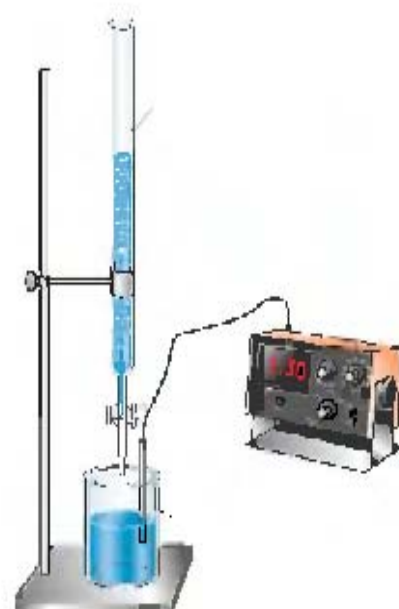


UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA

FACULTAD DE INGENIERÍA MEXICALI

PRÁCTICA 4

MASA, MASA MOLAR Y MOL DE UNA SUSTANCIA



Elaborado por: M.I. Susana Norzagaray Plasencia

PRÁCTICA 4

MASA, MASA MOLAR Y MOL DE UNA SUSTANCIA

COMPETENCIA:

Conocer las ecuaciones que relación a la masa, masa molar y mol de una sustancia y aplicarlas en cálculos estequiométricos.

FUNDAMENTOS TEÓRICOS:

La masa de un átomo depende del número de partículas subatómicas que contiene. El conocimiento de la masa de un átomo es importante para el trabajo en un laboratorio. Sin embargo, los átomos son partículas extremadamente pequeñas por lo que obviamente no es posible pesar un solo átomo, pero existen métodos experimentales para determinar su masa en relación con otro, es decir, asignar un valor a la masa de un átomo de un elemento determinado y utilizarlo como referencia para el cálculo de la masa de cualquier otro elemento.

Por acuerdo internacional, la masa atómica conocida también como peso atómico, es la masa de un átomo, expresada en unidades de masa atómica (uma), ésta se define como una masa exactamente igual a un doceavo (1/12) de la masa de un átomo de carbono-12. Al fijar la masa del carbono-12 como **12 uma** se tiene el átomo que se usa como referencia para medir la masa atómica de los demás elementos.

Las unidades de masa atómica constituyen una escala relativa de las masas de los elementos. Pero debido a que los átomos tienen masas tan pequeñas, no es posible diseñar una balanza para pesarlos utilizando unidades calibradas de masa atómica. En cualquier situación real, se utilizan muestras macroscópicas que contienen una enorme cantidad de átomos. Por consiguiente, es conveniente tener una unidad especial para describir una gran cantidad de átomos. Así como en las diferentes disciplinas se tienen unidades referenciales como la docena, la gruesa, la centena, el millar, etc. Los químicos miden a los átomos y las moléculas en moles.

En el sistema SI, el **mol** es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones, u otras partículas) como átomos hay en exactamente **12 g** (0.012 kg) de **carbono-12**.

El número real de átomos en 12 g de carbono-12 se determina experimentalmente. Este número se denomina número de Avogadro (N_A), en honor al científico italiano Amadeo Avogadro. El valor comúnmente aceptado es $N_A = 6.0221367 \times 10^{23} = 6.02 \times 10^{23}$.

La masa en gramos de un mol de unidades de una sustancia se llama Masa Molar (M_o) y se expresa en (g/mol). Utilizando la masa molar y la masa atómica, es posible calcular la masa en gramos de una sola entidad de sustancia en cuestión, por lo que dichas variables, masa, masa molar, número de partículas y mol quedan relacionadas mediante las siguientes expresiones y hacen posible las mediciones y cálculos en el laboratorio de química.

La ecuación que relaciona al número de moles, masa y masa molar de una sustancia es:

$$n = \frac{m}{M_o}$$

Dónde:

n= número de moles de sustancia

m= cantidad de la sustancia en gramos

M_o= masa molar de la sustancia en g/mol

Además, para calcular el número de entidades elementales de sustancia se tiene a las expresiones:

$$p = nN_A$$

ó

$$p = \frac{m}{M_o} N_A$$

Donde:

P = número de entidades elementales,

N_A = número de Avogadro= 6.02×10^{23} entidades elementales

MATERIAL, EQUIPO Y REACTIVOS

Material y equipo	Sustancias
1 vidrio de reloj 5 vasos de precipitados de 250 ml Balanza granataria 1 espátula 1 pinzas	NaCl (s) Sacarosa Agua destilada Bicarbonato de sodio

METODOLOGIA EXPERIMENTAL

PASO 1. Consultando la masa atómica de los elementos en la tabla periódica y aplicando el concepto de mol, calcule la masa en gramos de 0.05 mol de sacarosa sabiendo que su formula molecular es ($C_{12}H_{22}O_{11}$).

En la figura 4.1 se muestra la fórmula estructural de la sacarosa.

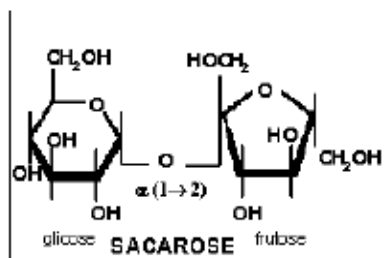


Fig. 4.1 Fórmula estructural de la sacarosa

Fuente: Ricardo Vieira, Fundamentos de bioquímica, 2003

Paso 2.- Ajuste la balanza granataria

Paso 3.- Pese el recipiente (vidrio de reloj o vaso de precipitados) donde colocará la muestra de sacarosa, y registre esta medida como M_R .

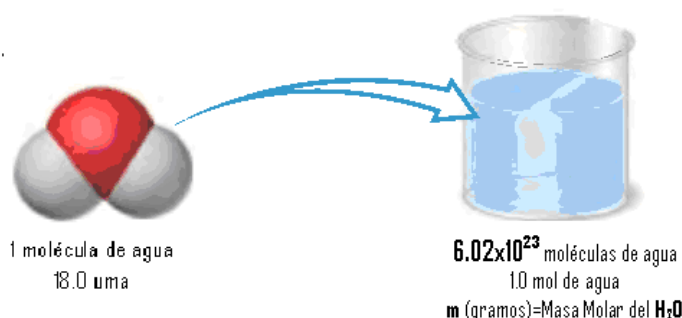
Paso 4.- Coloque la muestra de sacarosa y pese la cantidad que calculó en el paso 1.

Paso 5. Registre sus resultados y observaciones.

Paso 6.- Calcule el número de átomos de cada elemento que constituyen a la muestra que pesó.

Paso 7. Repita los pasos 1 a 6 con muestras de:

- i. 0.15 mol de cloruro de sodio (sal de mesa),
- ii. 0.35 mol de bicarbonato de sodio y
- iii. 1.7 mol de agua.



Paso 8.-Reporte sus resultados, observaciones y conclusiones.

BIBLIOGRAFÍA

1. **Brown, Lemay, & Bursten**
Química La ciencia Central
Novena Edición
2. **Raymond Chang**
Química
Sétima Edición
3. **Gómez Chancasanampa, Isabel Roxana, Malpartida Aragón, Hugo Jair.**
Manual de seguridad e higiene laboratorio químico y planta de cromado FAMA SEAL JET – LIMA, 2008
4. **Skoog, West, Holler y Crouch**
Fundamentos de química analítica
Octava edición
5. **Ricardo Vieira**
Fundamentos de bioquímica
2003.
6. **Galagovsky Kurman, Lydia**
Química orgánica, Fundamentos teórico-prácticos para el laboratorio
Buenos Aires, Argentina.