

# UNIDAD 1. DISOLUCIONES Y ESTEQUIOMETRÍA.

## 1. Relación entre número de Avogadro, masa atómica y mol.

### 1. El número de Avogadro.

El estudio en el laboratorio de una determinada reacción química requiere manejar un número muy elevado de átomos y moléculas por lo que parece razonable definir una nueva unidad que permita expresar números de orden muy elevado.

La magnitud del S.I. que describe una **cantidad de sustancia**, y la relaciona con el número de entidades elementales que contiene es el **mol**: *"El mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales, (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 g del isótopo carbono-12"*

El número de átomos de carbono que hay en 12 g de C-12 se determina experimentalmente, y se denomina **número de Avogadro**,  $N_A$ , en honor al científico Amadeo Avogadro (1776-1856) y son:

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}.$$

### 2. Unidad de masa atómica.

La masa de un átomo es demasiado pequeña para poder expresarla en las unidades de masa más usuales, como gramos o kilogramos; de ahí que se defina la **unidad de masa atómica (u)** como *la masa de la doceava parte de un átomo de carbono-12 ( $^{12}\text{C}$ )*.

### 3. Masa molar.

Masa molar de una sustancia es la masa de un mol de dicha sustancia. Sus unidades son:  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

*El valor de la masa molar, que se expresa en gramos, coincide con la masa molecular expresada en unidades de masa atómica, (u).*

Ejm:

La masa molecular del  $\text{NH}_3$  es:  $M = 17,03 \text{ u}$ .

Y la masa molar  $M_{\text{m NH}_3} = 17,03 \text{ g/mol}$ .

## 2. Ecuación de estado de los gases ideales.

Esta ecuación proviene de la combinación de una serie de leyes de gases (Ley de Boyle, Ley de Charles y Ley de Gay Lussac).

La expresión de la ecuación es:  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

Donde:

P = presión (atm)

V= volumen (L)

n = cantidad de sustancia (mol)

T = temperatura (K)

R = constante de los gases ideales, su valor es  $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Si utilizamos las unidades del SI:

P = presión (Pa)

V= volumen ( $\text{m}^3$ )

n = cantidad de sustancia (mol)

T = temperatura (K)

R=  $8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

La ecuación de estado de los gases ideales sólo es válida para gases que se comportan de forma ideal, o sea cuando tenemos gases a bajas presiones y temperaturas moderadas.

Transformando la ecuación de estado podemos tener la relación de la presión y la temperatura con la masa molar y la densidad.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot V = \frac{m}{Mm} \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot Mm = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot Mm = d \cdot R \cdot T$$

## 3. Disoluciones. Formas de expresar la concentración.

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. Esto quiere decir que todas sus partes tienen las mismas propiedades físico-químicas.

Se denomina **disolvente (d)**, a la sustancia que se encuentra en mayor proporción en la **disolución (D)**, siendo el **soluto (s)** la sustancia que estaría en menor proporción.

Este criterio es orientativo, ya que, independientemente de las proporciones en las que se encuentran las sustancias, se considera que, en disoluciones acuosas de ácidos, bases y sales, el agua será siempre el disolvente.

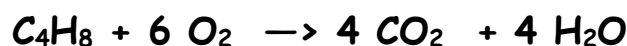
#### Formas de expresar la concentración:

- **Concentración en masa:**  $C = \frac{\text{masa soluto}}{\text{Volumen disolución}}$
- **% en masa:**  $\% = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100$
- **% en volumen:**  $\% = \frac{\text{Volumen soluto}}{\text{Volumen disolución}} \cdot 100$
- **Concentración molar:**  $M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Volumen disolución}}$
- **Fracción molar:**  $X_{\text{soluto}} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles soluto} + \text{moles disolvente}}$

#### 4. Cálculos estequiométricos.

La estequiometría es la parte de la Química que estudia las relaciones entre los compuestos que intervienen en una reacción, reactivos (a la izquierda) y productos (a la derecha). Entre paréntesis solemos expresar la frase o estado de agregación en la que se encuentran.

El primer paso de estos problemas es ajustar la reacción mediante *coeficientes estequiométricos* de manera que el número de átomos de cada elemento sea idéntico a ambos lados de la reacción y así cumpla con la ley de la conservación de la masa.



Los coeficientes estequiométricos indican las relaciones que existen entre los diferentes compuestos que intervienen en la reacción. Así:

**1 mol de  $\text{C}_4\text{H}_8$  reaccionará con 6 moles de  $\text{O}_2$  para obtener 4 moles de  $\text{CO}_2$  y 4 moles de  $\text{H}_2\text{O}$**

## 1. Rendimiento de la reacción.

Los cálculos que realizamos a partir de las relaciones estequiométricas, son teóricos e indican la cantidad máxima de producto que puede formarse a partir de los reactivos. Sin embargo, en la práctica, se obtiene una cantidad de producto mucho menor que la esperada, es por ello que es necesario indicar la relación existente entre la cantidad experimental y la cantidad teórica.

$$\eta = \frac{\text{Cantidad real}}{\text{Cantidad teórica}} \cdot 100$$

## 2. Riqueza o pureza.

Indica la cantidad de masa pura que contiene la muestra en tanto por ciento.

$$\text{Riqueza} = \frac{\text{masa pura}}{\text{masa total de la muestra}} \cdot 100$$

## 3. Reactivo limitante y reactivo en exceso.

Cuando se lleva a cabo una reacción química, las cantidades de reactivos que se mezclan no suelen estar en relación estequiométrica (cantidades justas). En consecuencia, algunos reactivos se consumirán (**reactivo limitante**), mientras que cierta cantidad de otros quedarán en el medio de la reacción (**reactivo en exceso**). Los cálculos deben hacerse a partir del reactivo limitante, que es aquel que primero se consume.

## 5. Fórmula empírica, Molecular y Composición Centesimal.

**Fórmula Empírica:** es aquella en la que los subíndices indican la relación entera más sencilla entre los átomos de los elementos que forman el compuesto.

**Fórmula Molecular:** es aquella que refleja la relación real entre los átomos que forman el compuesto. Es siempre un múltiplo entero de la fórmula empírica.

**Composición Centesimal:** Porcentaje en masa de cada uno de los elementos que forman el compuesto.

*Por ejemplo,*

la fórmula molecular del benceno es  $C_6H_6$  y la del etino es  $C_2H_2$  pero ambos coinciden en su fórmula empírica (relación entera más sencilla) que es  $CH$ . Además podemos afirmar que ambos tienen la misma composición centesimal, puesto que tienen el mismo porcentaje en masa de cada uno de sus elementos.