

**PLAN DE APRENDIZAJE REMOTO**  
**FICHA DE TRABAJO N°13**  
**QUÍMICA**

NOMBRE ALUMNO/A				FECHA	
MODALIDAD	Sincrónico/Asincrónico	EVALUACIÓN	Formativa	TIEMPO	45 minutos
CONTENIDO	Estequiometría			CURSO	1° MEDIO
OA	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				
Habilidades	Identificar, aplicar				
Instrucciones Generales.	Lee y responde con letra clara en tu cuaderno las siguientes actividades. Posteriormente enviar evidencia fotográfica , vía correo electrónico a: <a href="mailto:ngarrido@caplicacion.cl">ngarrido@caplicacion.cl</a>				

¿Alguna vez te ha quedado sin sal o muy salada alguna comida que preparaste o te prepararon? ¿Has pensado por qué cada medicamento tiene su propia dosis y cómo se calcula? Las cantidades químicas son muy importantes en la vida cotidiana, la química está presente en todas nuestras actividades

¶

**ACTIVIDAD 1. INTRODUCCIÓN. “ESTEQUIOMETRÍA”**


En situaciones tan cotidianas como cocinar, estás mezclando sustancias químicas que interactúan unas con otras para generar nuevas sustancias. La forma en que lo hacen no es al azar y siguen una serie de reglas que permiten obtener una determinada masa de producto. El estudio cuantitativo sirve, por ejemplo, para hacer control de calidad en las transformaciones industriales. Recuerda que la estequiometría es parte de la química que mide las proporciones cuantitativas o **relaciones de masa** de las sustancias químicas que están implicadas. ¶

Por ejemplo, para preparar galletas, se podría utilizar las siguientes cantidades e ingredientes: ¶

200 gramos de harina + 2 huevos + 200 gramos de mantequilla + 1 taza de azúcar = 10 galletas. ¶

Y si tuviera un solo huevo, todos los ingredientes se reducen a la mitad: ¶

100 gramos de harina + 1 huevo + 100 gramos de mantequilla + 1/2 taza de azúcar = 5 galletas. ¶



**DESAFÍO 1.**

- ¿Qué es la estequiometría?
- ¿Para qué sirve la estequiometría?
- Aplicando lo que has visto en la guía 6 de matemáticas sobre las fracciones, si tenemos 1 solo huevo
  - ¿Cuántos de los demás ingredientes necesito?
  - ¿Cuántas galletas obtendría?

## DESAFÍO 2. Lectura CONCEPTO DE MOL, NÚMERO DE AVOGADRO (NA) Y MASA MOLAR

El mol es una de las magnitudes estipuladas por el Sistema Internacional de Unidades. Su símbolo es "mol". El mol es definido como la cantidad de materia que poseen las partículas, es decir los átomos y las entidades elementales (moléculas, iones).

La masa de un mol de sustancia, llamada masa molar, es equivalente a la masa atómica o molecular (según se haya considerado un mol de átomos o de moléculas) expresada en gramos.

El número de Avogadro es la cantidad de partículas, sean estas moléculas, átomos, electrones, etc. que existen en un mol de una sustancia cualquiera. Es una unidad de medida elemental en la química ya que permite conocer el valor o cantidad de partículas muy pequeñas. Al ser de tamaños tan reducidos el valor en el que será expresado suelen ser muy elevados.

El número de Avogadro (NA) corresponde a  $6,02 \cdot 10^{23}$ .



¿Qué significa la notación científica? ¡Abreviar un número muy grande!

El Número de Avogadro con todos sus ceros: 600.000.000.000.000.000.000.000.

Y al leerlo: seiscientos mil trillones. ¿Te imaginas este número?

¿Cuántos habitantes tiene el planeta Tierra (en números redondos)? Respuesta: siete mil millones. Esto nos da una idea de "número grande" sabemos que en este planeta hay "muchísima" gente.

Comparemos ambos números:

- Habitantes del planeta Tierra:  $7 \cdot 10^9$
- Número de Avogadro (NA):  $6 \cdot 10^{23}$

El NA es un número realmente grande, es del orden de cien billones de veces mayor que el número de habitantes de nuestro planeta.

C	1 mol (de átomos) de C $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de C Su masa es 12,0 g
O <sub>2</sub>	1 mol (de moléculas) de O <sub>2</sub> $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de O <sub>2</sub> Su masa es 32,0 g
CO <sub>2</sub>	1 mol (de moléculas) de CO <sub>2</sub> $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO <sub>2</sub> Su masa es 44,0 g

Entonces, 1 mol de átomos de carbono tendrá una masa igual a 12 g (ojo, un mol de átomos, es decir,  $6 \cdot 10^{23}$  átomos de carbono tendrán esa masa).

1 mol de átomos de oxígeno molecular (O<sub>2</sub>) tendrá una masa de 32 g.

1 mol de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) tendrá una masa de 44 g.

Cuando expresamos 1 mol, inmediatamente tenemos que pensar en  $6 \cdot 10^{23}$ .

Es como cuando decimos "una docena" pensamos en 12.

O cuando decimos "un par" pensamos en 2.

O en matemáticas  $\pi$  es 3,14.



## DESAFÍO 2. SÍNTESIS. RESPONDE LAS SIGUIENTES PREGUNTAS

- 1.- ¿Qué es el mol?
- 2.- ¿Qué es la masa molar?
- 3.- ¿El mol es un número constante? Fundamente
- 4.- Investigue por qué al "mol" se le conoce como el número de Avogadro.

PARA COMPLEMENTAR:

<https://www.youtube.com/watch?v=iyJ7f6ppGaQ>

<https://www.youtube.com/watch?v=xJxiCu-vwDM&list=PLTDunuLli6oj3ey9AKFxyzwy33a5nRYmJC>

**DESAFÍO 3. CÁLCULO DE MASA MOLAR:** En el desafío anterior se definió lo que es la masa molar. Ahora nos centraremos en el cálculo de ésta, en diferentes moléculas. Para ello, necesitaremos las masas atómicas de los elementos, la que podemos encontrar en la tabla periódica (VER LAS SIGUIENTES IMÁGENES)

**Fe**

Número Atómico: 26

Símbolo Químico: Fe

Nombre del Elemento: Hierro

Masa Atómica: 55.847

**O**

Número atómico: 8

Masa atómica: 15,9994

Estado de oxidación más común: -2

Símbolo atómico: O

Configuración electrónica: 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup>

Nombre del elemento: Oxígeno

Dependiendo de la tabla, la masa atómica puede estar en la parte superior izquierda o derecha o en la parte inferior.

Para efectos de los cálculos, se utilizará solo números enteros, por lo cual, se aproximará según como les han enseñado en matemáticas. Por ejemplo, Oxígeno es 15,999 y se aproxima a 16

<div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <p><b>METHANE:</b></p> <p><math>(CH_4)</math> = 1 CARBON ATOM 4 HYDROGEN ATOMS</p> <p><b>GLUCOSE:</b></p> <p><math>(C_6H_{12}O_6)</math> = 6 CARBON ATOMS 12 HYDROGEN ATOMS 6 OXYGEN ATOMS</p> </div>	Cantidad de átomos que forman la molécula	Masa atómica (g/mol)	Resultado de la multiplicación entre cantidad de átomos y su masa atómica	Resultado final SUMA
	C = 1	12	$(1 \times 12) = 12$	16 g/mol
	H = 4	1	$(1 \times 4) = 4$	
	C = 6	12	$(6 \times 12) = 72$	180 g/mol
	H = 12	1	$(12 \times 1) = 12$	
	O = 6	16	$(6 \times 16) = 96$	

Número de mol de átomos presentes	Masa molar (g/mol)
C=9	12x9 = 108
H=11	1x11 = 11
O=1	16x1 = 16
	135 g/mol

se suman lo que resulta 135 g/mol

En este ejemplo del compuesto con fórmula  $C_9H_{11}O$

El número de átomos presentes en la molécula se multiplica por su masa atómica y luego se suma todo para obtener la masa de la molécula.

**ACTIVIDAD 3. CONSOLIDACIÓN.** Calcula la masa molar de las siguientes sustancias:

- 1.- Sacarosa, o azúcar de mesa como se conoce comúnmente  $C_{12}H_{22}O_{11}$
- 2.- Cafeína, estimulante del sistema nervioso contenido en el café, té y otros vegetales  $C_8H_{10}N_4O_2$

PARA AMPLIAR LOS APRENDIZAJES VISITA <https://www.youtube.com/watch?v=X0X1sO5tMNs>

**DESAFÍO 4. AUTOEVALUACIÓN.** Para reflexionar acerca de cómo y qué estas aprendiendo, responde las siguientes preguntas.

- 1.- El hidróxido de calcio  $Ca(OH)_2$  es una sustancia ampliamente utilizada en endodoncia. Sus propiedades para controlar la inflamación, y su actividad antimicrobiana, lo hacen aconsejable para su empleo como medicación tópica entre sesiones o como componente de materiales de obturación temporarios y definitivos. ¿Cómo podría calcular la masa molar de este compuesto?
- 2.- Escribe en tu cuaderno aquellos conceptos que fueron más difíciles de comprender, y qué estrategias podrías utilizar para adquirir aprendizajes.

