



CHEMISTRY

Chapter 12

4th
SECONDARY

ESTEQUIOMETRIA



 **SACO OLIVEROS**



MOTIVATING STRATEGY



<i>1 mol de N₂</i>	<i>3 mols de H₂</i>	<i>2 mols de NH₃</i>
<i>28 gramas</i>	<i>6 gramas</i>	<i>34 gramas</i>
<i>6,02 x 10²³ Moléculas</i>	<i>18,06 x 10²³ Moléculas</i>	<i>12,04 x 10²³ Moléculas</i>
<i>22,4 L (a CNPT)</i>	<i>67,2 L (a CNPT)</i>	<i>44,8 L (a CNPT)</i>
<i>1 Volume</i>	<i>3 Volumes</i>	<i>2 Volumes</i>



HELICO THEORY

CONCEPTO

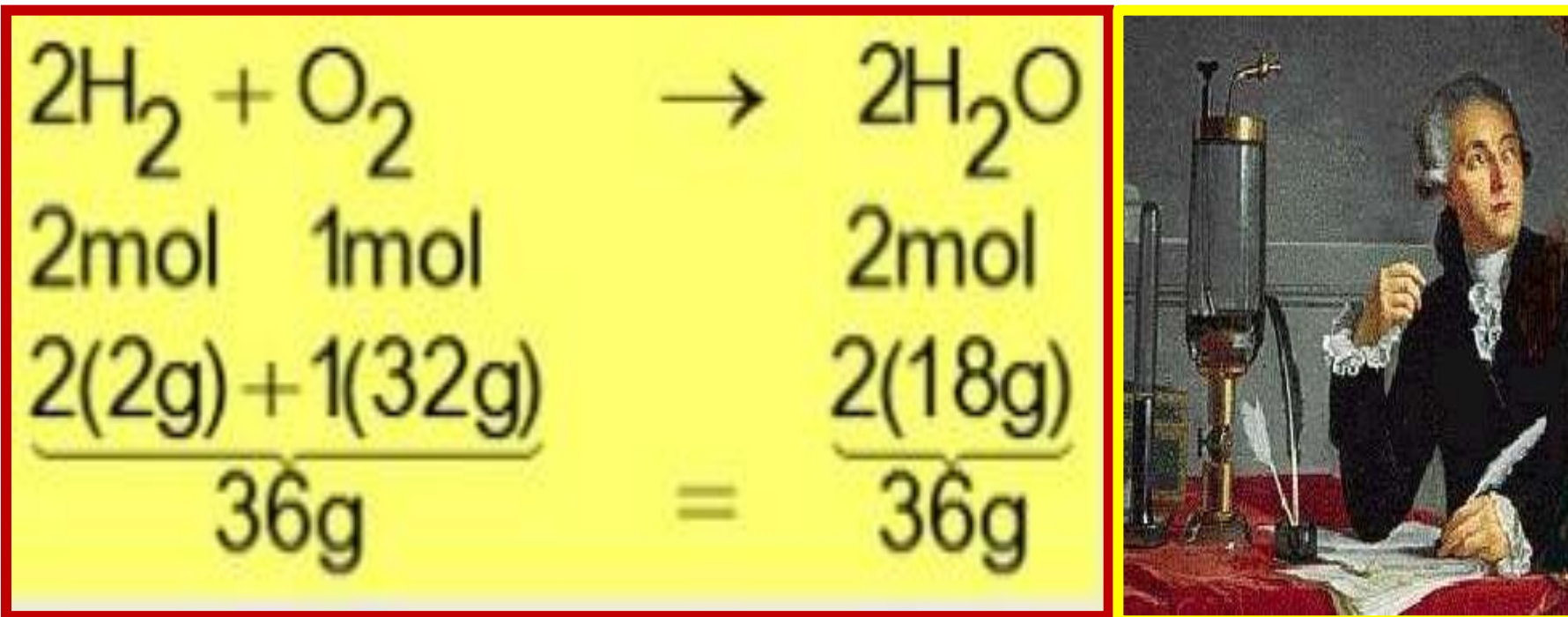
Es aquella parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas, ya sea con respecto a la masa, volumen, moles, etc. de los componentes de una reacción química. Dichas relaciones están gobernadas por leyes, éstas pueden ser ponderales y / o volumétricas.

**Estequiometría, del griego “stoicheion”
(elemento) y “métrón” (medida)**

LEYES PONDERALES

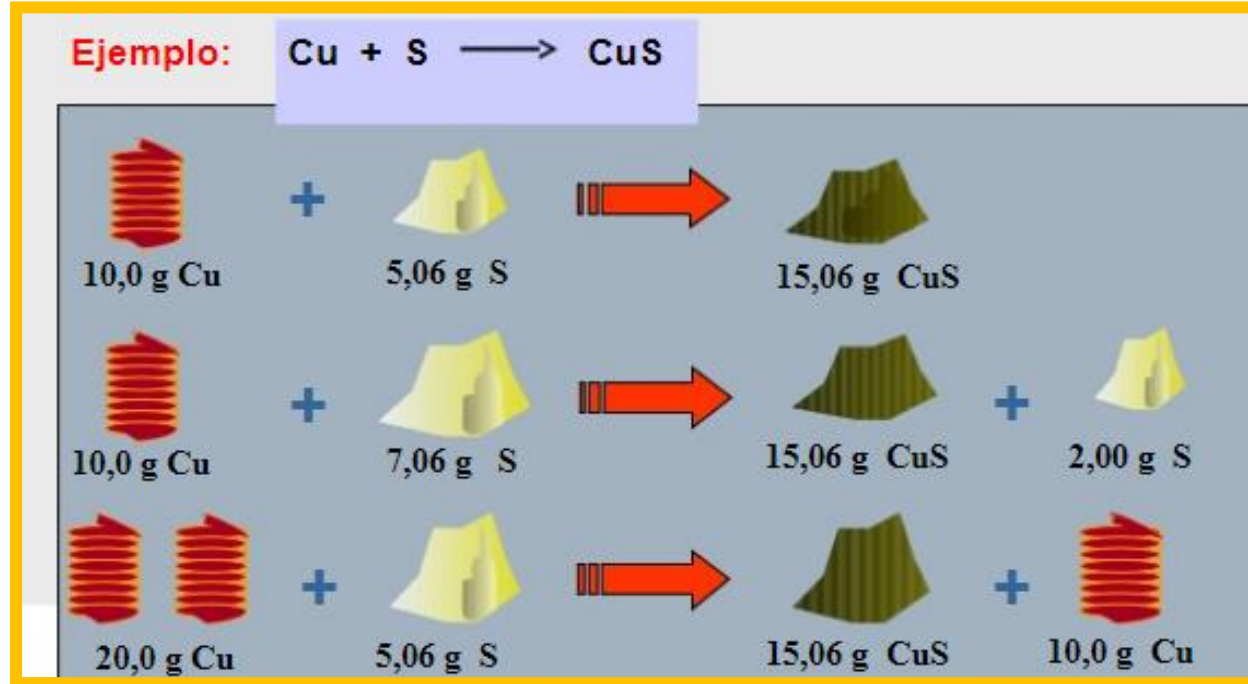
1. LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA

Planteada por Antoine Lavoiser, considerado el padre de la química moderna. Indica que en toda reacción química la masa total de las sustancias reactantes es igual a la masa total de las sustancias de los producto



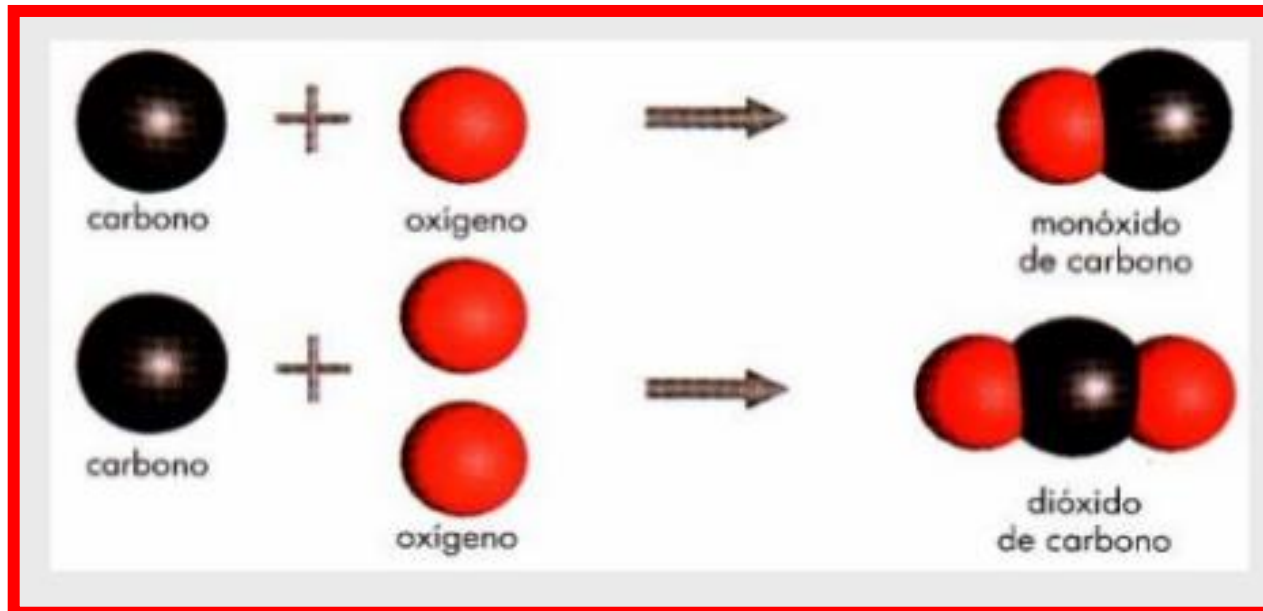
2. LEY DE PROPORCIONES DEFINIDAS

Enunciada por Joseph Proust. Establece que en todo proceso químico los reactantes y productos, participan manteniendo sus masas en proporción fija, constante y definida. Cualquier exceso permanece sin reacción.



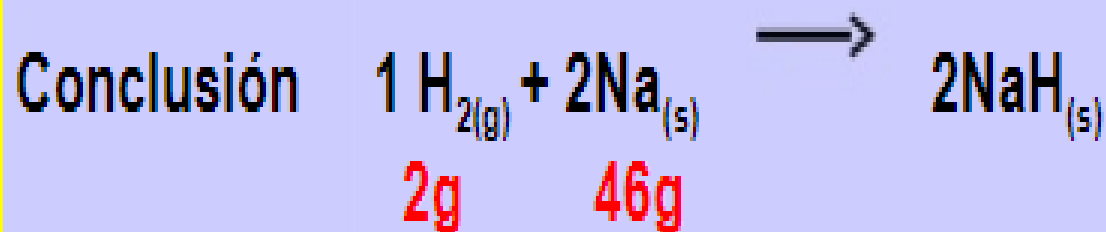
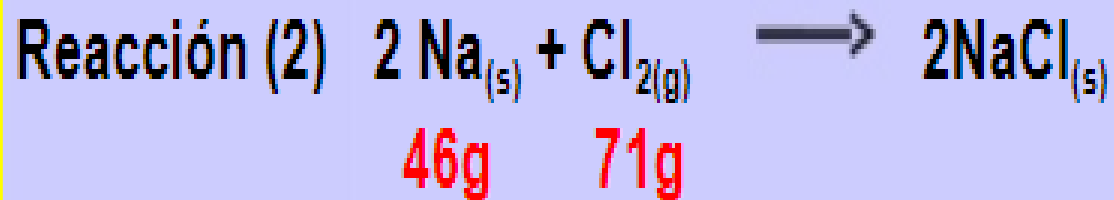
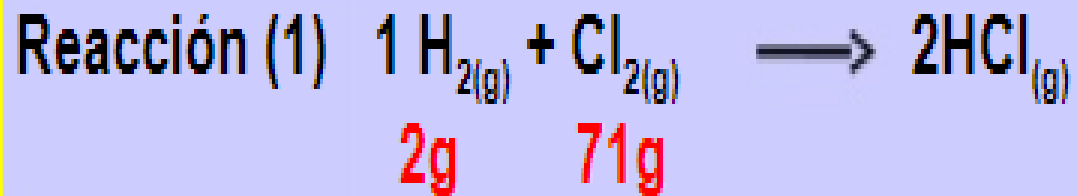
3. LEY DE PROPORCIONES MÚLTIPLES

Planteada por John Dalton, establece que si dos sustancias simples reaccionan para generar dos o más sustancias de una misma función química, se observará que una masa permanece constante mientras que otra varía en relación de números enteros sencillos.



4. LEY DE PROPORCIONES RECÍPROCAS

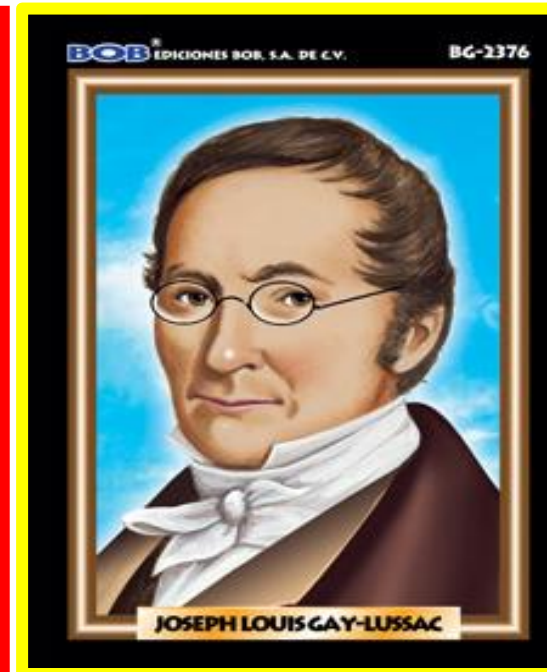
Planteada por Wenzel-Ritcher. Establece que si las masas de A y B pueden reaccionar con una tercera C, entonces A y B reaccionaran juntos con las mismas masas que reaccionaron con C.



LEY DE LOS VOLUMENES (SOLO PARA GASES)

Planteada por Gay-Lussac. Establece que los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química, medidos a la misma presión y temperatura, están en relación de números enteros sencillos.

Ecuación química	$1 \text{ N}_{2(g)} + 3 \text{ H}_{2(g)} \longrightarrow 2 \text{ NH}_{3(g)}$		
Relación molar	1 mol	3 mol	2 mol
	1 vol	3 vol	2 vol
Relación volumétrica	5L	15L	10L





***RELACIONES MASA-MASA**

El coeficiente obtenido lo multiplicamos por la masa molar

***RELACIONES VOLUMEN - VOLUMEN**

El coeficiente obtenido lo expresamos en litros(L)

***RELACIONES MASA-VOLUMEN**

Se realiza a condiciones normales. El coeficiente del volumen se multiplica por 22,4 litros.

***RELACIONES MOL-MOL**

El coeficiente obtenido lo expresamos en mol.



1

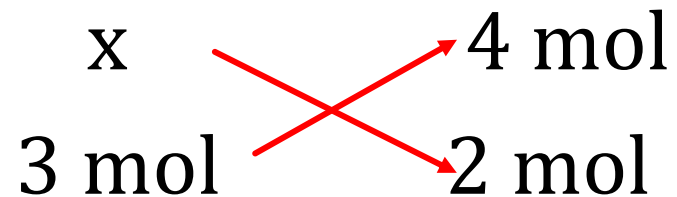
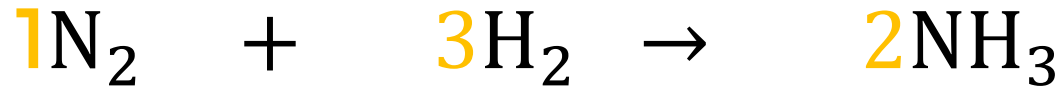
¿Cuántos mol de Hidrógeno se necesitan para preparar 4 mol de amoníaco (NH_3) ?



Dato: PA(N=14, H=1)

- A) 3 ~~B) 6~~
C) 12 D) 16

RESOLUCIÓN



$$x = \frac{4 \cdot (3)}{2}$$

Rpta: 6 mol



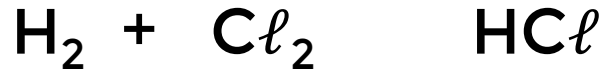
2

Con 10 litros de Hidrógeno, ¿Qué volumen de HCl se obtienen?



5L

C) 20L



B) 10L

D) 30L

RESOLUCIÓN



10 L \rightarrow v

1 L \rightarrow 2 L

$$v = \frac{10 \cdot (2)}{1}$$

Rpta: 20 L

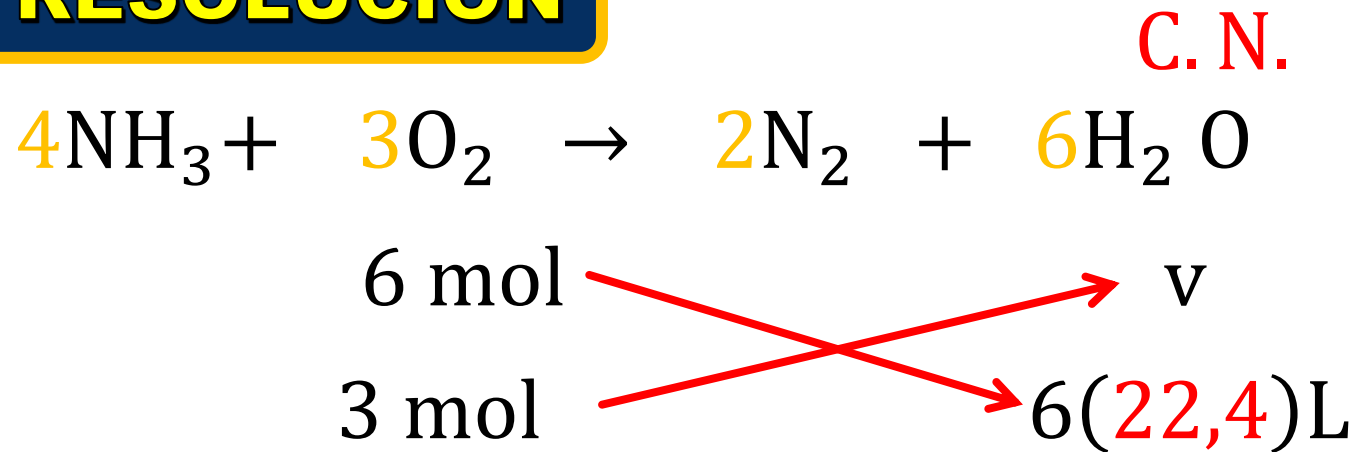


3

¿Cuál es el volumen de agua obtenido con 6 moles de O_2 (considere en fase gas a C.N.)?

- $NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$
 A) 22,4 L B) 44,8L
 C) 134,4 ☒ D) 268,8L

RESOLUCIÓN



$$v = \frac{6 \cdot (6) \cdot (22,4)}{3}$$

Rpta: 268,8 L



4

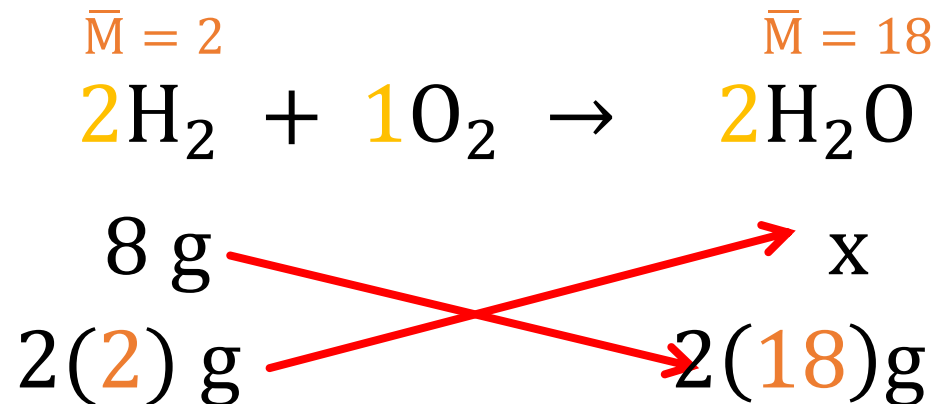
¿Qué peso de agua se formará a partir de 8 g de Hidrógeno?



Datos: PA(H = 1, O = 16)

- A) 8 g B) 18 g
C) 36 g ☒ D) 72 g

RESOLUCIÓN



$$x = \frac{8 \cdot (2) \cdot (18)}{2(2)}$$

Rpta: 72 g



5

¿Cuántos gramos de hierro se deben tratar con suficiente ácido clorhídrico para formar 4,5 moles de hidrógeno gaseoso?

Datos: PA(Fe = 56, O = 16, H = 1, Cl = 35,5)



A) 56g

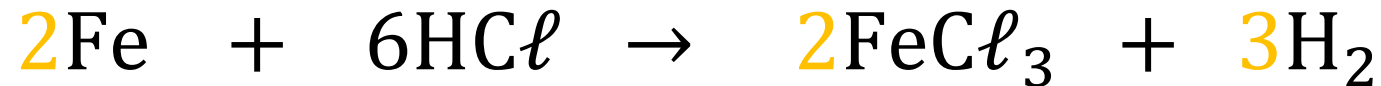
B) 112g

☒ C) 168g

D) 224g

RESOLUCIÓN

$\bar{M} = 56$



x

2(56)g

4,5 mol

3 mol

$$x = \frac{(4,5) \cdot (2) \cdot (56)}{3}$$

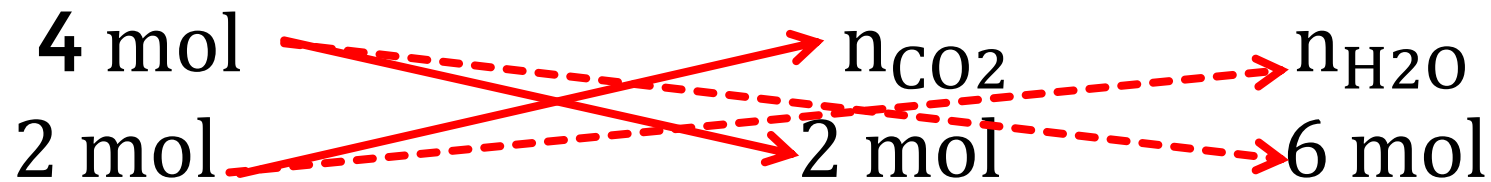
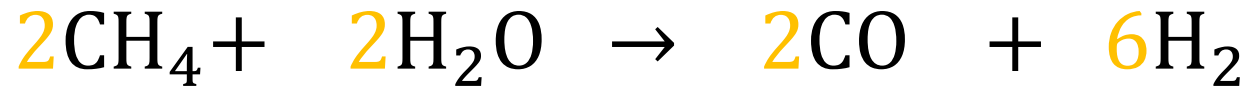
Rpta: 168 g

6

El diagrama mostrado representa una reacción a alta temperatura entre CH_4 y H_2O . En base a ésta reacción ¿Cuántas moles de cada producto pueden obtenerse a partir de 4 mol de CH_4 ?



RESOLUCIÓN



$$n_{\text{CO}_2} = \frac{(4) \cdot (2)}{2} = 4 \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{(4) \cdot (6)}{2} = 12$$

Rpta: 4 mol y 12 mol



7

En la preparación del trióxido de azufre por oxidación de azufre se obtuvieron los siguientes datos en una serie de experimentos:

Experimen- to	Peso de azufre	Peso de oxigeno usado	Peso de SO_3 formado
1	1g	1,5g	2,5g
2	2g	3,0g	5,0g
3	3g	4,5g	7,5g

Señalar las proposiciones correctas:

- I. La ley de conservación de masa se cumple en los tres experimentos.
- II. La ley de composición constante se cumple solo en los experimentos 1 y 2
- III. Se cumple la ley de proporciones múltiples en los tres experimentos.
- IV. En los tres experimentos se cumple la ley de composición constante.



RESOLUCIÓN

I. La ley de conservación de masa se cumple en los tres experimentos. **V**

$$\sum m_{\text{Reactantes}} = \sum m_{\text{Productos}}$$

II. La ley de composición constante se cumple solo en los **F** experimentos 1 y 2 en los 3

III. Se cumple la ley de proporciones múltiples en los tres **F** experimentos. “Cuando dos elementos se combinan entre sí para formar mas de un compuesto, las masas de uno de ellos se combinan con una misma cantidad del otro”.

IV. En los tres experimentos se cumple la ley de composición **V** constante. “Cuando dos elementos se combinan para formar un determinado compuesto lo hacen siempre en una relación fija o invariable”

Rpta: I y IV

MUCHAS GRACIAS

 **SACO OLIVEROS**  **APEIRON**
SISTEMA HELICOIDAL