



Guía de Estequiometría

NOMBRE:**CURSO:**

Objetivo: Conocer las cantidades químicas que participan en las reacciones químicas, es decir, las reacciones cuantitativas, entre los reactantes y los productos para que puedas explicar las reacciones de la vida cotidiana.

Instrucciones:

- Lea atentamente la guía.
- Consulte textos.
- Responda las actividades en formato digital y envíelas al correo institucional al profesor(a) que corresponde.

ESTEQUIOMETRÍA

La **estequiometría** es la rama de la química que estudia las relaciones cuantitativas o ponderales entre los reactantes y productos que participan en una reacción química.

La palabra estequiometría proviene de las raíces griegas *stoicheion*, que significa elemento o sustancia, y *-metrie* (-metría), que significa medición.

Gracias a la estequiometría es posible conocer la masa de reactantes que se necesita para obtener una determinada cantidad de productos o la cantidad de producto que se puede obtener a partir de una determinada cantidad de reactantes.

Mol y número de Avogadro

1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ átomos, moléculas o iones

Un mol de átomos siempre tendrá $6,022 \times 10^{23}$ partículas, pero su cantidad en masa será menor o mayor dependiendo del elemento.

$6,02 \times 10^{23}$ Es el número de Avogadro.



▲ Diariamente, empleamos varias unidades para contar objetos, como la docena y la resma. Los químicos utilizan la unidad mol para referirse a la cantidad de átomos, moléculas u otras partículas.

Masa molar

La masa molar (\mathcal{M}) es la masa de un mol de átomos, moléculas u otras partículas, expresada en gramos.

Calculemos la masa molar del dióxido de carbono (CO_2).

Ejemplo:

Elementos	N° de átomos	Masa atómica	
Carbono (C)	1	12 g/mol	$1 \cdot 12 = 12$
Oxígeno (O)	2	16 g/mol	$2 \cdot 16 = 32$
			Total (+) = 44 g/mol

Por lo tanto, la masa de un mol de CO_2 ($6,02 \times 10^{23}$ moléculas) es igual a 44 g.

Volumen molar

El volumen molar es el volumen que ocupa un mol de un elemento o compuesto en estado gaseoso.

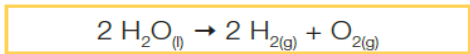
Un mol de cualquier gas, en condiciones normales de presión y temperatura, siempre ocupará 22,4 L. Al hablar de condiciones normales (CN), nos referimos a 0 °C de temperatura y a 1 atm de presión.

$$1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L}$$

Ejemplo:

- 1 mol de oxígeno (O₂), o cualquier otro gas, ocupa 22,4 L (en CN).
- 2 mol de oxígeno (O₂) ocupan un volumen de 44,8 L (en CN). **(22,4x2 =44,8 l)**

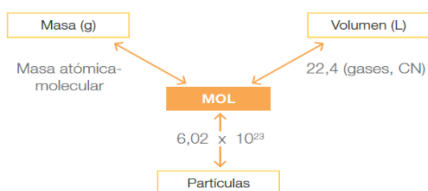
Ejemplo: Electrólisis del agua



A partir de la ecuación se puede establecer que se obtienen 2 mol de H₂ y 1 mol de O₂ y, aplicando el volumen molar:

- 2 mol de H₂ equivalen a 44,8 L
- 1 mol de O₂ equivale a 22,4

Relaciones del mol con masa, volumen y número de Avogadro



- **Partículas está referido a**
 - átomos
 - moléculas
 - iones

- **Fórmula para calcular Mol :** $\text{mol} = \frac{(\text{masa (g)})}{(\text{masa molecular})}$

Ejemplo de problema resuelto N° 1

El hidróxido de sodio (NaOH) o soda cáustica se utiliza para destapar cañerías. ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio hay en 1,0 kg de esta sustancia?

1. Ocupar la fórmula anterior.
2. Calcular la masa molar del NaOH, sabiendo que la masa atómica del Na= 23g/mol , O= 16g/mol , H= 1g/mol
 Na 23x1= 23
 O 16x1= 16
 H 1x1 = 1
 40g/mol

3. Aplicar la fórmula: $\text{mol} = \frac{(\text{masa (g)})}{(\text{masa molecular})} = \frac{1000\text{g}}{40\text{g/mol}} = 25 \text{ mol}$

- Transformar 1Kg de NaOH a gramos, multiplicando por 1000
- 1Kg = 1000g

El resultado nos señala que en 1Kg de NaOH hay 25 mol

El problema muestra **la relación mol – masa**

Ejemplo de problema resuelto N°2

Si la masa de una barra de Hierro es de 16,8 g ¿Cuántos átomos de Fe hay en la muestra?

1. Conocer la masa atómica del Fe que igual a 55,8g/mol
2. 1 mol Fe \longrightarrow 55 g de Fe
X mol \longrightarrow 16,8 g de Fe
X = $1 \times 16,8 / 55 = 0,3$ mol de Fe

3. Calcular el número de átomos en 0,3 mol de Fe.
1mol de Fe \rightarrow $6,02 \times 10^{23}$ átomos de Fe
0,3 mol de Fe \rightarrow X átomos de Fe

$$X = 0,3 \cdot 6,02 \times 10^{23} / 1 = 1,81 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}$$

En 0,3 mol de Fe hay $1,81 \times 10^{23}$

El problema muestra **la relación mol – número de partículas (en este caso átomos)**

Ejemplo resuelto N°3

¿Qué volumen, en litros, ocupan 2 moles de amoníaco (NH_3)? (En CN de P y T°)

- 1 mol de NH_3 \rightarrow 22,4 l de NH_3
 - 2 mol de NH_3 \rightarrow X l de NH_3 (l = litros)
- $$X = 2 \times 22,4 / 1 = 44,8 \text{ l de } \text{NH}_3$$

En 2 mol de NH_3 hay 44,8 l de NH_3

El problema muestra **la relación mol – volumen (solo para gases en CN)**

Ejercicios propuestos

1. ¿Cuál es la masa de 5 moles de agua?
2. ¿Cuántas moléculas de cloruro de hidrógeno (HCl) hay en 25,0 g?
3. ¿Cuántos moles de hierro representan 25,0 g de hierro (Fe)?
4. ¿Cuántos átomos de magnesio están contenidos en 5,0 g de magnesio (Mg)?
5. ¿Qué volumen, en litros, se encuentran en 4 mol de CO_2 ?

Cálculos estequiométricos

- A partir de una **ecuación química** se pueden establecer **relaciones cuantitativas** que permiten calcular la cantidad de sustancias que intervienen en una reacción química.

En una reacción química se pueden establecer relaciones cuantitativas:

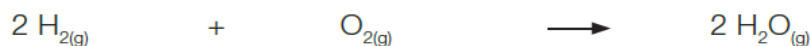
- entre las cantidades de materia
- entre las masas
- entre los volúmenes (en el caso de los gases).

¿Qué información nos entrega una ecuación química?

Para conocer la información entregada, puedes seguir estos pasos:

1. Escribe la ecuación química balanceada.
2. Indica las moléculas que hay en cada reactante y producto.
3. Señala la cantidad de materia que hay en cada reactante y producto.
4. Indica la masa que hay en cada reactante y producto.
5. Señala si se cumple la ley de conservación de la masa.
6. Solo en el caso de sustancias gaseosas se indica el volumen que hay en cada reactante y producto.

La ecuación química que representa la formación del agua entrega la siguiente información:



Partículas	Hidrógeno (H ₂)	Oxígeno (O ₂)	Agua (H ₂ O)
Moléculas	2 • (6,02 x 10 ²³) = 12,04 x 10 ²³	1 • (6,02 x 10 ²³) = 6,02 x 10 ²³	2 • (6,02 x 10 ²³) = 12,04 x 10 ²³
Cantidad de materia (mol)	2	1	2
Masa (g)	2 • (2 • 1) = 4 g	2 • (16) = 32 g	4 • (1) + 2 • (16) = 36 g
Ley de conservación de la masa	36 g		36 g
Volumen (L)	44,8 L	22,4 L	44,8 L

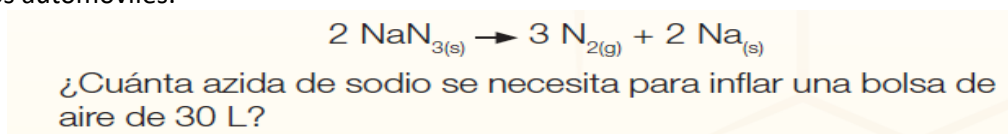
A partir de la información en el cuadro, podemos decir que:

- 2 moles de hidrógeno forman 2 moles de agua.
- 4 gramos de hidrógeno reaccionan con 32 gramos de oxígeno para formar 36 gramos de agua.
- 2 moles de hidrógeno forman 12,04 x 10²³ moléculas de agua.

Las reacciones químicas nos entregan información muy importante que sirve para poder establecer cuánto producto se formará al usar una determinada masa o volumen de un reactante. La cantidad de reactantes y productos que participan en una reacción química se puede expresar en unidades de masa, de volumen o de cantidad de sustancia.

Ejercicio resuelto N°1

La ecuación representa la descomposición de la azida, esta sal se encuentra en los airbags de los automóviles.



Datos que nos entrega la ecuación:

	2 NaN _{3(s)}	→	3 N _{2(g)}	+	2 Na _(s)
Cantidad de materia (mol)	2		3		2
Masa (g)	2 • (23 + 3 • 14) = 130 g		3 • (14 • 2) = 84 g		2 • 23 = 46 g
Volumen (L)	2 • 22,4 L = 44,8 L		3 • 22,4 L = 67,2 L		2 • 22,4 L = 44,8 L

- Establecemos la relación entre mol y volumen.

$$1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L}$$

$$x = 30 \text{ L} \quad x = 1,3 \text{ mol de N}_2$$

Según la reacción, 2 mol de azida producen 3 mol de nitrógeno gaseoso.

$$2 \text{ mol de NaN}_3 = 3 \text{ mol de N}_2$$

$$x = 1,3 \text{ mol de N}_2$$

$$x = \frac{2 \text{ mol de NaN}_3 \cdot 1,3 \text{ mol de N}_2}{3 \text{ mol de N}_2}$$

$$x = 0,8 \text{ mol de NaN}_3$$

- Convertimos a masa.

$$n = \frac{\text{masa}}{\mathcal{M}} \rightarrow n \cdot \mathcal{M} = \text{masa}$$

$$\text{masa} = 0,8 \text{ mol de NaN}_3 \cdot 65 \text{ g/mol}$$

$$\text{masa} = 52 \text{ g de NaN}_3$$

$$n = \text{mol}$$

$$\mathcal{M} = \text{masa molar de la azida (NaN}_3) \quad \text{Na} = 23 \times 1 = 23$$

$$\text{N} = 14 \times 3 = 42 +$$

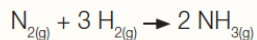
$$65 \text{ g/mol}$$

Se requieren 52 g de NaN₃ para poder inflar una bolsa de aire de 30 L.

“EL TRABAJO TESONERO TODO LO VENCE”

Ejercicio resuelto N° 2

El amoníaco gaseoso se sintetiza a partir del nitrógeno e hidrógeno gaseosos de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada:



¿Cuántos gramos de hidrógeno gaseoso se requieren para que reaccionen completamente 3,75 g de nitrógeno gaseoso?

Datos que nos entrega la ecuación:

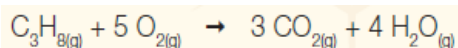
	$\text{N}_{2(\text{g})}$	+	$3\text{H}_{2(\text{g})}$	→	$2\text{NH}_{3(\text{g})}$
N° moles	1		2		2
Masa	$2 \cdot 14 = 28 \text{ g}$		$6 \cdot 1 = 6 \text{ g}$		$2 \cdot (14 + 3 \cdot 1) = 34 \text{ g}$

$$\begin{aligned} 28 \text{ g de N}_2 &= 6 \text{ g de H}_2 \\ 3,75 \text{ g de N}_2 &= x \\ x &= \frac{6 \text{ g de H}_2 \cdot 3,75 \text{ g de N}_2}{28 \text{ g de N}_2} \\ x &= 0,804 \text{ g de H}_2 \end{aligned}$$

Reaccionan 0,804 g de hidrógeno gaseoso con 3,75 g de nitrógeno gaseoso.

Actividades

1. Calcular la masa de los siguientes compuestos : Agua (H_2O) , glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) y ácido sulfúrico (H_2SO_4)
Masas atómicas: H= 1 ; O= 16; C= 12 ; S= 32
2. ¿Cuántas moléculas de agua hay en 500 ml de agua?
3. ¿Qué masa de agua se debe masar para obtener 7,5 mol de agua?
4. ¿Qué volumen ocupan 3 mol de Helio?
5. ¿Cuántos átomos de Fe hay en 3 mol de Fe?
6. La combustión del propano, C_3H_8 , se presenta en la siguiente ecuación:



- a. ¿Qué masa de dióxido de carbono se forma cuando se queman 95,6 g de propano?
- b. ¿Cuántos litros de vapor de agua se producen cuando la combustión utiliza 10 moles de oxígeno?

Datos de masas atómicas: C= 12; H= 1; O= 16

7. El convertidor catalítico es una unidad utilizada para controlar y reducir los gases contaminantes que son expulsados por el motor de combustión interna en los vehículos, ya sea de gasolina o diésel. A través de las reacciones catalíticas de oxidación y reducción, las sustancias (productos) contaminantes se transforman en sustancias inofensivas para la salud, como son el dióxido de carbono (ver ecuación), el vapor de agua y el nitrógeno.



- a. ¿Cuántas moléculas de CO_2 se formarán si reaccionan 30 g de oxígeno?
- b. ¿Cuántos litros de CO reaccionarán con 2 L de oxígeno?