



**BITÁCORA DEL  
ESTUDIANTE**

**QUÍMICA**

**Reacciones  
químicas**

Todas las imágenes incluidas en la obra Bitácora del Estudiante pertenecen a CEPECH SPA.

El Equipo de Diseño y Desarrollo de Recursos Didácticos ha puesto su esfuerzo en obtener los permisos correspondientes para utilizar las distintas obras con copyright que aparecen en esta publicación. En caso de presentarse alguna omisión o error, será enmendado en las siguientes ediciones a través de las inclusiones o correcciones necesarias.

Autor : CEPECH SPA.  
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL.  
Fecha última edición: 07 de Junio 2023.

## Presentación

Te presentamos la **Bitácora de Ciencias Química**, recurso con el que podrás **repasar** y **profundizar** los **conceptos, contenidos** y **procesos** abordados en tus clases Cpech y evaluados en la Prueba de Acceso a la Educación Superior. Cada una de sus secciones y capítulos se encuentran **ajustados a los ejes temáticos** declarados en el temario DEMRE.

Es muy importante que **integres la Bitácora del Estudiante** a tu proceso de aprendizaje y estudio autónomo, **complementando el trabajo** de preparación y reforzamiento de cada una de tus clases, **con el conjunto de materiales disponibles** para cada una de ellas.

En esta segunda Bitácora del Estudiante, podrás conocer y profundizar los contenidos correspondientes al **eje temático de "Reacciones químicas y estequiometría"**, donde encontrarás temas tanto del **módulo común**, como al **módulo electivo** de la Prueba de Ciencias. En este último caso, aquellos **temas abordados de forma exclusiva** por el **módulo electivo** de la prueba, **serán identificados** a través de una simbología diferenciadora (ME).

Te invitamos a preparar la Prueba de Acceso a la Educación Superior de Ciencias, y potenciar tus conocimientos y habilidades, revisando continuamente los contenidos desarrollados en cada Bitácora del Estudiante.

Diseño y Desarrollo de Recursos Didácticos.  
Preuniversitario CPECH.

## Iconos didácticos



### Conceptos importantes

Indica aquellos conceptos importantes referidos al capítulo que debes recordar.

---

### Sabías que

Indica relaciones importantes respecto a la aplicación real de contenidos, con la finalidad de que los asocies de manera didáctica.



### ¡Ojo con!

Indica datos relevantes que debes manejar respecto a un contenido.

---

# Índice

1. Estequiometría.....	5
• Ley de la conservación de la masa.....	5
• Ley de proporciones definidas.....	6
• Ley de proporciones múltiples.....	7
• Ley de proporciones recíprocas.....	8
2. Términos de estequiometría.....	8
• Unidad de masa atómica.....	8
• Mol.....	9
• Constante de Avogadro.....	9
• Masa molar.....	10
• Relación entre la masa molar y la constante de Avogadro.....	11
• Volumen molar.....	12
3. Ecuaciones químicas.....	13
4. Balance de ecuaciones químicas.....	15
• ¿Cómo se usa el método del tanteo?.....	15
• ¿Cómo balanceo a través del método algebraico?.....	16
5. Relaciones estequiométricas.....	17
• Reactivo limitante.....	18
• Rendimiento de una reacción.....	20

6. Fórmulas químicas.....	21
• Composición porcentual o elemental .....	21
• Fórmulas químicas a partir de la composición elemental.....	23
• Determinación de la fórmula molecular de los compuestos químicos.....	26
7. Bibliografía general.....	28
8. Tabla periódica.....	29

## 1. Estequiometría

La estequiometría tiene por finalidad establecer relaciones cuantitativas entre reactantes y productos en una reacción química. Los reactantes son los precursores del proceso y los productos son los que se obtienen una vez finalizada la reacción. Para entender como se establecen estas relaciones, es importante conocer las leyes que rigen la estequiometría o leyes ponderales.

### Ley de la conservación de la masa (ley de Lavoisier)

“En toda reacción química la masa de los reactantes será igual a la masa de productos”.

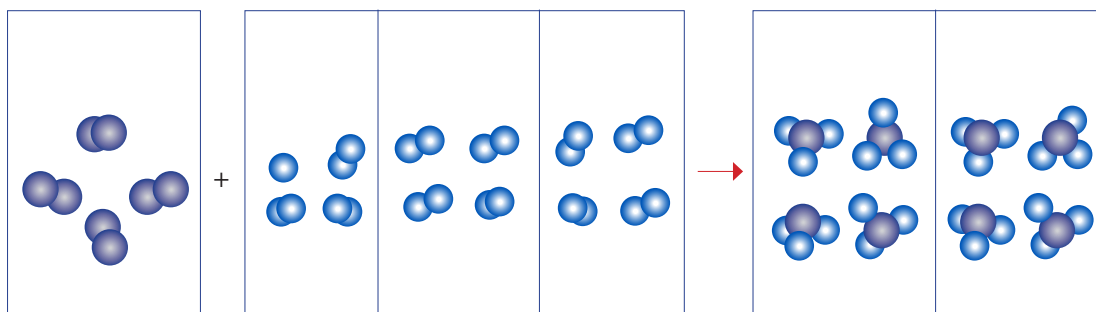
$$m \text{ Reactantes} = m \text{ Productos}$$

Esta ley reafirma que en la naturaleza nada se crea ni destruye, solo se transforma. Por lo tanto, en todo proceso químico no puede observarse una variación entre las masas respectivas, cualquier anomalía es indicio de que lo que estamos haciendo no se comporta como debe ser.

### Ejemplo

El óxido de cobre (II) (CuO) se forma a través de la reacción entre el oxígeno y el cobre metálico. Si la masa de óxido es 35 g y la del metal 28 g, la masa de oxígeno es:  
Entonces, aplicando la ley, tenemos:

$$\begin{aligned} m \text{ cobre} + m \text{ oxígeno} &= m \text{ óxido} \\ m \text{ oxígeno} &= m \text{ óxido} - m \text{ cobre} \\ m \text{ oxígeno} &= 35 \text{ g} - 28 \text{ g} \\ m \text{ oxígeno} &= 7 \text{ g} \end{aligned}$$



1 volumen de  $N_2$   
n moléculas  $N_2$

3 volúmenes de  $H_2$   
 $3n$  moléculas  $H_2$

2 volúmenes de  $NH_3$   
 $2n$  moléculas  $NH_3$

## Ley de proporciones definidas (ley de Proust)

“En un compuesto dado, los elementos participantes se combinan siempre en la misma proporción, sin importar su origen y modo de obtención”.

Por ejemplo, en el óxido de zinc (II) ( $ZnO$ ), el cual está formado por zinc y oxígeno, el zinc está presente en un 80,3% y el oxígeno, en un 19,7%. Esto quiere decir que si sintetizamos este óxido básico, veremos que, desde el punto de vista de la masa, habrá siempre dicho porcentaje de cada elemento.

### Ejemplo

El óxido de zinc (II) tiene un 80,3% de zinc y un 19,7% de oxígeno. Si la masa del óxido básico es 145 g, calcular la masa de zinc y oxígeno presentes.

$$M \text{ zinc} = \% \text{ de zinc} \times \text{masa óxido}$$

$$M \text{ zinc} = (80,3/100) \times 145 \text{ g}$$

$$M \text{ zinc} = 116,435 \text{ g}$$

$$M \text{ oxígeno} = \% \text{ de oxígeno} \times \text{masa óxido}$$

$$M \text{ oxígeno} = (19,7/100) \times 145 \text{ g}$$

$$M \text{ oxígeno} = 28,565 \text{ g}$$

Al sumar las masas correspondientes, obtendremos la masa del óxido.

$$116,435 \text{ g} + 28,565 \text{ g} = 145 \text{ g}$$



### Sabías que

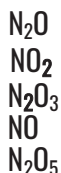
Cualquier muestra de dióxido de carbono ( $CO_2$ ), por cualquier procedimiento que se haya preparado, siempre contiene un 27,29 % de carbono y un 72,71 % de oxígeno.

### Ley de las proporciones múltiples (ley de Dalton)

“Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las masas de uno de ellos que se combinan con una masa fija del otro elemento están en relación de números enteros y sencillos”.

Esta ley puede ejemplificarse a través de los anhídridos del nitrógeno.

Los anhídridos son:



#### Ejemplo

Si fijamos una masa de nitrógeno en 7 g, las masas de oxígeno en cada compuesto serán, respectivamente:

<i>Compuesto</i>	<i>m de O (g)</i>	<i>m de N (g)</i>
$N_2O$	4	7
$NO$	8	7
$N_2O_3$	12	7
$NO_2$	16	7
$N_2O_5$	20	7

La razón entre las masas de oxígeno en los distintos compuestos es:

$$4 : 8 : 12 : 16 : 20$$

Como las masas de nitrógeno son múltiplos de 4, se hace la simplificación correspondiente:

$$1 : 2 : 3 : 4 : 5$$

De esta manera queda demostrada la aplicación de esta ley .

### Ley de las proporciones recíprocas (ley de Richter)

“Las masas de dos elementos diferentes que se combinan con una misma masa de un tercer elemento, guardan la misma relación que las masas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí, o bien un múltiplo o submúltiplo de dicha relación”.

#### Ejemplo

En el compuesto  $\text{CCl}_4$ , 12 g de C se combinan con 142 g de Cl; en el  $\text{CO}_2$ , en tanto, 12 g de C se combinan con 32 g de O. La razón entre las masas de Cl y O que se combinan con los mismos 12 g de C es:

$$\frac{\text{masa de Cl}}{\text{masa de O}} = \frac{142}{32} = 4,44$$

El Cl y el O se combinan entre sí para formar varios compuestos, en los cuales la razón entre las masas de estos elementos es:

$$\text{Cl}_2\text{O}: \frac{71}{16} = 4,44$$

$$\text{Cl}_2\text{O}_5: \frac{71}{80} = \frac{4,44}{5} = 0,89$$

$$\text{Cl}_2\text{O}_3: \frac{71}{48} = \frac{4,44}{3} = 1,48$$

$$\text{Cl}_2\text{O}_7: \frac{71}{112} = \frac{4,44}{7} = 0,63$$

Se aprecia que en  $\text{Cl}_2\text{O}$  la razón entre las masas de Cl y O es la misma que la razón de las masas de estos dos elementos que se combinan con una masa fija de C, tal como predice la ley de Richter, mientras que en el resto de los compuestos las razones corresponden a submúltiplos del valor anterior .

## 2. Términos de estequiometría

A continuación, presentaremos algunos términos muy usados para explicar la relación entre reactantes y productos.

### Unidad de masa atómica (uma)

Es la unidad que se usa para expresar cuál es la masa de un átomo, y equivale a

$$1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Veamos su aplicación en los siguientes ejemplos.

#### Ejemplo 1.

Calcular la masa del átomo de Al en gramos, sabiendo que equivale a 26,98 uma.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ uma} \rightarrow 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} \\ 26,98 \text{ uma} \rightarrow X \text{ g} \end{array}$$

$$X = 26,98 \times 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} = 4,48 \times 10^{-23} \text{ g}$$

### Ejemplo 2.

Calcular la masa del átomo de Na en uma, si su masa en gramos es  $3,81 \times 10^{-23} \text{ g}$ .

$$\begin{array}{l} 1 \text{ uma} \rightarrow 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} \\ X \rightarrow 3,81 \times 10^{-23} \text{ g} \end{array}$$

$$X = \left( \frac{3,81 \times 10^{-23}}{1,66 \times 10^{-24}} \right) \text{ uma} = 23 \text{ uma}$$

### Mol (n)

Es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales (átomo, moléculas o iones) como átomos hay en 12 g de carbono 12.

### Constante de Avogadro

Es la constante que establece una relación entre el número de entidades y la cantidad de sustancia. Su valor es:

$$6,02 \times 10^{23} \text{ entidades} \cdot \text{mol}^{-1}$$

En general, podemos decir que el concepto de mol y la constante de Avogadro están estrechamente relacionados. Así, un mol de entidades (átomos, moléculas o iones) equivale a decir que hay  $6,02 \times 10^{23}$  de estas entidades, del mismo modo que cuando decimos una docena sabemos que son doce unidades o si tenemos una resma de papel nos referimos a 500 hojas.

Por ejemplo:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de C} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de C} \\ 1 \text{ mol de H}_2\text{O} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O} \\ 1 \text{ mol de Na}^+ = 6,02 \times 10^{23} \text{ iones de Na}^+ \end{array}$$

### Ejemplo

Calcular el número de átomos que hay en 2,3 mol de Zn. Como nos están preguntando por número de átomos, debemos usar la expresión de la constante, entonces:

$$\begin{aligned}1 \text{ mol} &\rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de Zn} \\2,3 \text{ mol} &\rightarrow X \text{ átomos de Zn} \\X &= 1,38 \times 10^{24} \text{ átomos Zn}\end{aligned}$$

Es decir, en 2,3 mol de Zn hay  $1,38 \times 10^{24}$  átomos de Zn.

### Masa molar (MM)

Es la masa de un mol de sustancia. Se mide en g/mol y se puede calcular como el cociente entre la masa (g) y de una sustancia y el número de mol contenidos en dicha masa.

$$MM = \frac{m}{n}$$

El valor numérico de la masa atómica, en uma, es igual a la masa molar, en g/mol, del elemento. Por lo tanto, para calcular la MM de un compuesto solo se requieren las masas atómicas de sus elementos constituyentes.

### Ejemplo

Calcular la masa molar del  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , sabiendo que las masas atómicas (M.at) de cada elemento son, respectivamente:

$$\begin{aligned}\text{M.at Cu} &= 64 \text{ uma} \\ \text{M.at O} &= 16 \text{ uma} \\ \text{M.at H} &= 1 \text{ uma}\end{aligned}$$

La masa molar del hidróxido de cobre (II) será la suma de las masas molares de los elementos que lo constituyen, considerando el número de átomos de cada elemento.



$$\begin{array}{rcl} MM \text{ Cu} = 64 \text{ g/mol} \times 1 & = & 64 \text{ g/mol} \\ MM \text{ O} = 16 \text{ g/mol} \times 2 & = & 32 \text{ g/mol} \\ 2 MM \text{ H} = 1 \text{ g/mol} \times 2 & = & + 2 \text{ g/mol} \\ \hline 2 MM \text{ Cu(OH)}_2 & = & 98 \text{ g/mol} \end{array}$$

Lo que significa que un mol de hidróxido de cobre (II) tiene una masa de 98 g.

A partir del término de masa molar podemos dar origen a la siguiente expresión:

$$n = \frac{m}{MM}$$

donde:

n = número de mol.

m = masa (g)

MM = masa molar (g/mol)

Por lo tanto, podemos calcular el número de mol (n) conociendo la masa (g) y la masa molar (g/mol) de la sustancia, y también calcular la masa conociendo los mol (n) y la masa molar (MM).

### Relación entre masa molar y la constante de Avogadro

En este punto veremos las relaciones que se pueden establecer entre la masa molar y la constante de Avogadro. De este modo, tenemos:

$$1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ entidades elementales} = \text{masa molar (MM)}$$

### Ejemplo

¿Cuántos átomos de aluminio hay en 10 g del metal, sabiendo que la masa atómica del aluminio es de 27 uma?

Como se necesita determinar el número de átomos de aluminio en una cantidad conocida del metal, es preciso utilizar la relación anterior, teniendo en cuenta que si un átomo de aluminio masa 27 uma, un mol de aluminio masa 27 g.

$$\begin{array}{l} \text{I.} \quad \quad \quad X \text{ átomos Al} \quad \quad 10 \text{ g Al} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \rightarrow \\ \quad \quad \quad 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos Al} \rightarrow 27 \text{ g Al} \end{array}$$

$$\text{II.} \quad \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos Al} \times 10 \text{ g Al}}{27 \text{ g Al}} \quad \quad X = 2,23 \times 10^{23} \text{ átomos Al}$$

## Volumen molar

Un mol de distintos gases ideales ocupan un mismo volumen en iguales condiciones de presión y temperatura, conteniendo el mismo número de moléculas.

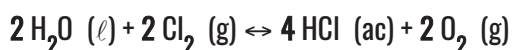
Bajo condiciones normales de presión y temperatura (CNPT), un mol de cualquier gas ideal ocupa un volumen de 22,4 litros.

Así:

$$V_{\text{molar}} = 22,4 \text{ L/mol}$$

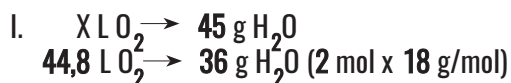
## Ejemplo

El agua y el cloro reaccionan de acuerdo a la siguiente reacción química:



- a. De acuerdo a lo anterior, ¿cuántos litros de  $\text{O}_2$  se producirán a partir de 45 g de agua en CNPT? (MM  $\text{H}_2\text{O}$  = 18 g/mol)

Sabiendo que 1 mol de gas en CNPT = 22,4 L



$$\begin{array}{l} \text{II. } X = \frac{44,8 \text{ L O}_2 \times 45 \text{ g H}_2\text{O}}{36 \text{ g H}_2\text{O}} \\ X = 56 \text{ L O}_2 \end{array}$$



¡Ojo con! !

Por convención, se entiende que las condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) corresponden a 273 K (0° C) y 1 atmósfera de presión (760 mmHg).

### 3. Ecuaciones químicas

Una vez que se determina la naturaleza de los reactantes y de los productos, es posible describir una reacción mediante una ecuación que indique el símbolo químico y las cantidades de las sustancias que participan en ella.

Para ilustrar los principios que intervienen, se considerará la reacción que se efectúa en el motor de un cohete que emplea hidracina como combustible y tetraóxido de dinitrógeno como oxidante. Las fórmulas moleculares para estas dos sustancias, ambas líquidas, son  $\text{N}_2\text{H}_4$  y  $\text{N}_2\text{O}_4$ , respectivamente. El análisis de la mezcla que sale del escape del cohete muestra que se compone de nitrógeno gaseoso elemental ( $\text{N}_2$ ) y agua líquida ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

Para describir una ecuación balanceada de esta reacción, se siguen los siguientes pasos:

1. Primero se escribe una ecuación no balanceada, en la que aparezcan las fórmulas de los reactantes a la izquierda y las de los productos a la derecha.



2. Se balancea la ecuación tomando en cuenta la ley de conservación de masa, que requiere que haya el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación.

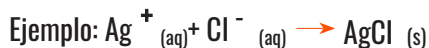


El número de mol o litros totales de los reactantes comparado con los de los productos, pudiera no resultar siempre igual, lo cual no indica que la reacción no esté balanceada.

3. Para indicar los estados físicos de los reactantes y productos en la ecuación se emplearán las letras (g), (ℓ) y (s) para representar gases, líquidos puros y sólidos respectivamente.



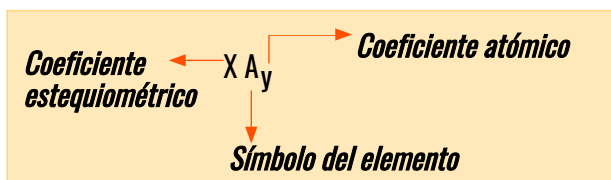
Cuando se trata de reacciones que tienen lugar en disoluciones acuosas se emplearán los símbolos (ac) o (aq) para indicar una especie disuelta (ión o molécula).



La siguiente tabla muestra el tipo y sentido de algunas flechas y símbolos que se ocupan para la descripción de una reacción química.

Símbolo	Significado
↓	Precipitado
↔	Reacción reversible
•	Liberado como gas
∇	Calor
⊘	Ebullición

4. Interpretación de ecuaciones estequiométricas. Los coeficientes de una ecuación estequiométrica indican el número de mol o moléculas de los reactantes y de los productos que participan en una reacción.



Donde:

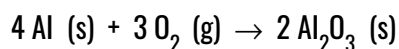
Coeficiente estequiométrico (X): indica el número de moléculas o moles de una especie. Símbolo del elemento (A): símbolo químico específico para cada elemento. Coeficiente atómico (y): indica el número de átomos presentes en cada molécula.

Luego, la ecuación:



Indica obteniéndose que 2 mol (o 2 moléculas) de  $\text{N}_2\text{H}_4$  reaccionan con 1 mol (o 1 molécula) de  $\text{N}_2\text{O}_4$ , obteniéndose 3 mol (o 3 moléculas) de  $\text{N}_2$  y 4 mol de  $\text{H}_2\text{O}$  (o 4 moléculas). Es importante tener en cuenta que una reacción estequiométrica continúa conservando su estructura, si cada uno de los coeficientes estequiométricos se multiplica por el mismo número.

Ejemplo



Indica que 4 mol de Al se combinan con 3 mol de  $\text{O}_2$  y se obtienen 2 mol de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . También puede interpretarse como que 4 átomos de Al reaccionan con 3 moléculas de  $\text{O}_2$ , produciendo 2 moléculas de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

En resumen, los coeficientes de una ecuación estequiométrica dan directamente los números relativos de mol de reactantes y productos; también permiten calcular la cantidad de masa involucrada en el proceso.

#### 4. Balanceo de las ecuaciones químicas

Los **coeficientes estequiométricos** son los que se pueden cambiar para que las ecuaciones queden **balanceadas** o **ajustadas** y se **cumpla con la ley de Lavoisier o conservación de la masa**. Estos coeficientes estequiométricos pueden ser números enteros o fracciones que multiplican a todos los subíndices de un elemento o compuesto.

Para realizar el balanceo de las ecuaciones químicas, se pueden utilizar los métodos de tanteo y el algebraico.

El **método de tanteo**, consiste en igualar el número y clase de átomos, iones o moléculas reactantes con los productos a fin de cumplir la Ley de la conservación de la materia.

#### ¿Cómo se usa el método del tanteo?

Por ejemplo, en la siguiente reacción química, el número de átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación es:

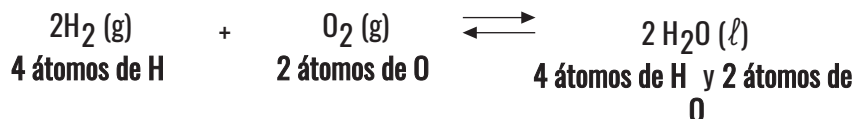


Solo los átomos de H se encuentran balanceados, no así los de O, por lo cual, para que se cumpla la ley de conservación de la masa, debemos anteponer números enteros y los menores posibles a las especies, con tal de igualar la cantidad de O.

Anteponiendo un 2 en H<sub>2</sub>O, se iguala el número de átomos de O en ambos lados de la ecuación.



Sin embargo, se desbalancea el de H, por lo que es necesario anteponer también un 2 en H<sub>2</sub>, obteniéndose lo siguiente:



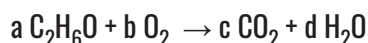
Observamos que los átomos se igualaron en reactantes y productos, por lo tanto, se cumple con la ley antes mencionada.

De esta forma, en este método se van cambiando los coeficientes estequiométricos hasta igualar la cantidad de átomos a ambos lados de la ecuación .

### ¿Cómo balanceo a través del método algebraico?

En el **método algebraico** se asignan incógnitas a cada uno de los componentes de la ecuación química (reactantes y productos), para luego establecer ecuaciones en función de los átomos. Así, al despejar dichas incógnitas, se obtienen los coeficientes estequiométricos para cumplir con la ley de conservación de la materia. A continuación se describen los pasos esenciales para balancear una ecuación química mediante el método algebraico.

1. Contar los átomos a cada lado de la ecuación no balanceada.
2. Anteponer a cada fórmula química una letra:



3. Escribir ecuaciones para igualar el número de átomos de cada elemento a ambos lados:

C	$2a = 1c$	ecuación 1
H	$6a = 2d$	ecuación 2
O	$1a + 2b = 2c + 1d$	ecuación 3

4. Resolver las ecuaciones considerando  $a = 1$ :

De la ecuación 1 se obtiene c:

$$\begin{aligned} 2a &= 1c \\ 2 \times 1 &= c \\ 2 &= c \end{aligned}$$

$$a = 1 \quad c = 2$$

De la ecuación 2 se obtiene d:

$$\begin{aligned} 6a &= 2d \\ 6 \times 1 &= 2d \\ 6 &= 2d \\ \frac{6}{2} &= d \\ 3 &= d \end{aligned}$$

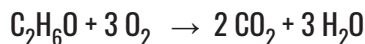
$$d = 3$$

De la ecuación 3 se obtiene b:

$$\begin{aligned} 1a + 2b &= 2c + 1d \\ (1 \times 1) + 2b &= (2 \times 2) + (1 \times 3) \\ 1 + 2b &= 4 + 3 \\ 2b &= 7 - 1 \\ b &= \frac{6}{2} \\ b &= 3 \end{aligned}$$

$$b = 3$$

5. Reemplazar las letras en la ecuación química por los valores obtenidos.
6. Comprobar que haya la misma cantidad de átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación.

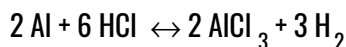


2 átomos de C	2 átomos de C
6 átomos de H	6 átomos de H
7 átomos de O	7 átomos de O

## 5. Relaciones estequiométricas

A continuación, estableceremos el procedimiento para determinar la masa de un compuesto a partir de otro. Para esto, es importante considerar los coeficientes estequiométricos de la reacción.

Dada la siguiente reacción:



Calcular la masa de tricloruro de aluminio ( $\text{AlCl}_3$ ) que se produce a partir de un gramo de aluminio (Al).

Datos

$$\begin{aligned} \text{MM Al} &= 27 \text{ g/mol} & \text{MM} \\ \text{AlCl}_3 &= 133,5 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

**Solución:**

$$\text{I.} \quad \begin{array}{l} X \text{ g AlCl}_3 \rightarrow 1 \text{ g Al} \\ 267 \text{ g AlCl}_3 (2 \text{ mol}) \rightarrow 54 \text{ g Al} (2 \text{ mol}) \end{array}$$

$$\begin{aligned} \text{II. } X &= \frac{267 \text{ g AlCl}_3 \times 1 \text{ g Al}}{54 \text{ g Al}} \\ X &= 4,94 \text{ g AlCl}_3 \end{aligned}$$

En este caso, se presenta una relación entre reactantes y productos. Sin embargo, esta relación también puede establecerse entre los reactantes o entre los productos. Una observación importante apunta a que la relación no necesariamente debe establecerse entre las entidades que contienen a un elemento en común sino también, puede hacerse entre los otros participantes.

Es fundamental, además, que exista un balance entre reactantes y productos en cuanto al número de átomos presentes. En otras palabras, antes de realizar cualquier cálculo estequiométrico es necesario verificar que la ecuación se encuentre balanceada.

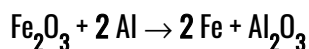
### Reactivo limitante

Generalmente los reactivos en las reacciones químicas no se encuentran en proporciones estequiométricas y por lo tanto, uno de los reactantes se consume totalmente antes que los demás. En este caso se habla de reactivo limitante y de él depende la cantidad de producto formado.

Dentro de una reacción, aquel compuesto que se consume primero, se denomina “reactivo limitante”, mientras que el otro se denomina “reactivo en exceso”.

### Ejemplo

Para la reacción:



Determine el reactivo limitante, sabiendo que se usó 1 kg de Al y 1 kg de óxido férrico y calcule la masa de Fe que se forma.

I. Se debe establecer la razón estequiométrica entre el número de moles de los reactantes para tener este valor como referencia y determinar cuál está en exceso. La razón estequiométrica es:

$$\frac{n \text{ Fe}_2\text{O}_3}{n \text{ Al}} = \frac{1}{2}$$

Es decir, por cada mol de óxido se necesitan 2 moles de aluminio.

II. Se determina el número de moles utilizando los datos del problema.

$$\begin{aligned} n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} &= m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} / \text{MM}_{\text{Fe}_2\text{O}_3} \\ n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} &= 1000 \text{ g} / 159,69 \text{ g/mol} \\ n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} &= 6,26 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n_{\text{Al}} &= m_{\text{Al}} / \text{MM}_{\text{Al}} \\ n_{\text{Al}} &= 1000 \text{ g} / 26,98 \text{ g/mol} \\ n_{\text{Al}} &= 37,06 \text{ mol} \end{aligned}$$

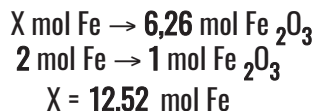
III. Se establece la razón entre estos valores y se compara con la razón estequiométrica según la ecuación química balanceada:

$$\frac{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{n_{\text{Al}}} = \frac{6,26 \text{ mol}}{37,06 \text{ mol}}$$

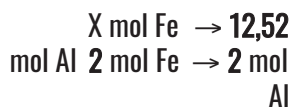
$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} / n_{\text{Al}} = 0,17$$

Se observa que esta razón es menor a la estequiométrica, por lo tanto, el que está en exceso es el aluminio (porque se fijó al óxido como referencia). Luego, el reactivo límite es el óxido férrico. Otra forma de analizarlo es que a partir de la proporción 1:2 entre los reactivos, se sabe que 6,26 mol de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  reaccionan solo con 12,52 mol de Al, por lo tanto quedan 24,54 mol de Al sin reaccionar (reactivo en exceso).

IV. Sabiendo cuál es el reactivo limitante, se puede determinar la masa de hierro que se obtiene al ocurrir la reacción, ya sea a partir de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .



o a partir de Al



$$X = 12,52 \text{ mol Fe}$$

Luego:

$$\begin{aligned} m_{\text{Fe}} &= n_{\text{Fe}} \times \text{MM}_{\text{Fe}} \\ m_{\text{Fe}} &= 12,52 \text{ mol} \times 55,85 \text{ g/mol} \\ m_{\text{Fe}} &= 699,24 \text{ g} \end{aligned}$$

IV. Resumiendo los conceptos, tenemos que:

- El reactivo limitante es el óxido férrico. Este será el que consuma primero y el que determine la cantidad de producto formado.
- El reactivo en exceso es el aluminio. Es decir, luego de ocurrida la reacción, aún quedará masa de este metal sin reaccionar .
- Una vez establecido el compuesto que está en exceso, se puede calcular el producto pedido mediante la razón establecida.

### Rendimiento de una Reacción

Las reacciones químicas no siempre ocurren hasta que se consumen totalmente los reactivos, obteniéndose una cantidad de producto que muchas veces es inferior a lo esperado teóricamente. Esto puede deberse a que ocurren reacciones paralelas que no llevan al producto deseado, a que no todos los reactivos reaccionen o a que no se logre recuperar la totalidad de los productos.

El rendimiento corresponde a la cantidad real de producto obtenido dividido por la cantidad máxima que teóricamente podría haberse obtenido (100%). La cantidad de producto que debiera formarse si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción se denomina rendimiento teórico. Al rendimiento real se le denomina simplemente rendimiento de la reacción. Siempre se cumplirá que:

$$\text{Rendimiento teórico} \geq \text{rendimiento de la reacción}$$

El rendimiento, en términos porcentuales, puede calcularse según la siguiente fórmula:

$$\text{Rendimiento (\%)} = \frac{(\text{rendimiento real} \times 100)}{\text{rendimiento teórico}}$$

Ejemplo

Dada la siguiente ecuación:



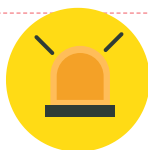
Si se hacen reaccionar 2 mol de Cu (MM = 64 g/mol) y 2 mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (MM = 98 g/mol), se espera obtener 1 mol de CuSO<sub>4</sub> (MM = 160 g/mol), si se consume todo el reactivo limitante (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>). Por lo tanto:

Rendimiento teórico = 160 g de CuSO<sub>4</sub>.

Si en cambio se obtienen 100 g de CuSO<sub>4</sub>, tenemos

$$\text{Rendimiento de la reacción} = \frac{100}{160} \cdot 100$$

$$\text{Rendimiento de la reacción} = 62,5\%$$



¡Ojo con!!

Los motivos por los que la cantidad obtenida en una reacción es inferior a la esperada son varios:

- Muchas reacciones son reversibles, luego, la transformación no es completa.
- A veces, no es posible separar totalmente el producto obtenido.
- Los productos formados pueden producir reacciones secundarias.
- Muchas moléculas no están suficientemente activadas para reaccionar, etc.

## 6. Formulas químicas

### Composición porcentual o elemental

Cuando se conoce la fórmula química de un determinado compuesto, su composición química se puede expresar como la masa porcentual de cada elemento en el compuesto (composición porcentual).

De esta forma, la:

- **Composición porcentual:** informa sobre el porcentaje de cada elemento presente en un compuesto. Para calcularla, se debe considerar la masa molar del compuesto como el 100%. Por ejemplo, para determinar el porcentaje de hidrógeno presente en el agua (H<sub>2</sub>O), cuya masa molar es 18 g/mol, hay que realizar el siguiente cálculo utilizando la masa atómica del hidrógeno (1 g/mol):

$$\left. \begin{array}{l} 18 \text{ g/mol} \rightarrow 100\% \\ 2 \text{ g/mol} \rightarrow X\% \end{array} \right\} X = 11,11\% \text{ de hidrógeno}$$

Otra forma, para calcular la composición porcentual, es primero dividir la masa de un determinado componente del compuesto (elemento químico) y el resultado luego multiplicarlo por 100%.

Por ejemplo, para calcular la composición porcentual de los componentes del dióxido de azufre (SO<sub>2</sub>), azufre (S) y oxígeno (O), se debe:

1. Calcular la masa molar (MM) del compuesto:

Número de átomos totales	Masa atómica
S = 1 átomo	32 g x 1 = 32 (g/mol)
O = 2 átomos	16 g x 2 = 32 (g/mol)
	Masa molar del SO <sub>2</sub> = 64 g/mol

2. Luego, para calcular la composición porcentual de cada elemento:

$$\%S = \frac{\text{masa de S}}{\text{Masa molar SO}_2} \times 100\% \quad \%S = \frac{32 \text{ g}}{64 \text{ g}} \times 100\% = 50\% \text{ de S en SO}_2$$

$$\%O = \frac{\text{Masa de O}_2}{\text{Masa molar SO}_2} \times 100\% \quad \%O = \frac{32 \text{ g}}{64 \text{ g}} \times 100\% = 50\% \text{ de O en SO}_2$$

Un mol de SO<sub>2</sub> (64 g) tiene un mol de átomos de S (32 g) y dos moles de átomos de oxígeno (32,0 g); por esta razón se pudieron utilizar las masas en el cálculo precedente.

### Fórmulas químicas a partir de la composición elemental

- **Fórmula empírica o mínima**

Es la mínima proporción en que se unen los átomos para formar el compuesto. Específicamente, indica el número parcial de átomos presentes en una molécula del compuesto.

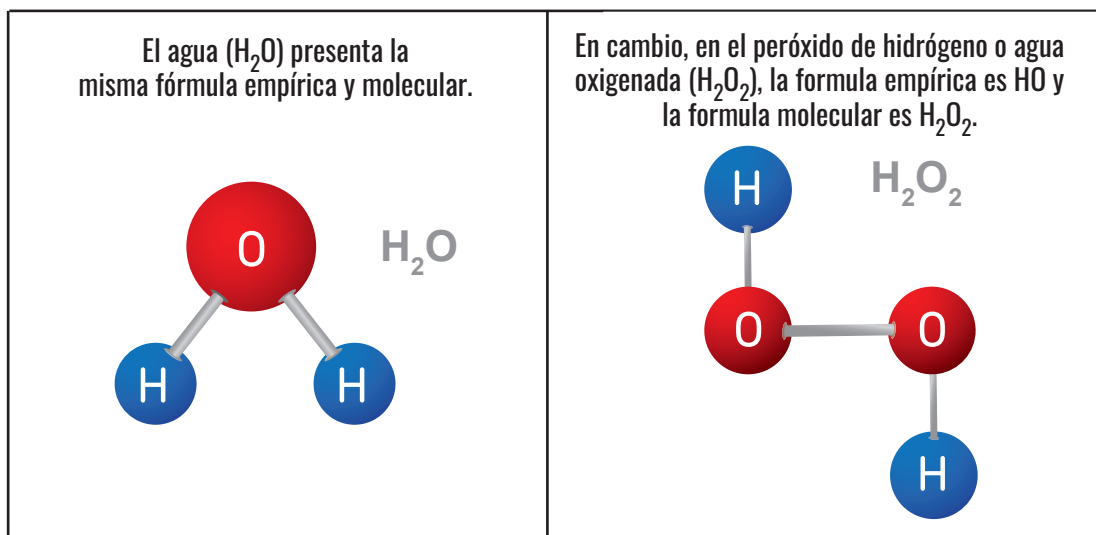
- **Fórmula molecular**

Es la máxima proporción en que se unen los átomos para formar el compuesto, indica el número real de átomos presentes en una molécula del compuesto.

La fórmula molecular de un compuesto químico es igual al producto entre un múltiplo entero (n) por la fórmula empírica. Como muestra la siguiente relación:

$$\text{Fórmula molecular} = \text{fórmula empírica} \times n$$

Por ejemplo:

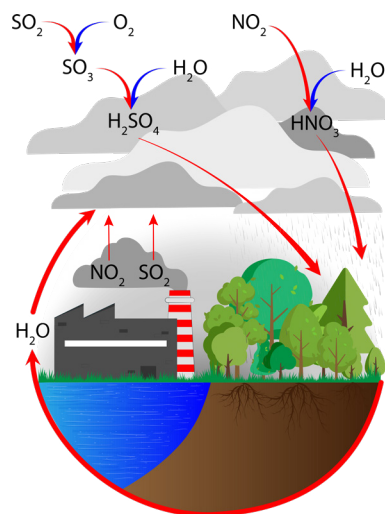


### Determinación de la fórmula empírica de los compuestos químicos

A partir del conocimiento de la composición porcentual de los elementos químicos es posible la determinación de la fórmula empírica o mínima de un determinado compuesto químico, al respecto, revisaremos el siguiente ejemplo, mediante el cual se evidenciará lo indicado:

#### Primer cálculo de ejemplo:

Los compuestos químicos formados por azufre y oxígeno son graves contaminantes del aire y son la causa principal de la lluvia ácida. El análisis de 100 g de un compuesto puro indica que contiene el 50,1% de azufre y el 49,9% de oxígeno en masa.



Al respecto, ¿cuál es la fórmula empírica del compuesto?

Un mol de átomos de cualquier elemento tiene  $6,02 \times 10^{23}$  átomos; por lo tanto, la proporción de moles de átomos de cualquier muestra es igual que la proporción de átomos en ese compuesto.

Este cálculo se efectúa en dos etapas:

**Etapla I:** Al ser 100,0 g de compuesto y contienen 50,1 g de S y 49,9 g de O, se calcula el número de moles de cada uno.

$$? \text{ mol de átomos S} = 50,1 \text{ g de S } \times$$

$$\frac{1 \text{ mol de átomos de S}}{32,1 \text{ g de S}} = 1,56 \text{ mol de átomos de S}$$

$$? \text{ mol de átomos O} = 49,9 \text{ g de O } \times$$

$$\frac{1 \text{ mol de átomos de O}}{16,0 \text{ g de O}} = 3,12 \text{ mol de átomos de O}$$

**Etapas II:** Luego se calcula la proporción de números enteros entre esos números para obtener la proporción de átomos que hay en la muestra y con ello la fórmula mínima del compuesto.

Ahora sabemos que 100,0 g de compuesto contienen 1,56 moles de átomos de S y 3,12 moles de átomos de O. Ahora determinamos la proporción de números enteros entre estos números, que nos da la proporción de átomos de la fórmula mínima.

$$\frac{1,56}{1,56} = 1,00 \text{ S}$$

$$\frac{3,12}{1,56} = 2,00 \text{ O}$$

SO2

Estas etapas, se resumen a continuación:

Elemento	Masa relativa del elemento	Número relativo de átomos (m/m atómica)	Divida entre el número más pequeño	Proporción mínima de números de átomos
S	50,1	$\frac{50,1}{32,1} = 1,56$	$\frac{1,56}{1,56} = 1,00 \text{ S}$	<chem>SO2</chem>
O	49,1	$\frac{49,9}{16,0} = 3,12$	$\frac{3,12}{1,56} = 2,00 \text{ O}$	

Es importante destacar, que muchas veces el resultado no son números enteros, si no fracciones, por lo que se debe multiplicar todos los resultados obtenidos, de tal forma de que todos sean números enteros. Ya que, en las fórmulas químicas los coeficientes atómicos son números enteros.

Segundo cálculo de ejemplo:

Una muestra de 20,882 g de un compuesto iónico contiene 6,072 g de Na, 8,474 g de S y 6,336 g de O. ¿cuál es la fórmula empírica del compuesto?

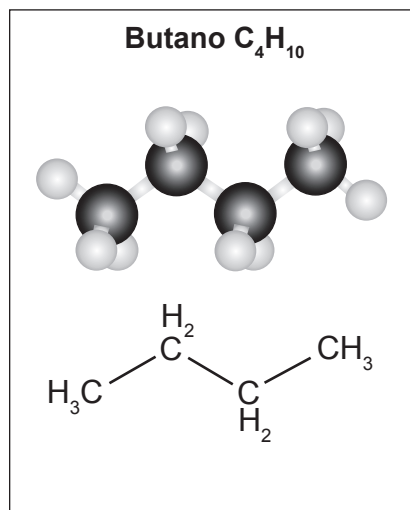
Elemento	Masa relativa del elemento	Número relativo de átomos (divide la masa entre la Masa atómica)	Divida entre el número más pequeño	Convierta las fracciones a números enteros (multiplique por un entero)	Proporción mínima de números enteros de átomos
Na	6,072	$\frac{6,072}{23,0} = 0,264$	$\frac{0,264}{0,264} = 1,00$	$1,00 \times 2 = 2 \text{ Na}$	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
S	8,474	$\frac{8,474}{32,1} = 0,264$	$\frac{0,264}{0,264} = 1,00$	$1,00 \times 2 = 2 \text{ S}$	
O	6,336	$\frac{6,336}{16,0} = 0,396$	$\frac{0,396}{0,264} = 1,50$	$1,50 \times 2 = 3 \text{ O}$	

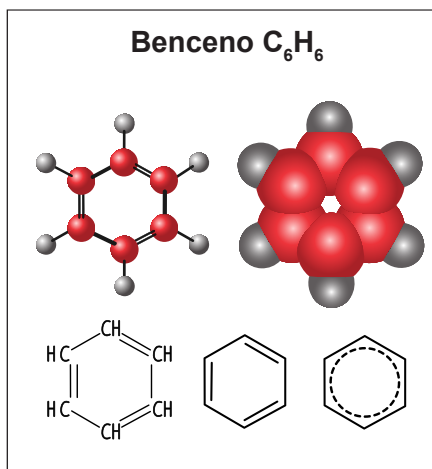
Al observar el desarrollo del ejercicio, se puede observar que la proporción de átomos de la fórmula empírica debe ser una proporción de números enteros. De esta forma, para convertir la proporción 1:1:1.5 en una proporción de números enteros, cada número de esta proporción se multiplicó por 2, lo que da como resultado la fórmula empírica del compuesto igual a  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

### Determinación de la fórmula molecular de los compuestos químicos

Para determinar la fórmula molecular de un compuesto químico, se debe conocer tanto su **fórmula empírica** como su **masa molecular** o molar.

Es importante considerar que, en muchos compuestos, la fórmula molecular es un múltiplo entero de la empírica, por ejemplo, el butano,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , cuya fórmula empírica es  $\text{C}_2\text{H}_5$ , su fórmula molecular presenta el doble de átomos, ya que al multiplicarla por dos queda.  $2x(\text{C}_2\text{H}_5) = \text{C}_4\text{H}_{10}$





Otro ejemplo de esto es el benceno cuya fórmula molecular es C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>, es otro ejemplo, siendo su fórmula empírica CH, por lo que si se multiplica por 6 a la fórmula empírica, se obtiene la fórmula molecular, 6 x (CH) = C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>.



## Conceptos importantes

De esta forma, la fórmula molecular de un compuesto es igual a un múltiplo entero (n) de su fórmula empírica, como expone la siguiente relación:

$$\text{Fórmula molecular} = n \times \text{Fórmula empírica}$$

Si consideramos que la fórmula molecular nos indica la masa molar o molecular del compuesto químico, podemos expresar lo anterior como:

$$\text{Masa molar o molecular} = n \times \text{Fórmula empírica}$$

Y si despejamos al número entero (n) que lleva de fórmula empírica a fórmula molecular:

$$n = \frac{\text{masa molar o molecular del compuesto}}{\text{masa molar o molecular de la fórmula empírica}}$$

Ten en consideración, que a través de la composición porcentual de una molécula, también podrás determinar la cantidad de mol de cada elemento que forma el compuesto. A partir de esta información, también podrás dilucidar la fórmula molecular de dicha sustancia.

## 7. Bibliografía general

- **“Curso de Química General”**, Santa María, Francisco; tomo I y II, Ed. Universitaria, 1984.
- **“Fundamentos de Química”**, Ricardo Feltre; volumen único, Editora Moderna, 3ª edición, 2002.
- **“La Química”**, Gebauer, Claudio; Ed. Universitaria, 1984.
- **“Manual de Química”**, Summers, Donal B.; Grupo Editorial Iberoamérica, 1983 (1975).
- **“Química Curso Universitario”**, Maham, Bruce H., Fondo Educativo Interamericano, 1977.
- **“Fundamentos de Química General”**, Garzón G., Guillermo; Ed. McGraw-Hill, 1991.
- **“Apuntes de Química General”**, Balocchi C., Emilio, et al; tomo I y II, Departamento de Química, Edición USACH, 1993, 1994.
- **“Apuntes de Química I y II”**, Sánchez Tapia, Carlos y Fuster A., Ma Angélica; 2 Ed. Salesiana, 1989,(1985).
- **“Química Básica”**, Melo Araya, Mario; tomo I: Estequiometría, Ed. Universitaria, 1987.

Las figuras que se presentan en este texto han sido extraídas de los siguientes libros:

- **“Ciencias Químicas Educación Media”**, Eugenia Águila Garay, José Tomás López Vivar, Leonor Marambio Montero; Tomo I, Editorial Santillana.
- **“Ciencias Químicas Educación Media”**, Eugenia Águila Garay, José Tomás López Vivar, Leonor Marambio Montero; Tomo II, Editorial Santillana.
- **“Ciencias Químicas Educación Media”**, José Tomás López Vivar, Manuel Martínez Martínez, Javier E. Jorquera, Mónica Muñoz Cor.



