



ANUAL SAN MARCOS



www.aduni.edu.pe



QUÍMICA

ESTEQUIOMETRÍA
Semana 24

www.aduni.edu.pe

ACADEMIA
ADUNI

ANUAL
SAN MARCOS

I. OBJETIVOS

Los estudiantes, al término de la sesión de clase serán capaces de:

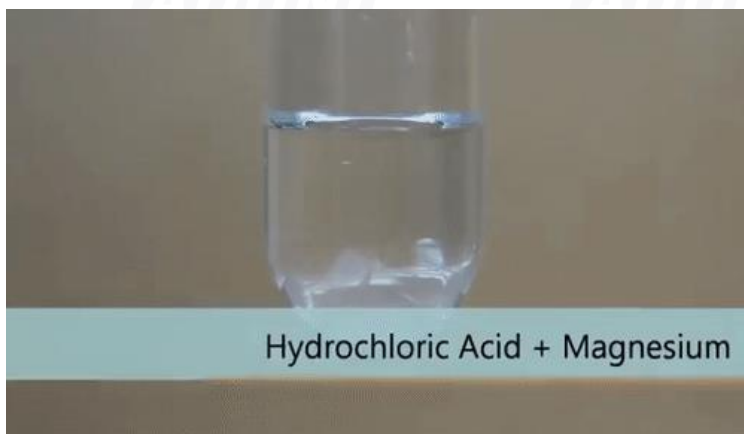
1. **Identificar** las relaciones estequiométricas en aspectos cotidianos e industriales.
2. **Analizar** las leyes experimentales (ponderales y volumétrica) que rigen en las reacciones químicas.



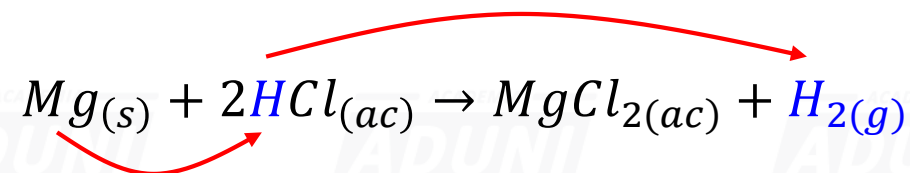
II. INTRODUCCIÓN

En la actualidad los elementos y compuestos químicos se pueden obtener por procesos químicos a escala industrial y escala de laboratorio, lo importante es hacer mediciones con diversos instrumentos, haciendo uso de la respectiva ecuación química balanceada, se puede comprobar si las leyes se cumplen.

EJEMPLO



Los metales activos como el magnesio (Mg) reaccionan con los ácidos desplazando el hidrógeno (H₂) del ácido:



Si la masa de magnesio que reacciona es 12 g,
¿se podrá conocer la masa liberada de hidrógeno?

Para responder ello se requiere:

- La ecuación química balanceada
- Las masas molares de cada sustancia
- **Las leyes estequiométricas**

III. CONCEPTO

Es una rama de la química que estudia cuantitativamente las relaciones de masas, moles y volúmenes de reactivos y productos que participan en una reacción química balanceada.

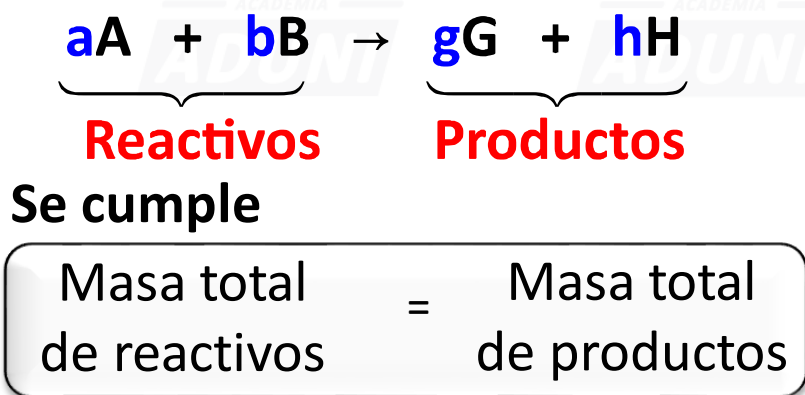
1) LEYES PONDERALES

Estas leyes relacionan las masas de las sustancias que participan en una reacción química balanceada.

A) LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA (Antoine Lavoisier)

En toda reacción química, la masa total de las sustancias que reaccionan (reactivos), es igual a la masa total de las sustancias producidas (productos).

En general, sea la siguiente reacción:



EJEMPLO:



PROCESO DE
MADURACIÓN



La masa no se crea ni se destruye, solo se transforma.

EJEMPLO

En la combustión completa del propano, (C_3H_8):

	$\bar{M} = 44 \text{ g/mol}$		$\bar{M} = 32 \text{ g/mol}$		$\bar{M} = 44 \text{ g/mol}$	$\bar{M} = 18 \text{ g/mol}$
	$1C_3H_{8(g)}$		$+ 5O_{2(g)}$	\rightarrow	$3CO_{2(g)}$	$+ 4H_2O_{(v)}$
Relación de moles	1 mol	5 mol			3 mol	4 mol
Relación de masas	44 g	160 g			132 g	72 g
Total	204 g				204 g	



Se verifica que en la reacción de combustión completa del propano, (C_3H_8), la masa total de reactivos es igual a la masa total de productos.

EJERCICO

En una practica de laboratorio se observó que al final de descomponer completamente 24,5g el clorato de potasio según la reacción:



Quedaron 14,9g de residuo. ¿Qué volumen de oxígeno a condiciones normales se obtuvo?.

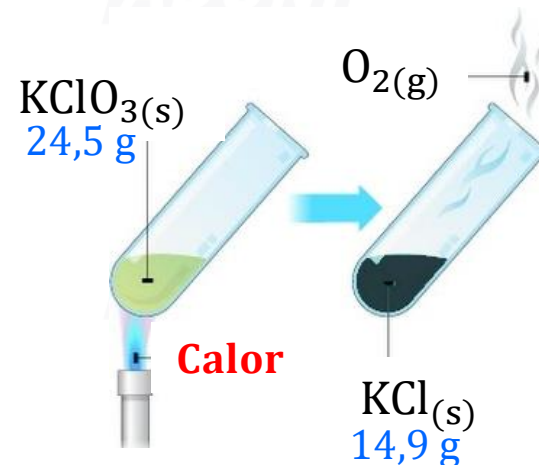
$$\bar{M}(\text{O}_2) = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

RESOLUCIÓN

Por la ley de la conservación de las masas:

$$m_{\text{KClO}_3} = m_{\text{KCl}} + m_{\text{O}_2}$$

$$24,5 = 14,9 + m_{\text{O}_2}$$



$$m_{\text{O}_2} = 9,6 \text{ g}$$

En condiciones normales:

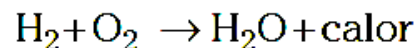
$$\underbrace{1 \text{ mol O}_2}_{32 \text{ g O}_2} \xrightarrow{\text{ocupa}} 22,4 \text{ L}$$

Dato: $9,6 \text{ g O}_2 \longrightarrow V_x$

$$\therefore V_x = 6,72 \text{ L}$$

EJERCICIO

La síntesis de Lavoisier corresponde a la obtención del agua a partir de hidrógeno y oxígeno en fase gaseosa.



Luego de balancear, determine el valor de verdad (V o F) de las siguientes proposiciones:

- I. El número de moles de reactantes es igual al número de moles de los productos.
- II. El número de moles de átomos en los reactantes es igual al número de moles de átomos en los productos.
- III. La masa de los productos es menor debido a que parte de la masa del reactante se transformó en energía.

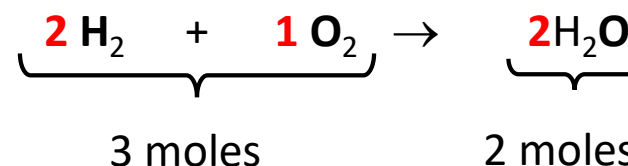
- A) VVF B) VVV
C) FVF D) FVV

RESOLUCIÓN

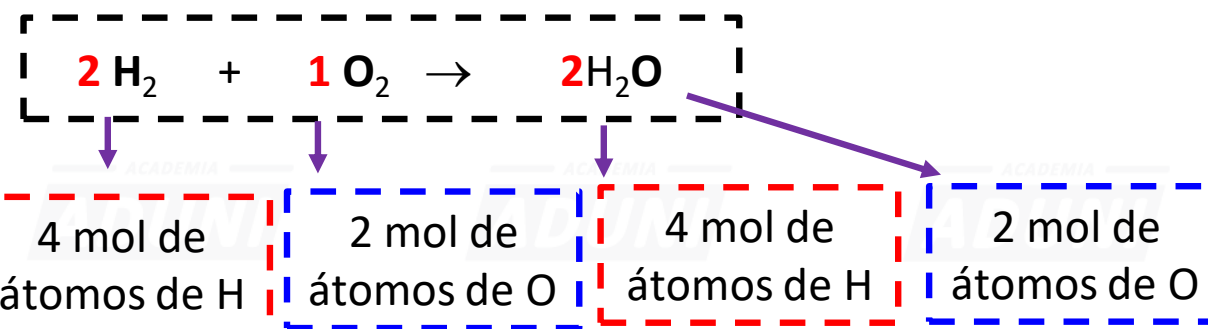
Nos piden determinar V o F, de las proposiciones respecto a la síntesis de Lavoisier.

I. FALSO (F)

Comparamos el número de moles de los reactantes y productos.



II. VERDADERO (V)



III. FALSO (F)

La ecuación química (representación de reacción química), se balancea para hacer cumplir la ley de conservación masa.

Rpta: FVF

Clave: C

B) LEY DE PROPORCIONES DEFINIDAS (J.L Proust)

Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen en una relación de masas constante, que es independiente del proceso seguido para formarlo.

EN LA SÍNTESIS DE LAVOISIER:

	$\bar{M} = 2 \text{ g/mol}$	$\bar{M} = 32 \text{ g/mol}$	$\bar{M} = 18 \text{ g/mol}$
	$2H_{2(g)}$	$+ 1O_{2(g)}$	$\rightarrow 2H_2O_{(g)}$
Relación de moles	2 mol	1 mol	2 mol
Relación de masas	4 g	32 g	36 g

Según la ley de Proust, existe la siguiente relación constante y fija para formar H_2O :

$$\frac{m_{H_2}}{4} = \frac{m_{O_2}}{32} = \frac{m_{H_2O}}{36} \Rightarrow \frac{m_{H_2}}{1} = \frac{m_{O_2}}{8} = \frac{m_{H_2O}}{9}$$

EJEMPLO:

En la obtención del agua, (H_2O), a partir de sus elementos (síntesis de Lavoisier) se usaron 96 g de oxígeno, (O_2).

¿Cuántos gramos de agua se formaran?

Masa molar (g/mol): $H_2=2$; $O_2=32$; $H_2O=18$

RESOLUCIÓN:

La ley de Proust, establece una relación de masas constante y fija:

Relacionando el oxígeno y el agua:

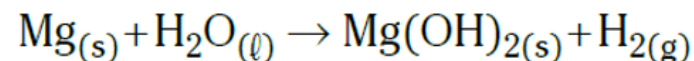
$$\frac{m_{O_2}}{8} = \frac{m_{H_2O}}{9} \Rightarrow \frac{96 \text{ g}}{8} = \frac{m_{H_2O}}{9} \quad \therefore m_{H_2O} = 108 \text{ g}$$

También:

$$\begin{array}{ccc} 8 \text{ g } O_2 & \longrightarrow & 9 \text{ g } H_2O \\ 96 \text{ g } O_2 & \longrightarrow & m_{H_2O} \\ \hline \therefore m_{H_2O} = 108 \text{ g} \end{array}$$

EJERCICIO

El magnesio metálico reacciona muy lentamente con el agua fría; esta reacción se acelera con agua caliente. Si añadimos sulfato cúprico, CuSO_4 , la reacción también se acelera, incluso en agua fría según



Al consumirse por completo 19,2 g de magnesio metálico, ¿cuántos gramos de agua caliente se consumió?

Masa molar (g/mol): $\text{Mg}=24$; $\text{H}=1$; $\text{O}=16$

- A) 28,8
- B) 27,0
- C) 14,4
- D) 13,5

RESOLUCIÓN

Dato e
incógnita

$$m_{\text{Mg}} = 19,2 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = ?$$



Balanceamos la ecuación química y establecemos la relación **masa-masa**

$$\bar{M} = \frac{24 \text{ g}}{\text{mol}} \quad \bar{M} = \frac{18 \text{ g}}{\text{mol}}$$



Relación

estequiométrica: $1 \times 24 \text{ g} \dots\dots\dots 2 \times 18 \text{ g}$

Del problema: $19,2 \text{ g} \dots\dots\dots m_{\text{H}_2\text{O}}$

Existe
proporción
definida

$$\text{Despejamos} \Rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{19,2 \times 2 \times 18 \text{ g}}{1 \times 24} = 28,8 \text{ g}$$

Rpta: 28,8

Clave: A

EJERCICIO (UNMSM 2013- II)

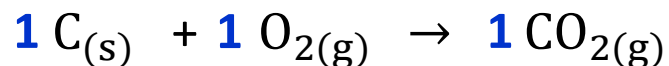
Al hacer reaccionar 60 g de carbono con suficiente cantidad de oxígeno, la cantidad de anhídrido carbónico que se obtiene es

Datos : C = 12 uma; O: 16 uma

A) 140 g B) 180 g C) 5,6 g D) 220 g E) 8,8 g

RESOLUCIÓN

- Planteando y balanceando la ecuación química es:



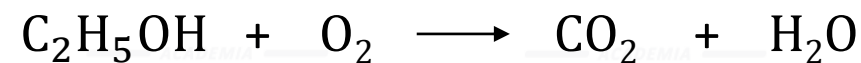
- Según la ley de Proust tenemos:

$$\begin{array}{ccc}
 \underbrace{1 \text{ mol C}} & \longrightarrow & \underbrace{1 \text{ mol CO}_2} \\
 \underbrace{1 \times 12 \text{ g}} & \longrightarrow & \underbrace{1 \times 44 \text{ g}} \\
 60 \text{ g} & \longrightarrow & m_{\text{CO}_2}
 \end{array}$$

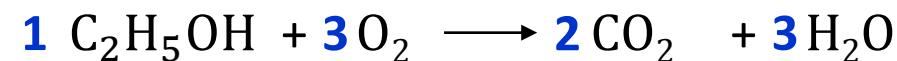
$$m_{\text{CO}_2} = \frac{(60 \text{ g})(44 \text{ g})}{12 \text{ g}} = \mathbf{220 \text{ g}}$$

CLAVE D**EJERCICIO**

En la combustión completa de un mechero de alcohol etílico, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, ¿Cuántas moles de H_2O se producirán al quemar 25 moles de alcohol etílico?

**RESOLUCIÓN**

- La ecuación química balanceada es:



- Según la relación de proporción mol-mol tenemos:

$$\begin{array}{ccc}
 1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} & \longrightarrow & 3 \text{ mol H}_2\text{O} \\
 25 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} & \longrightarrow & n_{\text{H}_2\text{O}}
 \end{array}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{(25 \text{ mol})(3 \text{ mol})}{1 \text{ mol}} = \mathbf{75 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

2) LEY VOLUMÉTRICA

Ley de relaciones sencillas (Gay Lussac)

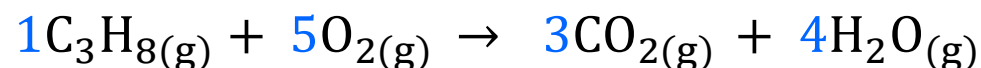
Cuando sustancias gaseosas, se combinan a las mismas condiciones de presión y temperatura, lo hacen en una proporción definida y sencillos de volúmenes según sus coeficientes estequiométricos.

“En una ecuación química balanceada la relación de volúmenes es igual a la relación de moles”.



Joseph Gay Lussac
1778 - 1850

En la combustión completa del propano, (C₃H₈):



Relación de moles

1 mol 5 mol 3 mol 4 mol

Relación de volúmenes

1V 5V 3V 4V

Ejemplo

5 L 25 L 15 L 20 L

Tenemos:

$$\frac{V_{\text{C}_3\text{H}_8}}{1} = \frac{V_{\text{O}_2}}{5} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{3} = \frac{V_{\text{H}_2\text{O}}}{4}$$

De la ecuación universal de los gases:

$$P V = R T n \longrightarrow V = \frac{RT}{P} n \longrightarrow V = k n$$

V $\xleftrightarrow[\text{directa}]{\text{Relación}}$ n

EJERCICIO

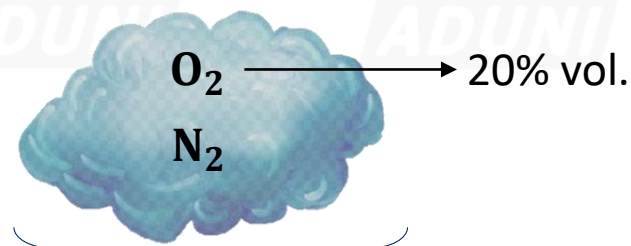
Calcule los litros de CO_2 que se producen si se combustiona completamente cierta cantidad de eteno, C_2H_2 , usando $0,3 \text{ m}^3$ de aire. Considere que la presión y la temperatura son constantes.

Aire (80% volumen N_2 y 20% volumen O_2)

- A) 30 L
- B) 35 L
- C) 40 L
- D) 45 L
- E) 65 L

RESOLUCIÓN

- Determinar el volumen de gas O_2 (en litros) que participará en la combustión:

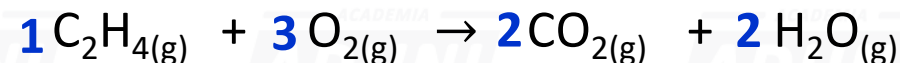


Entonces:

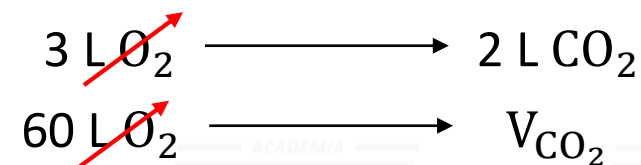
$$V_{\text{O}_2} = \frac{20}{100}(300 \text{ L}) = 60 \text{ L}$$

$$V_{\text{aire}} = 0,3 \text{ m}^3 \times \frac{1000 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} = 300 \text{ L}$$

- Planteando y balanceando la reacción de combustión completa del eteno:



- Según la ley de Gay Lussac:



$$V_{\text{CO}_2} = \frac{(60 \text{ L})(2 \text{ L})}{3 \text{ L}} = 40 \text{ L}$$

IV. BIBLIOGRAFÍA

- **Química, colección compendios académicos UNI; Lumbreras editores**
- **Química, fundamentos teóricos y aplicaciones; 2019 Lumbreras editores.**
- **Química, fundamentos teóricos y aplicaciones.**
- **Química esencial; Lumbreras editores.**
- **Fundamentos de química, Ralph A. Burns; 2003; PEARSON**
- **Química, segunda edición Timberlake; 2008, PEARSON**
- **Química un proyecto de la ACS; Editorial Reverte; 2005**
- **Química general, Mc Murry-Fay quinta edición**

