

# Capítulo 1.

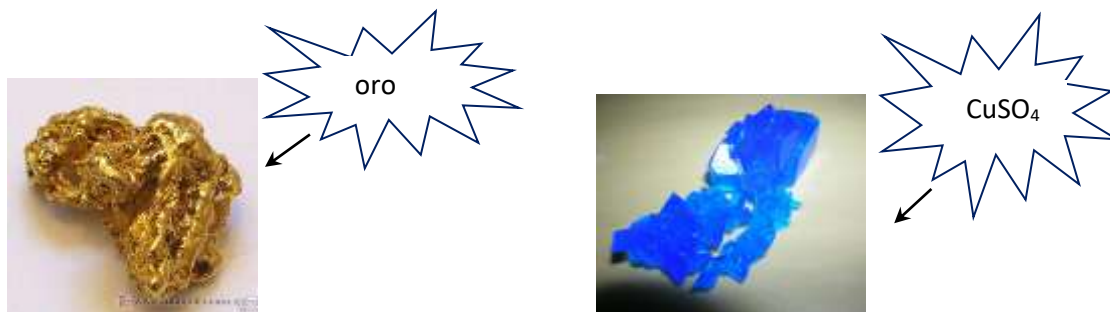
## Conceptos básicos de química para iniciar el estudio en Estequiometría.



Antes de comenzar, iniciaremos con algunos conceptos que son utilizados en el lenguaje de la química y que son necesarios para la comprensión de la estequiometría.

**¿Qué es materia?** es todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio, por ejemplo: una silla, el humo del cigarro, un pedazo de metal, una taza con agua, todo esto posee masa y ocupa un espacio. La materia se clasifica en sustancias puras y mezclas.

**¿Qué es sustancia?** Es materia que tiene composición uniforme y constante, por lo tanto, los elementos y compuestos químicos son considerados como sustancias. Por ejemplo, el oro y el sulfato de cobre (II) pentahidratado son sustancias.

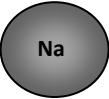
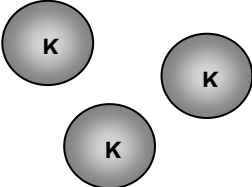


**¿Qué es masa?** Es la medida de la cantidad de materia. La unidad de medida para medir la masa de un objeto en el Sistema Internacional es el kilogramo (kg). En nuestro caso utilizaremos la unidad de gramos (g).

**¿Qué es un átomo?** Es la unidad más pequeña de un elemento químico y está formado por tres partículas: electrones, protones y neutrones. El átomo es neutro porque el número de protones (situados en el núcleo) con carga positiva (1+) y de

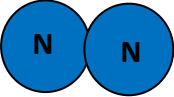
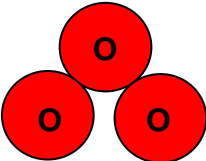
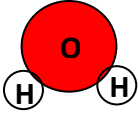
electrones (situados en los orbitales) con carga negativa (1-) es el mismo. La forma más sencilla de representar el átomo es a través de esferas (ver tabla 1).

**Tabla 1.** Representación nanoscópica y simbólica del átomo.

Representación nanoscópica	Representación Simbólica	Interpretación
	1 Na	1 átomo de sodio
	3 K	3 átomos de potasio

**¿Qué es una molécula?** Una molécula es un agregado de átomos que contiene al menos dos átomos, los cuales pueden ser iguales o diferentes, éstos que se mantienen unidos por fuerzas químicas o enlaces químicos. Las moléculas pueden ser **diatómicas** o **poliatómicas**, las diatómicas están formadas por dos átomos y las poliatómicas por tres o más átomos. En la tabla 2 se muestran ejemplos de este tipo de moléculas.

**Tabla 2.** Representación nanoscópica y simbólica de moléculas.

Representación nanoscópica	Representación simbólica	Interpretación
	N <sub>2</sub>	Una molécula <b>diatómica</b> del elemento nitrógeno.
	O <sub>3</sub>	Una molécula <b>poliatómica</b> del elemento oxígeno (de la sustancia llamada ozono).
	H <sub>2</sub> O	Una molécula <b>poliatómica</b> del compuesto agua.

## ¿Qué es la Estequiometría?

La **estequiometria** es una rama de la química que estudia las relaciones cuantitativas de los reactivos y los productos que participan en una reacción química. De manera sencilla, se estudian las cantidades de las sustancias que intervienen en las reacciones químicas y se hacen cálculos cuando hay cambios de masa de las sustancias, todo de acuerdo con la Ley de la Conservación de la Materia.

La **Ley de la Conservación de la Materia** planteada por Antoine Lavoisier (1783) la cual dice: “En toda transformación química, la masa total de los reactivos que reaccionan es igual a la masa total de los productos de la reacción” (Mota, 2015). Lo anterior significa que en una reacción química no se puede crear o destruir materia, sino que sólo sucederá la transformación de las sustancias y la masa no cambiará. En los capítulos posteriores se retomará con ejemplos esta ley para mejor comprensión de la misma.

## ¿Qué es la masa de los átomos?

Los átomos de los elementos son muy pequeños y no es posible pesar un solo átomo o unos cuantos átomos, entonces los químicos decidieron determinar la masa de los átomos en relación con la masa de un átomo de referencia. En tiempos de antaño se utilizaba la balanza antigua de dos platos, en donde se tenía una pesa de masa conocida llamada “pesa estándar” que tenía un peso conocido de 250, 500 o 1000 gramos; la pesa estándar se colocaba en un plato y en el otro plato se colocaba la sustancia de la cual se necesitaba conocer su masa, de esta forma se conocía la masa de las sustancias.

Para conocer la masa de los átomos se estableció como referencia la masa del carbono-12 (isótopo del carbono de mayor abundancia). La masa de un átomo de carbono-12 es de 12 uma (unidades de masa atómica) y ésta se utilizaría como referencia para medir la masa atómica del resto de los elementos.

Por lo tanto, las masas atómicas de los elementos que aparecen en la tabla periódica no son los pesos reales de los átomos sino pesos referenciados a la masa de un átomo de carbono-12. En el anexo de este cuadernillo se encuentra una tabla periódica donde podrás consultar las masas de los átomos de los elementos químicos.

## ¿Qué es la masa atómica?

Por acuerdo internacional, la masa de un átomo es la masa atómica (a veces denominada peso atómico) en unidades llamadas **uma** o **u** y depende de los neutrones y protones que contenga el mismo.

## ¿Qué es la unidad de masa atómica (uma)?

Es una unidad de medida para la masa de partículas muy pequeñas como los átomos, moléculas, iones y unidades formulares. Por ejemplo, la masa de un solo átomo de sodio es 22.990 uma y la masa de una molécula de agua es 18.014 uma. Actualmente, se utiliza (**u**) para simbolizar la unidad de masa atómica. En este cuadernillo utilizaremos indistintamente **uma** o **u**. En el subcapítulo 2.3 se revisará con más detalle el concepto.

## ¿Qué es el mol?

A nivel macroscópico se tienen unidades de medida para contabilizar objetos o unidades, por ejemplo: un par contiene 2 unidades, una decena contiene 10 unidades, una docena contiene 12 unidades, una centena contiene 100 unidades y un millar contiene 1000 unidades. Estas unidades de medida permiten el conteo de diferentes objetos.

Los químicos, para contar la cantidad de partículas muy pequeñas como los átomos, moléculas, unidades formulares, etc., utilizan una unidad llamada **mol (n)** que equivale a  $6.02213 \times 10^{23}$  partículas de cualquier sustancia. Este número se denomina número de Avogadro ( $N_A$ ) en honor al científico italiano Amadeo Avogadro a quien se le atribuye el descubrimiento de esta constante.

El **número de Avogadro ( $N_A$ )**,  $6.02213 \times 10^{23}$  está expresado en notación científica y puede expresarse en notación decimal con sólo recorrer el punto 23 lugares hacia la derecha para obtener el siguiente número:

$N_A = 602,213,000,000,000,000,000,000.0$  u.e./mol  
(partículas: átomos, moléculas, unidades formulares)  
¡El número expresa que hay seis cientos dos mil dos  
cientos trece trillones de partículas!

La unidad del **número de Avogadro ( $N_A$ )** es (**u. e./mol**) que significa la cantidad de **unidades elementales** (átomos, moléculas, unidades formulares, etc.) **contenidas en cada mol** de la sustancia. Hasta aquí hemos revisado la cantidad de unidades contenidas en varias unidades de medida:

unidad	cantidad de unidades	con letra
1 par	2	dos
1 decena	10	diez
1 centena	100	cien
1 millar	1000	mil
1 mol	602,213,000,000,000,000,000.0	seis cientos dos mil dos cientos trece trillones

Utilizaremos la unidad de mol para ejemplificar cómo se utiliza para contar a los átomos, iones, unidades formulares o moléculas a través del siguiente cuadro:

<b>mol de la sustancia</b>	<b>cantidad de unidades</b>	<b>con letra</b>
1 mol de átomos de Na	602,213,000,000,000,000,000.0 átomos de sodio	seis cientos dos mil dos cientos trece trillones de átomos de sodio.
1 mol de moléculas de H <sub>2</sub> O	602,213,000,000,000,000,000.0 moléculas de agua	seis cientos dos mil dos cientos trece trillones moléculas de agua.
1 mol de unidades fórmula de NaCl	602,213,000,000,000,000,000.0 unidades formulares de cloruro de sodio	seis cientos dos mil dos cientos trece trillones de unidades formulares de cloruro de sodio.
1 mol de iones H <sup>1+</sup>	602,213,000,000,000,000,000.0 iones hidrógeno	seis cientos dos mil dos cientos trece trillones de iones hidrógeno.

Como podemos observar un mol de cualquier sustancia, elemento o compuesto, contiene la misma cantidad de partículas, sin embargo, la masa de cada mol de las sustancias es diferente. Por ejemplo, si hablamos de un mol de átomos de flúor y un mol de átomos de francio, sabemos que en ambas mol existe el mismo número de átomos,  $6.02213 \times 10^{23}$  pero la masa del mol de flúor será menor que la masa del mol de francio porque el tamaño de los átomos de cada elemento es diferente, el átomo de flúor es muy pequeño en comparación con el átomo de francio que es muy grande. Ahora reflexiona acerca del número de átomos y la masa que tienen un mol de calcio y un mol de carbono. La masa de un mol de cualquier sustancia se conoce como **masa molar** y la unidad de medida son **gramos/mol**. En el subcapítulo 2.3 se explicará este término muy importante en el estudio de la estequiometría.

### ¿Qué es una ecuación química y reacción química?

Una **reacción química** es una transformación mediante la cual una o más **sustancias iniciales** (llamadas reactivos) cambian su estructura y/o composición formando una o más **sustancias nuevas** (llamadas productos). Así, las propiedades de las sustancias que se forman son diferentes a las iniciales. Estas reacciones están presentes en muchos de los fenómenos que cotidianamente podemos observar (nivel macroscópico) como la oxidación de metales o las combustiones de algunos gases.

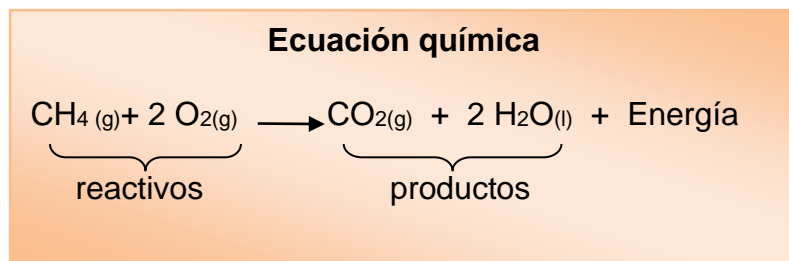
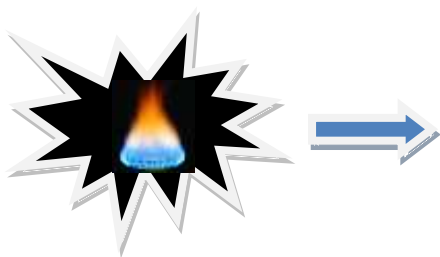
La ecuación química es la representación simbólica de la reacción química que contiene fórmulas y símbolos químicos de las sustancias participantes. En una ecuación química también pueden aparecer símbolos que proporcionan más información sobre la reacción química. En la tabla 3 se muestran la simbología en las ecuaciones químicas.

**Tabla 3.** Simbología más común en las ecuaciones químicas.

Símbolo	Significado
Reactivos	Sustancias iniciales que participan en la reacción representadas por símbolos químicos y/o fórmulas.
Productos	Sustancias nuevas que se forman como resultado de la reacción química representados por símbolos químicos y/o fórmulas.
→	Separa a los reactivos de los productos e indica el sentido de la reacción.
Δ →	Representa la energía de activación de la reacción.

<b>cat</b> →	Indica que se requiere de un catalizador para llevar a cabo la reacción química.
<b>subíndice (g)</b>	Indica que la sustancia se encuentra en estado gaseoso.
↑	Indica que la sustancia en los productos se libera en forma gaseosa.
<b>subíndice (s)</b>	Indica que la sustancia se encuentra en estado sólido.
↓	Indica la formación de un precipitado (sustancia que se observa como parte de los productos de apariencia coloidal o sólida).
<b>Subíndice (l)</b>	Indica que la sustancia se encuentra en estado líquido.
<b>Subíndice (ac)</b>	Indica que la sustancia está disuelta en agua.
↔	Indica que la reacción es reversible (va en el sentido de izquierda a derecha y viceversa).
<b>E</b>	<p>Si la letra “E” se encuentra del lado de los reactivos o sobre la flecha que separa reactivos y productos, entonces se trata de una reacción “endotérmica” la cual requiere energía para llevarse a cabo.</p> <p>Si la letra “E” se encuentra del lado de los productos se trata de una reacción “exotérmica”, la cual libera energía.</p> <p><b>Nota: si no aparece este símbolo entonces la reacción se lleva en condiciones normales.</b></p>

Para comprender la simbología de las ecuaciones químicas usaremos el ejemplo de la combustión del metano:



La ecuación química anterior proporciona la siguiente información:

- ✓ Son dos reactivos: el metano y el oxígeno, ambos en estado gaseoso.
- ✓ Son dos productos: dióxido de carbono en estado gaseoso y agua en estado líquido.
- ✓ Se trata de una reacción exotérmica porque se libera energía.
- ✓ El sentido de la reacción es de izquierda a derecha y no es reversible.

### Ejercicios.

1. "No" es materia:

- a) el aire
- b) un lago
- c) una piedra
- d) un rayo de sol

2. Es una sustancia pura:

- a) suelo
- b) agua de mar
- c) plata
- d) aire

3. Es una partícula que forma al átomo:

- a) molécula
- b) ion
- c) orbital
- d) electrón

4. Es una molécula:

- a) H<sub>2</sub>
- b) Fe
- c) Na<sup>1-</sup>
- d) Cl<sup>1-</sup>

5. La unidad de la masa atómica es:

- a) gramos
- b) uma
- c) mol
- d) kilogramo

6. El número de Avogadro es:

- a)  $6.3122 \times 10^{10}$
- b)  $6.0221 \times 10^{10}$
- c)  $6.0221 \times 10^{23}$
- d)  $6.0221 \times 10^{-23}$

7. Se tiene 1 mol de átomos de sodio, 1 mol de átomos de potasio y 1 mol de átomos de carbono. Contesta las siguientes preguntas:

7.1 ¿Qué mol contiene mayor cantidad de átomos?

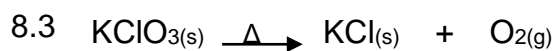
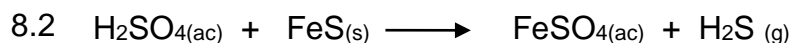
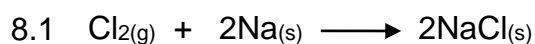
7.2 ¿Qué mol tiene mayor masa?



7.3 ¿Cuál sería la masa de un átomo de carbono?

8. Para cada una de las siguientes ecuaciones químicas contesta lo siguiente:

- Indica cuáles son los reactivos y productos.
- Indica cuáles son los estados de agregación de las sustancias.
- Indica si la reacción química se clasifica en endotérmica o exotérmica.
- Indica si la reacción química es reversible o no.



9. ¿Cuál es la representación macroscópica de la ecuación química?

10. Si un mol contiene  $6.0221367 \times 10^{23}$  moléculas de cloro, ¿cuántas moléculas habrá en 3 mol?

# Capítulo 2.

## Introducción a la Estequiometría.

### 2.1 Interpretación nanoscópica y macroscópica de símbolos, fórmulas y ecuaciones químicas.

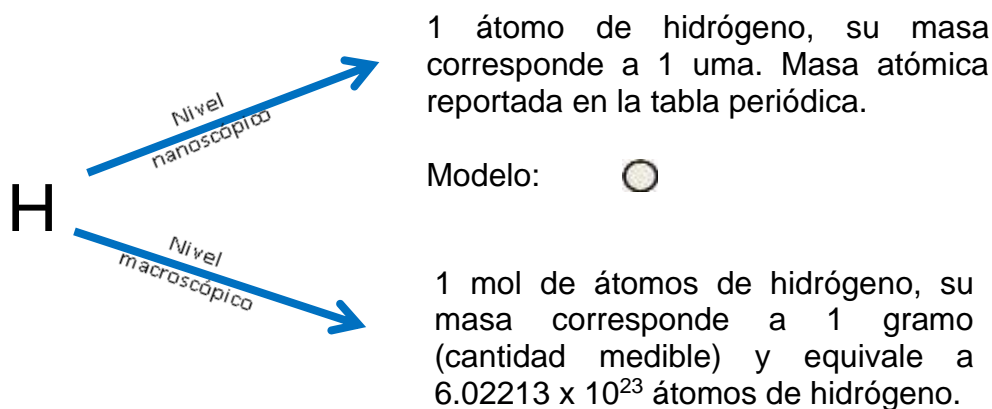


Un símbolo, una fórmula o una ecuación química tienen dos significados dependiendo del nivel de representación de la materia al que se esté refiriendo:

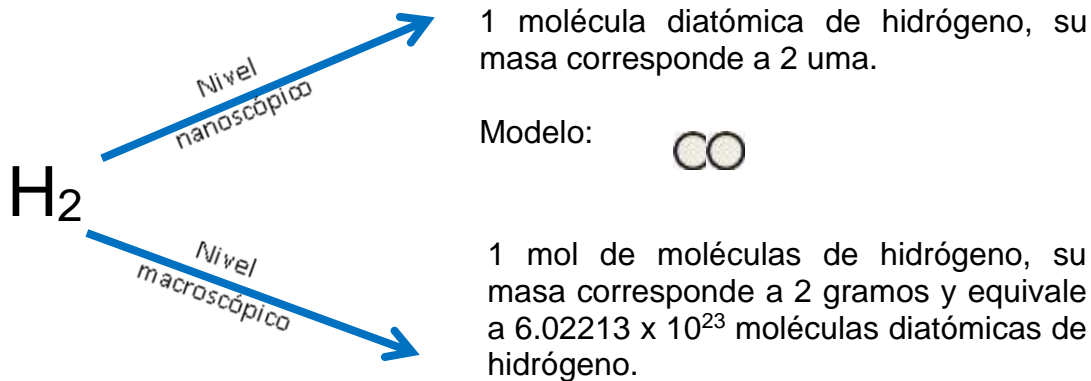
- **Nivel nanoscópico:** se refiere al nivel de partículas tan pequeñas como los átomos, los iones y las moléculas; usualmente se utilizan modelos para su representación ya que estas partículas no las podemos observar directamente.
- **Nivel macroscópico:** se le reconoce así al nivel en el que observamos o percibimos directamente las sustancias, las cosas, los hechos y los fenómenos; en este nivel son consideradas grandes cantidades de partículas, que pueden ser medidas en unidades como gramos, kilogramos, mililitros, etc. A este nivel, los químicos pueden manipular las sustancias midiendo sus masas o volúmenes utilizando instrumentos de laboratorio como balanzas, matraces, probetas, etc.

#### Símbolos Químicos

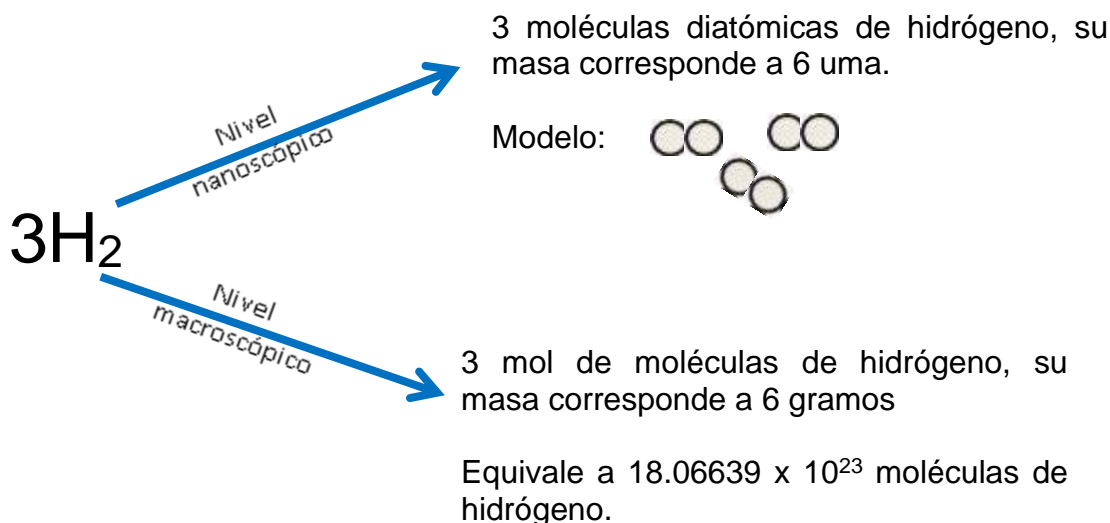
Según lo anterior, un **símbolo** que representa a un **elemento químico** adquiere dos significados, uno al nivel nanoscópico y otro al nivel macroscópico. Enseguida se muestra cómo se interpretan algunos símbolos químicos para el hidrógeno.



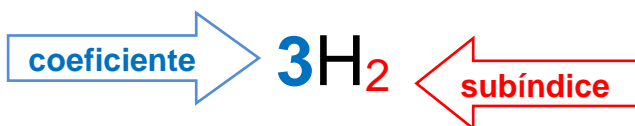
De forma natural, el hidrógeno está formado por **moléculas diatómicas** (dos átomos de hidrógeno unidos químicamente) y su representación simbólica es **H<sub>2</sub>**; esta simbología tiene dos interpretaciones que se muestran continuación:



Si al símbolo químico lo antecede un número (coeficiente) entonces la interpretación es como sigue:

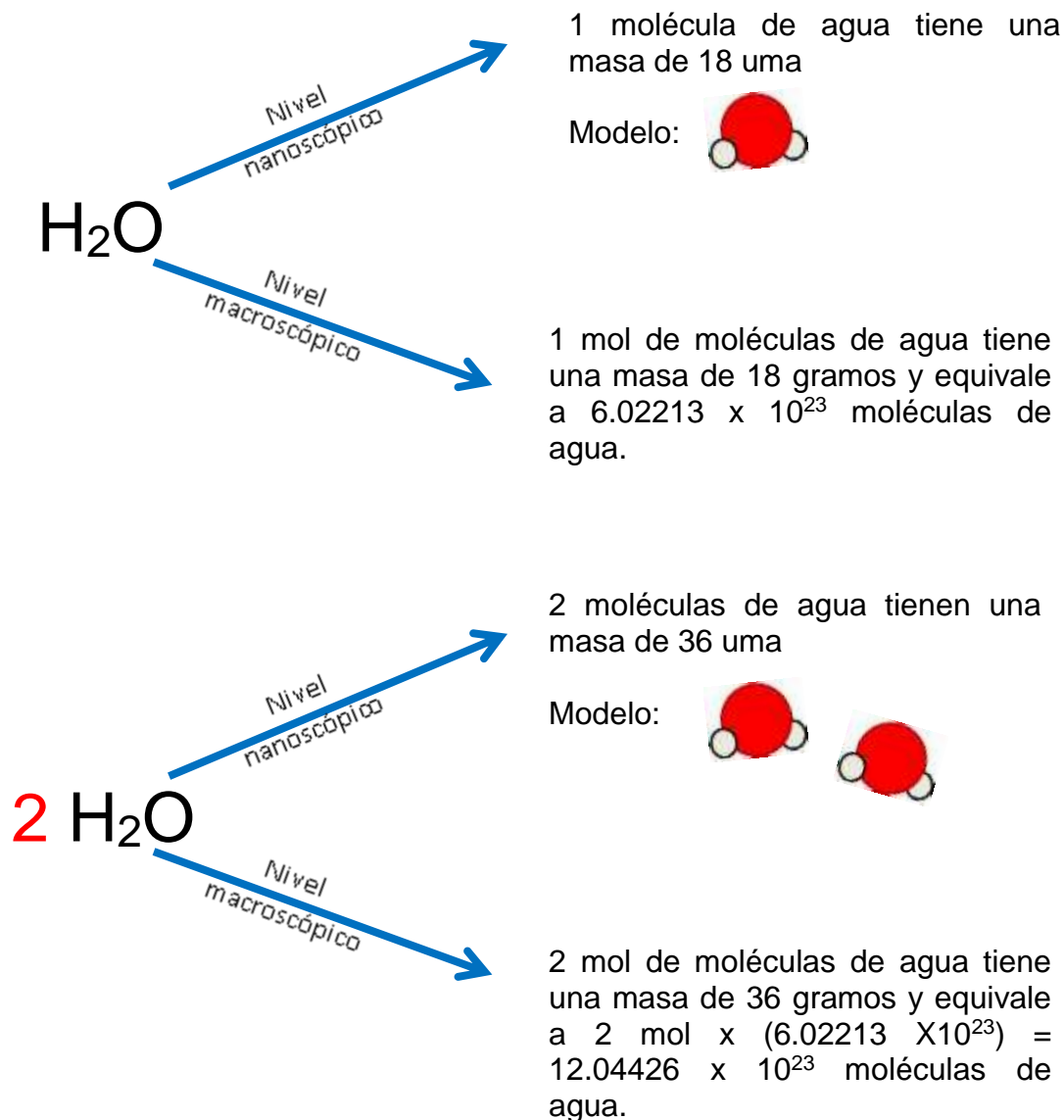


En estos ejemplos se observa que un **subíndice**, indica, a nivel nanoscópico, unión química entre los átomos mientras que un **coeficiente** indica el número de veces que se repite la representación del símbolo o la fórmula que se encuentra delante de éste, cabe indicar que el número uno, como coeficiente o subíndice, no se escribe.

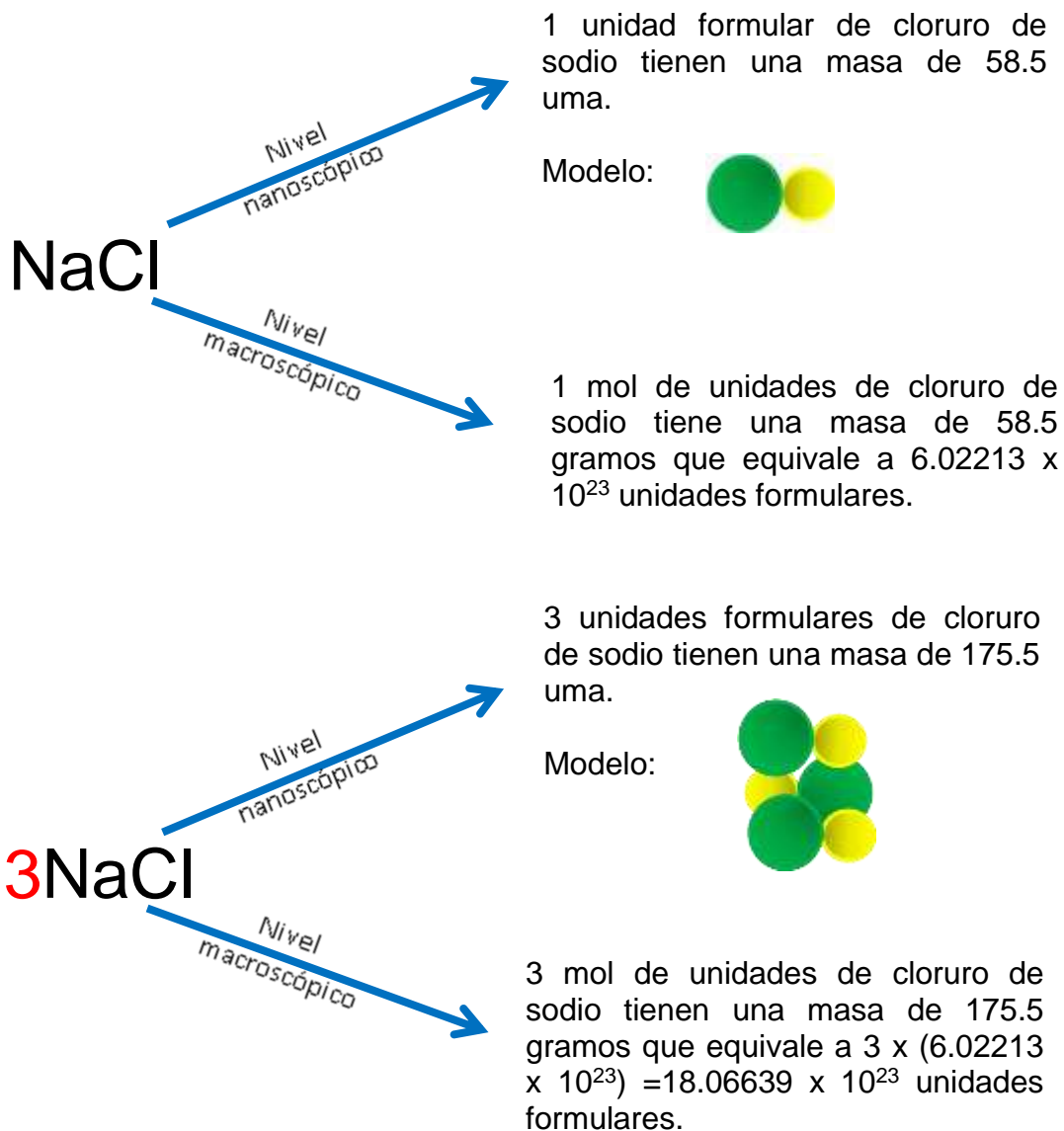


## Fórmulas.

Para un **compuesto químico**, la interpretación de su **fórmula** es semejante al caso de la representación del **símbolo químico** de un **elemento**. Explicaremos la interpretación para fórmulas de compuestos moleculares y compuestos iónicos. A continuación, se muestra la interpretación de la fórmula del agua, un compuesto molecular:



Para compuestos iónicos la interpretación de su fórmula es diferente, ya que estos compuestos están formados por iones y no por moléculas.



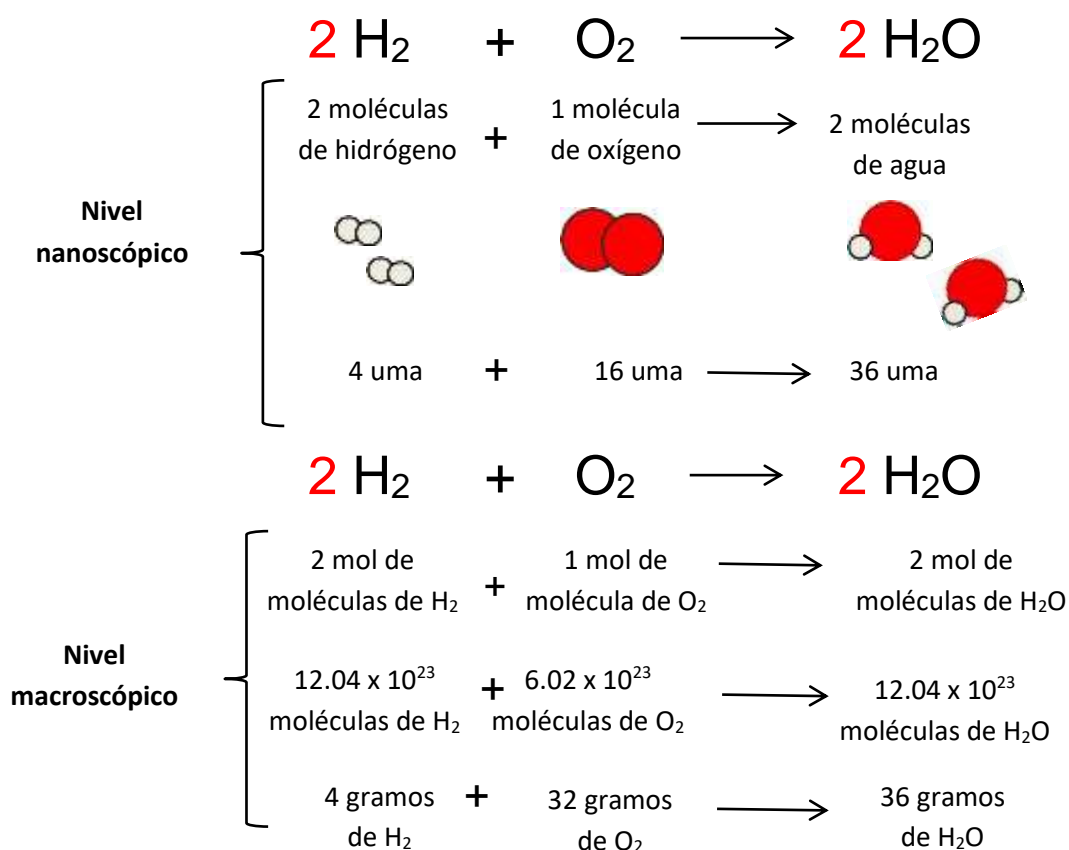
### Ecuaciones químicas.

Recordemos que una reacción química es un proceso mediante el cual los átomos de una o más sustancias se combinan para formar sustancias nuevas a través de la ruptura y formación de enlaces químicos, y que pueden ocurrir espontáneamente, requerir energía o liberar energía. Para explicar las reacciones químicas a **nivel nanoscópico** se recurre al uso de los modelos atómicos de las sustancias que intervienen en ellas.

La **representación simbólica** de una reacción química es la **ecuación química**, que contiene las fórmulas de compuestos y símbolos de los elementos que intervienen y,

algunas veces, sus estados de agregación y las condiciones de reacción. Como ya se mencionó, durante una reacción química siempre interviene la energía y algunas veces resulta necesario expresarla en la ecuación química.

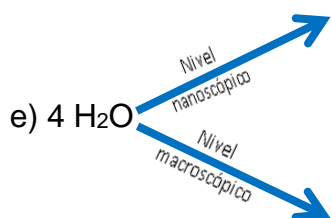
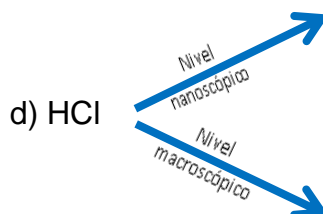
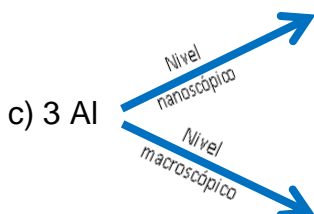
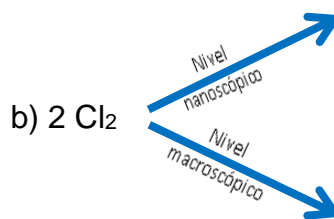
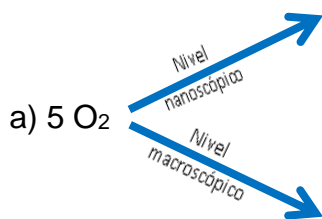
Los niveles de representación de la materia, nanoscópico y macroscópico revisados anteriormente para elementos y compuestos se pueden trasladar a una **ecuación química balanceada**, por ejemplo, la ecuación balanceada de la síntesis del agua representa lo siguiente:



El esquema anterior muestra las cantidades estequiométricas (en mol y gramos) de las sustancias que intervienen en la reacción. Estas cantidades estequiométricas representan una guía para realizar cálculos si se desea trabajar con diferentes cantidades de las sustancias; de esta forma, si se desea obtener mayor o menor cantidad de un producto, las cantidades de reactivos pueden modificarse de forma proporcional. Este tipo de cálculos se revisará en los siguientes capítulos.

## Ejercicios.

1. Escribe los significados, a nivel nanoscópico y nivel macroscópico, para las siguientes simbologías:



**Nota:** HCl y  $\text{H}_2\text{O}$  son fórmulas de compuestos moleculares, mientras que KCl representa un compuesto iónico.

2. Calcula el número de moléculas que están presentes en:

	1 mol	2 mol	1.5 mol	5 mol
$\text{H}_2$	$6.02213 \times 10^{23}$ moléculas			
$\text{H}_2\text{O}$				
$\text{NH}_3$				

3. Completa la información según lo expresado en los siguientes enunciados:

	Representación simbólica	Nivel nano o macroscópico
a) Cuatro moléculas de agua	<u>4 H<sub>2</sub>O</u>	<u>nanoscópico</u>
b) Dos mol de agua	_____	_____
c) Cinco mol de cloruro de sodio (NaCl)	_____	_____
d) Ocho mol de zinc	_____	_____
e) Ocho átomos de zinc	_____	_____
f) Tres mol de átomos de calcio	_____	_____
g) Seis moléculas de amoníaco (NH <sub>3</sub> )	_____	_____
h) Cuatro mol de ácido nítrico (HNO <sub>3</sub> )	_____	_____
i) Cinco unidades formulares de cloruro de sodio	_____	_____
j) Dos unidades formulares de carbonato de sodio (Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> )	_____	_____

4. ¿Qué cantidad equivale a 18 gramos de H<sub>2</sub>O?

- a) 18 uma de agua
- b) 1 molécula de agua
- c) 18 g/mol de agua
- d) 1 mol de moléculas de agua

5. En el nivel \_\_\_\_\_, tres moléculas de ácido nítrico se representan como: \_\_\_\_\_.

- a) macroscópico, 3 HNO<sub>3</sub>
- b) nanoscópico, 3 HNO<sub>3</sub>
- c) nanoscópico, 63 uma de HNO<sub>3</sub>
- d) macroscópico, 63 gramos de HNO<sub>3</sub>



6. Un mol de amoniaco ( $\text{NH}_3$ ) equivale a \_\_\_\_\_.
- a) 17 uma de amoniaco
  - b) 17 gramos de amoniaco
  - c)  $12.04 \times 10^{23}$  moléculas
  - d) 6.02 moléculas de amoniaco

**Observa la ecuación de síntesis del agua revisada anteriormente, y responde las preguntas 7, 8, 9 y 10.**

7. ¿A cuántas uma equivale a una molécula de oxígeno diatómico?
- a) 4
  - b) 8
  - c) 16
  - d) 32
8. Para obtener 2 mol de agua deben reaccionar: \_\_\_\_\_ mol de hidrógeno con \_\_\_\_\_ mol de oxígeno
- a) 1,1
  - b) 1, 2
  - c) 2,1
  - d) 2,2
9. Si se rompen dos moléculas diatómicas de oxígeno ¿Cuántas moléculas diatómicas de hidrógeno se necesitan para formar moléculas de agua sin que sobren átomos?
- a) 2
  - b) 4
  - c) 6
  - d) 8
10. ¿Qué cantidad de oxígeno reacciona exactamente con cuatro gramos de hidrógeno?
- a) 16 uma
  - b) 16 gramos
  - c) 32 uma
  - d) 32 gramos

## 2.2 Balanceo de ecuaciones químicas por el método de tanteo.

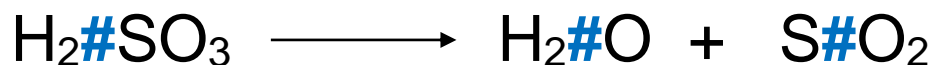


Para balancear una ecuación química existen diversos métodos que se aplican de acuerdo con las características del problema y la experiencia del estudiante, por lo que, nuestro principal propósito es que aprendas uno de los métodos más comunes que es el balanceo por tanteo.

Antes de iniciar con el balanceo por tanteo es conveniente considerar las siguientes reglas:

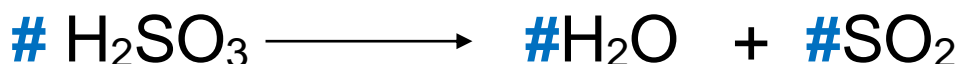
**Regla 1.** Los **coeficientes** deben escribirse enfrente de la fórmula o símbolo de la sustancia. Los coeficientes pueden ser números enteros y/o fraccionarios (por ejemplo: 1/2). Recuerda que el número “1” no se escribe por convención.

Las fórmulas, símbolos o subíndices en una ecuación química NO deben modificarse, por lo tanto, los coeficientes NO deben escribirse entre de la fórmula de la sustancia. Una forma incorrecta sería:



En este ejemplo, el símbolo “#” representa el **coeficiente**, es decir, el número que se debe colocarse antes de la fórmula o símbolo.

La forma correcta de colocar el **coeficiente** es la siguiente:



**Regla 2.** Los subíndices son números enteros que están en la fórmula o símbolo de la sustancia y NO deben modificarse en el sentido de eliminarlos o cambiarlos. Una forma incorrecta sería **quitar** el número tres de la fórmula del cloruro de aluminio:



**¡Nota importante! si se cambian los subíndices, se cambia la identidad de la sustancia.**

Para realizar el balanceo por tanteo se propone seguir los siguientes pasos:

**Paso 1.** En la ecuación química identificar los elementos que participan.

**Paso 2.** Contabilizar el número de átomos de cada elemento tanto en los reactivos como en los productos considerando los subíndices.

**Paso 3.** Colocar el o los coeficientes que permitan igualar la cantidad de átomos de cada elemento en los reactivos y productos.

**Ejemplo 1.** Balancear la siguiente ecuación química:



**Paso 1.** Los elementos presentes en la ecuación química son hidrógeno, azufre y oxígeno.

**Paso 2.** Contabilizar los átomos de cada elemento en la ecuación química como se muestra a continuación:

En los reactivos tenemos la siguiente fórmula: **H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>**

La fórmula contiene **dos átomos de hidrógeno**, **un átomo de azufre** y **tres átomos de oxígeno**.

En los productos tenemos las siguientes dos fórmulas: **H<sub>2</sub>O** y **SO<sub>2</sub>**

Considerando las fórmulas de ambos productos, **los átomos de oxígeno son tres**, **uno que hay en el agua y dos en el dióxido de azufre**, **los átomos de hidrógeno son dos** y **el azufre es un solo átomo**. Estos números se escriben en la siguiente tabla:

Número de átomos en los reactivos	elemento	Número de átomos en los productos
1	<b>S</b>	1
2	<b>H</b>	2
3	<b>O</b>	3

En la tabla podemos observar que hay la misma cantidad de átomos de azufre, hidrógeno y oxígeno, tanto en reactivos como en productos, por lo tanto, la “ecuación química está balanceada” y no es necesario colocar algún coeficiente.

**Ejemplo 2.** Balancear la siguiente ecuación química:



**Paso 1.** Los elementos presentes en la ecuación química son potasio, cloro y oxígeno.

**Paso 2.** Contabilizar los átomos de cada elemento en la ecuación química como se muestra a continuación:

En los reactivos tenemos la siguiente fórmula: **KClO<sub>3</sub>**

La fórmula contiene un átomo de potasio, un átomo de cloro y tres átomos de oxígeno.

En los productos tenemos las siguientes dos fórmulas: **KCl** y **O<sub>2</sub>**

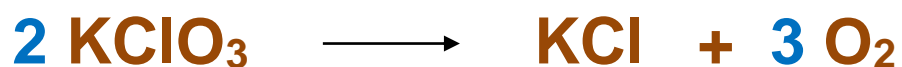
Considerando las fórmulas de ambos productos, hay dos átomos de oxígeno, un átomo de potasio y un átomo de cloro. Estos números se escriben en la siguiente tabla:

Número de átomos en los reactivos	Elemento	Número de átomos en los productos
1	<b>Cl</b>	1
1	<b>K</b>	1
3	<b>O</b>	2

En la tabla se puede observar que hay la misma cantidad de átomos de potasio y cloro en ambas partes de la reacción, pero la cantidad de átomos del oxígeno no es igual, tanto en reactivos como en productos, por lo tanto, la “ecuación química no está balanceada” y es necesario colocar coeficientes.

**Paso 3.** Debido a que hay tres átomos de oxígeno del lado izquierdo (reactivos) y dos del lado derecho de la ecuación (productos), para igualar la cantidad de átomos

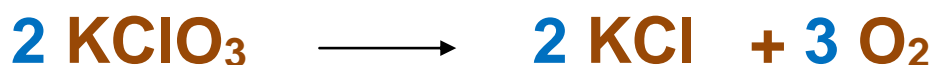
en ambos lados de la ecuación se coloca un coeficiente **2** en la fórmula  $\text{KClO}_3$  y un coeficiente **3** en el  $\text{O}_2$  como se muestra a continuación:



Cuando se coloca uno o varios coeficientes es necesario **recontar los átomos de los elementos; por lo tanto, ahora tenemos las siguientes cantidades:**

Número de átomos en los reactivos	elemento	Número de átomos en los productos
2	Cl	1
2	K	1
6	O	6

Por último, para igualar la cantidad de átomos de K y Cl se coloca un coeficiente **2** en la fórmula del KCl:

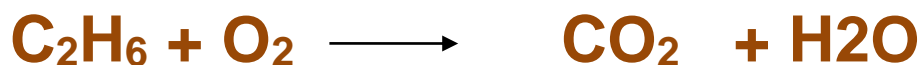


Recontando el número de átomos de cada elemento se tiene el siguiente balance:

Número de átomos en los reactivos	elemento	Número de átomos en los productos
2	Cl	2
2	K	2
6	O	6

Retomando la representación nanoscópica de la ecuación química se puede **comprobar la Ley de la Conservación de la Materia**, dado que se tienen 10 átomos en los reactivos y 10 átomos en los productos, no se crearon nuevos átomos o destruyeron átomos, la materia sólo se transforma.

**Ejemplo 3.** Balancear la siguiente ecuación química que representa la combustión del etano:



**Paso 1.** Los elementos presentes en la ecuación química son carbono, hidrógeno y oxígeno.

**Paso 2.** Contabilizar los átomos de cada elemento en la ecuación química como se muestra a continuación:

En los reactivos tenemos las siguientes sustancias:  $\text{C}_2\text{H}_6$  y  $\text{O}_2$

La fórmula del etano  $\text{C}_2\text{H}_6$  contiene dos átomos de carbono y seis átomos de hidrógeno, y en la molécula del oxígeno  $\text{O}_2$ , hay dos átomos de oxígeno.

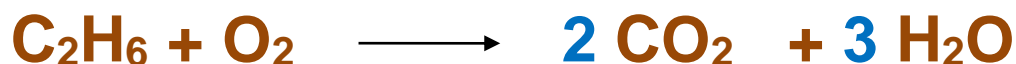
En los productos tenemos las siguientes dos sustancias:  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$

Considerando las fórmulas de ambos productos, hay tres átomos de oxígeno, un átomo de carbono y dos átomos de hidrógeno. Estos números se escriben en la siguiente tabla:

Número de átomos en los reactivos	elemento	Número de átomos en los productos
2	C	1
6	H	2
2	O	3

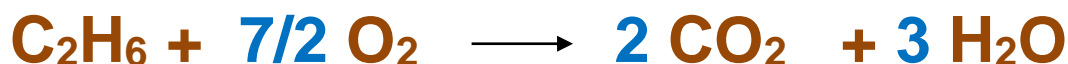
En la tabla se puede observar que no hay la misma cantidad de átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno en ambas partes de la ecuación, por lo tanto, la “**ecuación química no está balanceada**” y es necesario colocar coeficientes.

**Paso 3.** Para igualar la cantidad de átomos de carbono, se coloca un coeficiente **2** en la fórmula del  $\text{CO}_2$  y para igualar la cantidad de átomos de hidrógeno, se coloca un coeficiente **3** en la fórmula del  $\text{H}_2\text{O}$  y se recuenta los átomos:



Número de átomos en los reactivos	elemento	Número de átomos en los productos
2	C	2
6	H	6
2	O	7

En este paso, se han igualado los átomos de carbono y de hidrógeno, pero no los átomos de oxígeno, porque hay siete átomos de este elemento a la derecha de la ecuación y únicamente dos del lado izquierdo. Esta desigualdad de átomos oxígeno se puede eliminar escribiendo 7/2 en la molécula del oxígeno (O<sub>2</sub>):



La razón de utilizar 7/2 como coeficiente es porque multiplicando 7/2 x 2 átomos de la molécula del oxígeno se obtienen 7 átomos de oxígeno. El balance final de la ecuación química se muestra a continuación:

Número de átomos en los reactivos	elemento	Número de átomos en los productos
2	C	2
6	H	6
7	O	7

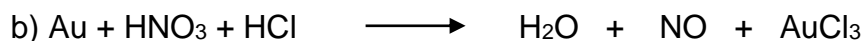
Retomando la representación nanoscópica de la ecuación química se puede comprobar la Ley de la conservación de la materia, dado que se tienen 15 átomos en los reactivos y 15 átomos en los productos.

**Sugerencias para facilitar el balanceo por tanteo:**

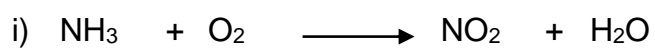
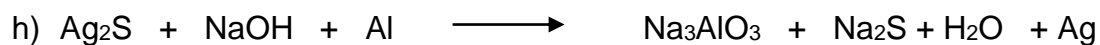
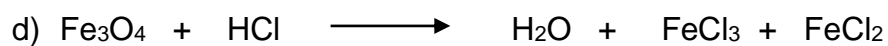
1. Los coeficientes deben permitir igualar la cantidad de átomos en ambos lados de la ecuación química, recordando que para ello se pueden utilizar números enteros y/o fraccionarios.
2. Cuando en una ecuación química se encuentre la fórmula del agua se sugiere balancear el hidrógeno y oxígeno al final del balanceo, esto permitirá balancear estos dos elementos utilizando la fórmula del agua.
3. La combinación de coeficientes debe ser con los números más pequeños posibles.
4. Los coeficientes fraccionarios, por ejemplo: ( $\frac{1}{2}$ ), se utilizan principalmente con elementos moleculares como:  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $H_2$  y halógenos ( $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ ).

### Ejercicios.

1. Explica con tres ejemplos, cuáles y qué son los coeficientes en una ecuación química.
2. Explica con tres ejemplos, cuáles y qué representan los subíndices en una ecuación química.
3. Balancea por el método de tanteo las siguientes ecuaciones químicas:









## 2.3 Cálculo de la masa molar.

La **masa fórmula\*** de una sustancia (masa de la fórmula) se obtiene sumando las masas atómicas de cada uno de los átomos de cada elemento que forman parte de la fórmula química. **Si la fórmula química es de una molécula se le llama masa molecular** y se calcula sumando las masas atómicas de los elementos multiplicadas por el subíndice correspondiente en la fórmula y se expresa en unidades “uma” o “u”.

Por ejemplo, para calcular la masa molecular del agua sería de la siguiente forma:

Masa atómica del hidrógeno: 1.00\* uma

Masa atómica del oxígeno: 15.99\* uma

Masa molecular del  $\text{H}_2\text{O}$  = 2 x (masa atómica del H) + 1 x (masa atómica del O)

Masa molecular = 2 x (1.00 uma) + 1 x (15.99uma) = 17.99 uma

Por lo tanto, la masa molecular del agua es = **17.99 uma** (para fines prácticos este valor se redondea a 18 uma ó 18 u)

\*Las masas atómicas de los elementos se consultan en la tabla periódica de los elementos químicos (anexo no.1).

**La masa molecular del agua es una interpretación a nivel nanoscópico de la materia porque da a entender la masa de UNA MOLÉCULA de agua.**

**Si la fórmula es de un elemento químico**, la **masa fórmula\*** es igual a la masa atómica del elemento, por ejemplo:

Sodio, Na:

Masa del sodio = 22.99 uma o 22.99 u

\*cuando utilizamos el término “**masa fórmula**” nos referimos a la fórmula química de un compuesto o al símbolo de un elemento químico.

**La masa fórmula del sodio es una interpretación a nivel nanoscópico de la materia porque da a entender la masa de UN ÁTOMO de sodio.**

**Si la fórmula química es de un compuesto iónico**, no es correcto llamarle masa molecular porque no forma una molécula. Los compuestos iónicos poseen cristales formados por muchos iones organizados en una red cristalina. Estos compuestos se representan mediante la fórmula que ofrezca la relación más simple de los iones involucrados, esta razón se le conoce como **unidad formular**. Por ejemplo, la **unidad formular** del KBr consiste en un ion  $K^{1+}$  y un ion  $Br^{1-}$  que expresa la relación más simple del ion potasio con el ion bromuro. La masa fórmula de una unidad formular se calcularía de la siguiente forma:

**Cálculo de la masa fórmula de una unidad formular.**

**Masa fórmula de una unidad formular del bromuro de potasio (KBr):**

Masa atómica del **potasio**: 39.09 uma

Masa atómica del **bromo**: 79.90 uma

Masa fórmula de una unidad formular del KBr =

$1 \times (\text{masa atómica del K}) + 1 \times (\text{masa atómica del Br})$

Masa fórmula de una unidad formular del KBr =

$1 \times (39.09 \text{ uma}) + 1 \times (79.90 \text{ uma})$

Por lo tanto, la masa fórmula de una unidad formular del bromuro de potasio es=

$39.09 \text{ uma} + 79.90 \text{ uma} = 118.99 \text{ uma}$  o 118.99 u

## Cálculo de la Masa Molar.

Los químicos no tienen un instrumento para medir la masa de un átomo, de una molécula, de una unidad formular, por lo que, utilizan un montón de estas partículas para poder medir su masa. A ese montón de partículas (átomos, moléculas o unidades formulars) se le llama **MOL**. En el capítulo 1 se dijo que el mol contiene  $6.02213 \times 10^{23}$  partículas de cualquier sustancia y que la masa de ese mol de sustancia se le conoce como la **masa molar**.

La **masa molar** es la masa en gramos de un 1 mol de partículas (átomos, moléculas, unidades formulars) de una sustancia. Si se trata de elementos químicos la masa molar equivale, en magnitud, a la masa atómica expresada en gramos, por ejemplo:

Masa molar de un mol de átomos de potasio= 39.098\* gramos/mol

\*masa atómica del potasio

Si se trata de compuestos moleculares o iónicos, la masa molar se determina sumando las masas molares de cada elemento multiplicadas por el número de mol de ese elemento en la fórmula química y se expresa en gramos/mol.

**Ejemplo 1.** Calcular la masa molar del metano.

**Masa molar del metano (CH<sub>4</sub>):**

Masa molar del hidrógeno: 1.00 g/mol

Masa molar del carbono: 12.01 g/mol

Masa molar del CH<sub>4</sub>=

(1 mol de átomos de carbono x 12.01 g/mol) + (4 mol de átomos de hidrógeno x 1.00 g/mol)

Masa molar del CH<sub>4</sub>= 12.01 g + 4.00 g = 16.01 gramos

**Ejemplo 2.** Calcula la masa molar del NaCl:

**Masa molar del cloruro de sodio (NaCl):**

Masa molar del sodio: 22.99 g/mol

Masa molar del cloro: 35.45 g/mol

Masa molar del NaCl=

(1 mol de átomos de sodio x 22.99 g/mol) +

(1 mol de átomos de cloro x 35.45 g/mol)

Masa molar del NaCl= 22.99 g + 35.45 g = 58.44 gramos

Concluyendo: **la masa molar (en g/mol) de cualquier sustancia siempre es numéricamente igual a su masa fórmula (en uma o u)**. La diferencia se encuentra en las unidades que nos indican el nivel de representación de la materia a la que nos referimos, sea nanoscópico o macroscópico.

**1 molécula de H<sub>2</sub>O** tiene una masa de **18 uma**  $\Rightarrow$  **1 mol de moléculas de H<sub>2</sub>O** tiene una masa de **18 gramos**

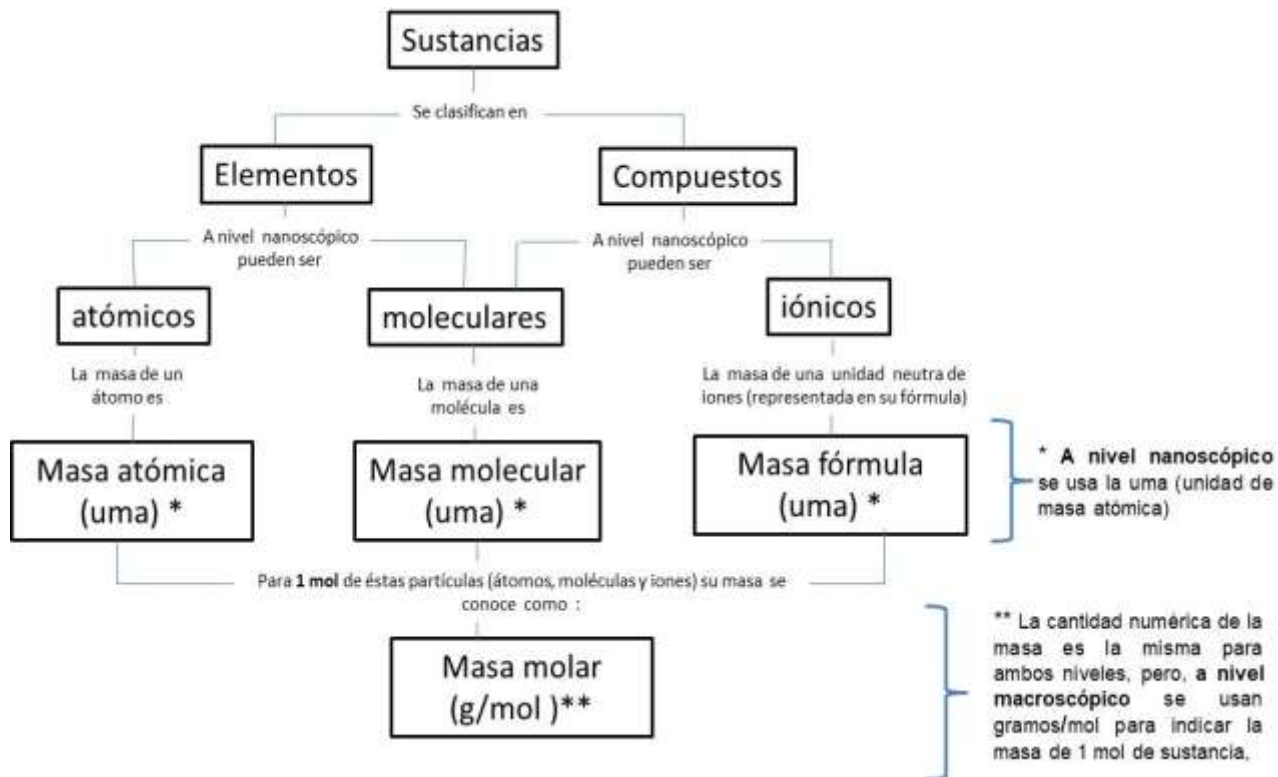
**1 átomo de Na** tiene una masa de **22.99 uma**  $\Rightarrow$  **1 mol de átomos de Na** tiene una masa de **22.99 gramos**

**Una unidad formular de KBr** tiene una masa de **118.99 uma**  $\Rightarrow$  **1 mol de unidades formulares de KBr** tiene una masa de **118.99 gramos**

**Una molécula de CH<sub>4</sub>** tiene una masa de **16.01 uma**  $\Rightarrow$  **1 mol de moléculas de CH<sub>4</sub>** tiene una masa de **16.01 gramos**

**Una unidad formular de NaCl** tiene una masa de **58.44 uma**  $\Rightarrow$  **1 mol de unidades formulares de NaCl** tiene una masa de **58.44 gramos**

El siguiente esquema resume la relación que existe entre los diferentes tipos de masas de las sustancias.



## Ejercicios.

1. Explica cuándo se utiliza el término masa molecular.
2. Explica cuándo se utiliza el término masa fórmula.
3. ¿Qué significa el término masa molar?
4. Calcula la masa molecular del  $\text{SiH}_4$ .
5. En la molécula:  $\text{CCl}_4$  indica cuántos átomos hay de cada elemento.
6. Un mol de cloroformo ( $\text{CHCl}_3$ ) equivale a 119.3779 g. ¿a qué tipo de masa corresponde? ¿a qué nivel de representación de la materia nos referimos?. El cloroformo es un compuesto molecular.
  - a) masa molecular, nivel nanoscópico
  - b) masa fórmula, nivel nanoscópico

- c) masa molar, nivel macroscópico
- d) masa molecular, nivel macroscópico

7. Partiendo de la siguiente información: la masa del nitrato de calcio  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  es 164.1 uma. ¿a qué tipo de masa corresponde? ¿a qué nivel de representación de la materia nos referimos?. El nitrato de calcio es un compuesto iónico.

- a) masa molecular, nivel nanoscópico
- b) masa formular, nivel nanoscópico
- c) masa molar, nivel macroscópico
- d) masa molecular, nivel macroscópico

8. Calcula la masa de una unidad formular de  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ .

9. Calcula la masa de un mol de unidades formulars de KCl.

10. Calcula la masa molar del  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

## 2.4. Conversión gramos a mol.



La masa molar de un elemento o un compuesto es la masa de un mol de sustancia y la unidad de medida son gramos/mol. La masa molar se puede utilizar como un **factor unitario** para convertir gramos a mol o mol a gramos de cualquier sustancia. Utilizaremos la información del subcapítulo 2.3 para calcular la masa molar de las sustancias.

**Ejemplo 1:** Un mol de calcio tiene una masa molar de 40.08 gramos/mol que se puede expresar de la siguiente forma:

$$1 \text{ mol de Ca} = 40.08 \text{ g}$$

A partir de esta equivalencia se pueden plantear los siguientes factores unitarios:

$$\frac{1 \text{ mol de Ca}}{40.08 \text{ g}} \quad \text{y} \quad \frac{40.08 \text{ g}}{1 \text{ mol de Ca}}$$



¡Observa que los datos de los factores unitarios son los mismos, pero están escritos de forma inversa!

**Ejemplo 2:** Un mol de moléculas de oxígeno tiene una masa molar de 31.98 gramos/mol que se puede expresar de la siguiente forma:

$$1 \text{ mol de O}_2 = 31.98 \text{ g}$$

A partir de esta equivalencia se pueden plantear los siguientes factores unitarios:

$$\frac{1 \text{ mol de O}_2}{31.98 \text{ g}} \quad \text{y} \quad \frac{31.98 \text{ g}}{1 \text{ mol de O}_2}$$



Utilizando uno de los factores unitarios se puede convertir gramos a mol o mol a gramos, revisemos los siguientes ejemplos.

**Ejemplo 3.** ¿Cuántos gramos contienen 3.5 mol de CO<sub>2</sub>?

Resolveremos el problema por pasos:

**Paso 1.** Determinar la masa molar de la sustancia.

Un mol de dióxido de carbono tiene una masa molar de 43.99 gramos/mol lo cual se puede expresar de la siguiente forma:

$$1 \text{ mol de CO}_2 = 43.99\text{g}$$

**Paso 2.** Establecer los factores unitarios:

$$\frac{1 \text{ mol de CO}_2}{43.99 \text{ g}} \quad \text{y} \quad \frac{43.99 \text{ g}}{1 \text{ mol de CO}_2}$$

**Paso 3.** Utilizamos la “**cantidad de sustancia de partida**” y un factor unitario del paso 2 relacionándolos de la siguiente forma:

**Cantidad de sustancia de partida:** 3.5 mol de CO<sub>2</sub>:

$$3.5 \cancel{\text{ mol}} \text{ de CO}_2 \times \frac{43.99 \text{ g CO}_2}{1 \cancel{\text{ mol}} \text{ CO}_2} = 153.96 \text{ g CO}_2$$



Utilizar el factor unitario (del paso 2) que contenga la **unidad a calcular en el numerador** para que podamos **eliminar la unidad** de la **sustancia de partida (denominador)**, en este caso, la unidad a calcular fueron gramos a partir de mol (unidad que se eliminó).

**Ejemplo 4.** ¿Cuántos mol contienen 2.67 g de cobre?

De acuerdo a los pasos propuestos:

**Paso 1.** Determinar la masa molar de la sustancia.

Un mol de cobre (Cu) tiene una masa molar de 63.54 gramos/mol lo cual se puede expresar de la siguiente forma:

$$1 \text{ mol de Cu} = 63.54 \text{ g}$$

**Paso 2.** Establecer los factores unitarios, los cuales son los siguientes:

$$\frac{1 \text{ mol de Cu}}{63.54 \text{ g}} \quad \text{y} \quad \frac{63.54 \text{ g}}{1 \text{ mol de Cu}}$$

**Paso 3.** Utilizamos la “**cantidad de sustancia de partida**” y un factor unitario del paso 2 relacionándolos de la siguiente forma:

**Cantidad de sustancia de partida:** 2.67 g de Cu

$$2.67 \cancel{\text{ g}} \text{ de Cu} \times \frac{1 \text{ mol de Cu}}{63.54 \cancel{\text{ g}}} = 0.04 \text{ mol de Cu}$$



Utilizar el factor unitario (del paso 2) que contenga la **unidad a calcular en el numerador** para que podamos **eliminar la unidad** de la **sustancia de partida (denominador)**, en este caso, la unidad a calcular fueron mol a partir de gramos (unidad que se eliminó).

## Ejercicios.

1. ¿A cuántas mol equivalen 100 g de amoníaco ( $\text{NH}_3$ )?
2. ¿Cuántos gramos contienen 50 mol de moléculas de agua?
3. ¿A cuántos gramos equivalen a 5.8 mol de átomos de nitrógeno?
4. ¿Cuántas mol contienen 150 g de amoxicilina (antibiótico)? Fórmula:  $\text{C}_{16}\text{H}_{19}\text{N}_3\text{O}_5\text{S}$
5. Calcula la masa de 1 mol de cloruro de magnesio ( $\text{MgCl}_2$ ). ¿Cuál será la masa de 2 mol de  $\text{MgCl}_2$ ?
6. ¿A cuántos gramos de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  equivalen 3 mol de la misma sustancia?
7. Para la fructuosa que se encuentra en la miel y en las frutas, calcula ¿cuántas mol hay en 1000 gramos? Fórmula:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

8. ¿Cuántos gramos de oro (Au) hay en las siguientes cantidades?

- a) 2 mol                      b) 7 mol                      c) 13 mol                      d) 18 mol

9. ¿Cuántos mol de hierro (Fe) hay en las siguientes cantidades?

- a) 245 g                      b) 0.9 kg                      c) 8.9 g                      d) 0.5 kg

10. ¿Cuántos gramos de cafeína hay en las siguientes cantidades? Fórmula de la cafeína:  $C_8H_{10}N_4O_2$

- a) 0.37 mol                      b) 4 mol                      c) 5.67 mol                      d) 10 mol

## Autoevaluación

### Subcapítulo 2.1

1. Escribe la representación simbólica para seis moléculas de agua:

\_\_\_\_\_

2. Calcula cuántas moléculas hay en 18 gramos de agua:

\_\_\_\_\_

3. Representa simbólicamente cuatro mol de dióxido de carbono:

\_\_\_\_\_

4. ¿Cuál de las siguientes expresiones se refiere al nivel macroscópico?

a) 2 una                      b) 3 gramos                      c) 4 átomos                      d) 6 moléculas

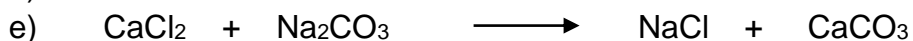
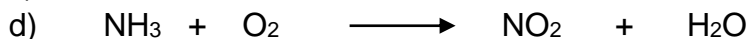
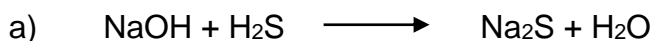
5. La expresión “dos moléculas de hidrógeno reaccionan con una molécula de oxígeno” se refiere al nivel \_\_\_\_\_ de representación de la materia.

### Respuestas:

1.  $6 \text{ H}_2\text{O}$
2.  $6.02 \times 10^{23}$
3.  $4 \text{ CO}_2$
4. b) 3 gramos
5. nanoscópico

### Subcapítulo 2.2

1. Balancea las siguientes reacciones utilizando el método propuesto:



### Respuestas:

- a) [2,1,1,2]
- b) [4,3,2]

- c) [4,11,2,8]
- d) [4,7,4,6]
- e) [1,1,2,1]

### Subcapítulo 2.3

1. Calcula la masa fórmula de una unidad formular de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  e indica las unidades.
2. Calcula la masa molar de unidades formulares de  $\text{CaF}_2$  e indica las unidades.
3. Calcula la masa molar del  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  e indica las unidades.
4. La masa molar del agua es 18 g/mol. ¿Cuál es la masa molecular?
5. La masa atómica del calcio es 40.07 uma. ¿Cuál es el valor de su masa molar?

### Respuestas:

1. 164.01 uma
2. 78.05 g
3. 310.07 g
4. 18 uma
5. 40.07 gramos

### Subcapítulo 2.4

1. Elabora un diagrama de flujo para convertir gramos a mol de cualquier sustancia.
2. ¿A cuántos gramos equivalen a 2.5 mol de amoníaco ( $\text{NH}_3$ )?

3. ¿Cuántas mol hay en 50 gramos de hidrógeno (H<sub>2</sub>)?

4. Determina la cantidad de mol presentes en 300 gramos de plata (Ag).

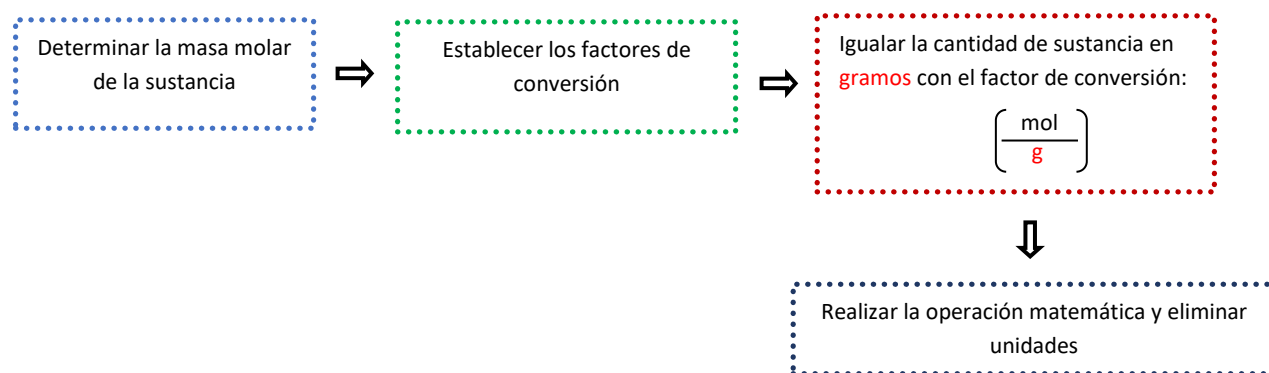
5. Establece los factores unitarios para las masas molares de las siguientes sustancias:

a) 1 mol de NO<sub>2</sub>

b) 1 mol de Ag

### Respuestas:

1.



2. 42.5 g de amoníaco

3. 25 mol de hidrógeno molecular

4. 2.78 mol de plata

5.

a) 1 mol de NO<sub>2</sub> = 45.98 g

$$\frac{1 \text{ mol de NO}_2}{45.98 \text{ g}} \quad \text{y} \quad \frac{45.98 \text{ g}}{1 \text{ mol de NO}_2}$$

b) 1 mol de Ag = 107.87 g

$$\frac{1 \text{ mol de Ag}}{107.87 \text{ g}} \quad \text{y} \quad \frac{107.87 \text{ g}}{1 \text{ mol de Ag}}$$

## Capítulo 3.

# Resolución de problemas de estequiometria gramo-gramo.



Una pregunta básica que se plantea en el laboratorio y en la industria química es: ¿qué cantidad de producto se obtendrá a partir de cantidades específicas de las materias primas llamadas reactivos?, o bien, en algunos casos la pregunta se plantea de manera inversa ¿qué cantidad de materia prima se debe utilizar para obtener una cantidad específica del producto? Para contestar estas preguntas los químicos utilizan cálculos estequiométricos a partir de las ecuaciones químicas correspondientes.

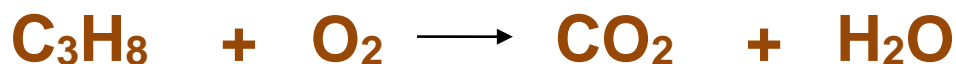
### Ejemplo 1.

1. La combustión del propano ( $C_3H_8$ ) con oxígeno produce dióxido de carbono y agua. Para la combustión de 22 gramos de propano, calcula lo siguiente:

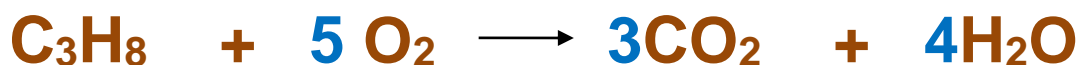
a) ¿Cuántos gramos de oxígeno se necesitan?

Para realizar un cálculo estequiométrico las autoras proponemos los siguientes pasos:

**Paso 1.** La ecuación química que representa la combustión de propano es:



**Paso 2.** La ecuación balanceada de acuerdo al subcapítulo 2.2 quedaría de la siguiente forma:





**Paso 3.** Calcular las masas molares y establecer los factores unitarios (subcapítulos 2.3 y 2.4).

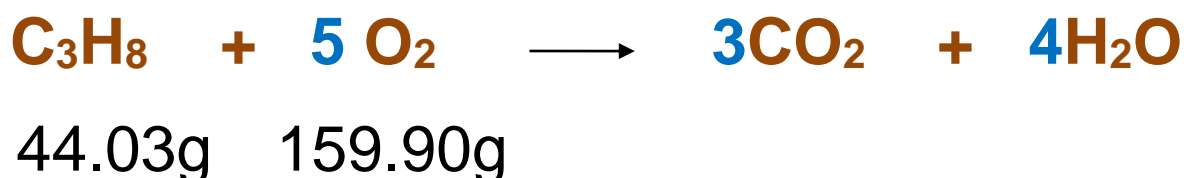
Se pueden calcular las masas molares de todas las sustancias, esto es, reactivos y productos. Para facilitar el cálculo, determina sólo las **masas molares** de la **sustancia de partida** y de la **sustancia deseada**.

De acuerdo al subcapítulo 2.3 las masas molares son:

**Masa molar del propano, C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> = 44.03 g**

**Masa molar del oxígeno, (O<sub>2</sub>) = 31.98 g**; tomando en cuenta las 5 mol de moléculas de oxígeno, la masa molar correspondiente a estas 5 mol es: **159.90 gramos**.

Los datos obtenidos se colocan en la ecuación química de la siguiente forma:



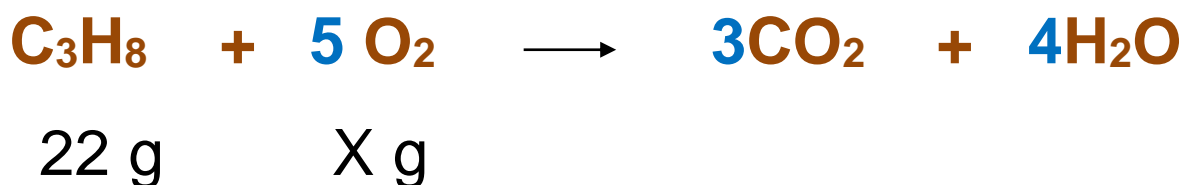
La interpretación de la ecuación química anterior indica que **44.03 gramos de propano reaccionan con 159.90 gramos de oxígeno**. Estas son las cantidades iniciales y se relacionan a través de factores unitarios como se muestra a continuación:

$$\frac{44.03 \text{ g de C}_3\text{H}_8}{159.90 \text{ g O}_2} \quad \text{y} \quad \frac{159.90 \text{ g O}_2}{44.03 \text{ g de C}_3\text{H}_8}$$

**Paso 4.** Identificar en el problema la cantidad de **sustancia de partida** y la cantidad de **sustancia deseada (X)** y establecer los factores unitarios.

**Cantidad de sustancia de partida: 22 gramos de propano**

**Cantidad de sustancia deseada: X gramos de oxígeno.**



Las cantidades de las sustancias de partida y deseada se pueden expresar utilizando los siguientes factores unitarios:

$$\frac{22 \text{ g de C}_3\text{H}_8}{X \text{ g O}_2} \quad \text{y} \quad \frac{X \text{ g O}_2}{22 \text{ g de C}_3\text{H}_8}$$

**Paso 5.** Utilizamos un factor del paso no. 3 (cualquiera de los dos) y un factor del paso no. 4 (cualquiera de los dos) igualándolos de la siguiente forma:

$$\frac{44.03 \text{ g de C}_3\text{H}_8}{159.90 \text{ g de O}_2} = \frac{22 \text{ g de C}_3\text{H}_8}{X \text{ g O}_2}$$



Observa que debe ir la **misma sustancia en el numerador** y la **otra sustancia en el denominador**, en este caso, el propano va en el numerador y el oxígeno en el denominador.

**Numerador**  

---

**Denominador**

Se resuelve la ecuación matemática y se obtiene el resultado con las unidades correspondientes:

$$X \text{ g de O}_2 = \frac{[22 \text{ g de C}_3\text{H}_8][159.90 \text{ g de O}_2]}{44.03 \text{ g de C}_3\text{H}_8} = 79.89 \text{ g de O}_2$$

**b) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se producen?**

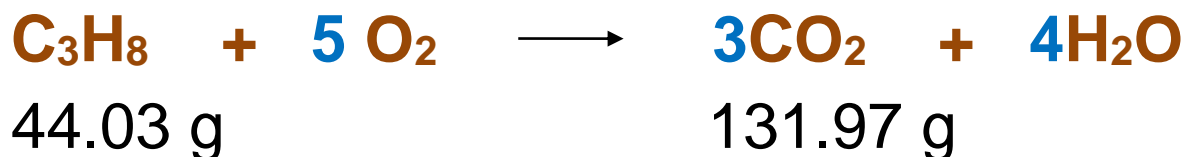
Los pasos número 1 y número 2 son los mismos, por lo que centraremos la atención en los pasos 3 a 5.

**Paso 3.** Calcular las masas molares y establecer los factores unitarios.

**Masa molar del propano, C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> = 44.03 g**

**Masa molar del dióxido de carbono, (CO<sub>2</sub>) = 43.99 g;** tomando en cuenta las 3 mol de moléculas de dióxido de carbono, la masa molar correspondiente a estas 3 mol es: **131.97 gramos.**

Los datos obtenidos se colocan en la ecuación química de la siguiente forma:



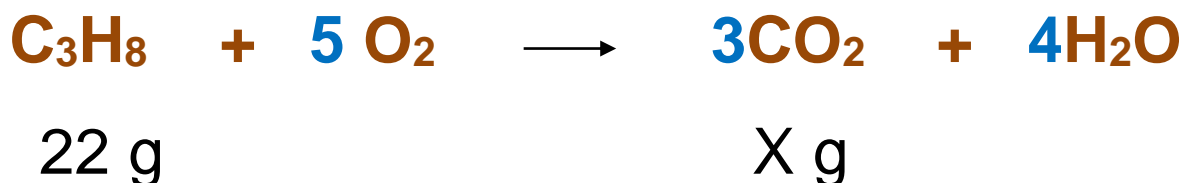
La interpretación de la ecuación química anterior indica que **44.03 gramos de propano producen 131.97 gramos de dióxido de carbono.** Estas son las cantidades iniciales y se relacionan a través de factores unitarios como se muestra a continuación:

$$\frac{44.03 \text{ g de C}_3\text{H}_8}{131.97 \text{ g CO}_2} \quad y \quad \frac{131.97 \text{ g CO}_2}{44.03 \text{ g de C}_3\text{H}_8}$$

**Paso 4.** Identificar en el problema la cantidad de **sustancia de partida** y la cantidad de **sustancia deseada (X)** y establecer los factores unitarios.

**Cantidad de sustancia de partida: 22 gramos de propano**

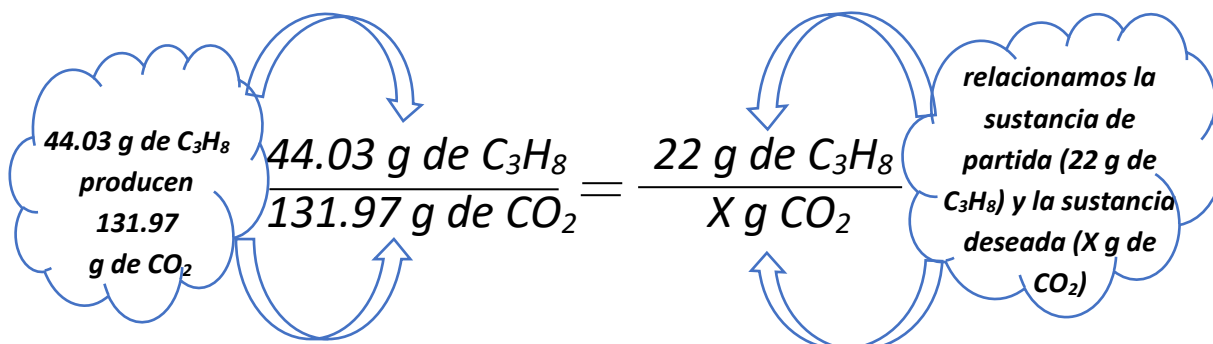
**Cantidad de sustancia deseada: gramos de dióxido de carbono.**



Las cantidades de las sustancias de partida y deseada se pueden expresar utilizando los siguientes factores unitarios:

$$\frac{22 \text{ g de C}_3\text{H}_8}{X \text{ g CO}_2} \quad y \quad \frac{X \text{ g CO}_2}{22 \text{ g de C}_3\text{H}_8}$$

**Paso 5.** Utilizamos un factor del paso no. 3 (cualquiera de los dos) y un factor del paso no. 4(cualquiera de los dos) igualándolos de la siguiente forma:



Observa que debe ir la **misma sustancia en el numerador y la otra sustancia en el denominador**, en este caso, el propano va en el numerador y el dióxido de carbono en el denominador.

Se resuelve la ecuación matemática y se obtiene el resultado con las unidades correspondientes:

$$X \text{ g de } CO_2 = \frac{[22 \text{ g de } C_3H_8][131.97 \text{ g de } CO_2]}{44.03 \text{ g de } C_3H_8} = 65.94 \text{ g de } CO_2$$

**c) ¿Qué cantidad en gramos de agua se producen?**

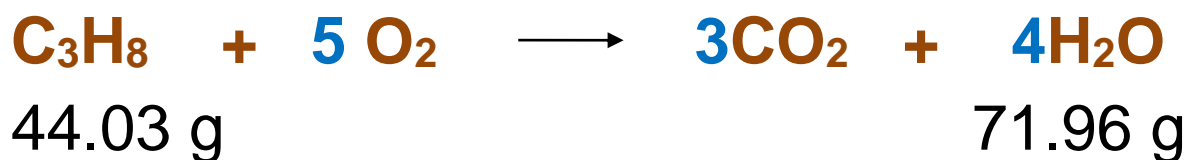
Los pasos número 1 y número 2 son los mismos, por lo que centraremos la atención en los pasos 3 a 5.

**Paso 3.** Calcular las masas molares y establecer los factores unitarios.

**Masa molar del propano,  $C_3H_8 = 44.03 \text{ g}$**

**Masa molar del agua, ( $H_2O$ ) = 17.99 g**; tomando en cuenta las 4 mol de moléculas del agua, la masa molar correspondiente a estas 4 mol es: **71.96 gramos.**

Los datos obtenidos se colocan en la ecuación química de la siguiente forma:



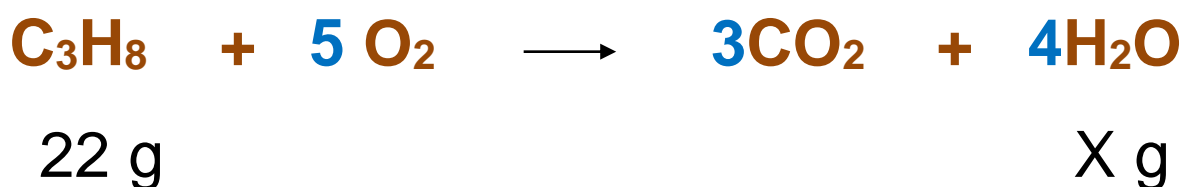
La interpretación de la ecuación química anterior indica que **44.03 gramos de propano producen 71.96 gramos de agua**. Estas son las cantidades iniciales y se relacionan a través de factores unitarios como se muestra a continuación:

$$\frac{44.03 \text{ g de C}_3\text{H}_8}{71.96 \text{ g H}_2\text{O}} \quad \text{y} \quad \frac{71.96 \text{ g H}_2\text{O}}{44.03 \text{ g de C}_3\text{H}_8}$$

**Paso 4.** Identificar en el problema la cantidad de **sustancia de partida** y la cantidad de **sustancia deseada (X)** y establecer los factores unitarios.

Cantidad de sustancia de partida: 22 gramos de propano

Cantidad de sustancia deseada: gramos de agua.



Las cantidades de las sustancias de partida y deseada se pueden expresar utilizando los siguientes factores unitarios:

$$\frac{22 \text{ g de C}_3\text{H}_8}{X \text{ g H}_2\text{O}} \quad \text{y} \quad \frac{X \text{ g H}_2\text{O}}{22 \text{ g de C}_3\text{H}_8}$$

**Paso 5.** Utilizamos un factor del paso no. 3 (cualquiera) y un factor del paso no. 4(cualquiera) igualándolos de la siguiente forma:

$$\frac{44.03 \text{ g de C}_3\text{H}_8}{71.96 \text{ g de H}_2\text{O}} = \frac{22 \text{ g de C}_3\text{H}_8}{X \text{ g H}_2\text{O}}$$



Observa que debe ir la **misma sustancia en el numerador** y la **otra sustancia en el denominador**, en este caso, el propano va en el numerador y el agua en el denominador.

Se resuelve la ecuación matemática y se obtiene el resultado con las unidades correspondientes:

$$X \text{ g de H}_2\text{O} = \frac{[22 \text{ g de C}_3\text{H}_8][71.96 \text{ g de H}_2\text{O}]}{44.03 \text{ g de C}_3\text{H}_8} = 35.96 \text{ g de H}_2\text{O}$$

**Paso 6.** Compruebe la Ley de la Conservación de la Materia.

<u>MASA DE REACTIVOS</u>		<u>MASA DE PRODUCTOS</u>	
gramos de <b>C<sub>3</sub>H<sub>8</sub></b>	= 22 g	gramos de <b>CO<sub>2</sub></b>	= 65.94 g
gramos de <b>O<sub>2</sub></b>	= 79.89 g	gramos de <b>H<sub>2</sub>O</b>	= 35.96 g
<b>masa total</b>	<b>= 101.90 g</b>	<b>masa total</b>	<b>= 101.90 g</b>



“La información anterior nos muestra que la cantidad de materia al inicio (reactivos) es la misma que la cantidad de materia al final (productos), por lo tanto, se comprueba la Ley de la Conservación de la Materia (a nivel macroscópico)”.

### Ejemplo 2.

Originalmente se pensaba que el PVC era un compuesto extremadamente seguro, pero los estudios indican ahora que puede haber algunos peligros ocultos. El problema no es con el PVC mismo sino con el compuesto cloruro de vinilo (C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>Cl) a partir del cual se hace el PVC. El cloruro de vinilo cuando arde puede producir un gas extremadamente peligroso (cloruro de hidrógeno, HCl).

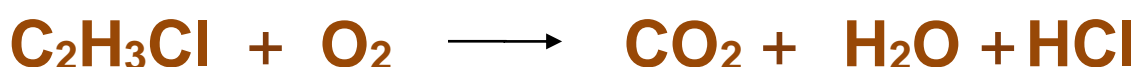
Considera la ecuación química entre el cloruro de vinilo y el oxígeno. Responde a cada una de las siguientes preguntas si reaccionan **25 g del cloruro de vinilo**.

- a) ¿Cuántos gramos de O<sub>2</sub> se necesitan?
- b) ¿Cuántos gramos de CO<sub>2</sub> se producirán?
- c) ¿Cuántos gramos de H<sub>2</sub>O se producirán?
- d) ¿Cuántos gramos de HCl se producirán?

De acuerdo a los pasos propuestos se resolvería de la siguiente forma:

**a) ¿Cuántos gramos de O<sub>2</sub> se necesitan?**

**Paso 1.** La ecuación química que representa la reacción química es:



**Paso 2.** La ecuación química balanceada quedaría de la siguiente forma:



**Paso 3.** Calcular las masas molares y establecer los factores unitarios.

De acuerdo al subcapítulo 2.3 las masas molares son:

**Masa molar del cloruro de vinilo, C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>Cl = 62.45 g;** tomando en cuenta los 2 mol de cloruro de vinilo, la masa molar correspondiente es: **124.9 gramos.**

**Masa molar del oxígeno (O<sub>2</sub>) = 31.98 g;** tomando en cuenta las 5 mol de moléculas de oxígeno, la masa molar correspondiente es: **159.90 gramos.**

Los datos obtenidos se colocan en la ecuación química de la siguiente forma:



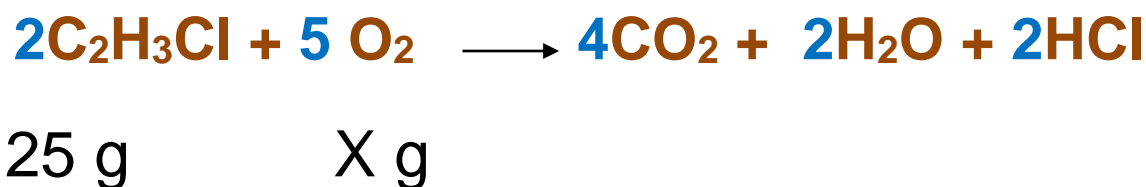
La interpretación de la ecuación química anterior indica que **124.9 gramos de cloruro de vinilo reaccionan con 159.90 gramos de oxígeno.** Estas son las cantidades iniciales y se relacionan a través de factores unitarios como se muestra a continuación:

$$\frac{124.9 \text{ g de C}_2\text{H}_3\text{Cl}}{159.90 \text{ g O}_2} \quad \text{y} \quad \frac{159.90 \text{ g O}_2}{124.9 \text{ g de C}_2\text{H}_3\text{Cl}}$$

**Paso 4.** Identificar en el problema la cantidad de **sustancia de partida** y la cantidad de **sustancia deseada** y establecer los factores unitarios.

Cantidad de sustancia de partida: 25 gramos de cloruro de vinilo

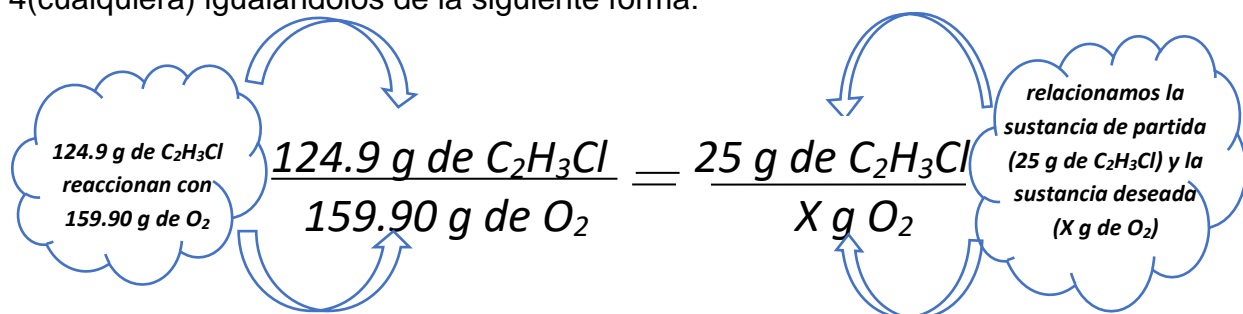
Cantidad de sustancia deseada: gramos de oxígeno.



Las cantidades de las sustancias de partida y deseada se pueden expresar utilizando los siguientes factores de unitarios:

$$\frac{25 \text{ g de C}_2\text{H}_3\text{Cl}}{X \text{ g O}_2} \quad \text{y} \quad \frac{X \text{ g O}_2}{25 \text{ g de C}_2\text{H}_3\text{Cl}}$$

**Paso 5.** Utilizamos un factor del paso no. 3 (cualquiera) y un factor del paso no. 4(cualquiera) igualándolos de la siguiente forma:



Se resuelve la ecuación matemática y se obtiene el resultado con las unidades correspondientes:

$$X \text{ g de O}_2 = \frac{[25 \text{ g de C}_2\text{H}_3\text{Cl}][159.90 \text{ g de O}_2]}{124.9 \text{ g de C}_2\text{H}_3\text{Cl}} = 32.00 \text{ g de O}_2$$



b) ¿Cuántos gramos de CO<sub>2</sub> se producirán?

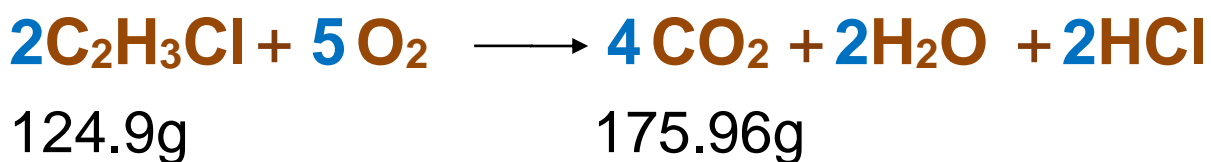
Los pasos 1 y 2 son los mismos, por lo que, nos enfocamos a los tres últimos pasos.

**Paso 3.** Calcular las masas molares y establecer los factores de conversión.

**Masa molar del cloruro de vinilo, C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>Cl = 62.45 g;** tomando en cuenta los 2 mol de cloruro de vinilo, la masa molar correspondiente es: **124.9 gramos.**

**Masa molar del dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) = 43.99 g;** tomando en cuenta las 4 mol del dióxido de carbono, la masa molar correspondiente es: **175.96 gramos.**

Los datos obtenidos se colocan en la ecuación química de la siguiente forma:



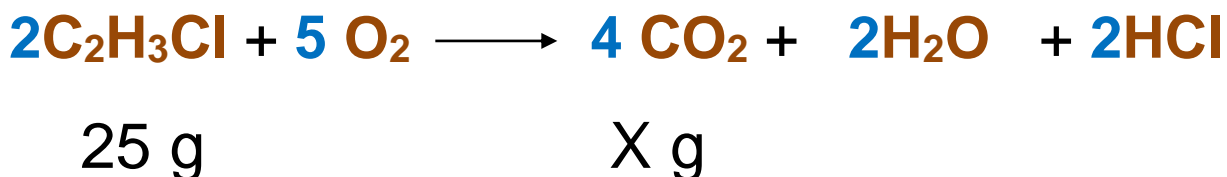
La interpretación de la ecuación química anterior indica que **124.9 gramos de cloruro de vinilo producen 175.9 gramos de dióxido de carbono.** Estas son las cantidades iniciales y se relacionan a través de factores unitarios como se muestra a continuación:

$$\frac{124.9 \text{ g de C}_2\text{H}_3\text{Cl}}{175.96 \text{ g CO}_2} \quad \text{y} \quad \frac{175.96 \text{ g CO}_2}{124.9 \text{ g de C}_2\text{H}_3\text{Cl}}$$

**Paso 4.** Identificar en el problema la cantidad de **sustancia de partida** y la cantidad de **sustancia deseada** y establecer los factores unitarios.

**Cantidad de sustancia de partida: 25 gramos de cloruro de vinilo**

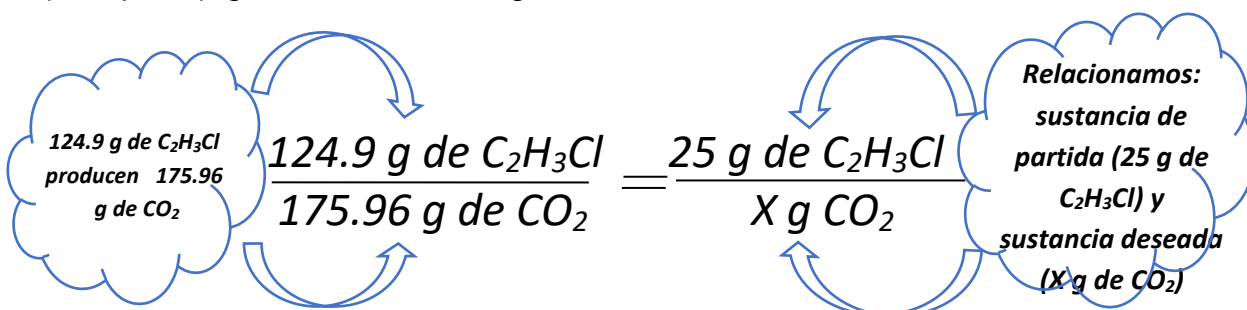
**Cantidad de sustancia deseada: gramos de dióxido de carbono.**



Las cantidades de las sustancias de partida y deseada se pueden expresar utilizando los siguientes factores unitarios:

$$\frac{25 \text{ g de C}_2\text{H}_3\text{Cl}}{X \text{ g CO}_2} \quad \text{y} \quad \frac{X \text{ g CO}_2}{25 \text{ g de C}_2\text{H}_3\text{Cl}}$$

**Paso 5.** Utilizamos un factor del paso no. 3 (cualquiera) y un factor del paso no. 4(cualquiera) igualándolos de la siguiente forma:



Se resuelve la ecuación matemática y se obtiene el resultado con las unidades correspondientes:

$$X \text{ g de CO}_2 = \frac{[25 \text{ g de } \cancel{\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}}][175.96 \text{ g de CO}_2]}{124.9 \text{ g de } \cancel{\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}}} = \boxed{35.22 \text{ g de CO}_2}$$

c) ¿Cuántos gramos de agua se producirán?

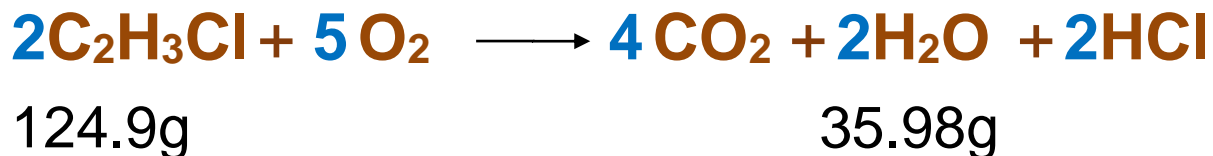
Los pasos 1 y 2 son los mismos, por lo que, nos enfocamos a los tres últimos pasos.

**Paso 3.** Calcular las masas molares y establecer los factores unitarios.

**Masa molar del cloruro de vinilo,  $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl} = 62.45 \text{ g}$** ; tomando en cuenta los 2 mol de cloruro de vinilo, la masa molar correspondiente es: **124.9 gramos**.

**Masa molar del agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) = 17.99 g**; tomando en cuenta las 2 mol del agua, la masa molar correspondiente es: **35.98 gramos**.

Los datos obtenidos se colocan en la ecuación química de la siguiente forma:



La interpretación de la ecuación química anterior indica que **124.9 gramos de cloruro de vinilo producen 35.98 gramos de agua**. Estas son las cantidades iniciales y se relacionan a través de factores unitarios como se muestra a continuación:

$$\frac{124.9 \text{ g de C}_2\text{H}_3\text{Cl}}{35.98 \text{ g H}_2\text{O}} \quad \text{y} \quad \frac{35.98 \text{ g H}_2\text{O}}{124.9 \text{ g de C}_2\text{H}_3\text{Cl}}$$

**Paso 4.** Identificar en el problema la cantidad de **sustancia de partida** y la cantidad de **sustancia deseada** y establecer los factores unitarios.

**Cantidad de sustancia de partida: 25 gramos de cloruro de vinilo**

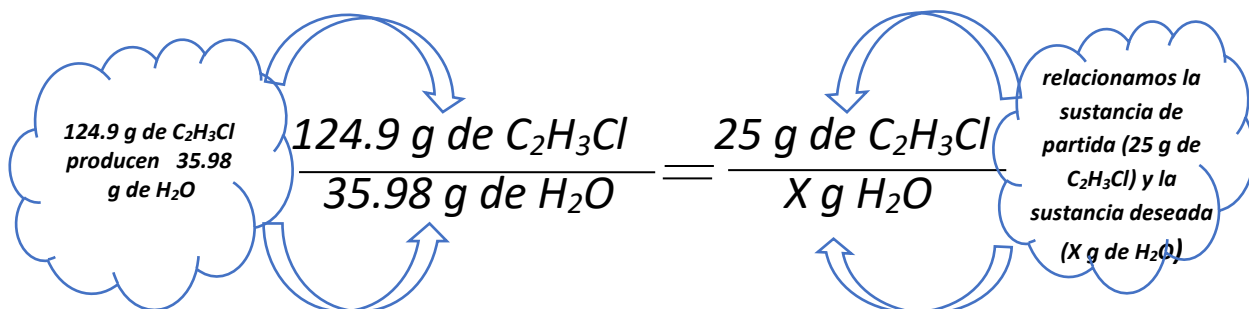
**Cantidad de sustancia deseada: gramos de agua.**



Las cantidades de las sustancias de partida y deseada se pueden expresar utilizando los siguientes factores unitarios:

$$\frac{25 \text{ g de C}_2\text{H}_3\text{Cl}}{X \text{ g H}_2\text{O}} \quad \text{y} \quad \frac{X \text{ g H}_2\text{O}}{25 \text{ g de C}_2\text{H}_3\text{Cl}}$$

**Paso 5.** Utilizamos un factor del paso no. 3 (cualquiera) y un factor del paso no. 4(cualquiera) igualándolos de la siguiente forma:



Se resuelve la ecuación matemática y se obtiene el resultado con las unidades correspondientes:

$$X \text{ g de H}_2\text{O} = \frac{[25 \text{ g de } \cancel{\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}}][35.98 \text{ g de H}_2\text{O}]}{124.9 \text{ g de } \cancel{\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}}} = \boxed{7.20 \text{ g de H}_2\text{O}}$$

d) ¿Cuántos gramos de cloruro de hidrógeno (HCl) se producirán si se queman 25 g de cloruro de vinilo?

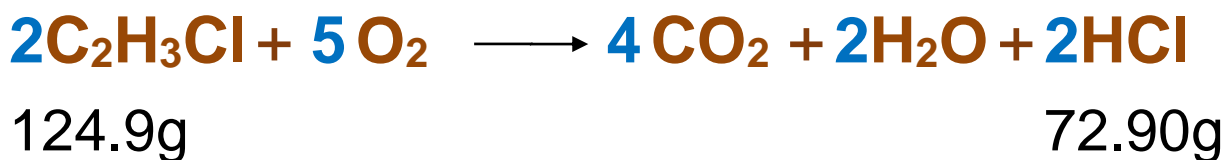
Los pasos 1 y 2 son los mismos, por lo que, nos enfocamos a los tres últimos pasos.

**Paso 3.** Calcular las masas molares y establecer los factores de conversión.

**Masa molar del cloruro de vinilo,  $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl} = 62.45 \text{ g}$** ; tomando en cuenta los 2 mol de cloruro de vinilo, la masa molar correspondiente es: **124.9 gramos**.

**Masa molar del ácido clorhídrico (HCl) = 36.45 g**; tomando en cuenta las 2 mol del agua, la masa molar correspondiente es: **72.90 gramos**.

Los datos obtenidos se colocan en la ecuación química de la siguiente forma:



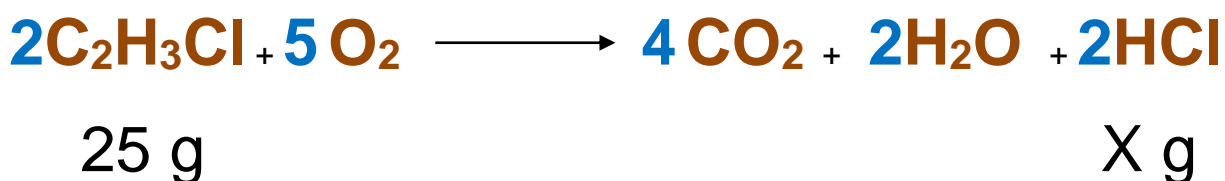
La interpretación de la ecuación química anterior indica que **124.9 gramos de cloruro de vinilo producen 72.90 gramos del ácido clorhídrico**. Estas son las cantidades iniciales y se relacionan a través de factores unitarios como se muestra a continuación:

$$\frac{124.9 \text{ g de C}_2\text{H}_3\text{Cl}}{72.90 \text{ g HCl}} \quad \text{y} \quad \frac{72.90 \text{ g HCl}}{124.9 \text{ g de C}_2\text{H}_3\text{Cl}}$$

**Paso 4.** Identificar en el problema la cantidad de **sustancia de partida** y la cantidad de **sustancia deseada** y establecer los factores unitarios.

**Cantidad de sustancia de partida: 25 gramos de cloruro de vinilo**

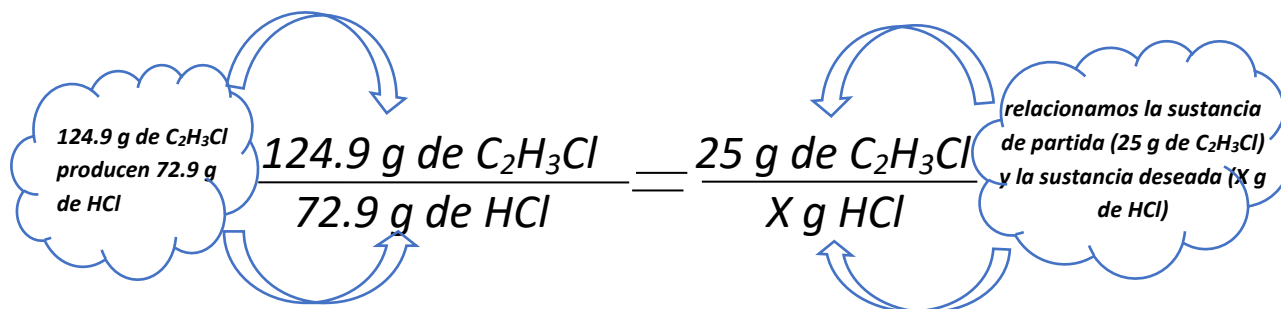
**Cantidad de sustancia deseada: cloruro de hidrógeno.**



Las cantidades de las sustancias de partida y deseada se pueden expresar utilizando los siguientes factores unitarios:

$$\frac{25 \text{ g de C}_2\text{H}_3\text{Cl}}{X \text{ g HCl}} \quad \text{y} \quad \frac{X \text{ g HCl}}{25 \text{ g de C}_2\text{H}_3\text{Cl}}$$

**Paso 5.** Utilizamos un factor del paso no. 3 (cualquiera) y un factor del paso no. 4(cualquiera) igualándolos de la siguiente forma:



Se resuelve la ecuación matemática y se obtiene el resultado con las unidades correspondientes:

$$X \text{ g de HCl} = \frac{[25 \text{ g de } \cancel{\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}}][72.9 \text{ g de HCl}]}{124.94 \text{ g de } \cancel{\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}}} = 14.58 \text{ g de HCl}$$

**Paso 6.** Compruebe la Ley de la conservación de la materia.

<u>MASA DE REACTIVOS</u>	<u>MASA DE PRODUCTOS</u>
gramos de <b>C<sub>3</sub>H<sub>8</sub></b> = 25 g	gramos de <b>CO<sub>2</sub></b> = 35.22 g
gramos de <b>O<sub>2</sub></b> = 32.00 g	gramos de <b>H<sub>2</sub>O</b> = 7.20 g
	gramos de <b>HCl</b> = 14.58 g
<b>masa total</b> = <b>57.00 g</b>	<b>masa total</b> = <b>57.00 g</b>

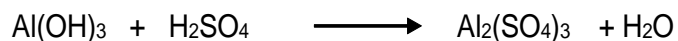
La mejor forma para aprender a resolver problemas de estequiometría es practicar con varios de ellos. Conforme hagamos esto, recuerda que la ecuación balanceada de una reacción contiene la información básica acerca de las cantidades relativas de las sustancias implicadas. Asimismo, observe que, si conocemos la cantidad, aunque únicamente sea de un solo reactivo o producto, podemos obtener las cantidades de todos los demás reactivos o productos.

### Ejercicios.

1. Elabora un diagrama o mapa conceptual para el procedimiento que se debe seguir en la resolución de problemas estequiométricos.

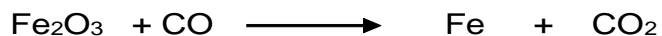
2. Utilizando el procedimiento anterior, resuelve los siguientes ejercicios:

2.1 El sulfato de aluminio se ha usado para curtir pieles, para tratar aguas negras y como antitranspirante en productos para el cuidado personal como los desodorantes. El compuesto puede formarse mediante la reacción ácido-base:



- Balancea la ecuación química.
- ¿Cuántos gramos de hidróxido de aluminio y de ácido sulfúrico se necesitan para producir 500 g de sulfato de aluminio?
- ¿Cuántos gramos de agua se producen?

2.2 En un alto horno, el óxido de hierro (III) es convertido a hierro metálico. La ecuación química general para el proceso es:



- Balancea la ecuación.
- ¿Cuántos gramos de óxido de hierro (III) se necesitan para producir 454 g de hierro metálico?
- ¿Cuántos gramos de CO se necesitan y cuántos gramos de CO<sub>2</sub> se producen?

2.3 Suponga que usted tiene una solución de 500 g de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  disuelto y le agrega 300 g de zinc metálico. Después que la reacción se ha completado, quedan 127 g de Cu. ¿Cuántos gramos de  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  se producen?

2.4 La glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) reacciona con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua.

- Escriba la ecuación balanceada para esta reacción química.
- ¿Cuántos gramos de glucosa reaccionan con 3.20 g de oxígeno?
- ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono y agua se producen?

2.5 El gas natural se consume en los hogares para la calefacción de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Con la ecuación ya balanceada, determine cuantos gramos de  $\text{CO}_2$  se formarían para cada una de las cantidades siguientes de metano (suponga cantidades ilimitadas de oxígeno):

- 2.30 gramos de  $\text{CH}_4$
- 0.52 gramos de  $\text{CH}_4$
- 11 g de  $\text{CH}_4$
- 1.3 Kg de  $\text{CH}_4$



## Autoevaluación

Resuelve correctamente los siguientes ejercicios estequiométricos:

1. ¿Qué masa de magnesio se necesita para que reaccionen 27.0 g de nitrógeno?  
(No olvide balancear la ecuación química)

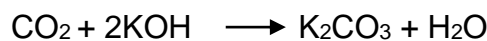


2. Un producto secundario de la reacción que infla las bolsas de aire para automóvil es sodio, que es muy reactivo y puede encenderse en el aire. El sodio que se produce durante el proceso de inflado reacciona con otro compuesto que se agrega al contenido de la bolsa,  $\text{KNO}_3$ , según la reacción:



- ¿Cuántos gramos de  $\text{KNO}_3$  se necesitan para eliminar 5.0 g de Na?

3. El  $\text{CO}_2$  que los astronautas exhalan se extrae de la atmósfera de la nave espacial por reacción con KOH:



- ¿Cuántos kg de  $\text{CO}_2$  se pueden extraer con 1.0 kg de KOH?

4. Las bolsas de aire para automóvil se inflan cuando se descompone rápidamente azida de sodio ( $\text{NaN}_3$ ) sus los elementos que la componen según la siguiente ecuación:



¿Cuántos gramos de azida de sodio se necesitan para formar 5.0 g de nitrógeno gaseoso?

5. ¿Cuántos gramos de óxido de hierro  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , se pueden producir a partir de 2.50 g de oxígeno que reaccionan con hierro sólido?

**Respuestas.**

1. 70.29 g Mg
2. 4.40 g  $\text{KNO}_3$
3. 0.392 kg  $\text{CO}_2$
4. 7.74 g  $\text{NaN}_3$
5. 8.32 g  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

# Capítulo 4.

## Resolución de problemas de estequiometria mol-mol.



Para realizar los cálculos estequiométricos los químicos utilizan a nivel macroscópico la unidad “mol”. Recordamos que un mol es la cantidad de partículas de cualquier sustancia que contiene  $6.02213 \times 10^{23}$  que pueden ser de átomos, moléculas, iones, etc.). La cantidad de mol en una ecuación química corresponde al coeficiente que se encuentra al lado derecho de las fórmulas o símbolos de las sustancias.

En este tipo de cálculo, la unidad de la sustancia de la que se parte y la deseada es en “mol”, por eso se le conoce como cálculo mol-mol. Para resolver problemas estequiométricos mol-mol, las autoras proponemos utilizar los siguientes pasos:

**Paso 1.** Si la ecuación química no está escrita en su totalidad se debe “completar” (que los reactivos y productos estén especificados); si la ecuación química está completa sigue el paso 2.

**Paso 2.** Balancea la ecuación química por el método de tanteo revisado en el capítulo 2.

**Paso 3.** Identifica en el problema: cantidad en mol de la **sustancia de partida** y mol de la **sustancia deseada** y plantea los factores unitarios.

**Paso 4.** Utiliza los coeficientes de la ecuación química para plantear los factores unitarios que relacionen la cantidad de **sustancia de partida** y la cantidad de **sustancia deseada** en mol.

**Paso 5.** Resuelve el problema utilizando un factor unitario del paso 3 y uno del paso 4 procurando que la sustancias en el numerador y denominador sean las mismas.

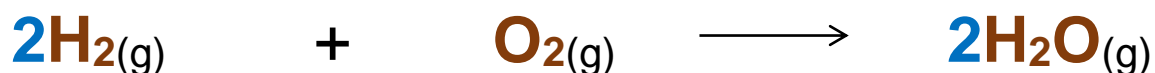
**Ejemplo 1.** Calcula la cantidad en mol de hidrogeno que se requieren para producir 50 mol de agua de acuerdo a la siguiente ecuación:



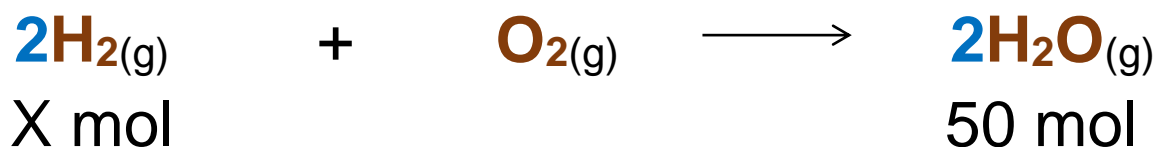
**Siguiendo los pasos propuestos:**

**Paso 1.** En este caso, la ecuación química está completa en el sentido que conocemos el producto de la reacción química que es el agua.

**Paso 2.** La ecuación química balanceada quedaría de la siguiente forma:



**Paso 3.** La cantidad de **sustancia de partida** son **50 mol de agua** y la cantidad de sustancia **deseada (X)** es la cantidad de mol de hidrógeno:



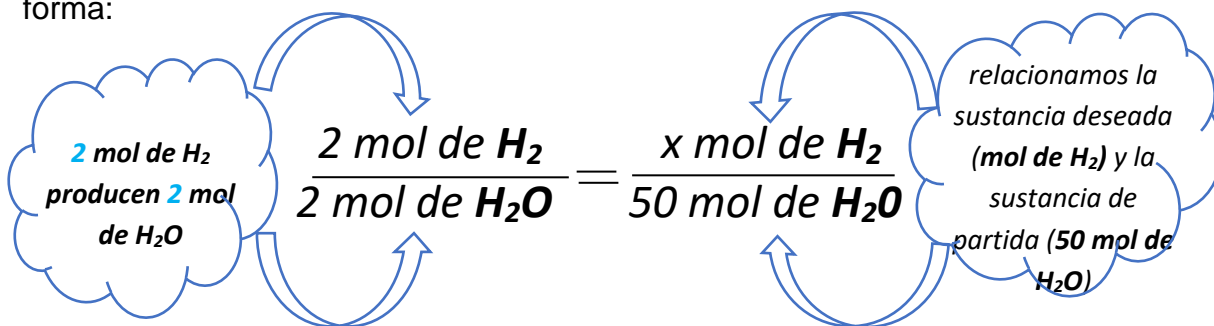
Los factores unitarios que relacionan las cantidades de **sustancia de partida** y **deseada** son:

$$\frac{X \text{ mol H}_2}{50 \text{ mol de H}_2\text{O}} \quad \text{ó} \quad \frac{50 \text{ mol H}_2\text{O}}{X \text{ mol de H}_2}$$

**Paso 4.** Utilizamos los coeficientes de la ecuación química que nos indican que **2 mol de H<sub>2</sub> producen 2 mol de H<sub>2</sub>O**” por lo que los factores unitarios serían:

$$\frac{2 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol de H}_2\text{O}} \quad \text{ó} \quad \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol de H}_2}$$

**Paso 5.** Utilizamos un factor del paso 3 y uno del 4 igualándolos de la siguiente forma:



Observa que debe ir la misma sustancia en el numerador y la otra sustancia en el denominador, en este caso, el hidrógeno va en el numerador y el agua en el denominador.

Se resuelve la ecuación y se obtiene el resultado con las unidades correspondientes:

$$X \text{ mol de H}_2 = \frac{[2 \text{ mol de H}_2][50 \text{ mol de H}_2\text{O}]}{2 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 50 \text{ mol de H}_2$$

**Ejemplo 2.** Para la obtención de amoníaco se utiliza la reacción entre el nitrógeno y el hidrógeno como se muestra a continuación. Calcula la cantidad en mol de amoníaco que se producen cuando reaccionan 7.5 mol de hidrógeno.



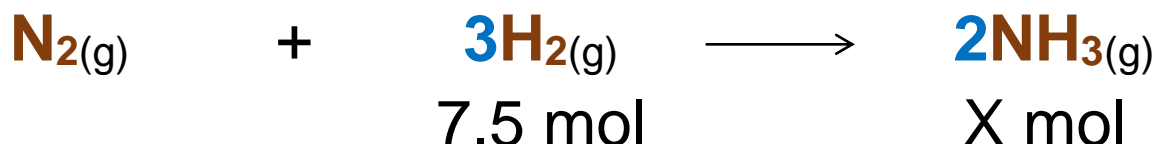
**Siguiendo los pasos propuestos:**

**Paso 1.** En este caso, la ecuación química está completa en el sentido que conocemos el producto de la reacción, en este caso, es el amoníaco (NH<sub>3</sub>).

**Paso 2.** La ecuación se balancea y quedaría de la siguiente forma:



**Paso 3.** La cantidad de **sustancia de partida** son **7.5 moles de hidrógeno** y la cantidad de **sustancia deseada (X)** son **mol de amoníaco**:



Los factores unitarios que relacionan las cantidades de la **sustancia de partida** y **deseada** son:

$$\frac{7.5 \text{ mol de H}_2}{X \text{ mol de NH}_3} \quad \text{ó} \quad \frac{X \text{ mol de NH}_3}{7.5 \text{ mol de H}_2}$$

**Paso 4.** Utilizamos los coeficientes de la ecuación química que indican que **3 mol de H<sub>2</sub>** producen **2 mol de NH<sub>3</sub>** por lo que los factores unitarios serían:

$$\frac{3 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ mol de NH}_3} \quad \text{ó} \quad \frac{2 \text{ mol de NH}_3}{3 \text{ mol de H}_2}$$

**Paso 5.** Utilizamos un factor del paso 3 y uno del paso 4 igualándolos de la siguiente forma:

$$\frac{3 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ mol de NH}_3} = \frac{7.5 \text{ mol de H}_2}{X \text{ mol de NH}_3}$$



**¡No olvidar, la misma sustancia en el numerador y la otra en el denominador en ambos factores de conversión!**

Se resuelve la ecuación y se obtiene el resultado con las unidades correspondientes:

$$X \text{ mol de } NH_3 = \frac{[2 \text{ mol de } NH_3][7.5 \text{ mol de } H_2]}{3 \text{ mol de } H_2} = 5 \text{ mol de } NH_3$$

### Ejercicios.

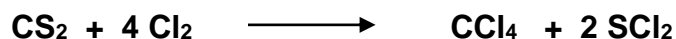
1. Calcula el número de mol de (NO<sub>2</sub>) obtenidas cuando se producen tres mol de oxígeno en la descomposición del ácido nítrico por la luz.



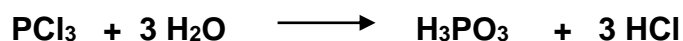
2. ¿Qué cantidad de clorato de potasio, en mol, se requieren para producir seis mol de oxígeno?



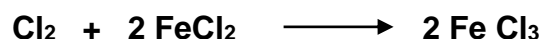
3. ¿Cuántos mol de cloro molecular se necesitan para producir 1.74 de cloruro de azufre?



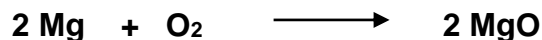
4. ¿Cuántos mol de cloruro fósforo (III) se necesitan para producir 0.52 mol de ácido clorhídrico?



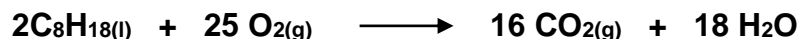
5. ¿Cuántas mol de cloro molecular se necesitan para hacer reaccionar 4 mol de cloruro de hierro III?



6. ¿Cuántos mol de oxígeno molecular se necesitan para producir 7 mol de óxido de magnesio?

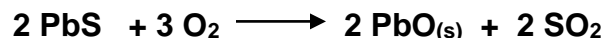


7. Cuando se quema una muestra de gasolina que contiene 38.5 mol de octano ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ). ¿Cuántos mol de gas carbónico se producen?

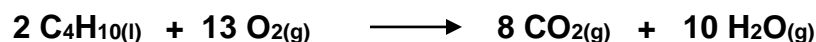


8. A partir de la ecuación anterior ¿Cuántos mol de agua se forman por la quema de 38.5 mol de octano?

9. Calcula el número de mol del sulfuro de plomo ( $\text{PbS}$ ) que se necesitan para hacer reaccionar 4.3 mol de oxígeno molecular?

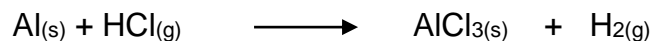


10. Calcula los mol de  $\text{CO}_2$  producidos al quemar un mol de  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ .



## Autoevaluación

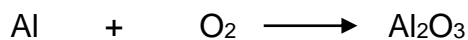
1. El cloruro de aluminio se utiliza como catalizador en diversas reacciones industriales. Se prepara a partir del cloruro de hidrógeno gaseoso y viruta de aluminio metálico. Considerando que un vaso de reacción contiene 0.15 mol de Al y 0.35 mol de HCl:



Calcule cuántos mol de  $\text{AlCl}_3$  se pueden preparar a partir de esta mezcla.



2. ¿Cuántos mol de aluminio son necesarios para producir 5.27 mol de óxido de aluminio?



3. De la siguiente ecuación química:

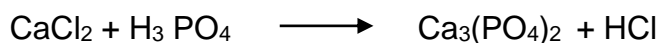


Calcular:

a) El número de mol de dicromato de potasio que reaccionarán con 2.0 mol de yoduro de potasio.

b) El número de mol de yodo que se producirán a partir de 2 mol de yoduro de potasio.

4. Dada la ecuación:



Calcular:

a) ¿Cuántos mol de cloruro de calcio se necesitan para obtener 18.7 mol de HCl?

b) Si deseamos obtener 48.3 mol de fosfato de calcio ¿Cuántos mol de ácido fosfórico se necesitan?

5. De la siguiente ecuación:



Calcula la cantidad de mol necesarios de HCl para producir 1.05 mol de MnCl<sub>2</sub>.

**Respuestas:**

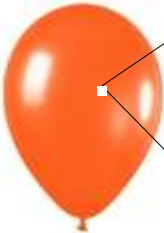
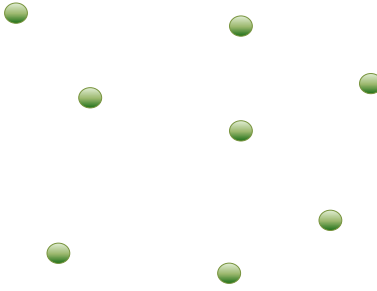

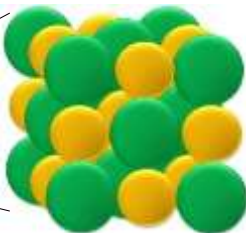
1. 0.12 mol de AlCl<sub>3</sub>
2. 10.54 mol de aluminio
3. a) 0.33 mol de K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>; b) 1 mol de I<sub>2</sub>
4. a) 9.35 mol de CaCl<sub>2</sub>; b) 96,6 mol de H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>
5. 4.20 mol de HCl

# Capítulo 5.

## Integración de los aprendizajes. Cálculos: gramo-gramo, mol- mol y mol-gramo.

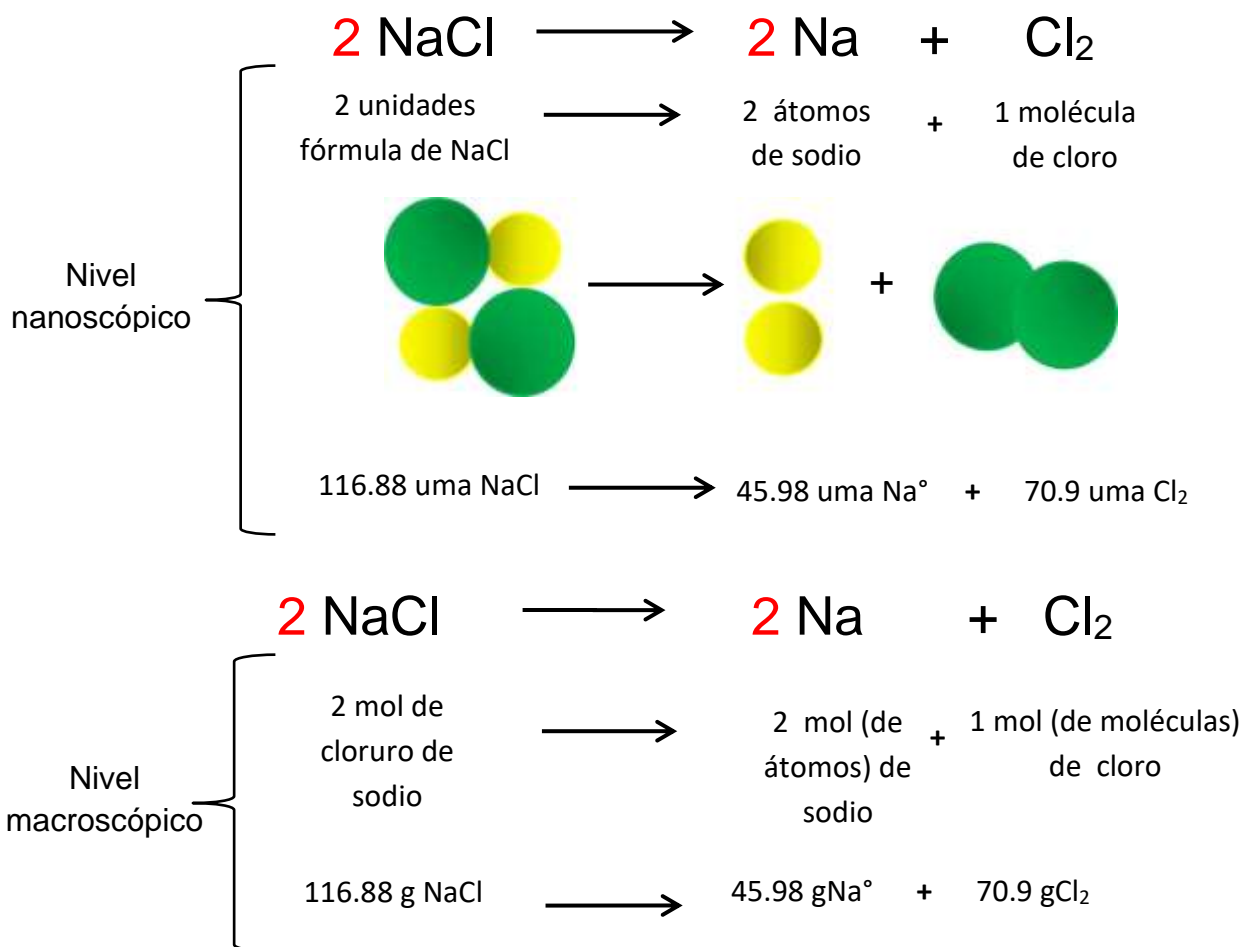


Es importante tener presente que en Química una sustancia se debe considerar en las tres formas de representación de la materia, revisadas en el subcapítulo 2.1. En el siguiente cuadro se muestran como ejemplos las representaciones del gas helio y de la sal de mesa (cloruro de sodio, NaCl).

Nivel macroscópico de helio relleno un globo	Nivel nanoscópico del helio al interior del globo	Nivel simbólico: del elemento helio
		He
Nivel macroscópico de la sal de mesa.	Nivel nanoscópico de una celda unitaria formada por varias unidades fórmula de NaCl.	Nivel simbólico: fórmula del cloruro de sodio.
		NaCl

Recuerda que los símbolos químicos, las fórmulas y las ecuaciones químicas corresponden al nivel simbólico de los elementos, los compuestos y las reacciones químicas, respectivamente; además, estos símbolos representan tanto al nivel macroscópico como al nivel nanoscópico de las sustancias y de las reacciones.

La siguiente ecuación corresponde a la representación simbólica de la reacción de descomposición del cloruro de sodio (NaCl) en sus elementos. Las masas atómicas utilizadas en los cálculos son: Na = 22.99 y Cl = 35.45.



A través de los modelos se observa que la cantidad de átomos de cada elemento se mantiene igual antes y después de la reacción; de igual manera, al calcular las masas se hace evidente que la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos; así, se corrobora de forma sencilla **la Ley de la Conservación de la Materia** en ecuaciones balanceadas.

La lectura de la ecuación a nivel nanoscópico es equivalente a la del nivel macroscópico, pero cambian las unidades de medición. A nivel macroscópico para contar partículas se utiliza el **mol** y para medir la masa se usan los **gramos**.

¡Recuerda!

1 mol equivale a una cantidad gigante de partículas (átomos, iones, pares iónicos, moléculas, etc.) lo que lo hace una cantidad de sustancia visible que puede ser medida en gramos.

$$1 \text{ mol} = 6.02 \times 10^{23}$$

Ejemplo: 1 mol NaCl equivale a 58.44 g donde hay  $6.02 \times 10^{23}$  unidades fórmula o pares iónicos:  $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ .

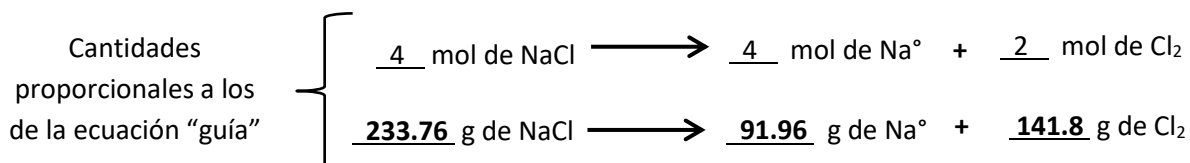


A partir de una ecuación balanceada y desarrollada como la representada anteriormente (donde se asume que la reacción se lleva a cabo completamente) es posible resolver problemas de cálculos estequiométricos. Las cantidades que se calculan en los cuadros sinópticos son una “guía”. De esta manera si se requiere realizar cálculos con más o menos cantidades de reactivo (NaCl) esta “guía” nos ayudará a encontrar las cantidades de sodio y cloro que se producirán.

Generalmente, los cálculos estequiométricos se utilizan para hacer predicciones prácticas de cantidades de reactivos o de productos en una escala macroscópica (en mol o en gramos).

### Ejemplo 1.

Si se descomponen 233.76 gramos de NaCl ¿cuántos gramos de sodio y de cloro se obtendrán?



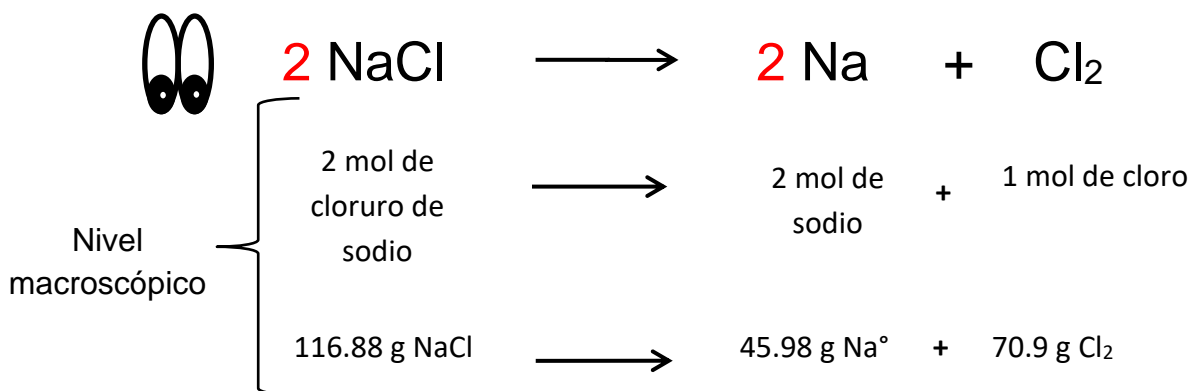
¡ **Observa!** que los gramos de NaCl son el **doble** que en la ecuación “guía”; así las cantidades de las otras sustancias también se duplican respecto a las de la ecuación “guía”

Al considerar diferentes cantidades de alguna de las sustancias las cantidades de las otras van a variar de forma proporcional de acuerdo con la ecuación “guía”.

Existen varios caminos para la resolución de cálculos estequiométricos; sin embargo, en este cuadernillo se propone desarrollar factor estequiométrico para obtener las respuestas relacionadas con las cantidades, en mol y en gramos, de todas las sustancias que intervienen en las reacciones.

### Ejemplo 2.

Con el fin de mejorar tu comprensión sobre este tema resuelve el siguiente cuestionario a partir de la observación de las cantidades macroscópicas de la ecuación “guía”.

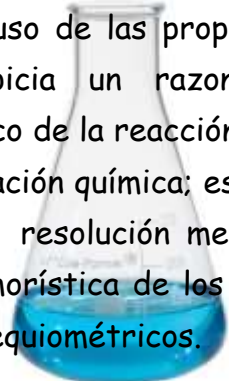


### Cuestionario:

1. ¿Cuántas moléculas tiene 1 mol de cloro gaseoso? \_\_\_\_\_
2. ¿A cuántos gramos equivale 1 mol de cloro gaseoso? \_\_\_\_\_
3. ¿Cuántos mol y cuántos gramos de NaCl se deben descomponer para formar **1 mol de cloro gaseoso**? \_\_\_\_\_ mol y \_\_\_\_\_ gramos de NaCl.
4. ¿Cuántos mol y cuántos gramos de NaCl se deben descomponer para formar **1 mol de sodio metálico (Na°)**? \_\_\_\_\_ mol y \_\_\_\_\_ g de NaCl.
5. ¿Cuántos mol y cuántos gramos de Na° se obtienen a partir de la descomposición de 116.88 g de NaCl? \_\_\_\_\_ mol y \_\_\_\_\_ g de Na°.
6. ¿Cuántos gramos de Cl<sub>2</sub> se obtienen a partir de 116.88 g de NaCl? \_\_\_\_\_

7. Si durante la descomposición de NaCl se obtienen 91.96 gramos de sodio ¿cuántos gramos de NaCl se tuvieron que descomponer? \_\_\_\_\_ g de NaCl.
8. ¿Cuántos mol de NaCl se deben descomponer para obtener 137.94 gramos de sodio? \_\_\_\_\_ mol de NaCl.
9. Si se descomponen 6 mol de NaCl ¿cuántas mol de Na y Cl<sub>2</sub> se obtendrán? \_\_\_\_\_ mol de Na° y \_\_\_\_\_ mol de Cl<sub>2</sub>.
10. Si se descomponen 6 mol de NaCl ¿cuántos gramos de Na y Cl<sub>2</sub> se obtendrán? \_\_\_\_\_ g de Na° y \_\_\_\_\_ g de Cl<sub>2</sub>.

A partir de una ecuación balanceada y desarrollada como se observa en el ejemplo anterior (donde se asume que la reacción se lleva a cabo completamente), es posible resolver cualquier problema de cálculos estequiométricos. Como te habrás dado cuenta, si se proponen cantidades diferentes a las de la ecuación “guía”, de mol o gramos, de alguna de las sustancias las demás cantidades van a variar de forma proporcional, por lo tanto, se propone el uso de esta herramienta matemática para la resolución de los problemas estequiométricos.



El uso de las proporciones propicia un razonamiento lógico de la reacción y de su ecuación química; esto evita una resolución mecánica y memorística de los cálculos estequiométricos.

### Cálculos estequiométricos: mol-gramo.

A través de los siguientes ejemplos se muestra la propuesta, ya utilizada en capítulos anteriores, para resolver ejercicios utilizando proporciones matemáticas.

#### Ejemplo 1.

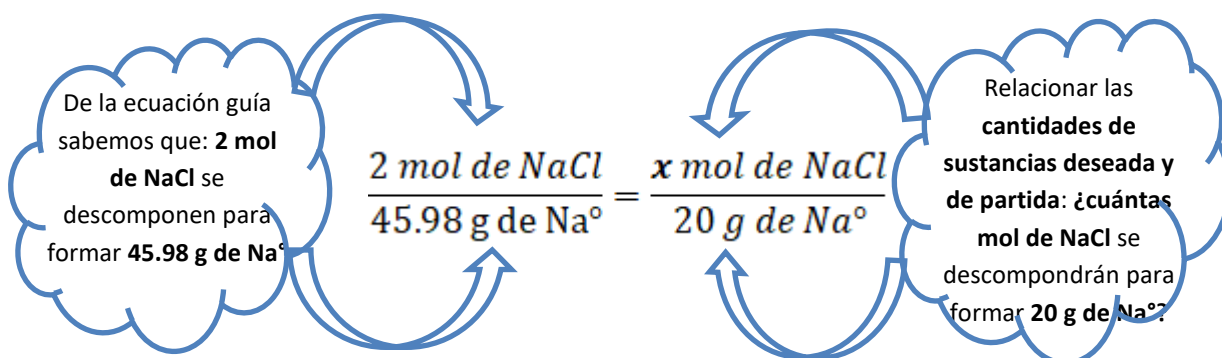
Utilizando la ecuación anterior que describe la descomposición del NaCl, calcula ¿cuántos **mol de cloruro de sodio** se deben descomponer para formar **20 gramos de sodio metálico**, Na°?





**¡ Atención!** Como se te indicó en capítulos anteriores, una vez que se tenga la ecuación balanceada en nivel macroscópico, se deben identificar las **cantidades de las sustancias** correspondientes: **de partida y la deseada**

A partir de la ecuación “guía”, se busca la relación entre las cantidades de sustancias deseada y de partida: **mol de cloruro de sodio** y **gramos de sodio metálico**, y, a partir de la ecuación “guía” se plantea lo siguiente: “sabemos que **2 mol de cloruro de sodio** se descomponen para formar **45.98 gramos de sodio metálico**”, igualando un factor unitario de la ecuación química “guía” con un factor unitario de la sustancia deseada y de partida se obtiene la siguiente ecuación:



La respuesta a la pregunta se obtiene resolviendo la ecuación; observa que la solución tiene las unidades solicitadas en la pregunta. Recomendamos utilizar el factor unitario de la sustancia de partida y deseada que tenga la cantidad a calcular en el numerador para facilitar el cálculo, en este caso es la cantidad en mol del NaCl:

$$x \text{ mol de NaCl} = \frac{[20 \text{ g de Na}^o][2 \text{ mol de NaCl}]}{45.98 \text{ g de Na}^o} = \boxed{0.8699 \text{ mol de NaCl}}$$

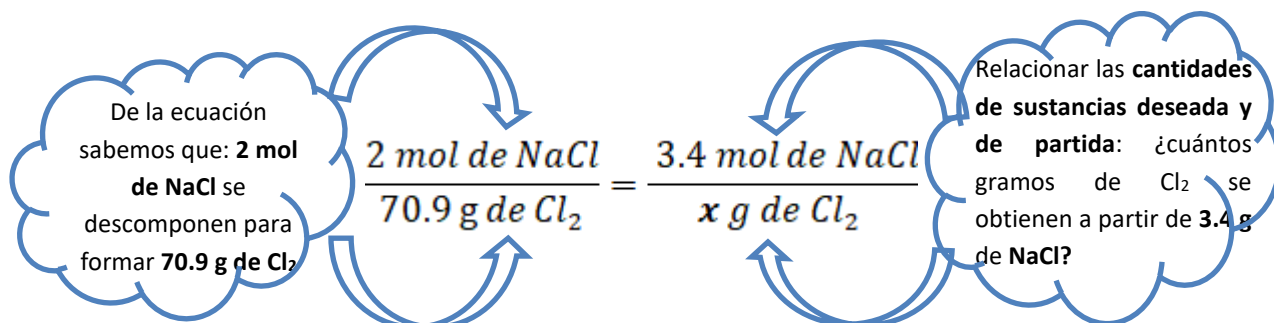
### Ejemplo 2.

Utilizaremos la misma ecuación química de la descomposición del cloruro de sodio. ¿Cuántos **gramos de cloro gaseoso, Cl<sub>2</sub>**, se deben producir si se descomponen **3.4 mol de cloruro de sodio, NaCl**?

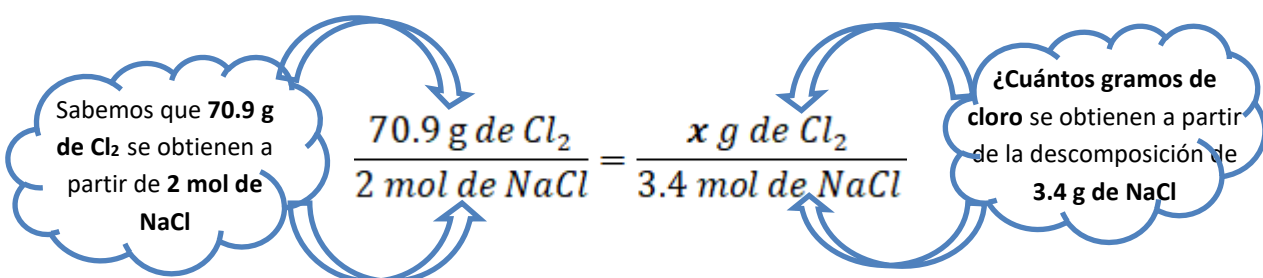




A partir de la ecuación “guía” establecer la relación entre gramos de cloro y mol de cloruro de sodio utilizando un factor unitario e igualar con un factor unitario que relacione la cantidad de partida y deseada:



También es posible plantear la ecuación de forma inversa:



Para obtener el resultado con las unidades deseadas, se realiza el despeje correspondiente a partir de cualquiera de las dos ecuaciones anteriores:

$$x \text{ mol de NaCl} = \frac{[3.4 \text{ mol de NaCl}][70.9 \text{ g de Cl}_2]}{2 \text{ mol de NaCl}} = \boxed{120.53 \text{ g de Cl}_2}$$

De esta manera se utiliza la ecuación “guía” y los pasos propuestos en capítulos anteriores para obtener cualquier nueva relación estequiométrica de las sustancias:

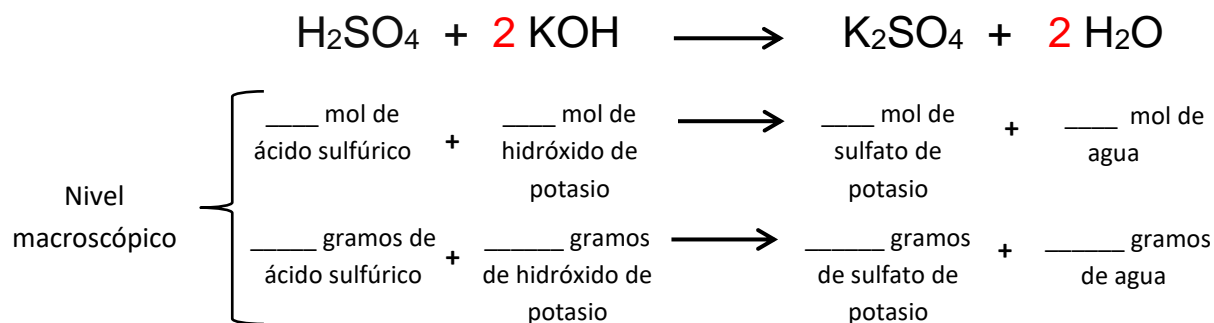
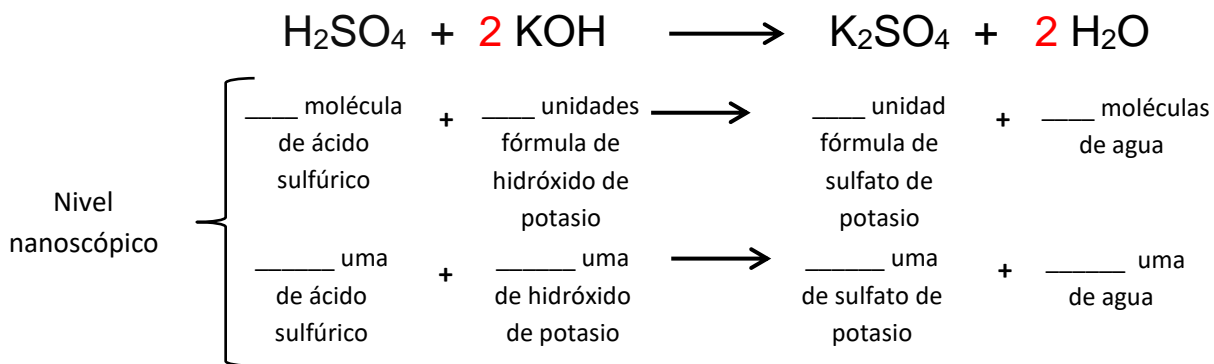
**mol-mol, gramo-gramo y gramo-mol.**

## Ejercicios.

**Instrucciones:** Plantea las proporciones necesarias para resolver los siguientes ejercicios.

1. ¿Cuántos gramos de cloro se obtendrán al descomponer 2.7 mol de NaCl?
2. ¿Cuántos mol de sodio se formarán al descomponer 3.5 mol de NaCl?
3. ¿Cuántos gramos de NaCl se deben descomponer para obtener 4.3 mol de Cl<sub>2</sub>?  
¿y cuántos mol de sodio se obtendrán junto con esta cantidad de cloro?
4. Si durante la reacción de descomposición de NaCl se obtienen 2.5 mol de sodio metálico ¿Qué cantidad de cloro gaseoso, en mol y en gramos, se debió haber formado?
5. Completa la información faltante en las líneas de la siguiente ecuación balanceada y contesta los siguientes incisos utilizando proporciones:

Datos: masas atómicas: H= 1, S=32.06, O=16, K = 39.10



a) ¿Cuántos gramos de KOH reaccionan completamente con 1.6 mol que ácido sulfúrico?

b) ¿Cuántos gramos de sulfato de potasio se obtendrán si reaccionan completamente 1.6 mol que ácido sulfúrico con suficiente KOH?

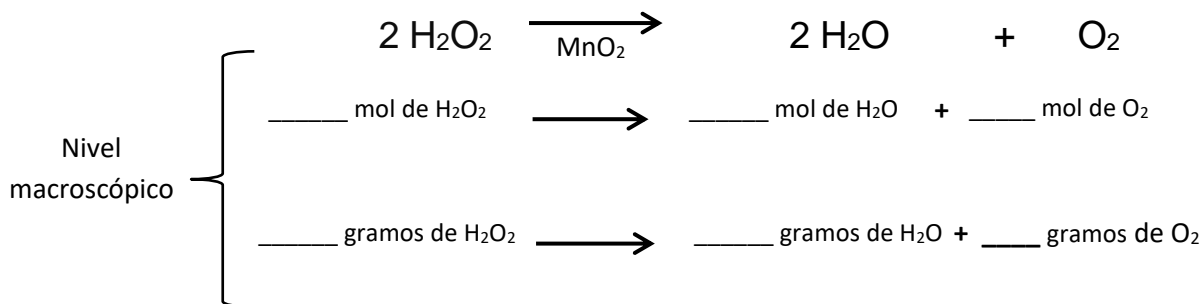
c) ¿Cuántos gramos y cuántos mol de sulfato de potasio se obtendrán si reaccionan completamente 180 gramos de ácido sulfúrico con suficiente KOH? ¿Qué cantidad en gramos de KOH se requiere?

d) ¿Qué cantidad de reactivos, en gramos y en mol, se necesitan para obtener 260 gramos de sulfato de potasio? ¿y cuántos gramos de agua se obtendrán al ocurrir esta reacción?

e) ¿Cuántas mol de ácido sulfúrico se requerirán para que reaccionen totalmente 630 gramos de KOH?

### Autoevaluación

1. Completa la Ley de la Conservación de la Materia, nivel macroscópico, en la siguiente ecuación química y a partir de la información contesta las preguntas 2, 3 y 4. Datos de masas atómicas: H = 1, O =16.



2. ¿Qué cantidad de oxígeno (en gramos y mol) se obtendrán de la descomposición completa de 52 gramos de peróxido de hidrógeno?

- a) 0.81 mol y 26 g  
b) 2.6 mol y 32 g

- c) 0.76 mol y 24.5 gramos  
d) 2.6 mol y 83.2 gramos

3. Si durante la descomposición de peróxido de hidrógeno se obtienen 7.4 mol de oxígeno ¿cuántas mol de agua se estarán produciendo a partir de esta reacción?

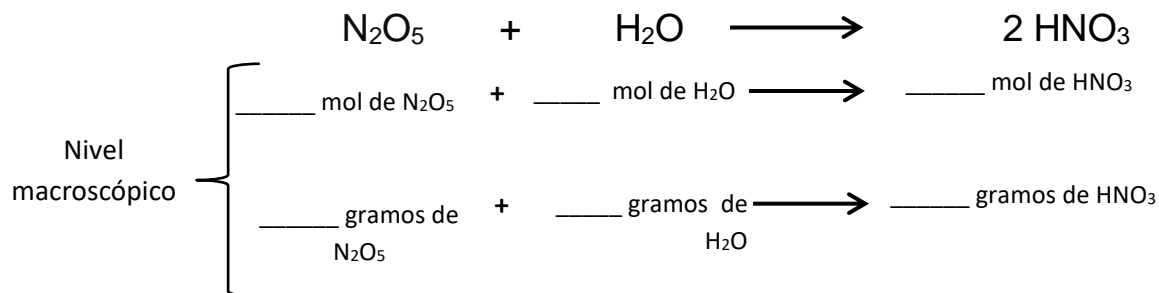
- a) 1.5 mol                      b) 3.75 mol                      c) 7.4 mol                      d) 14.8 mol

4. ¿Cuántos gramos de peróxido de hidrógeno deberán descomponerse para obtener 8 gramos de oxígeno?

- a) 16 gramos                      b) 17 gramos                      c) 18 gramos                      d) 34 gramos

5. Completa los datos del nivel macroscópico para la siguiente ecuación y contesta las preguntas 6, 7 y 8.

Datos: masas atómicas: N = 14, H = 1, O =16.



6. ¿Cuántos mol de ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>) se formarán si reaccionan 65 gramos de pentóxido de dinitrógeno con suficiente agua?

- a) 0.6 mol                      b) 1.2 mol                      c) 65 mol                      d) 75.8 mol

7. ¿Cuántos mol y gramos de agua se requieren para que reaccionen 65 gramos de pentóxido de dinitrógeno?

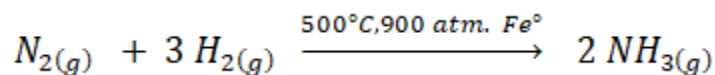
- a) 0.6 mol y 10.8 gramos  
 b) 1 mol y 18 gramos  
 c) 1.2 mol y 21.7 gramos  
 d) 1.8 mol y 65 gramos

8. ¿Cuántos gramos de ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>) se formarán si se cuenta con 3.3 mol de pentóxido de dinitrógeno y suficiente agua?

- a) 252 gramos  
 b) 207.9 gramos  
 c) 356.4 gramos  
 d) 415.8 gramos

A partir de la siguiente información responde las preguntas 9, 10, 11 y 12:

La obtención de amoníaco a nivel industrial resulta poco eficiente, ya que el rendimiento de esta reacción resulta del 40%; es decir, solo se obtiene el 40 % del producto esperado. Para sintetizar amoníaco se requieren como reactivos a los elementos nitrógeno e hidrógeno, además de condiciones muy drásticas de temperatura y presión.



9. ¿Cuál de las siguientes expresiones corresponde a la interpretación del nivel macroscópico de la ecuación?

- a) 1 molécula de nitrógeno reacciona con 3 moléculas de hidrógeno para producir 2 moléculas de amoníaco gaseoso
- b) 1 mol de nitrógeno gaseoso reacciona con 3 mol de hidrógeno para producir 2 mol de amoníaco gaseoso.
- c) 28 una de nitrógeno reaccionan con 6 una de hidrógeno para producir 34 una de amoníaco
- d) 14 gramos de nitrógeno reaccionan con 3 gramos de hidrógeno para producir 17 gramos de amoníaco.

10. De acuerdo a la ecuación por cada 3 mol de hidrógeno que reaccionan se deben consumir:

- a) 2 mol de nitrógeno
- b) 14 gramos de nitrógeno
- c) 28 gramos de nitrógeno
- d) 6 mol de nitrógeno

11. Si la reacción se llevara a cabo al 100% de rendimiento ¿cuántos gramos de amoníaco se obtendrían a partir de 3.5 mol de nitrógeno gaseoso?

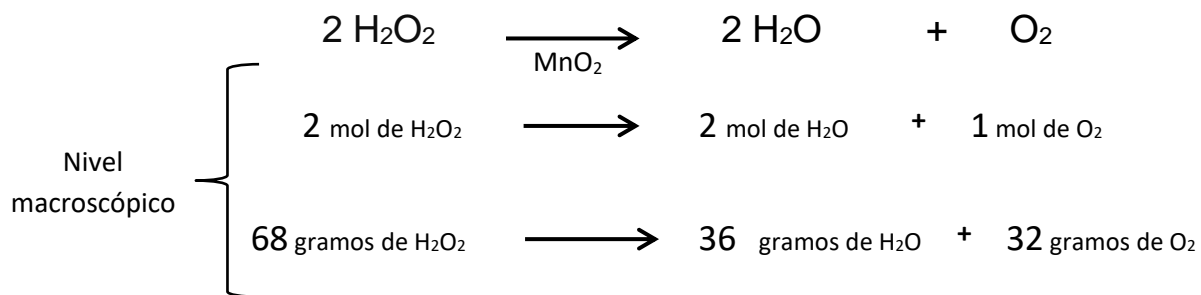
- a) 7 g de amoníaco
- b) 17 g/mol de amoníaco
- c) 28 g de amoníaco
- d) 119 g de amoníaco

12. Si se sabe que la reacción solo ocurre al 40% bajo las condiciones descritas ¿qué cantidad de amoníaco se obtendrán a partir de 3.5 mol de nitrógeno gaseoso?

- a) 11.2 g de amoníaco
- b) 47.6 g de amoníaco
- c) 95.2 g de amoníaco
- d) 119 g de amoníaco

**Respuestas:**

1.

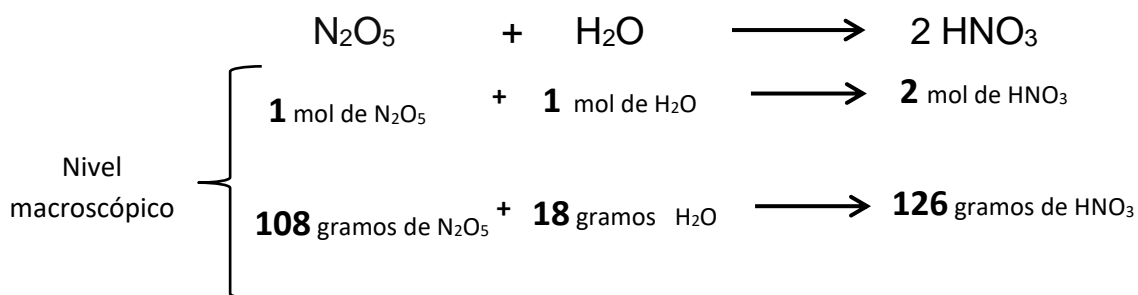


2. c

3. d

4. b

5.



6. d

7. a

8. d

9. b

10. c

11. d

12. b