



ce
pre
UNI

Química

ESTEQUIOMETRIA I

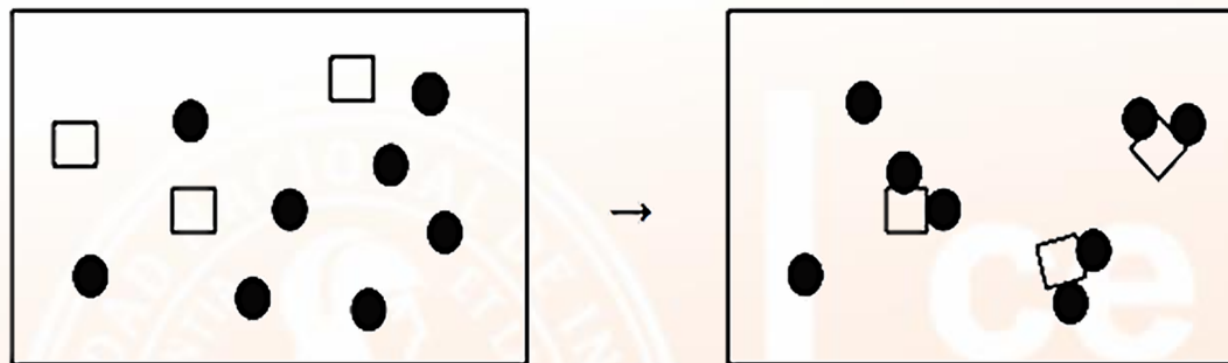
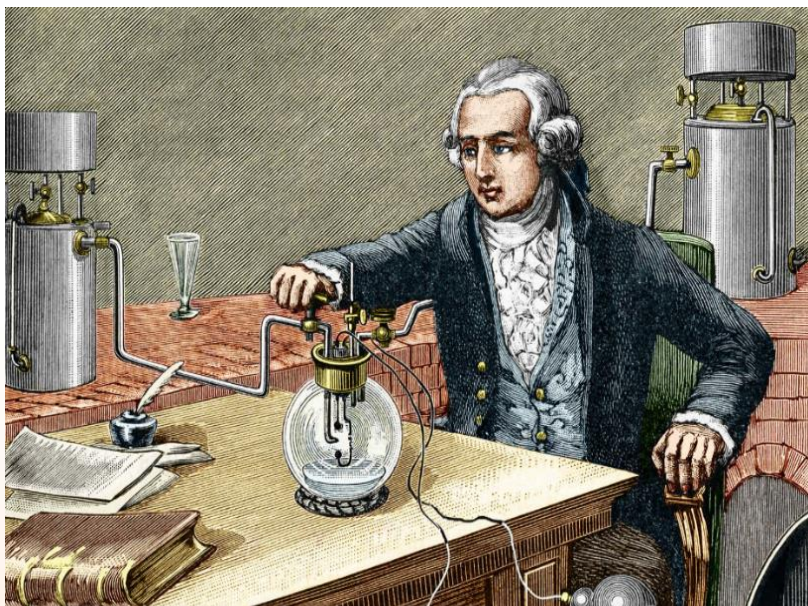
CICLO
Preuniversitario

2024-I



¿Cuál de las ecuaciones describe mejor esta reacción?

La reacción del elemento X (□) con el elemento Y (●)



- A) $3X + 8Y \rightarrow X_3Y_8$
- B) $3X + 6Y \rightarrow X_3Y_6$
- C) $X + 2Y \rightarrow XY_2$
- D) $3X + 8Y \rightarrow 3XY_2 + 2Y$
- E) $X + 4Y \rightarrow XY_2$

Fuentes: Nurrenbern; Pickering (1987); Sanger (2005); Sawrey (1990).

ESTEQUIOMETRÍA

Definición

La estequiometría (del griego *stoicheion*, "parte o elemento" + *metron*, "medida") es el **estudio de los aspectos cuantitativos de las fórmulas y las reacciones químicas**.

Si se sabe **qué** hay en una fórmula o en una reacción, la estequiometría dice **cuánto**.

Su significado práctico sería:

el estudio de todas las relaciones cuantitativas en las que intervienen las masas moleculares y atómicas, las fórmulas y las ecuaciones químicas.

Unidad de masa atómica (u o uma)

Se define como la doceava parte de la masa de un átomo del isótopo carbono-12, al cual, por convención, se le ha asignado una masa igual a 12 u.

$$1 \text{ u} = \left(\frac{1}{12}\right) \text{ masa de un átomo } {}^{12}_6\text{C} = 1,66054 \times 10^{-24} \text{ g}$$

En 1g habrán, por tanto: $\left(\frac{1u}{1,66054 \times 10^{-24}}\right) \approx 6,02214 \times 10^{23} u$

Luego : $1\text{g} \approx 602\,214\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,u$

18 ceros posicionales

Masa isotópica relativa (A_{r_i})

Es el cociente obtenido al dividir la masa de un isótopo específico de un elemento entre la unidad de masa atómica.

Se determina experimentalmente en un espectrómetro de masas.

$$\text{Masa isotópica relativa } (A_{r_i}) = \frac{\text{Masa del isótopo}(u)}{1 u}$$

Z	Name	Symbol	Mass of Atom (u)	% Abundance
1	Hydrogen	^1H	1.007825	99.9885
	Deuterium	^2H	2.014102	0.0115
	Tritium	^3H	3.016049	*
2	Helium	^3He	3.016029	0.000137
		^4He	4.002603	99.999863
3	Lithium	^6Li	6.015122	7.59
		^7Li	7.016004	92.41

Aunque formalmente este valor relativo es adimensional, se suele indicar con fines prácticos la unidad ***u*** a los valores obtenidos (ver cuadro). Esto representa la masa del isótopo expresada en uma.

Masa atómica relativa promedio ($\bar{A}_r$)

Llamada por lo general simplemente "*masa atómica*", es el promedio ponderado de las masas isotópicas relativas, de acuerdo a la abundancia en la naturaleza de los isótopos del elemento.

Si A_{r_i} = *masa isotópica relativa*

y a_i = *abundancia natural del isótopo*

$$\text{Masa atómica relativa promedio } (\bar{A}_r) = \frac{\sum A_{r_i} a_i}{\sum a_i}$$

Al igual que la masa isotópica relativa, es un valor adimensional. Si indicamos la unidad ***u*** se contextualiza que el valor obtenido es la masa atómica promedio expresada en ***uma***.

Ejemplo:

La plata natural está constituida por una mezcla de dos isótopos de números de masa 107 y 109. Considerando las abundancias isotópicas en la tabla, obtenga la masa atómica de la plata.

Número de masa	Masa isotópica relativa	% Abundancia
107	106,905	51,839
109	108,905	48,161

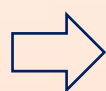
La masa atómica es la masa ponderada de los isótopos:

$$\bar{A}_r(\text{Ag}) = \frac{51,839 \times 106,905 + 48,161 \times 108,905}{100} = 107,87$$

$$\bar{A}_r(\text{Ag}) = 107,87$$

A veces, no conocemos las masas isotópicas. En estos casos podemos calcular la masa atómica aproximada del elemento a partir de los números de masa (A_i).

$$\bar{A}_r(\text{Ag}) = \frac{\sum A_i a_i}{\sum a_i}$$



$$\bar{A}_r(\text{Ag}) = \frac{51,839 \times 107 + 48,161 \times 109}{100} = 107,96$$

Aprox.



$$\bar{A}_r(\text{Ag}) = 108$$

PREGUNTA 1

En un espectrómetro de masa, se registran los siguientes datos para los isótopos de un elemento "E"

Isótopos	A_r	% de abundancia
^{24}E	23,985	78,992
^{25}E	24,986	10,003
^{26}E	25,983	11,005

Calcule la masa atómica promedio relativa del elemento "E"

- A) 25,686 B) 25,284 C) 24,852 D) 24,626 E) 24,305

Rpta: E

PREGUNTA 2

El zinc se obtiene a partir del sulfuro de zinc (ZnS), cuyo mineral se denomina blenda de zinc o esfalerita. Dicho elemento presenta cinco isótopos naturales: ^{64}Zn , ^{66}Zn , ^{67}Zn , ^{68}Zn y ^{70}Zn ; cuyas abundancias en porcentajes en masas son 48,6; 27,9; 4,1; 18,8 y 0,6 respectivamente. Al respecto indique la alternativa que contiene la secuencia correcta, después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F) según corresponda.

- I. Un átomo del isótopo Zn – 66 tiene un masa atómica igual a 66.
- II. La masa de un átomo del isótopo más abundante es 64 u.
- III. La masa atómica relativa aproximada del elementos zinc (Zn) es 65,46

A) VVV

B) FFV

C) FVV

D) VFF

E) FFF

Rpta: C

Masa molecular relativa promedio (M_r)

Es también conocido como ***peso molecular***. Es la suma de las masas atómicas relativas de los elementos de una molécula.

Ejemplo 1. Para el ácido sulfúrico (H_2SO_4)

- $M_r(H_2SO_4) = 2 \bar{A}_r(H) + 1 \bar{A}_r(S) + 4 \bar{A}_r(O)$
- $M_r(H_2SO_4) = 2(1) + 1(32) + 4(16) = 98$

Ejemplo 2. Para el cloruro de sodio ($NaCl$)

- $MF_r(NaCl) = 1 \bar{A}_r(Na) + 1 \bar{A}_r(Cl)$
- $MF_r(NaCl) = 1(23) + 1(35,5) = 58,5$

Nota: Para compuestos iónicos se cambia el nombre de masa molecular por masa fórmula relativa (**MF_r**)

El mol

El **mol** es la unidad fundamental para la cantidad de sustancia según el SI.

De acuerdo con la revisión SI de 2019, un mol contiene exactamente $6,02214076 \times 10^{23}$ entidades elementales, donde el valor numérico se llama número de Avogadro (N_A).

Se puede decir que es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones, unidades fórmula u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 g de una muestra isotópicamente pura de carbono-12.

$$1 \text{ mol de átomos} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ mol de moléculas} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ mol de iones} = 6,02 \times 10^{23} \text{ iones}$$

$$1 \text{ mol de electrones} = 6,02 \times 10^{23} \text{ electrones}$$

Masa molar ($\bar{M}$)

Es la **masa en gramos de un mol** de una especie química (átomos, moléculas, iones o unidades fórmula).

Debido a esto, la masa molar tiene como unidades: g mol^{-1} y es numéricamente igual a la masa atómica, molecular o masa fórmula de la especie.

Ejemplo: Elemento sodio (entidad representativa es el átomo)

Masa atómica relativa del sodio = 23

Masa de 1 átomo de sodio = 23 u

Masa de N_A átomos de sodio = $(N_A) \times 23 \text{ u}$

Masa de 1 mol de átomos de sodio = $23(6,02 \times 10^{23})(1,66 \times 10^{-24} \text{ g})$

Masa de 1 mol de átomos de sodio = 23 g

$$\bar{M} = \text{Masa molar del sodio} = \mathbf{23 \frac{g}{mol}}$$

PREGUNTA 3

Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- I. La masa molar del oxígeno (O_2) es 16 g/mol.
- II. 1 uma (unidad de masa atómica) corresponde a la doceava parte de la masa del átomo de $^{12}_6C$ y es equivalente a $1,66 \times 10^{-24}$ g
- III. La masa de una molécula de O_2 es $5,31 \times 10^{-23}$ g

A) FVF
E) VVF

B) FFV

C) FFF

D) FVV

Rpta: D

Número de moles (n)

Para conocer cuántos moles de una sustancia hay en determinada cantidad de la misma, podemos usar :

$$n = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar } (\frac{\text{g}}{\text{mol}})} = \frac{\text{Número de moléculas}}{N_A (\frac{\text{moléculas}}{\text{mol}})}$$

Ejemplo

Un mineral contiene 0,414 g de Plomo (Pb). ¿cuántas moles de átomos de Pb están presentes en dicho mineral?

Dato: masa atómica del Pb = 207

Rpta: 2×10^{-3} mol de átomos Pb

RELACIÓN MOLAR EN UNA FÓRMULA



Una molécula de
ácido fosfórico

contiene 3 átomos de hidrógeno

contiene 1 átomo de fósforo

contiene 4 átomos de oxígeno

1 mol de ácido
fosfórico

contiene 3 mol de átomos de hidrógeno

contiene 1 mol de átomos de fósforo

contiene 4 mol de átomos de oxígeno

contiene 8 mol de átomos totales

Relación molar en la fórmula de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$

	Carbono (C)	Hidrógeno (H)	Oxígeno (O)
Átomos / molécula de compuesto	6 átomos	12 átomos	6 átomos
Moles de átomos / mol de compuesto	6 mol de átomos	12 mol de átomos	6 mol de átomos
Átomos / mol de compuesto	$6(6,02 \times 10^{23})$ átomos	$12(6,02 \times 10^{23})$ átomos	$6(6,02 \times 10^{23})$ átomos
Masa / molécula de compuesto	$6(12,0 \text{ u}) = 72,0 \text{ u}$	$12(1,0 \text{ u}) = 12,0 \text{ u}$	$6(16,0 \text{ u}) = 96,0 \text{ u}$
Masa / mol de compuesto	72,0 g	12,0 g	96,0 g

PREGUNTA 4

En relación a las siguientes sustancias, indique la proposición INCORRECTA

Sustancia I	Sustancia II
88 g de CO_2	88 g de C_3H_8

Dato: $\bar{A}_r$ H = 1 ; C = 12 N_A = número de Avogadro

- A) I y II contienen igual número de moléculas.
- B) En I están presentes $6 N_A$ átomos en total.
- C) En II están presentes 16 g de hidrógeno.
- D) En II están presentes 68 g de carbono.
- E) En I están presentes 4 mol de átomos de oxígeno.

Rpta: D

PREGUNTA 5

Una bolita de naftaleno ($C_{10}H_8$) al cabo de unos días sublima el 5% de su masa. Calcule el número de moléculas que se sublimaron si el diámetro de la bolita era de 1 cm y su densidad de $1,14 \text{ g/cm}^3$.

Dato: $\bar{A}_r$ (H = 1 ; C = 12)

$$N_A = 6,02 \times 10^{23}$$

El volumen de una esfera es igual a $\frac{4}{3}\pi r^3$ donde r = radio

A) $1,4 \times 10^{20}$

B) $2,8 \times 10^{21}$

C) $3,5 \times 10^{22}$

D) $5,8 \times 10^{23}$

E) $2,5 \times 10^{24}$

Rpta: A

PREGUNTA 6

En una combustión incompleta se produce una mezcla gaseosa de dióxido de carbono (CO_2) y monóxido de carbono (CO). Si en 5 moles de moléculas de mezcla existen 12 moles de átomos de carbono y oxígeno, calcule el número de moles de dióxido de carbono en dicha mezcla.

A) 1

B) 2

C) 3

D) 4

E) 5

Rpta: B

PREGUNTA 7

El compuesto químico inorgánico ácido nítrico (HNO_3) es un líquido viscoso y corrosivo que puede ocasionar graves quemaduras y mezclado con ácido clorhídrico forma el agua regia. En relación a 441 g de ácido nítrico, indique cuáles de las siguientes proposiciones son correctas:

Dato: $\bar{A}_r$ (H = 1; N = 14; O = 16)

N_A = número de Avogadro

- I. Existen 98 g de nitrógeno.
- II. Están contenidos $7N_A$ átomos en total.
- III. Contiene 21 mol de átomos de oxígeno.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III D) I y II E) I y III

Rpta: E

PREGUNTA 8

El trifosfato de adenosina o ATP, siglas del inglés adenosine triphosphate, es un nucleótido fundamental en la obtención de energía celular que se produce durante la fotorrespiración y la respiración celular; y es consumido por muchas enzimas en la catálisis de numerosos procesos químicos. Su fórmula molecular es $C_{10}H_{16}N_5O_{13}P_3$. Calcule el número de moles de átomos de oxígeno presentes en 1 kg de ATP

Dato: $\bar{A}_r$ H = 1 ; C = 12 ; N = 14 ; O = 16 ; P = 31

$$N_A = 6,02 \times 10^{23}$$

A) 1,972

B) 12,763

C) 25,641

D) $1,972N_A$

E) $12,763N_A$

Rpta: C

PREGUNTA 9

La cafeína ($\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$) es un alcaloide que actúa como estimulante del sistema nervioso central que produce un efecto temporal de restauración del nivel de alerta y eliminación de la somnolencia. Considerando que una taza con 100 mL de café energizante contiene 0,388 miligramos de cafeína, determine, ¿cuántas moléculas de cafeína están contenidas en una toma de 20 mL del café energizante?

Dato: $\bar{A}_r$ H = 1; C = 12; N = 14; O = 16

1g = 1000 mg ; $N_A = 6,02 \times 10^{23}$

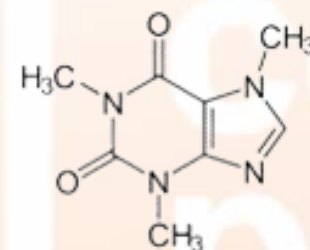
A) $2,408 \times 10^{17}$

B) $1,204 \times 10^{17}$

C) $6,020 \times 10^{18}$

D) $6,020 \times 10^{21}$

E) $1,204 \times 10^{21}$



Cafeína ($\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$)

Rpta: A

PREGUNTA 10

Durante una investigación en síntesis química en un laboratorio se logró sintetizar un compuesto orgánico nuevo denominado yendrona. Por análisis de sus espectros infrarrojo y de masas se pudo determinar que su fórmula molecular era $C_{12}H_{30}O_2$.

Utilizando la información del párrafo anterior, determine la masa en gramos de yendrona en una muestra que contiene $4,818 \times 10^{20}$ átomos de hidrógeno.

$$\bar{A}_r [H = 1, C = 12, O = 16]$$

A) $8,05 \times 10^{-3}$
D) 7,249

B) $8,05 \times 10^{-2}$
E) 302

C) $4,025 \times 10^{-2}$

Rpta: A