

UNIDAD 2

Magnitudes atómico-moleculares

Introducción Teórica

La masa de un átomo depende del átomo en cuestión, es decir del número de protones y neutrones que contenga su núcleo. Dicha magnitud es muy pequeña, y por lo tanto no existe la posibilidad de pesar átomos aislados en una balanza.

En 1961 la IUPAC propuso una unidad de masa atómica tomando como unidad de referencia la doceava parte de la masa del nucleído más abundante del carbono: ^{12}C . Esta unidad se denomina **unidad de masa atómica** y se simboliza **uma** o **u**.

$$1\text{uma (u)} = 1/12 \text{ masa } ^{12}\text{C}$$

Comparando las masas de los átomos de cada uno de los demás elementos con la unidad de masa atómica se obtiene una escala de masas atómicas expresadas en u.

La **uma**, por ser una unidad de masa, tiene su equivalencia en gramos:

$$1\text{u} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

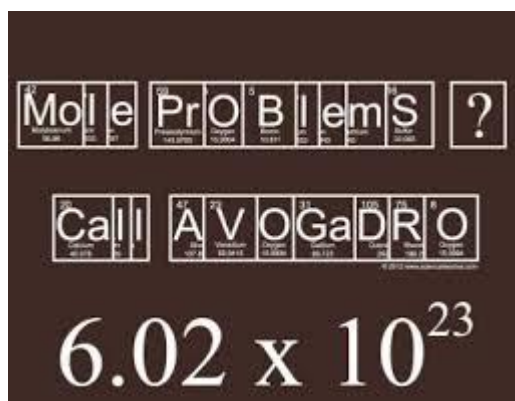
Por lo tanto la masa de un átomo de C es 12 u y $1,99 \times 10^{-23} \text{ g}$

La **masa atómica (m)** que figura en la tabla periódica corresponde al promedio de las masas de los isótopos naturales de cada elemento expresada en unidades de masa atómica.

La **masa molecular (m)** de una sustancia se obtiene sumando las masas de sus átomos en u tantas veces como aparezcan en la fórmula.

Pensando la Química desde el punto de vista macroscópico, resulta poco útil trabajar con átomos y moléculas independientes, por lo tanto se define una nueva magnitud llamada **cantidad de sustancia** que mide el número de partículas presentes en una determinada porción de sustancia.

La unidad de cantidad de sustancia se llama **mol** y se define como cantidad de sustancia que contiene el mismo número de entidades elementales que el número de átomos que hay en 12 g de ^{12}C , donde las entidades elementales pueden ser átomos, moléculas o iones.



Un **mol** contiene $6,02 \times 10^{23}$ entidades elementales, este número inmenso es una constante universal y recibe el nombre de constante o Número de Avogadro.



La **masa molar** (M) es la masa expresada en gramos de un mol de partículas y se obtiene expresando en g el valor numérico de su masa atómica o molecular.

$$m_O = 16 \text{ u} \quad M_O = 16 \text{ g/mol}$$

$$m_{H_2O} = 18 \text{ u} \quad M_{H_2O} = 18 \text{ g/mol}$$

El **volumen molar** (V_m) de una sustancia es el volumen que ocupa 1 mol de partículas, en determinadas condiciones de presión y temperatura.

Si la sustancia es un gas ideal en condiciones normales de presión temperatura (CNPT) su volumen molar es de 22,4 l

BIBLIOGRAFÍA:

- 1) Chang (1998). "Química". 6ta Edición .Ed. Mc. Graw Hill.
- 2) Angelini M y otros (1999). "Temas de Química General". Versión ampliada. Ed. Eudeba
- 3) Di Risio; Roverano; Vazquez (2011) , 4ta Edición , " Química Básica" Ed. Educando
- 4) CBC (Ciclo Básico Comun) (2014) Cátedra única de Química , " Química" , Ejes temáticos y ejercicios de Química
- 5) Google, imágenes públicas

UNIDAD 2

Magnitudes atómico-moleculares

GUÍA DE EJERCITACIÓN

1. Calcular la masa y el nro de átomos presentes en 1,5 moles de átomos de cada uno de las sustancias siguientes:
 - a. Rubidio.
 - b. Argón
 - c. Bismuto.
 - d. Titanio
2. Calcular el nro y la cantidad de átomos que hay en 250 g de cada una de las sustancias siguientes:
 - a. Hierro
 - b. Magnesio
 - c. Plomo
 - d. Neón
3. Calcular para c/u de las sustancias siguientes. 1. Masa molar. 2. Masa de una molécula en umas. 3) Masa de una molécula en gramos.

A: Tetracloruro de carbono.

B: Sulfato de sodio

C: Hidróxido de aluminio.

D: Agua.

4. Para una masa de 120 g de amoníaco calcular:

- a. Cantidad de moléculas.
- b. Numero de moléculas
- c. Cantidad de átomos de nitrógeno.
- d. Número de átomos de nitrógeno.
- e. Masa de nitrógeno.

5. Indicar si las siguientes afirmaciones son V o F

- a. 5 moléculas de H_2 tienen una masa de 10 g.
- b. En 3 moles de H_2SO_4 , hay 6 moles de átomos de H, 32 g de S y 12 moles de O.
- c. El volumen molar de todas las sustancias es una constante universal.
- d. La masa de un átomo de calcio es igual a 40 g.
- e. En 0,5 mol de moléculas de hidrogeno (H_2) hay $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos

6. En 32 g de una sustancia gaseosa XO_3 hay 1.2 moles de O

- a. Calcular la masa molecular en umas.
- b. Calcular la masa molar de la sustancia.
- c. Identificar X con su símbolo químico.

7. ¿En cuál de los siguientes sistemas hay mayor número de moléculas?

- a) 22,4 l de dióxido de carbono (CO_2)
- b) 22,4 g de agua (H_2O)
- c) Un mol de moléculas de oxígeno (O_2)

d) 0,8 moles de amoníaco (NH_3)

8. La masa molecular de la sustancia simple azufre es 256 u.

a) ¿Por cuántos átomos de azufre está formada la molécula de dicha sustancia, si la masa atómica del azufre es 32 u?

b) ¿Cuál es su fórmula química?

c) ¿Cuál es el número de moléculas que hay en 2,7 moles de moléculas de azufre?

9. ¿Cuál es el número de moléculas que hay en 1,9 moles de moléculas de cloro? La fórmula química del cloro es Cl_2 .

10. La fórmula química de la sustancia trióxido de azufre es: SO_3
Sabiendo que 4×10^{22} moléculas de la misma pesan 5,33 g, determinar:

a) La masa molecular de la sustancia

b) La más moléculas de un mol de moléculas de gas

c) La masa de una molécula del oxígeno (en gramos)

d) El número de átomos de oxígeno en los 5,33 g de sustancia.

e) El volumen ocupado por las 4×10^{22} moléculas de trióxido de azufre, medidos en condiciones normales de presión y temperatura.

f) El volumen ocupado por $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de gas en C.N.P.T

11. La masa de un átomo de un elemento dado es $2,66 \times 10^{-23}$ g. Calcular la masa de un mol de átomos de dicho elemento.

12. Dadas las siguientes proposiciones señalar si las mismas son verdaderas o falsas y por qué.

a) 23 g de sodio (Na) tiene mayor número de átomos que 16 g de oxígeno (O_2)

b) 21,4 ml de gas hidrógeno (H_2) en C.N.P.T. tienen un mayor número de moléculas que 0,90 moles de moléculas de oxígeno (O_2)

c) La masa de $3,9 \times 10^{22}$ moléculas de nitrógeno (N_2) es mayor que la de 11,5 ml de gas amoníaco (NH_3) ambos medidos en C.N.P.T

13. Determinar:

a) La masa de 27 litros de gas metano (CH_4) medido en C.N.P.T.

b) El número de moléculas de gas propano (C_3H_8) cuyo volumen, medido en C.N.P.T, es igual a 300 litros

14. En sendos recipientes de igual capacidad que se encuentran en condiciones normales de presión y temperatura se coloca 44 g de gas propano (C_3H_8) y 1 mol de moléculas de gas dióxido de carbono (CO_2). Determinar cuál de las siguientes premisas es correcta. Justifique su respuesta

- a) En el recipiente que contiene al propano hay un mayor número de moléculas.
- b) En ambos recipientes en número de moléculas es el mismo.

Respuestas:

Ejercicio 1:

$$128,3 \text{ g.} / 9,03 \times 10^{23}$$

$$60 \text{ g.} / 9,03 \times 10^{23}$$

$$313,5 \text{ g.} / 9,03 \times 10^{23}$$

$$72 \text{ g.} / 9,03 \times 10^{23}$$

Ejercicio 2:

$$2,68 \times 10^{24} / 4,46$$

$$6,27 \times 10^{24} / 10,42$$

$$7,28 \times 10^{23} / 1,21$$

$$7,53 \times 10^{24} / 12,5$$

Ejercicio 3:

$$154 \text{ g} / 154 \text{ u} / 2,56 \times 10^{-22} \text{ g}$$

$$142 \text{ g} / 142 \text{ u} / 2,36 \times 10^{-22} \text{ g}$$

$$78 \text{ g} / 78 \text{ u} / 1,30 \times 10^{-22} \text{ g}$$

$$18 \text{ g} / 18 \text{ u} / 2,99 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Ejercicio 4:

$$7,07$$

$$4,25 \times 10^{24}$$

$$7,07$$

$$4,25 \times 10^{24}$$

$$98,8 \text{ g}$$

Ejercicio 5:

F

F

F

F

V

Ejercicio 6:

80u

80g

S

Ejercicio 7:

b

Ejercicio 8:

8

S₈

1,63x10²⁴

Ejercicio 9:

1,14x10²⁴

Ejercicio 10:

80g/mol

80u

1,49 l

1,2x10²³

1,49 l

22,4

Ejercicio 11:

16

O

Ejercicio 12:

F

F

V

Ejercicio 13:

19,29g

$8,06 \times 10^{24}$

BIBLIOGRAFÍA:

- 6) Chang (1998). "Química". 6ta Edición .Ed. Mc. Graw Hill.
- 7) Angelini M y otros (1999). "Temas de Química General". Versión ampliada. Ed. Eudeba
- 8) Di Risio; Roverano; Vazquez (2011) , 4ta Edición, , " Química Básica" Ed. Educando
- 9) CBC (Ciclo Básico Comun) (2014) Cátedra única de Química , " Química" , Ejes temáticos y ejercicios de Química
- 10) Google, imágenes públicas