**Introducción**

* Lista alumnos
* Horario
* Funcionamiento clases

**Temario**

* Estequiometría
* Disoluciones
* Estructura Atómica
* Termoquímica
* Equilibrio Químico
* Formulación Inorgánica
* Formulación Orgánica
* Ácidos y bases

**Tema 1. Estequiometría**

# **CONCEPTOS BÁSICOS**

Vamos a ver cómo se puede interpretar la fórmula del amoniaco, NH3:

1. 1 **molécula** de amoniaco está formada por 1 **átomo** de Nitrógeno y 3 **átomos** de Hidrógeno.

Como los átomos y las moléculas (que están formadas por agrupaciones de átomos) son muy pequeños, para poder pesarlos necesitamos tener muchas moléculas de un **compuesto** o muchos átomos de un **elemento**. Por eso aparece el concepto de mol. Un **mol** de lo que sea son **6,02·1023** partículas de lo mismo. Ejemplos:

* 1 mol de coches son 6,02·1023 coches
* 1 mol de moléculas de amoniaco son 6,02·1023 moléculas de amoniaco
* 1 mol de átomos de nitrógeno son 6,02·1023 átomos de nitrógeno
1. 1 mol (de moléculas) de amoniaco está formado por 1 mol (de átomos) de Nitrógeno y 3 moles (de átomos) de Hidrógeno.

Normalmente se omite lo que está escrito entre paréntesis, porque se sobreentiende a qué se refiere en cada caso la palabra mol.

**Formas de medir la masa en Química:**

1. **Masa atómica relativa**: consiste en expresar la relación entre la masa de un átomo y la masa del carbono. Al ser un cociente entre masas, no tiene unidades. Ejemplos:

H = 1 (Nos indica que un átomo de hidrógeno pesa 12 veces menos que un átomo de carbono).

C = 12

1. **Masa molecular relativa (Mr)**: consiste en dar la masa de una molécula como suma de las masas atómicas relativas de los átomos que la componen. Tampoco tiene unidades. Ejemplos:

NH3 = 14 + 3·1 = 17

1. **Masa atómica (en gramos)**: consiste en expresar la masa de un mol de átomos en gramos. Ejemplos:

O = 16 g·mol-1 (nos indica que un mol (de átomos) de oxígeno pesan 16 g).

N = 14 g·mol-1 (nos indica que 6,02·1023 átomos de Nitrógeno pesan 14 g).

1. **Masa molecular (en gramos)**. Consiste en expresar la masa de un mol de moléculas en gramos. Ejemplos:

NH3 = 14 + 3·1 = 17 g·mol-1 (nos indica que un mol (de moléculas) de amoniaco pesan 17 g).

CO2 = 12 + 2·16 = 44 g·mol-1 (nos indica que 6,02·1023 moléculas de dióxido de carbono pesan 44 g).

1. **Masa atómica (en la unidad de masa atómica: uma o u)**: consiste en expresar la masa de un átomo en la unidad de masa atómica. Ejemplos:

O = 16 uma (nos indica que un átomo de oxígeno pesa 16 uma).

N = 14 u (nos indica que un átomo de nitrógeno pesa 14 u).

1. **Masa molecular (en la unidad de masa atómica)**. Consiste en expresar la masa de una molécula en la unidad de masa atómica. Ejemplos:

NH3 = 14 + 3·1 = 17 uma (nos indica que una molécula de amoniaco pesa 17 uma).

CO2 = 12 + 2·16 = 44 u(nos indica que una molécula de dióxido de carbono pesa 44 u).

**Relación entre la unidad de masa atómica y los gramos**:

6,02·1023 átomos de oxígeno pesan 16 g, luego 1 átomo de oxígeno pesará:

 6,02·1023 átomos de oxígeno 16 g

 1 átomo de oxígeno x g

 x =  = 2,66·10-23 g

 1 átomo de oxígeno 2,66·10-23 g

 1 átomo de oxígeno 16 u

Luego:

16 u = 2,66·10-23 g 1 u =  = 1,66·10-24 g ; 1 u = 1,66·10-24 g

**Número de Avogadro (NA)**:

NA = 6,02·1023

**Cálculo del número de moles y del número de moléculas:**

**Moles:**

n = 

n = número de moles

m = masa en gramos

M = masa molecular o atómica (g·mol-1)

**Moléculas:**

Número de moléculas = n·NA

n = número de moles

NA = número de Avogadro