

# QUÍMICA

## TRIMESTRE 3

### ACTIVIDAD 5

ESC. SEC. TEC. #100  
"JUAN ALDAMA"

#### COMPARACIÓN Y REPRESENTACIÓN DE ESCALAS DE MEDIDA

**AE:** Relaciona la masa de las sustancias con el  
mol para determinar la cantidad de sustancia



# Inicio

Una noche, Jorge estaba recostado en el jardín de su casa observando las estrellas. "Qué chiquitas se ven -pensó-, pareciera que sólo me bastaría con extender la mano para tomar una y guardármela en el bolsillo. ¿De qué tamaño serán realmente?, ¿Por qué las veo tan pequeñas?, ¿A qué distancia estaré de ellas?, ¿Cómo se verán de cerca?

Medir o contar objetos en escala humana ahora nos resulta relativamente fácil y para ello utilizamos magnitudes fundamentales como la longitud, la masa y el tiempo. Sin embargo, no siempre fue así, pues en la antigüedad cada país tenía sus propias unidades, como el codo, la vara o la brazada.

Fue apenas en 1799 cuando se creó el Sistema Internacional de Unidades (SI) en Francia, el cual consta de siete unidades básicas (fundamentales) que expresan magnitudes físicas. A partir de éstas se determinan las demás (derivadas).



# UNIDADES BÁSICAS

Selecciona para cada magnitud su unidad básica y el símbolo para representarle

LONGITUD

MASA

TIEMPO

CORRIENTE ELÉCTRICA

TEMPERATURA

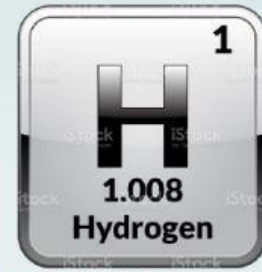
INTENSIDAD LUMINOSA

CANTIDAD DE SUSTANCIA



En 1811, el físico y químico italiano Amedeo Avogadro planteó la hipótesis de que iguales volúmenes de diferentes gases, a la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas. El número de Avogadro se calculó a partir de la hipótesis del propio Avogadro, así como de estudios y experimentos de muchas otras personas dedicadas a la Física y a la Química. Este número corresponde a las partículas que contiene un volumen de 22.4 litros de cualquier gas a 0 °C y una atmósfera de presión; tiene el fantástico valor de  $6.0221367 \times 10^{23}$  partículas, que puede redondearse como  $6.02 \times 10^{23}$ . Más adelante se estableció una unidad de medida, denominada **mol**, que se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas (átomos, moléculas o iones) como átomos hay en 12 g de carbono, donde hay, justamente,  $6.02 \times 10^{23}$  átomos. Como no es posible contar directamente las partículas contenidas en determinada muestra de una sustancia, para calcular su número se realiza una equivalencia numérica entre el número de Avogadro y la masa molar de una sustancia. La masa molar de una sustancia es la cantidad de dicha sustancia cuya masa es exactamente la masa molecular de una de sus moléculas, expresada en gramos. La masa molecular es la suma de las masas atómicas de los átomos que componen una molécula.

## Para calcular la masa molar del elemento hidrógeno, hacemos lo siguiente:



- Masa atómica del hidrógeno: **1 uma**
- Número de átomos de hidrógeno en 1 mol:  **$6.02 \times 10^{23}$  átomos de hidrógeno**
- Masa de 1 mol de átomos de hidrógeno: **1 g**

Ahora bien, la molécula del hidrógeno libre ( $H_2$ ) tiene dos átomos de hidrógeno.  
Hagamos ahora el cálculo de la masa molar del hidrógeno molecular:

- Masa molecular del hidrógeno: ( $H_2$ )  $2 \times 1 =$  **2 uma**
- Número de moléculas de hidrógeno en 1 mol:  **$6.02 \times 10^{23}$  moléculas de hidrógeno**
- Masa de 1 mol de moléculas de hidrógeno: **2 g**

Observen en el ejemplo que la masa molar siempre es igual que la masa atómica, o la masa molecular, pero expresada en gramos. También adviertan que un mol (de lo que sea) siempre contiene  $6.02 \times 10^{23}$  objetos.



Partiendo del ejemplo anterior y apoyado en una tabla periódica de los elementos calcula la masa molar del elemento Nitrógeno



- Masa atómica del nitrógeno:
- Número de átomos de nitrógeno en 1 mol:
- Masa de 1 mol de átomos de nitrógeno:

Al igual que el hidrógeno, la molécula del nitrógeno libre ( $N_2$ ) tiene 2 átomos de nitrógeno. Calcula la masa molar del nitrógeno molecular:

- Masa molecular del nitrógeno ( $N_2$ ):
- Número de moléculas de nitrógeno en 1 mol:
- Masa de 1 mol de moléculas de nitrógeno:

Ahora responde el siguiente ejercicio



- Masa atómica del oxígeno:
- Número de átomos de oxígeno en 1 mol:
- Masa de 1 mol de átomos de oxígeno :
  
- Con la información del ejemplo del hidrógeno y las respuestas anteriores, determina la masa molecular del agua (H<sub>2</sub>O).
- Masa molecular del agua (H<sub>2</sub>O):
- Número de moléculas de agua en 1 mol:
- Masa de 1 mol de moléculas de agua:

Un mol, entonces, es equivalente a:

- $6.023 \times 10^{23}$  moléculas de la misma sustancia.