

**TRABAJO PRÁCTICO N°3: Átomos y Moléculas. Concepto de mol. Cálculo de fórmula mínima y molecular.**

1. Definir brevemente los siguientes términos: átomo, molécula, número atómico, número másico, isótopo, alotropía. (estas son algunas definiciones posibles para dichos conceptos))

ATOMO: Unidad fundamental de un elemento, que puede participar en una combinación química. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos.

MOLECULA: es un grupo de átomos, iguales o diferentes, que se mantienen unidos, mediante enlaces químicos y constituye la mínima porción de una sustancia que puede existir en estado libre.

NUMERO ATOMICO: es el número de protones del núcleo de un átomo. Se representa con la letra Z y determina la identidad química del átomo.

NUMERO MASICO: es la suma del número de protones y el número de neutrones del núcleo de un átomo. Se simboliza con la letra **A**

ISOTOPOS: son átomos de un mismo elemento, que difieren en su número másico, es decir en la cantidad de neutrones.

ALOTROPIA: es la propiedad de algunos elementos de presentarse en la naturaleza en dos o más sustancias simples. Las moléculas formadas por el mismo elemento y que poseen distinta estructura molecular se llaman alótropos.

2. Con respecto al átomo, cuáles de las siguientes afirmaciones son **Verdaderas (V)** y cuales **Falsas(F)**. En caso de ser Falsas, justifique

a. El átomo se define como la unidad más pequeña con carga eléctrica neta presente en un elemento. ( F ) Si la cantidad de protones del núcleo es la misma que la cantidad de electrones de la corteza, el átomo es eléctricamente neutro.

b. El átomo está compuesto por un núcleo atómico y una nube electrónica. ( V )

c. Los protones y los neutrones se ubican en la nube electrónica y los electrones en el núcleo atómico. ( F ) Es al revés, los p y n se encuentran en el núcleo y los e en la nube

3. Leer atentamente las siguientes preguntas y luego responder:

a. ¿Cuáles son las partículas responsables de la masa del átomo?

Las partículas responsables de la masa del átomo son los protones y neutrones.

b. ¿Dónde se ubican dichas partículas?

Los protones y los neutrones se ubican en el núcleo del átomo.

c. ¿Qué representa la letra A?

Representa el número másico.

d. ¿Cómo se calcula A?

Es la suma de los protones y los neutrones.

4. Completar la siguiente tabla.

Especie Química	A	Z	Numero de protones	Numero de electrones	Numero de neutrones
Ca	40	20	20	20	20
Na <sup>+1</sup>	23	11	11	10	12
Br <sup>-1</sup>	80	35	35	36	45
Ar	40	18	18	18	22
S <sup>-2</sup>	32	16	16	18	16

5. El átomo (*neutro*) de un elemento tiene A= 33 y Z=15, por lo tanto, el número de partículas subatómicas que posee es:

a. 15 p<sup>+</sup> 15 n<sup>°</sup> 18 e<sup>-</sup>

b. 33 p<sup>+</sup> 48 n<sup>°</sup> 33 e<sup>-</sup>

c. 15 p<sup>+</sup> 15 n<sup>°</sup> 15 e<sup>-</sup>

d. 15 p<sup>+</sup> 18 n<sup>°</sup> 15 e<sup>-</sup>

e. 18 p<sup>+</sup> 18 n<sup>°</sup> 18 e<sup>-</sup>

6. Buscar la masa de un mol de los siguientes elementos, utilizando la Tabla Periódica (puede variar en la segunda cifra decimal, dependiendo la tabla que se consulte, generalmente utilizamos 2 decimales para los cálculos)

- a. Calcio: 40,078 g/mol
- b. Nitrógeno: 14,0067 g/mol
- c. Bario: 137,327 g/mol
- d. Cloro: 35,453 g/ml
- e. Neón: 20,1797 g/mol
- f. Plomo: 207,2 g/mol

7. Calcular la masa molar de las siguientes sustancias:

- $\text{Na}_2\text{SO}_4$ :  $(23 \text{ g/mol} \times 2) + 32 \text{ g/mol} + (16 \text{ g/mol} \times 4) = 142 \text{ g/mol}$
- $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ :  $(14 \text{ g} + 1 \text{ g} \times 4) \times 2 + 12 \text{ g} + (16 \text{ g} \times 3) = 96 \text{ g/mol}$
- $\text{FeCl}_3$ :  $55.85 \text{ g} + (35.45 \text{ g} \times 3) = 162.2 \text{ g/mol}$

Masas atómicas relativas (expresadas en u.m.a): Na: 23 - O: 16 - N: 14 - H: 1 - Cl: 35,45 - Fe: 55,85 - S: 32 - K: 39,1 - C: 12.

8. Completar la siguiente tabla:

Compuesto molecular	Masa atómica relativa	Masa molar	Masa de 1 molécula
Monóxido de potasio ( $\text{K}_2\text{O}$ )	94,2 uma	94,2 g/mol	$1,56 \times 10^{-22} \text{ g}$
Cloruro de plata ( $\text{AgCl}$ )	143,32 uma	143,32 g/mol	$2,37 \times 10^{-22} \text{ g}$
Ozono ( $\text{O}_3$ )	48 uma	48 g/mol	$7,97 \times 10^{-23} \text{ g}$

Masas atómicas relativas (expresadas en u.m.a): Br: 79,90; Ag: 107,87

10. Calcular a cuántos moles equivalen  $18 \times 10^{24}$  moléculas de dióxido de carbono.

$$6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas} \longrightarrow 1 \text{ mol CO}_2$$

$$18 \times 10^{24} \text{ moléculas} \longrightarrow x = 29,89 \text{ moles CO}_2$$

11. Calcular cuántos moles de moléculas, moles de átomos, moléculas y átomos hay en un trozo de azufre de 25 g. (considera al azufre octoatómico)

$$256 \text{ g S}_8 \longrightarrow 1 \text{ mol de S}_8$$

$$25 \text{ g S}_8 \longrightarrow x = 0,0977 \text{ moles de S}_8$$

$$\text{Moléculas} \longrightarrow 0,0977 \text{ moles} \times (6,022 \times 10^{23} \text{ molec}/1 \text{ mol}) = 5,88 \times 10^{22} \text{ moléculas de S}_8$$

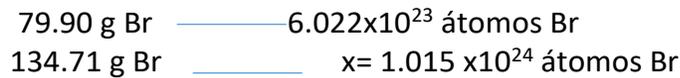
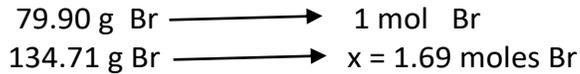
$$\text{Átomos} \longrightarrow 5,88 \times 10^{22} \text{ moléculas} \times 8 \text{ átomos} / 1 \text{ molécula} = 4,705 \times 10^{23} \text{ átomos de S}$$

12. La masa atómica relativa del bromo es de 79,90 uma.

a - ¿cuál es la masa en gramos de un mol de bromo?

**Si considero al bromo en estado natural, este se presenta diatómico ( $\text{Br}_2$ ), entonces la masa de un mol, será 159,8 g**

b - ¿cuántos moles y cuántos átomos hay contenidos en 134,71 g de dicho elemento?



13. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , contendrán 25 moles de este producto?



14. Calcula la composición porcentual de los compuestos que tienen las siguientes fórmulas moleculares:

a.  $\text{C}_3\text{H}_8$

C=81.82%

H=18.18%

b.  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

C=52.17%

H=13.04%

O=34.78%

15. El peroxiacilnitrato (PAN) es uno de los componentes del smog. Está formado por C, H, N y O. Determine:

a. La composición porcentual de oxígeno 66.1%

b. La fórmula mínima, a partir de la siguiente composición porcentual en masa: 19,8% de C, 2,50% de H y 11,6% de N.

Calculo los moles para cada elemento:

$$n_{\text{C}} = 19.8 \text{ g C} \times (1 \text{ mol de C} / 12 \text{ g C}) = 1.65 \text{ moles}$$

$$n_{\text{H}} = 2.5 \text{ g H} \times (1 \text{ mol de H} / 1 \text{ g H}) = 2.5 \text{ moles}$$

$$n_{\text{N}} = 11.6 \text{ g N} \times (1 \text{ mol de N} / 14 \text{ g N}) = 0.82 \text{ moles}$$

$$n_{\text{O}} = 66.1 \text{ g O} \times (1 \text{ mol de O} / 16 \text{ g O}) = 4.13 \text{ moles}$$

Ahora calculo la mínima relación molar, dividiendo por el número más pequeño del apartado anterior, es decir 0,82 moles

$$\text{Carbono} = 1.65 \text{ moles} / 0.82 \text{ moles} = 2$$

$$\text{Hidrogeno} = 2.5 \text{ moles} / 0.82 \text{ moles} = 3$$

$$\text{Nitrógeno} = 0.82 \text{ moles} / 0.82 \text{ moles} = 1$$

$$\text{Oxígeno} = 4.13 \text{ moles} / 0.82 \text{ moles} = 5$$

A partir de estos datos, puedo escribir la F. Mínima



Masa de la fórmula mínima es =120 g

c. ¿Cuál es su fórmula molecular si su masa molar es aproximadamente de 120 g/mol?

Dividir la masa molar (**M**) de la sustancia por la masa de la fórmula mínima (**M<sub>fm</sub>**) para obtener un **factor "n"** (número de veces que la masa de la fórmula mínima está contenida en la masa molecular). También puede encontrarlo como "x"

$$n = 120\text{g/mol} / 120\text{g/mol} = 1$$

Multiplicar los subíndices de la fórmula mínima por el factor "n". Así se obtiene la *fórmula molecular*. En este caso coincide la F Mínima y Molecular



16. Calcular la fórmula mínima de un compuesto que contiene 38,65 % de Carbono, 9,68% de H y 51,62 % de Azufre.

$$n\text{C} = 38.65 \text{ g C} \times (1 \text{ mol de C} / 12 \text{ g C}) = 3.22 \text{ moles}$$

$$n\text{H} = 9.68 \text{ g H} \times (1 \text{ mol de H} / 1 \text{ g H}) = 9.68 \text{ moles}$$

$$n\text{S} = 51.62 \text{ g S} \times (1 \text{ mol de S} / 32 \text{ g S}) = 1.61 \text{ moles}$$

$$\text{Carbono} = 3.22 / 1.61 = 2$$

$$\text{Hidrogeno} = 9.68 / 1.61 = 6$$

$$\text{Azufre} = 1.61 / 1.61 = 1$$



17. La alicina es el compuesto que proporciona el olor característico al ajo. Al realizar un análisis de este compuesto se encuentra que tiene la siguiente composición C: 44.4%, H: 6,21%, S:39,5%, O:9,86%. También se encuentra que su masa molar es igual a 162 g/mol. Calcula la fórmula empírica y la fórmula molecular de este compuesto.

$$n_C = 44.4 \text{ g C} \times (1 \text{ mol de C} / 12 \text{ g C}) = 3.7 \text{ moles}$$

$$n_H = 6.21 \text{ H} \times (1 \text{ mol de H} / 1 \text{ g H}) = 6.21 \text{ moles}$$

$$n_S = 39.5 \text{ g S} \times (1 \text{ mol de S} / 32 \text{ g S}) = 1.23 \text{ moles}$$

$$n_O = 9.86 \text{ g O} \times (1 \text{ mol de O} / 16 \text{ g O}) = 0.62 \text{ moles}$$

Determino la mínima relación molar y a partir de allí la F Mínima



Masa molar de la F, mínima = 162 g

Dividir la masa molar (**M**) de la sustancia por la masa de la fórmula mínima (**M<sub>fm</sub>**) para obtener un **factor "n"** (número de veces que la masa de la fórmula mínima está contenida en la masa molecular).

$$n = 162 \text{ g/mol} / 162 \text{ g/mol} = 1$$

Multiplicar los subíndices de la fórmula mínima por el factor "n". Así se obtiene la *fórmula molecular*. En este caso coincide la F Mínima y la F Molecular.



18. Una sustancia gaseosa contiene 48,7% de carbono, 8,1% de hidrógeno y el resto de oxígeno. Si su densidad, medida en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT), es de 3,3 g/l ¿Cuáles serán sus fórmulas empírica y molecular?



Para calcular la masa de la fórmula molecular utilizando la densidad, primero defino densidad:  $\delta = m / V$  También voy a utilizar el Volumen Molar Normal, ya que dicha sustancia gaseosa se encuentra en CNPT

$$m = \delta \times V = 73,92 \text{ g} \approx 74 \text{ g}$$

En este caso coincide la F mínima y Molecular



19. La composición centesimal del ácido láctico es: 40%C, 53,3%O y 6,7%H. Calcula la fórmula molecular de sabiendo que su masa molar es 90 g/mol.



Masa Fórmula Mínima: 30 g

$$n = 90 \text{ g/mol} / 30 \text{ g/mol} = 3$$



20. Hallar la **fórmula molecular** del compuesto formado por hidrógeno y oxígeno, a partir de los siguientes datos:

Composición centesimal: 5,88% de hidrógeno, 94,12% de oxígeno Masa molar del compuesto: 34 g/mol

**FORMULA MINIMA= HO**  
**FORMULA MOLECULAR= H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>**

21. Escriba la configuración electrónica de los átomos con la siguiente cantidad de electrones:

9 electrones:  $1s^2 2s^2 2p^5$

10 electrones:  $1s^2 2s^2 2p^6$

11 electrones:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

20 electrones:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

33 electrones:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$

22. Escriba la configuración electrónica de las especies químicas del punto 4

Ca:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Na<sup>+1</sup>:  $1s^2 2s^2 2p^6$

Br<sup>-1</sup>:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

Ar:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

S<sup>2-</sup>:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$