



<b>Nombre del Docente: JUAN MANUEL NOY HILARIÓN</b>		<b>Correo E: jnoy@educacionbogota.edu.co</b>
<b>Grado 11°</b>	<b>Asignatura: Química 2</b>	<b>Grado 11°</b>
<b>Título o Tema: "CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS"</b>		
<b>Objetivos:</b> Reconocer la importancia del manejo del lenguaje de la química y su aplicación en áreas como la biotecnología, la salud, la sexualidad, la industria, lo cotidiano y el medio ambiente.		
<p><b>Cognitivos</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>✓ Reconoce el concepto de relación Estequiométrica y cálculos de masa, cantidad de sustancia y numero de partículas en términos de átomos y moléculas.</li> </ul> <p><b>Afectivos</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>✓ Demuestra interés por el aprendizaje y cumple con sus trabajos y retos.</li> </ul> <p><b>Prácticos</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>✓ Realiza cálculos de cantidad de sustancia, de masa y de numero de partículas en reacciones químicas.</li> </ul>		
<b>Fecha Inicio: 20 de mayo</b>	<b>Fecha de Entrega: 5 de junio</b>	
<p><b>Introducción:</b></p> <p>Con esta guía vamos a solucionar problemas de lápiz y papel sobre cálculos estequiometricos y formas de representar la estabilidad en una molécula representada por una formula química.</p> <p>La idea de esta guía es reconocer los cálculos de cantidad de sustancia en moles, de masa en gramos y de numero de partículas en atm/mol de elemento o moléculas/mol de compuesto o moléculas.</p>		

### 1. CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS



#### DESEMPEÑOS

- ✓ Reconoce el concepto de relación Estequiométrica y cálculos de masa, cantidad de sustancia y numero de partículas en términos de átomos y moléculas.
- ✓ Demuestra interés por el aprendizaje y cumple con sus trabajos y retos.
- ✓ Realiza cálculos de cantidad de sustancia, de masa y de numero de partículas en reacciones químicas.

#### FUNDAMENTO TEÓRICO 1

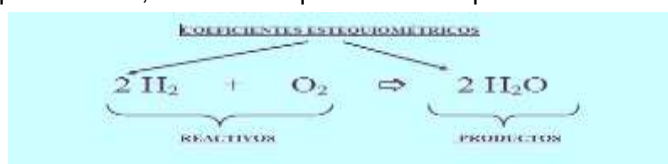
Realice la lectura

A los químicos les interesa conocer la masa de reactivos que necesitan para obtener una cantidad de producto determinada en una reacción química, o la cantidad de producto que pueden obtener a partir de una determinada cantidad de reactivos. Los cálculos que hay que hacer para resolver estas cuestiones se llaman **cálculos estequiométricos**.

Para realizar los cálculos estequiométricos es necesario disponer de la ecuación química ajustada de la reacción. Entonces podemos conocer la cantidad de moléculas de un producto que se puede obtener a partir de una cierta cantidad de moléculas de los reactivos. Por ejemplo, con 2 moléculas de hidrógeno (H<sub>2</sub>) y 1 molécula de oxígeno (O<sub>2</sub>) se pueden obtener 2 moléculas de agua (H<sub>2</sub>O). Si sabemos la masa de cada molécula sabemos también la relación entre las masas de reactivos y productos en la reacción. Estas masas si que las conocemos. Se llaman **masas moleculares**, y se calculan sumando las masas de los átomos que componen las moléculas, las **masas atómicas**. Estas las encontrarás en cualquier tabla periódica expresada en *u* (unidades de masa atómica). Pero como puedes imaginar son masas muy pequeñas, del orden de los 10<sup>-24</sup> g. Por eso los químicos han definido una nueva unidad para medir el número de partículas (átomos o moléculas), a la que han llamado **mol** y que se define así:

Un mol de una sustancia es una cantidad equivalente a la que representa su masa atómica en umas expresada en gramos. En un mol de una sustancia hay 6,023x10<sup>23</sup> partículas (átomos, moléculas, iones...)

Así, la relación en moles de moléculas en nuestra reacción entre el hidrógeno y el oxígeno también viene dada por los coeficientes estequiométricos, de manera que también la podemos leer como:



" 2 moles de moléculas de hidrógeno reaccionan con 1 mol de moléculas de oxígeno para dar 2 moles de moléculas de agua"

o, sabiendo que las masas atómicas del hidrógeno y del oxígeno son:

$$M(\text{H}) = 1 \text{ u} \quad M(\text{O}) = 16 \text{ u}$$



y que por lo tanto las masas moleculares del gas hidrógeno, del gas oxígeno y del agua son:

$$M(H_2) = 2 \cdot M(H) = 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u}$$

$$M(O_2) = 2 \cdot M(O) = 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u}$$

$$M(H_2O) = 2 \cdot M(H) + 1 \cdot M(O) = 2 \cdot 2 \text{ u} + 1 \cdot 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$$

de manera que la masa de 1 mol de cada sustancia será:

$$M(H_2) = 2 \text{ g/mol}$$

$$M(O_2) = 32 \text{ g/mol}$$

$$M(H_2O) = 18 \text{ g/mol}$$

podemos leer la ecuación química ajustada de la reacción como: "4 g de hidrógeno reaccionan con 32 g de oxígeno para dar 36 g de agua". Observa que la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos, como tenía que ser (ley de Lavoisier).

2 H <sub>2</sub>	+	O <sub>2</sub>	→	2 H <sub>2</sub> O
2 moléculas		1 molécula		2 moléculas
4 u		32 u		36 u
2 mol		1 mol		2 mol
4 g		32 g		36 g

Tomado de: <https://www.uv.es/madomin/miweb/calculosenlasreaccionesquimicas.html>

**Miremos un ejemplo 1:**

Teniendo en cuenta la EQ balanceada anterior, calcule la masa en gramos de H<sub>2</sub> requerido y de H<sub>2</sub>O producido cuando se usan 52 g de O<sub>2</sub> para producir agua.

Mirando la relación Estequiométrica tenemos que

En primer lugar:

POR REGLA DE 3 SIMPLE	POR FACTOR DE CONVERSIÓN
<p><b>Masa del Hidrógeno molecular</b></p> <p>4 g de H<sub>2</sub> requieren 32 g de O<sub>2</sub> X gastara con 52 g de O<sub>2</sub></p> $X = \frac{52 \text{ g de O}_2 \cdot 4 \text{ g de H}_2}{32 \text{ g de O}_2}$ <p>X = 6,5 g de H<sub>2</sub></p>	<p><b>Masa del Hidrógeno molecular</b></p> <p>Tomo los 52 gramos de O<sub>2</sub> y los multiplico por 1 relación Estequiométrica de los reactivos propuesta en la EQ</p> $52 \text{ g de O}_2 \cdot \frac{4 \text{ g de H}_2}{32 \text{ g de O}_2}$ <p>X = 6,5 g de H<sub>2</sub></p>

En segundo lugar:

POR REGLA DE 3 SIMPLE	POR FACTOR DE CONVERSIÓN
<p><b>Masa del agua</b></p> <p>4 g de H<sub>2</sub> producen 36 g de H<sub>2</sub>O 6,5 g de H<sub>2</sub> se producirán X g de H<sub>2</sub>O</p> $X = \frac{6,5 \text{ g de H}_2 \cdot 36 \text{ g de H}_2\text{O}}{4 \text{ g de H}_2}$ <p>X = 58,5 g de H<sub>2</sub>O</p>	<p><b>Masa del Hidrógeno molecular</b></p> <p>Tomo los 6,5 g de H<sub>2</sub> encontrados anteriormente y los multiplico por la relación Estequiométrica de H<sub>2</sub> y lo producido de H<sub>2</sub>O propuesta en la EQ</p> $6,5 \text{ g de H}_2 \cdot \frac{36 \text{ g de H}_2\text{O}}{4 \text{ g de H}_2}$ <p>58,5 g de H<sub>2</sub>O</p>

**Miremos un ejemplo 2:**

Teniendo en cuenta la EQ balanceada anterior, calcule la cantidad de sustancia en moles de H<sub>2</sub> requerido y de H<sub>2</sub>O producido cuando se usan 52 g de O<sub>2</sub> para producir agua.

Mirando la relación Estequiométrica tenemos que

En primer lugar:

Cantidad de sustancia en moles de O<sub>2</sub> que hay en 52 g de O<sub>2</sub>

POR REGLA DE 3 SIMPLE	POR FACTOR DE CONVERSIÓN
<p>Si una mol de O<sub>2</sub> equivale a 32 g de O<sub>2</sub> X serán 52 g de O<sub>2</sub></p>	<p>52 g de O<sub>2</sub> · <math>\frac{1 \text{ mol de O}_2}{32 \text{ g de O}_2}</math> X = 1,625 mol de O<sub>2</sub></p>



$52 \text{ g de O}_2 \cdot 1 \text{ mol de O}_2$ $32 \text{ g de O}_2$ $X = 1,625 \text{ mol de O}_2$	
---	--

En segundo lugar:

POR REGLA DE 3 SIMPLE	POR FACTOR DE CONVERSIÓN
<p><b>Mirando la relación Estequiométrica de las moles de H<sub>2</sub> que reaccionan con las moles de O<sub>2</sub> tenemos que:</b></p> <p>1 mol de O<sub>2</sub> producen 2 mol de H<sub>2</sub>O                      1,625 mol de O<sub>2</sub> producirán X mol de H<sub>2</sub>O</p> <p><math>X = \frac{1,625 \text{ mol de O}_2 \cdot 2 \text{ mol de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de O}_2}</math></p> <p>X = 3,25 mol de H<sub>2</sub>O</p>	<p>Tomo las 1,625 mol de O<sub>2</sub> encontrados anteriormente y los multiplico por la relación Estequiométrica de H<sub>2</sub>O y lo gastado en moles del reactivo O<sub>2</sub> propuesta en la EQ</p> <p><math>1,625 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de O}_2}</math></p> <p>3,25 mol de H<sub>2</sub>O</p>

Miremos un ejemplo 3:

Teniendo en cuenta la EQ balanceada anterior, calcule el número de partículas de H<sub>2</sub> requerido y de H<sub>2</sub>O producido cuando se usan 52 g de O<sub>2</sub> para producir agua.

Tendríamos que expresar ya sea los gramos de H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O requeridos y producidos en términos de moles y mirar la relación Estequiométrica de las sustancias en a partir de sus triángulos estequiométricos

TRIÁNGULO ESTEQUIOMETRICO DEL H <sub>2</sub>	TRIÁNGULO ESTEQUIOMETRICO DEL O <sub>2</sub>	TRIÁNGULO ESTEQUIOMETRICO DEL H <sub>2</sub> O

En primer lugar:

POR REGLA DE 3 SIMPLE	POR FACTOR DE CONVERSIÓN
<p><b>Número de partículas de Hidrógeno molecular</b></p> <p>2 g de H<sub>2</sub> contienen 6,023X10<sup>23</sup> Moléc/mol H<sub>2</sub>                      g de H<sub>2</sub> cuantas X Moléc/mol H<sub>2</sub></p> <p><math>X = \frac{6,5 \text{ g de H}_2 \cdot 6,023 \times 10^{23} \text{ Moléc/mol H}_2}{2 \text{ g de H}_2}</math></p> <p>X = 2,11X10<sup>24</sup> moléc/mol de H<sub>2</sub></p>	<p><b>Número de partículas de Hidrógeno molecular</b></p> <p>Tomo los gramos de H<sub>2</sub> consumidos y los multiplico por la equivalencia de los 2 g de H<sub>2</sub> y el número de partículas propuesta en el triángulo estequiométrico del hidrógeno.</p> <p><math>6,5 \text{ g de H}_2 \cdot \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ Moléc/mol H}_2}{2 \text{ g de H}_2}</math></p> <p>X = 2,11X10<sup>24</sup> moléc/mol de H<sub>2</sub></p>

En segundo lugar:

POR REGLA DE 3 SIMPLE	POR FACTOR DE CONVERSIÓN
<p><b>Número de partículas de Oxígeno molecular</b></p> <p>32 g de O<sub>2</sub> contienen 6,023X10<sup>23</sup> Moléc/mol O<sub>2</sub>                      g de O<sub>2</sub> cuantas X Moléc/mol OH<sub>2</sub></p> <p><math>X = \frac{52 \text{ g de O}_2 \cdot 6,023 \times 10^{23} \text{ Moléc/mol O}_2}{32 \text{ g de O}_2}</math></p> <p>X = 9,79X10<sup>23</sup> moléc/mol de O<sub>2</sub></p>	<p><b>Número de partículas de Hidrógeno molecular</b></p> <p>Tomo los gramos de O<sub>2</sub> consumidos y los multiplico por la equivalencia de los 32 g de O<sub>2</sub> y el número de partículas propuesta en el triángulo estequiométrico del oxígeno.</p> <p><math>52 \text{ g de O}_2 \cdot \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ Moléc/mol O}_2}{32 \text{ g de O}_2}</math></p> <p>X = 9,79X10<sup>23</sup> moléc/mol de O<sub>2</sub></p>

En segundo lugar:

POR REGLA DE 3 SIMPLE	POR FACTOR DE CONVERSIÓN
<p><b>Número de partículas de Agua</b></p> <p>18 g H<sub>2</sub>O contienen 6,023X10<sup>23</sup> Moléc/mol H<sub>2</sub>O                      58,5 g de H<sub>2</sub>O cuantas X Moléc/mol H<sub>2</sub>O</p> <p><math>X = \frac{58,5 \text{ g H}_2\text{O} \cdot 6,023 \times 10^{23} \text{ Moléc/mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}}</math></p> <p>X = 1,96X10<sup>24</sup> moléc/mol de H<sub>2</sub>O</p>	<p><b>Número de partículas de Agua</b></p> <p>Tomo los 58,5 g de H<sub>2</sub>O producido con 6,5 g de H<sub>2</sub> y 52 g de O<sub>2</sub> y aplico la equivalencia para las partículas producidas por los 18 g propuestos en el triángulo estequiométrico del agua.</p> <p><math>58,5 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ Moléc/mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}}</math></p> <p>X = 1,96X10<sup>24</sup> moléc/mol de H<sub>2</sub>O</p>



**ACTIVIDAD 1**

- Si tiene la siguiente ecuación sin balancear: “El ácido sulfúrico resulta de la combinación química entre el agua y el dióxido de azufre gaseoso”
  - Indique la EQ balanceada
  - Establezca la relación estequiometrico
  - Proponga los triángulos estequiometricos de estas tres sustancias
  - Indique el número de moles requeridas para producir 5 moles de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> a partir de la reacción de suficiente agua con el SO<sub>3</sub>
  - Si se hacen reaccionar 78 g de SO<sub>3</sub> con suficiente H<sub>2</sub>O, indique cual es la masa en g del agua y la masa en g de ácido producidos.
- “Si en una ventana metálica la formación del hollín Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> u óxido de hierro (III) es el producto de la reacción química entre el Fe (s) que se combina con el O<sub>2</sub> (g) del aire”
  - ¿Cuál es la masa de Fe necesaria para consumir totalmente 320 g de O<sub>2</sub>?
  - ¿Cuál será la producción de óxido de hierro (III) producido si se consumen totalmente los 320 g de O<sub>2</sub>?
  - Indique el número de átomos de fe, de moléculas de O<sub>2</sub> y de moléculas de Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> producidas en esta RQ.

**ACTIVIDAD 2**

☞ Consulte y explique la diferencia entre reactivo limite y reactivo en exceso, cite ejemplos claros y sencillos.

**AUTOEVALUACIÓN**

- ✓ Replique esta matriz de evaluación en su cuaderno y complétela de acuerdo al trabajo que ha realizado desde su casa, explicando que aprendió o que se le dificulto colocándose un juicio valorativo de 1,0 a 5.0

TEMATICA	CALCULOS QUÍMICOS ESTEQUIOMETRIA
¿Qué aprendí o que me dificulto en esta guía de trabajo	
1. ¿Qué nota merezco y por qué?	

**IMPORTANTE:**

Trabaje en forma manuscrita en su cuaderno (pregunta respuesta) cada ACTIVIDAD de la guía 7, tome fotos e insértelas en forma ordenada en un documento Word que subirá a la plataforma classroom (Vinculo de la clase: <https://classroom.google.com/c/MjcxOTIzMjQzNjY5?cjc=cuntgps> y código: cuntgps) o envíen la solución de su trabajo en formato Word con imágenes insertadas, al correo al correo jnoy@educacionbogota.edu.co indicando sus apellidos, nombres y grado al cual pertenecen. Gracias por su atención...



**1. CIBERGRAFÍA**

- ✓ Zumdahl, Decoste (2012). Principios de Química. Séptima edición. Impreso en México. Consultado en [https://www.academia.edu/35952713/Principios\\_de\\_qu%C3%ADmica](https://www.academia.edu/35952713/Principios_de_qu%C3%ADmica)
- ✓ Profesor de puebla. [Química]. (2018, mayo 18). Estequiometria en ecuaciones químicas| muy fácil paso a paso. [Archivo de video]. Consultado en <https://www.youtube.com/watch?v=BV2K5wllXc>
- ✓ Quimiayudas. [Química]. (2013, marzo 25). Estequiometria: Cálculos mol-mol [Archivo de video]. Consultado en <https://www.youtube.com/watch?v=hck8S1vQyZs&list=RDCMUCJQaEsxaB0jCzbtLxuGqd6Q&index=4>
- ✓ Quimiayudas. [Química]. (2013, abril 1). Estequiometria: Cálculos masa-masa. [Archivo de video]. Consultado en [https://www.youtube.com/watch?v=UWZrr0Xj\\_PY&list=RDCMUCJQaEsxaB0jCzbtLxuGqd6Q&index=5](https://www.youtube.com/watch?v=UWZrr0Xj_PY&list=RDCMUCJQaEsxaB0jCzbtLxuGqd6Q&index=5)
- ✓ Quimiayudas. [Química]. (2013, marzo 14). Estequiometria: Cálculos con reactivo limite y en exceso (gramos). [Archivo de video]. Consultado en <https://www.youtube.com/watch?v=2xRy35Ve9cM>
- ✓ Quimiayudas. [Química]. (2014, junio 8). Estequiometria: Cálculos con reactivo limite y en exceso (moles). [Archivo de video]. Consultado en <https://www.youtube.com/watch?v=UI7WDHqx8c4&list=RDCMUCJQaEsxaB0jCzbtLxuGqd6Q&index=2>