



**ACTIVIDAD DE CS. NATURALES N°17  
PRIMER NIVEL MEDIO**

<b>Nombre:</b>		<b>Fecha:</b>	<b>Curso:</b>
<b>Puntaje total:</b>	<b>Puntaje 60%:</b>	<b>Puntaje Obtenido:</b>	
<b>Objetivos: Explicar el concepto de mol como una "unidad de conteo" química y su importancia en la determinación de la masa atómica y de la masa molar</b>			

**Mol y número de Avogadro**

Los químicos para contar átomos, moléculas o iones han establecido una unidad de medida que corresponde a un número determinado de partículas. Esta unidad es **el mol** y representa la magnitud cantidad de materia (n).

El número de partículas en un mol de cualquier sustancia es  $6,02 \times 10^{23}$ . Este número se conoce como **número de Avogadro (NA)**

1 mol =  $6,02 \times 10^{23}$  átomos, moléculas o iones

Un mol de átomos siempre tendrá  $6,022 \times 10^{23}$  partículas, pero su cantidad en masa será menor o mayor dependiendo del elemento.

**Magnitudes molares**

Podemos contar cualquier cosa usando el número de Avogadro. Solo debemos saber que en un mol hay  $6,02 \times 10^{23}$  unidades de esa cosa. Si aplicamos esto al átomo, resulta muy conveniente. Por ejemplo: hay  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de cobre en un mol de cobre, o hay  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de dióxido de carbono en un mol de dióxido de carbono. Pero ¿cuál es la masa, expresada en gramos, de un mol de dióxido de carbono o cobre?

**Masa molar (MM)**

La masa molar (MM) es la masa de un mol de átomos, moléculas u otras partículas, expresada en gramos. Para un **elemento**, su masa molar es equivalente a su masa atómica (MA). Así, la masa molar del cobre (Cu) es de 63,55 g/mol. Para un **compuesto**, su masa molar resulta al sumar las masas atómicas de todos los átomos presentes en la fórmula química del compuesto.

**Formas para obtener la masa atómica (MA)**

Una forma sería buscarlo en la tabla periódica y otra obtenerla de la siguiente manera:

Observando directamente en la tabla periódica de los elementos.	Calculando la masa atómica promedio a partir de la suma del porcentaje de abundancia de los isótopos de un elemento y dividido por 100. Por ejemplo, los isótopos del N son: N-14 (99,63 %) y N-15 (0,37 %). Masa = $\frac{(14 \text{ uma} \cdot 99,63) + (15 \text{ uma} \cdot 0,37)}{100}$ Masa = 14,0 uma (unidad de masa atómica)
<p align="center">N Nitrógeno</p> <p>Masa atómica → 14,01</p> <p>relativa</p>	

1.- **APLICA** La plata se encuentra en forma de dos isótopos cuyas masas atómicas son 106,9041 y 108,9047 uma. El primer isótopo representa el 51,82 % y el segundo, el 48,18 %. ¿Cuál es la masa atómica promedio de la plata?

.....

.....

.....

Calculemos la **masa molar (MM)** del dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>).

Elementos	N° de átomos	Masa atómica	Cálculo
Carbono (C)	1	12 g/mol	1 • 12 = 12
Oxígeno (O)	2	16 g/mol	2 • 16 = 32
			Total (+) = 44 g/mol

Por lo tanto, la masa de un mol de CO<sub>2</sub> (6,02 x 10<sup>23</sup> moléculas) es igual a 44 g

### Ejercicios:

1.- **APLICA** Si el valor de la unidad de masa atómica (uma) para un átomo de carbono es 12 uma, ¿cuál será la masa de 1 mol de carbono?, ¿cuántos átomos de carbono habrá en 12 g de carbono?

.....

.....

2.- **APLICA** Si el valor de la masa molar (uma) para la molécula del agua es 18 uma, ¿cuál será la masa de 1 mol de agua?, ¿cuántas moléculas de agua habrá en 18 g de agua?

.....

.....

3.- **CALCULAR** Calcula la masa molar de los siguientes compuestos:

a. Agua (H<sub>2</sub>O)

.....

.....

b. Glucosa (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>)

.....

.....

c. Ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)

.....

.....

d. Ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ )

.....

.....

.....

e. Cloruro de sodio o sal ( $\text{NaCl}$ )

.....

.....

f. Sulfato de sodio  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

.....

.....

.....