

TEMA1. TEORÍA ATÓMICO-MOLECULAR

1. CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

Todo lo que nos rodea está hecho de materia, aunque la que forma unos cuerpos no es igual a la que forma otros. Eligiendo como criterio de clasificación su composición química, la materia se divide en **sustancias puras** y **mezclas**.

1.1. SUSTANCIAS PURAS

Una **sustancia pura** es cualquier clase de materia que presenta una composición y unas propiedades fijas en una porción cualquiera de la misma.

A su vez, las sustancias puras pueden ser *sustancias simples* o *compuestos*.

Una **sustancia simple, o elemento**, es cualquier sustancia pura que no puede descomponerse en otras sustancias más sencillas.

Un **compuesto** es cualquier sustancia pura formada por dos o más elementos diferentes, combinados siempre en una proporción fija, separable únicamente por métodos químicos.

1.2. MEZCLAS

La mayor parte de la materia se halla en la naturaleza en forma de mezclas.

Las **mezclas** son combinaciones de dos o más sustancias puras, cada una de las cuales mantiene su propia composición y propiedades, que pueden ser separadas mediante procedimientos físicos.

Pueden ser:

- **Homogénea** cuando presenta unas propiedades y una composición uniformes en todas sus porciones. Se denomina también *disolución*.
- **Heterogénea** cuando los componentes que la forman están físicamente separados y pueden observarse a simple vista o con un microscopio óptico.

2. LEYES PONDERALES

Las **leyes ponderales** son las leyes generales que rigen las combinaciones químicas. Se basan en la experimentación y miden cuantitativamente la cantidad de materia que interviene en las reacciones químicas.

2.1. LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA O DE LAVOISIER

En 1774, Lavoisier enunció la que podemos considerar la primera ley de la química, **la ley de conservación de la masa**:

En cualquier reacción química que tenga lugar en un **sistema cerrado, la masa total de las sustancias allí existentes se conserva**. O, lo que es lo mismo, en una reacción química, la masa de las sustancias de partida (reactivos) es la misma que la de las sustancias finales (productos).

2.2. LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS O DE PROUST

Cuando se combinan químicamente dos o más elementos para dar un determinado compuesto, siempre lo hacen en **una proporción fija**, con independencia de su estado físico y forma de obtención.

2.3. LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES O DE DALTON

Dos elementos pueden combinarse entre sí en más de una proporción para dar compuestos distintos. En ese caso, determinada cantidad fija de uno de ellos se combina con cantidades variables del otro, de modo que las cantidades variables de este último guardan entre sí una relación de **números enteros sencillos**.

3. TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

En 1808, Dalton publicó su **teoría atómica**, que podemos resumir en los postulados:

1. Los elementos químicos están formados por partículas pequeñísimas, llamadas **átomos**, que son indivisibles e inalterables.
2. Todos los átomos de un mismo elemento son iguales y, por tanto, tienen la misma masa y propiedades, mientras que los átomos de diferentes elementos tienen distinta masa y propiedades.
3. Los compuestos químicos están formados por la unión de átomos de diferentes elementos, y estos átomos se combinan entre sí en una relación de números enteros sencillos.
4. Los átomos no se crean ni se destruyen en una reacción química, solo se redistribuyen.

4. LEYES VOLUMÉTRICAS

4.1. LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN O DE GAY-LUSSAC

Cuando los gases se combinan para formar **compuestos gaseosos**, los volúmenes de los gases que reaccionan y de los gases que se forman, medidos ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, mantienen una **relación de números enteros sencillos**.

4.2. LA HIPÓTESIS DE AVOGADRO

Volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de partículas.

“Las partículas fundamentales de nitrógeno, oxígeno y otros gases no son átomos sino agrupaciones de varios átomos del elemento”. Avogadro denominó **moléculas** a estas agrupaciones de átomos.

5. LA MASA DE LOS ÁTOMOS

Dalton se atrevió a calcular la masa de los átomos, naturalmente no sus masas absolutas expresadas en gramos, sino las relativas, las que surgen de comparar unos átomos con otros. Para ello, necesitaba saber dos cosas:

- La proporción en masa en la que se combinan (ley de Proust)
- El número de átomos de un tipo que se unen a otro de distinto tipo

Por ejemplo, si el hidrógeno y el oxígeno se combinan en una proporción en masa 1:8, y dos átomos de H se unen a uno de O, solo cabe una interpretación posible: el átomo de H tiene una masa 16 veces inferior a la del átomo de O; por tanto, si asignamos al H la masa de 1, al O le corresponde la de 16. Así pues, la proporción en masa 1:8 en la que se combinan los átomos de H y O es el resultado de la proporción (1+1):16.

5.1. FÓRMULAS QUÍMICAS

La **fórmula química** de una sustancia representa los elementos que contiene, así como la relación en la que se encuentran los átomos de dichos elementos (su composición química).

5.2. MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES

La **masa atómica relativa** (o, simplemente, masa atómica) de un elemento formado por átomos iguales es la masa que le corresponde a un átomo de ese elemento cuando se lo compara con un átomo patrón, el carbono-12.

Se define **unidad de masa atómica (u)** como 1/12 de la masa del carbono-12.

La **masa molecular** de un compuesto es la suma de las masas atómicas de los elementos de la fórmula, multiplicadas cada una por el número de veces en que está presente el elemento.

Por ejemplo:

masa molecular del $H_2O = 1,00794 \cdot 2 + 15,9994 \cdot 1 = 18,01528$.

En la práctica, el resultado se redondea a 18.

6. LA UNIDAD DE CANTIDAD DE SUSTANCIA: EL MOL

El **mol** es la **cantidad de sustancia** que contiene tantas partículas (átomos, moléculas, iones, etc.) como las que hay en 0,012Kg (12g) de carbono-12

El número de partículas existentes en 1 mol de sustancia es $6,022 \cdot 10^{23}$. Este número se conoce como **constante de Avogadro (N_A)** en honor al científico

Detrás de la constante de Avogadro debe indicarse siempre si el número se refiere a **átomos, moléculas, iones**, etc. Por ejemplo:

- En 1 mol de H hay $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de H.
- En 1 mol de H_2 hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2 o $12,044 \cdot 10^{23}$ átomos de H.
- En 1 mol de CCl_4 hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de tetracloruro de carbono o, lo que es lo mismo, $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de C y $24,088 \cdot 10^{23}$ átomos de Cl.

6.1. MASA MOLAR

La **masa molar** es la masa de un mol de átomos, moléculas, iones, etc. Se representa mediante la letra M y se expresa en **Kg/mol** o **g/mol**.

El valor numérico de la masa molar coincide con el de la masa atómica, molecular o iónica, del elemento, molécula o ion, respectivamente. Por ejemplo:

- Las masas atómicas del Fe, C y Cl son 55,8, 12,0 y 35,5, respectivamente. Entonces, la masa molar del Fe es 55,8 g/mol y la del CCl₄, 154g/mol

La relación entre cantidad de sustancia y masa molar es:

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})}$$

6.2. COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR DE UN COMPUESTO.

Para hallar la composición centesimal de un compuesto, debemos establecer una relación entre la cantidad de elemento existente en 1 mol de compuesto y la cantidad que de ese mismo elemento hay en 100g de compuesto.

La **composición centesimal** indica el porcentaje de masa de cada elemento que forma parte de un compuesto.

La composición centesimal nos permite calcular la **fórmula empírica** de un compuesto.

La **fórmula empírica** de un compuesto es aquella que indica la relación más sencilla en que están combinados los átomos de cada uno de los elementos.

Para determinar la **fórmula molecular**, es preciso conocer primero la empírica:

1. Se calcula la cantidad de sustancia, en mol, de cada uno de los elementos, dividiendo los porcentajes entre la masa molar de cada elemento.
2. Si los cocientes no son cifras enteras, se dividen estas cifras entre la menor de todas ellas; si aún no fueran enteras, se multiplican todas ellas por el número necesario, hasta conseguirlo.
3. Supongamos que la fórmula empírica es AB₂. La fórmula molecular responderá a la expresión (AB₂)_n, donde n es el resultado de la siguiente operación:

$$n = \frac{\text{masa molar real}}{\text{masa molar empírica}}$$

4. Por último, se expresa la fórmula molecular así: A_nB_{2n}