



Colegio San Carlos de Quilicura  
CIENCIAS NATURALES / EJE DE QUÍMICA  
CFE / 2020 / 1° MEDIO  
U:4 Estequiometría de reacción

**GUIA N°23: RELACIONES CUANTITATIVAS (ESTEQUIOMETRÍA)**

**PLAZO: 28 AL 02 DE OCTUBRE**

**TIEMPO: 45 MINUTOS**

Nombre	Curso	Fecha
	1° A - B - C	

**OA 20** Establecer relaciones cuantitativas entre reactantes y productos en reacciones químicas (estequiometría) y explicar la formación de compuestos útiles para los seres vivos, como la formación de la glucosa en la fotosíntesis.

**IE 3** Relacionan el mol como unidad de cantidad de sustancia con otras unidades estequiométricas equivalentes.

- Explican los conceptos de masa molecular, mol y masa molar.
- Aplican el concepto de masa molar en compuestos presentes en una reacción.

**ORIENTACIONES PEDAGÓGICAS:** Saludos querid@s estudiantes, la clase anterior iniciamos la revisión de ppt de Estequiometría. En la siguiente clase continuaré con la explicación de las magnitudes atómicas que faltan para adentrarnos a los ejemplos de resolución. Acabado este proceso se asignará el trabajo de los ejercicios propuestos “Demuestra lo que sabes” para preparar la 3era actividad resolutive para subir al Classroom de asignatura. En la siguiente página te comparto los contenidos del tema.

**RECURSOS DISPONIBLES PARA REPASAR:**



Google Classroom

**1) TEXTO DE EJE DE QUÍMICA 1° MEDIO 2020:**

Unidad 3. Relaciones cuantitativas. Tema 1. Estequiometría y relaciones cuantitativas básicas.  
**Pág.137 a 145.**

[https://curriculumnacional.mineduc.cl/614/articles-145606\\_pdf.pdf](https://curriculumnacional.mineduc.cl/614/articles-145606_pdf.pdf)

**2) PPT DE ESTEQUIOMETRÍA (CON ACTIVIDADES DE EJERCITACIÓN)**  
(EN SECCIÓN DE MATERIAL COMPLEMENTARIO)



Recuerda que para ingresar a todas las clases por Meet tienes que entrar al calendario de Gmail desde celular o PC **con tu correo institucional, en el día y horario de siempre; ahí encontrarás el link de la clase programada.**

**1°A MARTES 29 DE SEPTIEMBRE A LAS 15:00 HRS**

**1°B MARTES 29 DE SEPTIEMBRE A LAS 16:00 HRS**

**1°C MARTES 29 DE SEPTIEMBRE A LAS 17:00 HRS**



Meet

**¡CON PACIENCIA AVANZAMOS JUNTOS!**



# CONTENIDOS DE LAS CLASES EN PPT ESTEQUIOMETRÍA Y TEXTO DE ESTUDIO PÁGS 137 a 145:

## Masa atómica

Aunque parezca sencillo calcular la masa de un átomo sumando las masas de todos los protones y neutrones que lo componen, es en la realidad una tarea imposible debido a que los átomos son muy pequeños.


Para poder medir la masa de un átomo, los químicos crearon la **unidad de masa atómica** (uma), que corresponde a la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12.

En el **Sistema Internacional de Unidades (SI)**,

$$1 \text{ uma} = 1,6606 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

**Formas para obtener la masa atómica**

Observando directamente en la tabla periódica de los elementos:



Calculando la masa atómica promedio a partir de la suma del porcentaje de abundancia de los isótopos de un elemento y dividido por 100.

Por ejemplo, los isótopos del N son: N-14 (99,63 %) y N-15 (0,37 %).

$$\text{Masa} = \frac{(14 \text{ uma} \cdot 99,63) + (15 \text{ uma} \cdot 0,37)}{100}$$

$$\text{Masa} = 14,0 \text{ uma}$$

## Magnitudes atómicas

## Mol y número de Avogadro

Los químicos también han establecido una unidad de medida que corresponde a un número determinado de partículas. Esta unidad es el mol y representa la magnitud **cantidad de materia (n)**. Si el mol es la unidad de medida de la cantidad de materia, ¿qué representa la unidad kilogramo?


**Mol** es la cantidad de sustancia que contiene tantos átomos, moléculas o iones como átomos hay en 0,012 kg de carbono-12.

**PARA CONTAR PARTÍCULAS**

de materia, el método es el mismo, ya que el mol es la unidad de medida que se utiliza para contar átomos, moléculas o iones. El número de partículas en un mol de cualquier sustancia es  $6,02 \times 10^{23}$ . Este número se conoce como **número de Avogadro (NA)**.

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.



La imagen muestra 1 mol de cobre, 1 mol de azufre y 1 mol de aluminio.

## Magnitudes molares

Podemos contar cualquier cosa usando el número de Avogadro. Solo debemos saber que en un mol hay  $6,02 \times 10^{23}$  unidades de esa cosa. Si aplicamos esto al átomo, resulta muy conveniente. Por ejemplo: hay  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de cobre en un mol de cobre, o hay  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de dióxido de carbono en un mol de dióxido de carbono. Pero ¿cuál es la masa, expresada en gramos, de un mol de dióxido de carbono o cobre?



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 ( $M_r$ ) es la masa de un mol de átomos, moléculas u otras partículas, expresada en gramos. Para un elemento, su masa molar es equivalente a su masa atómica. Así, la masa molar del cobre (Cu) es de 63,55 g/mol. Para un compuesto, su masa molar resulta al sumar las masas atómicas de todos los átomos presentes en la fórmula química del compuesto.

Calculemos la masa molar del dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ).

Elementos	Nº 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  $\text{CO}_2$  ( $6,02 \times 10^{23}$  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.

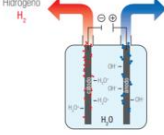
$$1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L}$$

Entonces, si se tiene una reacción en que uno de los reactantes o productos es un gas, se puede calcular su volumen conociendo la cantidad de sustancia. Por ejemplo:

- 1 mol de oxígeno ( $\text{O}_2$ ), o cualquier otro gas, ocupa 22,4 L (en CN).
- 2 mol de oxígeno ( $\text{O}_2$ ) ocupan un volumen de 44,8 L (en CN).

## ANALICEMOS:

- 1 mol de oxígeno ( $\text{O}_2$ ), o cualquier otro gas, ocupa 22,4 L (en CN).
- 2 mol de oxígeno ( $\text{O}_2$ ) ocupan un volumen de 44,8 L (en CN).



Descomposición eléctrica del agua. El gas hidrógeno, liberado en la electrólisis del agua, ocupa el doble de volumen que el gas oxígeno.

En la reacción de electrólisis, el agua se descompone en dos gases, el hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) y el oxígeno ( $\text{O}_2$ ). La ecuación química que representa el proceso es:

$$2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$$

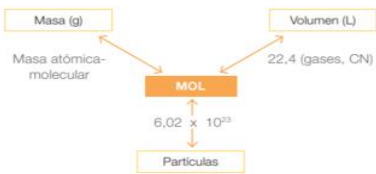
A partir de la ecuación se puede establecer que se obtienen 2 mol de  $\text{H}_2$  y 1 mol de  $\text{O}_2$ , y aplicando el volumen molar:

- 2 mol de  $\text{H}_2$  equivalen a 44,8 L
- 1 mol de  $\text{O}_2$  equivale a 22,4 L

El mol es la unidad con que se mide la cantidad de sustancia, una de las siete magnitudes físicas fundamentales del Sistema Internacional de Unidades.

Un mol contiene  $6,02 \times 10^{23}$  partículas elementales (ya sea átomos, moléculas, iones y cualquier otra partícula subatómica).

## Relaciones del mol con masa, volumen y número de Avogadro



## SÍNTESIS

## EJEMPLOS DE APLICACIÓN DE MAGNITUDES ATÓMICAS:

**Definiciones y ejemplos con las relaciones del mol**

Relación mol-masa	Relación mol-volumen	Relación mol-número de Avogadro
Para conocer cuántos moles hay de un átomo o molécula en una determinada cantidad de materia (masa, en gramos), es necesario saber cuántos gramos hay de dicha materia y conocer su masa molar, según la siguiente expresión:	El número de moles también nos permite saber cuánto volumen hay de algún átomo o molécula gaseoso según:	Se relaciona el mol con el número de Avogadro, según:
$\text{mol} = \frac{\text{(masa (g))}}{\text{(masa molecular)}}$	$1 \text{ mol} = 22,4 \text{ litros}$	$1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas, átomos o partículas}$
<ul style="list-style-type: none"> <li>¿Qué masa de agua se debe pesar para obtener 7,5 mol de <math>\text{H}_2\text{O}</math>? Masa molar = 18 g/mol</li> </ul> $\text{mol} \cdot \text{masa molar} = \text{masa}$ $7,5 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = \text{masa}$ $135 \text{ g} = \text{masa}$ <p><b>Respuesta:</b> se necesitan 135 g de agua para obtener 7,5 moles de agua.</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>¿Qué volumen ocupan 3 mol de helio He?</li> </ul> $1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L}$ $3 \text{ mol} = 3 \cdot 22,4 \text{ L} = 67,2 \text{ L}$ <p><b>Respuesta:</b> 3 mol de He ocupan 67,2 L.</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>¿Cuántos átomos de hierro hay en 0,3 mol de hierro?</li> </ul> $1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$ $0,3 \text{ mol} = 1,8 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}$