

Tema 0: Conceptos Básicos

Estos conceptos básicos de la Química forman parte del temario de 1º de Bachillerato, no obstante, por su importancia deben recordarse al comenzar 2º de Bachillerato, ya que pueden formar parte de las PAU .

1. Masa atómica y molecular

Debido a las dimensiones tan reducidas de los átomos y de las moléculas, y a que las masas de ambos son del orden de 10^{-27} Kg, inapreciables por las mas modernas y precisas balanzas analíticas, para poder trabajar con comodidad, se ha definido la **unidad de masa atómica** (uma) como la doceava parte de la masa del isótopo de carbono 12, al cual se le asigna la masa de 12 umas. Esta escala de masas atómicas, inicialmente daba el valor 1 a la masa del átomo más ligero que existe, el Hidrógeno. Es una escala de masas relativas.

La masa molecular se obtiene teniendo en cuenta la masa atómica de cada elemento que integra el compuesto y el número de átomos que interviene.

Masa del $\text{NH}_3 = 1 \times 14 + 3 \times 1 = 17$ umas.

2. Concepto de mol

Es un concepto fundamental de la Química, y nos permite pasar de la Química macroscópica, a la química atómica y molecular (submicroscópica).

Número de Avogadro: es el número de átomos contenidos en 12 g del isótopo de Carbono 12 y tiene un valor $N_A = 6,023 \times 10^{23}$

Mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.) como átomos hay en 12 g del isótopo de Carbono 12. Por tanto, un mol de átomos contiene $6,023 \times 10^{23}$ átomos; un mol de moléculas contiene $6,023 \times 10^{23}$ moléculas; y un mol de iones contiene $6,023 \times 10^{23}$ iones, etcétera.

La masa de un mol expresada en gramos se define como **masa molar** (Mm). La masa molar coincide con el valor de la masa molecular, aunque la primera

se expresa en gramos mientras que la segunda se expresa en umas. Así, un mol de amoniaco pesa 17 gramos, mientras que una molécula de amoniaco pesa 17 umas. En un mol de amoniaco, por otra parte, existen $6,023 \times 10^{23}$ moléculas.

3. Volumen molar

Un mol de cualquier gas, en condiciones normales de presión (1 atm) y temperatura ($0\text{ }^{\circ}\text{C} = 273\text{ K}$) ocupa siempre un volumen de 22,4 litros y a este volumen se le llama volumen molar.

4. Ecuación de los gases ideales $PV = nRT$

Donde la presión se mide en atmósferas, el volumen en litros, n es el número de moles y T es la temperatura en grado Kelvin $T = 273 + t$

R es la constante de los gases ideales, $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{l}/\text{K}\cdot\text{mol}$.

5. Nociones básicas de estequiometría

Para realizar cálculos estequiométricos en cualquier reacción química irreversible, nos basamos en dos de las leyes ponderales:

a) la Ley de la conservación de la masa de Lavoisier, “en todas las reacciones químicas se conserva la masa, de forma que la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos” y

b) la Ley de las proporciones definidas de Proust: “cuando dos o más sustancias reaccionan para formar un compuesto, lo hacen siempre en proporciones fijas y constantes”.

No obstante lo anterior, para realizar cálculos estequiométricos en una reacción química se sigue el siguiente procedimiento:

- Se ajusta la reacción logrando que la suma de los átomos de los reactivos sea igual a la suma de los átomos en los productos.
- Se calcula la masa molecular tanto de los reactivos, como de los productos.
- Se determina el reactivo limitante, es decir aquella sustancia que por encontrarse en menor proporción se consume antes.
- Se establecen relaciones estequiométricas entre el reactivo limitante y cada uno de los reactivos y productos, teniendo en cuenta tanto los coeficientes de ajuste, como las masas moleculares de cada uno de los reactivos y productos.