2O , por ejemplo) como para fórmulas que representan la **proporción** entre átomos (cristales). Un ejemplo del segundo caso lo tienes en el fluoruro de calcio, CaF_2 , que no está formado por moléculas, sino por una red cristalina en la que hay una proporción de dos átomos de flúor por cada átomo de calcio.

La unidad que se usa para la **masa molecular** (M_r) es la misma que para la masa atómica (A_r), es decir, la unidad de masa atómica u. En ambos casos debes poner entre paréntesis la fórmula correspondiente: $A_r(\text{H}) = 1,0 \text{ u}$, $M_r(\text{H}_2) = 2,0 \text{ u}$. Recuerda que la **masa atómica** puede consultarse en la tabla periódica y es la media de todos los isótopos del elemento al que representa. Observa atentamente la simbología para no confundir masa atómica y masa molecular.



Red cristalina de CaF_2

2. El mol y el número de Avogadro

En la unidad 1 hemos estudiado que la unidad de cantidad de materia es el **mol**. En esta unidad vamos a profundizar en el concepto de mol y a realizar operaciones con dicha unidad.

2.1. El mol

Un **mol** es la cantidad de sustancia que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ entidades constituyentes de dicha sustancia, ya sean átomos, moléculas o iones.

El número aparecido en la definición de mol se conoce como **número de Avogadro**:

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$$

1 mol de átomos de Fe contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe

1 mol de moléculas de O_2 contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2

1 mol de iones de Ca^{2+} contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ iones de Ca^{2+}

2.2. La masa molar

La **masa molar** de una sustancia es la masa de un mol de dicha sustancia. Su valor coincide con la masa atómica o molecular pero expresada en gramos.

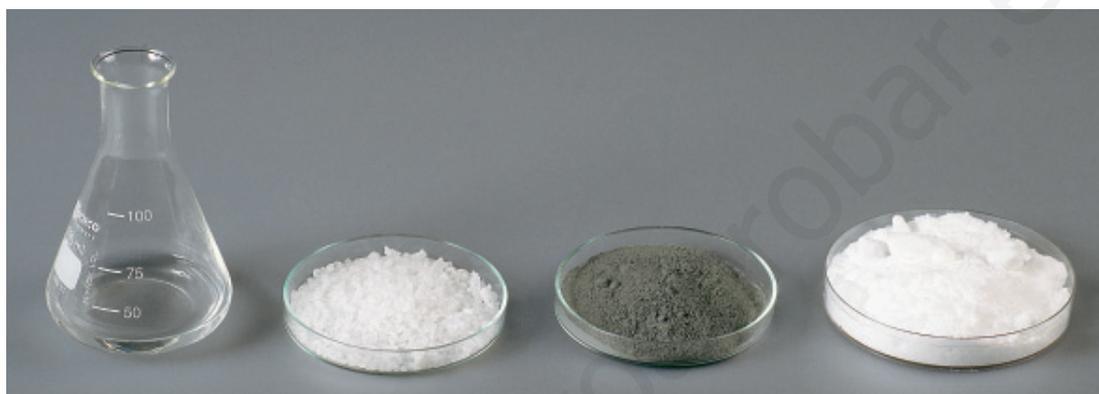
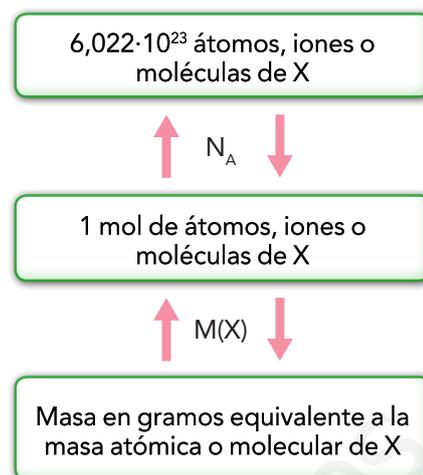
Usaremos la letra **M** para referirnos a la **masa molar** y, entre paréntesis, pondremos el símbolo o fórmula del elemento o compuesto al que nos refiramos. Fíjate en los siguientes ejemplos para entender mejor qué es la masa molar.

	C	O
Masa atómica	$A_r(C) = 12,0 \text{ u}$	$A_r(O) = 16,0 \text{ u}$
Masa molar	$M(C) = 12,0 \text{ g/mol}$	$M(O) = 16,0 \text{ g/mol}$
Masa de 1 mol	12,0 g	16,0 g
Número de átomos	$6,022 \cdot 10^{23}$	$6,022 \cdot 10^{23}$

	O_2	CO_2
Masa molecular	$M_r(O_2) = 32,0 \text{ u}$	$M_r(CO_2) = 44,0 \text{ u}$
Masa molar	$M(O_2) = 32,0 \text{ g/mol}$	$M(CO_2) = 44,0 \text{ g/mol}$
Masa de 1 mol	32,0 g	44,0 g
Número de moléculas	$6,022 \cdot 10^{23}$	$6,022 \cdot 10^{23}$

Observa que en los cuatro casos de la tabla tenemos el mismo número de átomos o moléculas, es decir, siempre tenemos $6,022 \cdot 10^{23}$ unidades porque nos hemos referido a 1 mol. Sin embargo, las masas son distintas. Por tanto, 1 mol de sustancia siempre contiene el **mismo** número de entidades de dicha sustancia, pero una masa que coincide numéricamente con la masa atómica o molecular expresada en gramos.

Gracias a los conceptos aprendidos en este apartado podrás realizar 6 **cambios de unidades**: de moles a número de partículas y viceversa (mediante el número de Avogadro N_A), de moles a gramos y viceversa (mediante el concepto de masa molar M) y de gramos a número de partículas y viceversa (mediante el concepto de masa molar M y de número de Avogadro N_A). Observa el esquema de la derecha para aprender a usar todos los factores de conversión.



Mol de varias sustancias.

2.3. El volumen molar

El **volumen molar** (V) de una sustancia es el volumen ocupado por un mol de dicha sustancia.

Para calcular el volumen molar debes tener en cuenta el estado de agregación:

- ▶ **Volumen molar de sólidos y líquidos.** Utilizamos la definición de densidad, es decir, la densidad es la masa dividida por el volumen, en nuestro caso, masa molar dividida por volumen molar. Conociendo la densidad y la masa molar de la sustancia, es fácil obtener el volumen molar.

$$d = \frac{M}{V} \rightarrow V = \frac{M}{d}$$

- ▶ **Volumen molar de los gases.** Para conocer el volumen que ocupa un mol de gas podemos utilizar la ecuación de los gases ideales: $PV = nRT$. Para ello, debemos tener 1 mol de gas a presión y temperatura constante. R es la constante de los gases ideales: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L}/\text{K} \cdot \text{mol}$. En el caso concreto de un gas en condiciones normales ($P = 1 \text{ atm}$ y $T = 273 \text{ K}$) el volumen ocupado es 22,4 L, independientemente de la naturaleza del gas.

El **volumen molar** de cualquier gas en condiciones normales es 22,4 L

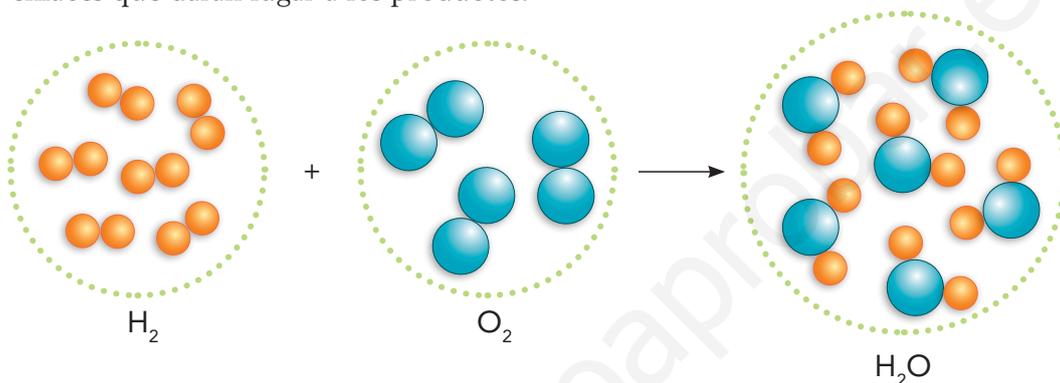
3. Las reacciones químicas

En la unidad 1 hemos estudiado la diferencia entre fenómenos físicos y fenómenos químicos. En esta unidad nos centraremos en las reacciones químicas, que no son más que cambios químicos.

Una **reacción química** es un proceso en el que una o varias sustancias llamadas **reactivos** se transforman en una o varias sustancias distintas llamadas **productos** mediante un intercambio de energía.

Todas las reacciones químicas tienen las siguientes características:

- ▶ Se rompen enlaces entre las moléculas o iones de los reactivos para formar nuevos enlaces que darán lugar a los productos.



Al mezclar hidrógeno y oxígeno, en presencia de una llama, los enlaces H-H y O-O se rompen para formar enlaces H-O. El producto es agua, es decir, H_2O .

- ▶ La suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de la masa de los productos. Este fenómeno se conoce como **Ley de conservación de las masas de Lavoisier**.

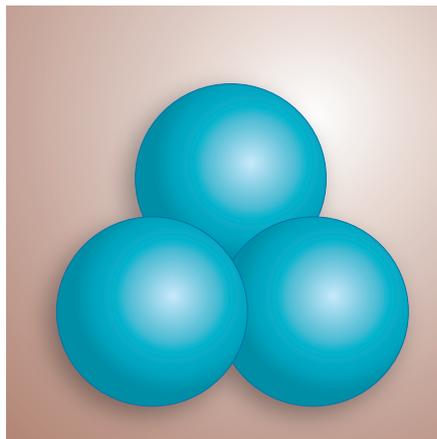


Si ponemos en una balanza los reactivos, cuando se obtengan los productos, la lectura de la masa será la misma.

- ▶ En general, cualquier reacción química consume energía (**reacción endotérmica**) o libera energía (**reacción exotérmica**).



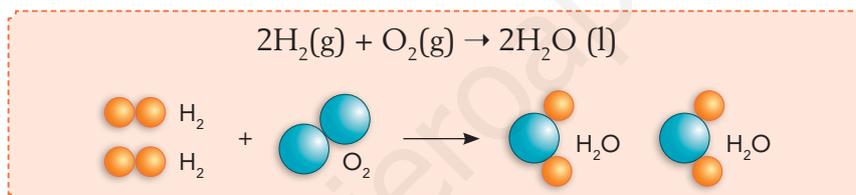
En la combustión del butano (C_4H_{10}), este reacciona con O_2 y se obtienen como productos agua en estado vapor, CO_2 y calor. Se trata por tanto de una reacción exotérmica.



El ozono está compuesto por tres átomos de oxígeno. Se forma mediante la colisión de moléculas O_2 y la absorción de radiación ultravioleta. Es una reacción endotérmica.

3.1. Ecuaciones químicas

Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas. Observa el siguiente ejemplo que simboliza la formación de agua:



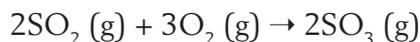
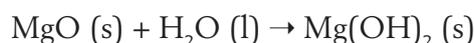
Debes tener en cuenta lo siguiente:

- ▶ En una ecuación química se escriben las **fórmulas** de los reactivos a la izquierda y las fórmulas de los productos a la derecha. Reactivos y productos se separan por una flecha (\rightarrow) que indica el sentido de la reacción.
- ▶ Si hay más de una **especie** (sustancias químicas) en una de las partes, se separan por un símbolo +.
- ▶ Es muy útil indicar cuál es el **estado físico** de cada sustancia entre paréntesis: (s) es sólido, (l) es líquido, (g) es gas y (aq) significa disolución acuosa.
- ▶ Se debe **ajustar** la ecuación. Esto significa que debe existir el mismo número de átomos de un elemento a ambos lados de la ecuación. Para ello, se pueden poner números delante de las fórmulas químicas, indicando así el número de moléculas que intervienen. En el ejemplo de la formación de agua puedes ver que dos moléculas de hidrógeno reaccionan con una molécula de oxígeno para dar lugar a dos moléculas de agua.

4. Tipos de reacciones químicas

Existen muchos modos de clasificar las reacciones químicas. En primer lugar las clasificaremos atendiendo a su **estructura**: de síntesis, de descomposición, de desplazamiento y de doble desplazamiento. Seguidamente veremos un caso concreto muy importante: la reacción de combustión.

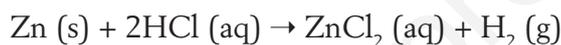
Reacción de síntesis. Se produce cuando dos o más sustancias se combinan entre sí para formar otra sustancia nueva. Algunos ejemplos son los siguientes:



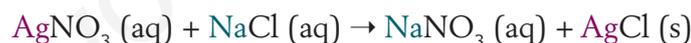
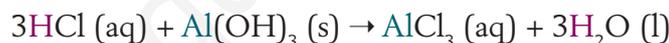
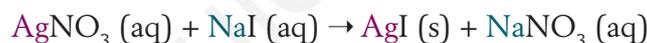
Reacción de descomposición. Se produce cuando una sustancia se descompone dando lugar a otras más sencillas. Es lo contrario a la reacción de síntesis. Los siguientes casos son ejemplos de reacciones de descomposición:



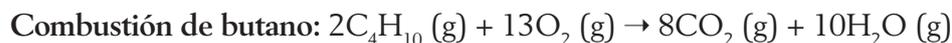
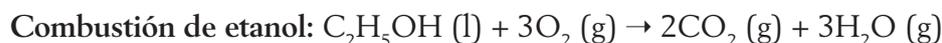
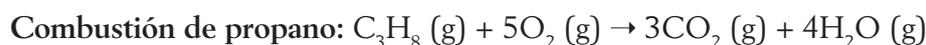
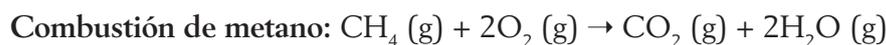
Reacción de desplazamiento. Se produce cuando un elemento desplaza a otro elemento o una molécula para dar lugar a un nuevo compuesto. Por ejemplo, al introducir zinc en ácido clorhídrico, el zinc desplaza el cloro del ácido para formar sulfuro de zinc:



Reacción de doble desplazamiento. Este tipo de reacciones ocurre cuando los átomos o los iones correspondientes a dos sustancias distintas intercambian sus posiciones para dar lugar a sustancias diferentes. Observa los siguientes ejemplos (los átomos que se intercambian se indican mediante colores).



Reacción de combustión. Para que se produzca una combustión es necesario un **combustible** y un **comburente**. El primero es la sustancia que se quema y el segundo es la sustancia necesaria para que se produzca combustión. En las combustiones hay un desprendimiento de energía, que puede liberarse en forma de llama (en próximos cursos aprenderás a indicar esta energía en la ecuación química). En esta unidad nos centramos en las combustiones de sustancias orgánicas en presencia de oxígeno, de modo que el proceso da lugar a vapor de agua y dióxido de carbono como productos. Observa los siguientes ejemplos de combustiones de sustancias orgánicas.



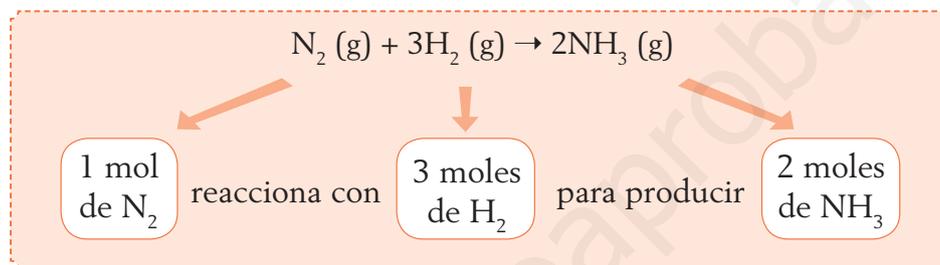
5. Estequiometría

La **estequiometría** es el cálculo de las proporciones entre reactivos y productos, ya sea en cantidad de sustancia (moles), masa o volumen.

Hay que tener en cuenta que en una reacción química siempre se combinan las mismas proporciones de cada reactivo para dar unas **proporciones** fijas de productos. A continuación vas a aprender a interpretar las reacciones químicas atendiendo a la estequiometría. Para hacerlo más sencillo utilizaremos un ejemplo, el de la síntesis de amoníaco a partir de hidrógeno y nitrógeno.

5.1. Interpretación según el número de moles

El número de moles que reaccionan entre sí coincide con el número de moléculas presente de cada tipo. Si observas la siguiente ecuación química, puedes comprobar que:



La estequiometría, en función del número de moles, nos proporciona **relaciones** que pueden traducirse a factores de **conversión**. Es muy importante que la ecuación esté correctamente ajustada pues, en caso contrario, los cálculos que hagas serán erróneos. Observa la actividad resuelta de esta página para entenderlo más a fondo.

5.2. Interpretación según la masa

En el ejemplo de la síntesis del amoníaco hemos visto que el nitrógeno y el hidrógeno se combinan siempre en la misma **proporción**, es decir, 1:3 (1 mol de nitrógeno por cada 3 moles de hidrógeno). Afirmar lo mismo para la masa sería un grave error, pues un mol de nitrógeno tiene una masa distinta de un mol de hidrógeno. Si queremos conocer la proporción entre las masa podemos calcularla a partir del número de moles presentes en la ecuación. Para ello necesitamos las **masas molares** de estas sustancias: $M(\text{N}_2) = 28 \text{ g/mol}$, $M(\text{H}_2) = 2 \text{ g/mol}$ y $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g/mol}$. Por tanto:

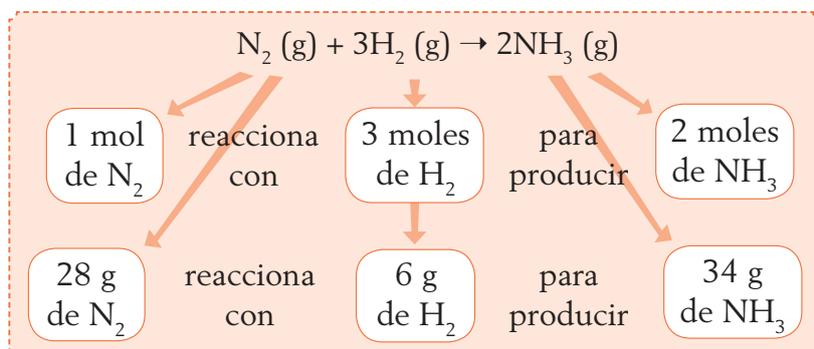
$$1 \text{ mol de } \text{N}_2 \cdot \frac{28 \text{ g de } \text{N}_2}{1 \text{ mol de } \text{N}_2} = 28 \text{ g de } \text{N}_2$$

$$3 \text{ mol de } \text{H}_2 \cdot \frac{2 \text{ g de } \text{H}_2}{1 \text{ mol de } \text{H}_2} = 6 \text{ g de } \text{H}_2$$

Es decir, 1 mol de N_2 equivale a 28 g de N_2 y 3 moles de H_2 equivalen a 6 g de H_2 . Entre ambos suman 34 g, la masa que debemos tener de amoníaco según la Ley de la conservación de la masa, como ya habíamos visto anteriormente. Comprobémoslo:

$$2 \text{ mol de NH}_3 \cdot \frac{17 \text{ g de NH}_3}{1 \text{ mol de NH}_3} = 34 \text{ g de NH}_3$$

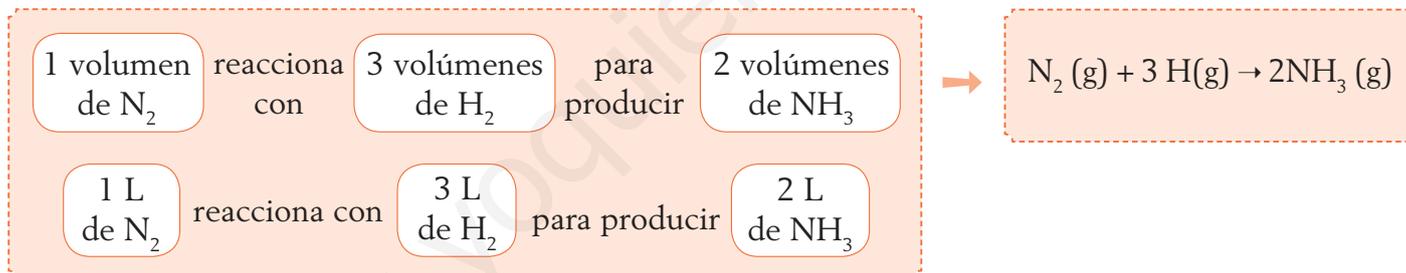
Todo este cálculo se simplifica como sigue:



5.3. Interpretación según el volumen

La **Ley de Avogadro** afirma que volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de moléculas, siempre que los gases estén sometidos a las mismas condiciones de presión y temperatura.

Esto nos permite interpretar **ecuaciones químicas** en las que solo aparecen sustancias gaseosas, como es el caso de la síntesis de amoníaco que estamos analizando. Simplemente hay que traducir mol a volumen y especificar la unidad que nos convenga.



Observa que la suma de volúmenes a la izquierda y derecha no son iguales. Lo que sí se conserva es la masa.

