



REPÚBLICA DE COLOMBIA  
SECRETARÍA DE EDUCACIÓN MUNICIPAL DE PALMIRA  
"INSTITUCIÓN EDUCATIVA "DE ROZO"  
Aprobada por Resolución N° 0835 del 20 de FEBRERO de 2.017



### GUÍA DE APRENDIZAJE No. 3

Docente	Isabel Cristina Hurtado Sánchez
Grado:	Noveno
Área o asignatura:	Ciencias Naturales - química
Fecha de recibido:	4 de agosto de 2020
Fecha de entrega:	14 de agosto de 2020
Nombre del estudiante:	
Objetivo de aprendizaje y/o DBA:	Comprender las relaciones cuantitativas entre las sustancias que participan en una reacción química.



#### INTRODUCCIÓN

Como lo vimos en la guía anterior, la materia se transforma a través de las diferentes clases de reacciones que experimenta. En la presente guía vamos a entender que esta transformación está regida por leyes a las que se les denomina leyes de la materia, dichas leyes son la ley de la conservación de la masa, la ley de las proporciones múltiples y la ley de las proporciones definidas; que se aplican a diferentes conceptos importantes como la estequiometría y el equilibrio químico.



#### Actividad preliminar

1. Describe dos ejemplos de reacciones químicas que conozcas, nombra los reactivos y los productos.
2. Reúnete con tus familiares y discute las siguientes situaciones:
  - a. Cuáles son los ingredientes y las cantidades exactas que se necesitan para preparar una torta o unas hojaldras. Teniendo en cuenta esta información, respondan lo siguiente: ¿Para cuántas personas alcanza la torta? ¿Qué cantidad de ingredientes se utilizan en esta preparación? ¿Por qué es importante calcular la cantidad de ingredientes en la preparación de esta torta?
  - b. Los productos como cosméticos, alimentos y medicinas se encuentran bajo estándares de calidad aprobados por diferentes instituciones. ¿Cómo creen que las diferentes industrias, en Colombia y el mundo, saben con precisión la cantidad de sustancias que requieren dentro de sus productos?

**Nota:** De ser posible, realiza un video (No mayor a 5 minutos) de la actividad en familia y envíala a tu docente de química.

#### ¿Para recordar?

¡¡Elabora en tu cuaderno un resumen del siguiente texto!!

# Enlace químico

## Valencias

En la naturaleza, los átomos se combinan para formar compuestos. Los electrones que el átomo posee en el último nivel de energía son los que generalmente forman los enlaces químicos; dichos electrones reciben el nombre de electrones de valencia.

A la capacidad para combinarse que tiene un átomo de cada elemento se le llama valencia y depende del número de electrones que puede perder o ganar el átomo en su último nivel de energía, durante una reacción química.

Así se tiene que los átomos que presentan de uno a tres electrones de valencia en su última capa, pueden perderlos cuando se combinan con otros átomos, convirtiéndose en iones positivos. Por ejemplo, cuando el átomo de sodio pierde su electrón de valencia se transforma en un ión  $\text{Na}^+$  (monovalente), o cuando el átomo de bario pierde sus dos últimos electrones de valencia, queda

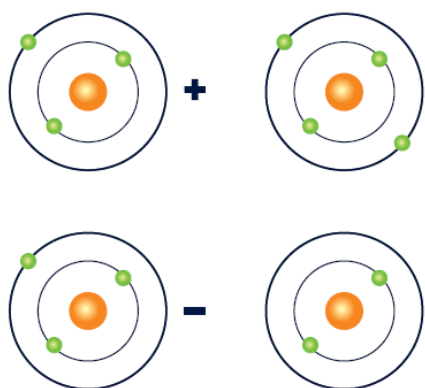
como ión  $\text{Ba}^{+2}$  (divalente). Se llama ión al átomo que ha ganado o perdido electrones.

Los átomos que tienen en su último nivel de 5 a 7 electrones de valencia, tienden a ganar electrones, convirtiéndose en iones negativos. Así sucede con un átomo de cloro, que tiene 7 electrones en su último nivel de energía, se transforma en un ión  $\text{Cl}^-$  al ganar un electrón, pero también existen otros átomos como el oxígeno y el fósforo, que al ganar dos o tres electrones respectivamente se convierten en iones negativos, el del oxígeno, con valencia  $\text{O}^{-2}$  (divalente negativo), y el del fósforo  $\text{P}^{-3}$  (trivalente negativo) respectivamente.

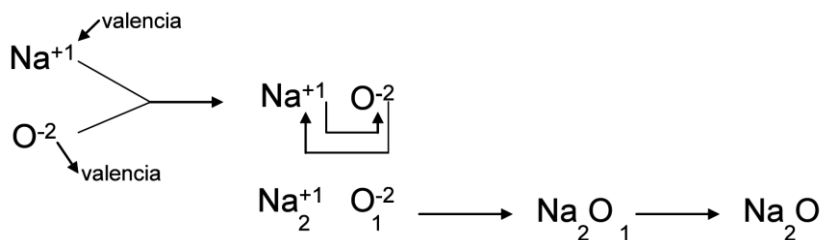
Algunos elementos presentan dos o más valencias debido a la capacidad de combinación que poseen, lo que les permite perder o ganar electrones en diferente proporción, dependiendo de los elementos con los que se combinen.

Para la formación de compuestos es importante considerar la valencia de los átomos. Para ejemplificarla, consideremos los elementos ( $\text{Na}^{+1}$ ) sodio con valencia + 1 y ( $\text{O}^{-2}$ ) oxígeno con valencia - 2; en primer lugar se escribe el símbolo seguido de su valencia como exponente, ya sea positiva o negativa:  $\text{Na}^{+1}\text{O}^{-2}$ . Enseguida, se cruzan las valencias, es decir, la valencia del oxígeno se le escribe al sodio como subíndice y la del sodio al oxígeno:  $\text{Na}_2\text{O}_1$ . Sin embargo, el subíndice 1 no se escribe, quedando finalmente el compuesto  $\text{Na}_2\text{O}$ .

Los elementos químicos se pueden encontrar en estado sólido, líquido o gaseoso. Sólidos como el oro, la plata y el cobre; líquido como el bromo o el mercurio, y gaseosos como el hidrógeno, el oxígeno y el nitrógeno.



Los electrones presentes en el último nivel de energía de un átomo se pueden perder convirtiéndose en iones positivos.



**Figura 1.** Formación de compuestos, la valencia del oxígeno se coloca como subíndice del sodio, y la del sodio como subíndice del oxígeno.

## Actividad 1

1. A partir del siguiente cuadro, escribe en cada casilla la fórmula y el nombre para cada uno de los posibles compuestos:

	$O^{-2}$	$Cl^{-1}$	$OH^{-1}$	$C^{-4}$
$H^{+1}$				
$Ca^{+2}$				
$Fe^{+3}$				

2. Para cada compuesto, elabora el diagrama de la formación del compuesto como se muestra en la figura 1. Puedes hacerlo en un documento de Power Point, pegando cada diagrama en una diapositiva.

**Nota:** en caso de tener conectividad puedes observar los siguientes videos para recordar el tema de enlace químico y fórmula química: Escritura de fórmulas químicas (<https://youtu.be/zeBGk1N9R7o>) y Fórmula Química Reglas de escritura (<https://youtu.be/4Zuw3nWETNA>).

### ¿Qué voy a aprender?

¡Lee con atención el siguiente texto y elabora un resumen extrayendo las principales ideas!

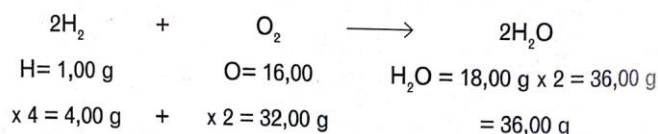
## ¿Cuáles son las leyes de la materia y cómo se balancea una ecuación?

Antes, observa el siguiente video si tienes conexión a internet: Ley de Conservación de la Masa (<https://youtu.be/a2Mbl3C25xY>).

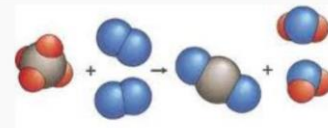
### ¿Qué explica la ley de la conservación de la masa?

Antoine Lavoisier, (1743 – 1794), químico francés, fue el primero en utilizar la balanza en el estudio de las reacciones químicas. A partir de cientos de experimentaciones y mediciones rigurosas, él logró determinar que si se tienen en cuenta las masas de todas las sustancias que participan en una reacción química, al final de las experiencias las masas no varían; a este hecho se le denomina ley de la conservación, porque las masas se conservan a la entrada y a la salida de la reacción química. Esta ley afirma: la suma de las masas de las sustancias que aparecen como reactantes es igual a la suma de las masas de las sustancias que aparecen como productos.

Por ejemplo, en la reacción de obtención del agua intervienen dos moles de hidrógeno que pesan 4 g y una mol de oxígeno que pesa 32 g; el producto de esta reacción genera dos moles de agua que pesan 36 gramos. Esto significa que la masa de los reactantes es igual a la masa de los productos.



**Ley de conservación de la materia**



$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$

**Concepto:** En toda reacción química la masa se conserva, es decir, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos.

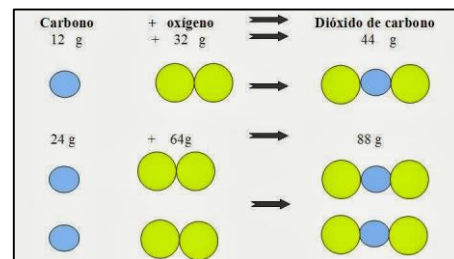


**Antoine-Laurent de Lavoisier**  
(París 1743-1794)

## La ley de las proporciones definidas

Esta ley, propuesta por el químico francés **Joseph Louis Proust**, (1754 – 1826), enuncia que en cualquier compuesto siempre existe la misma proporción de masas de los elementos que lo forman; se formula así: cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en una relación de masa constante.

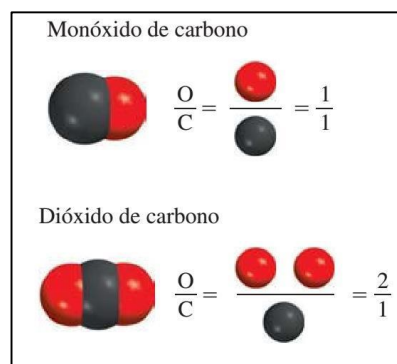
Por ejemplo, 12 g de carbono por cada 32 g de oxígeno forman una mol de dióxido de carbono  $\text{CO}_2$ ; si alguno de estos elementos llegara a encontrarse en exceso con relación al otro, ese exceso no haría parte del compuesto, porque sin importar el método de obtención del dióxido de carbono, por combustión de la madera o de la gasolina, siempre el dióxido de carbono va a mantener la misma proporción en los elementos que lo conforman.



## La ley de las proporciones múltiples

Esta ley fue propuesta en 1807 por el químico inglés **John Dalton**, (1766 – 1844) ; en ella se relacionan las masas entre dos o más elementos que se pueden combinar para formar un nuevo compuesto. Su enunciado es el siguiente: las masas de un elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar diferentes compuestos, están en una proporción de números enteros.

Por ejemplo, en la formación del dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y del monóxido de carbono ( $\text{CO}$ ) se emplean los mismos elementos, carbono (C) y oxígeno (O), pero en diferentes proporciones; en el primer compuesto, 2 átomos de oxígeno por cada átomo de carbono (2:1), mientras que en el segundo la relación es 1 a 1 (1:1), siempre con números enteros. Esto significa que se pueden variar las cantidades de un mismo elemento y mantener la cantidad fija del otro para formar diferentes compuestos; esta relación está dada en números enteros sencillos.



## ¿Cómo balancear una ecuación química?

Balancear una ecuación química es lo mismo que equilibrar las cantidades tanto de reactantes como de productos; esto se logra al escribir números antes de cada fórmula molecular en ambos lados de la ecuación, denominados coeficientes, los cuales hacen que al final el conteo de los átomos sea igual tanto para los reactantes como para los productos. Es importante tener en cuenta que los subíndices de las fórmulas moleculares no se pueden modificar, ya que esto indicaría que se altera la constitución del compuesto; los únicos números que se pueden cambiar son los coeficientes.

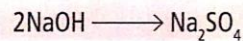


### Balanceo por tanteo

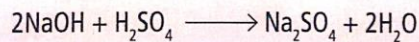
El orden en que deben colocarse los coeficientes es, por lo general: primero las moléculas que contienen los metales, luego las que contienen los no metales, se revisan los hidrógenos y por último los oxígenos, si los hay. Por ejemplo, para la reacción:



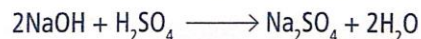
1. Se coloca el coeficiente que balancee las moléculas en las que está el metal, es decir, el sodio. En los productos hay dos átomos de sodio dentro del compuesto que lo contiene, por tanto, en los reactantes se coloca el coeficiente 2, para balancear la cantidad de sodio:



2. Se revisan los no metales; hay un azufre a cada lado, por lo cual no es necesario colocar coeficiente en las moléculas que lo contienen.
3. Se revisa el hidrógeno: deben tenerse en cuenta los coeficientes ya colocados al lado de los reactantes; de tal forma, hay 4 hidrógenos y por tanto debe haber dos moléculas de agua cada una con 2 hidrógenos:

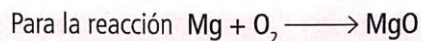


4. Para finalizar, se revisa la cantidad de oxígenos a cada lado de la reacción; en este caso es 10. Si este número es igual a cada lado, el balanceo está completo y la ecuación balanceada será:

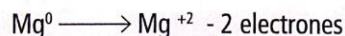


### Balanceo por óxido-reducción

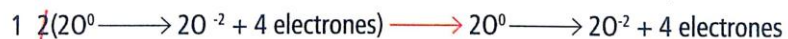
Para balancear una ecuación química por óxido-reducción lo primero que se debe determinar es el estado de oxidación de cada uno de los átomos que constituyen los compuestos. Para ello, se deben tener en cuenta las recomendaciones del primer tema de esta unidad. Si por lo menos dos de los átomos cambian su estado de oxidación a través de la reacción, se puede usar este método que se realiza de la siguiente manera:



1. Se determina qué átomos cambian su estado de oxidación.  
El magnesio y el oxígeno cambian su estado de oxidación: el magnesio pasa de 0 a +2 y el oxígeno de 0 a -2.
2. Se determina qué átomos ganan y qué átomos pierden electrones: se dice, entonces, que los átomos que ganan electrones se reducen y los que pierden se oxidan. Además, se determina cuántos electrones se ganan y se pierden, en su orden. Para ello, hay que tener en cuenta la cantidad de átomos que cambian su estado de oxidación. En este caso, el oxígeno gana dos electrones, pero hay dos átomos de oxígeno en los reactantes y se asume que en principio hay dos en los productos; por tanto, en total se ganan 4 electrones. Por su parte, el magnesio con un solo átomo a cada lado pierde 2 electrones, así:



3. Se equilibra el número de electrones ganados con los perdidos, a través del uso de coeficientes. Para ello se cruza el número de electrones ganados y perdidos y se opera como factor. Si es posible, se simplifican, así:



Estos coeficientes se colocan en las moléculas donde aparecen estos átomos, así:



Ten en cuenta que si el átomo ya está en la cantidad determinada, a través del balanceo no es necesario colocar el coeficiente; como en la molécula de  $\text{O}_2$  de los reactivos ya hay dos oxígenos, no debes colocar el 2 como coeficiente.

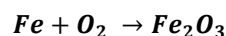
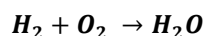
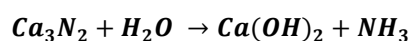
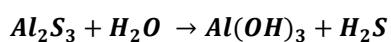
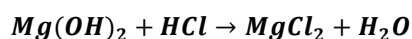
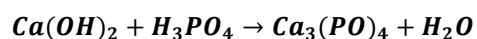
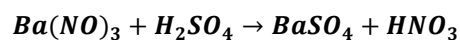


## Practico lo que aprendí

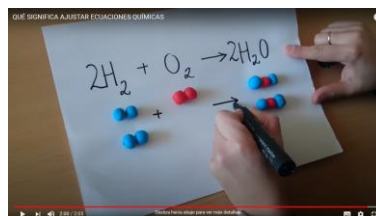
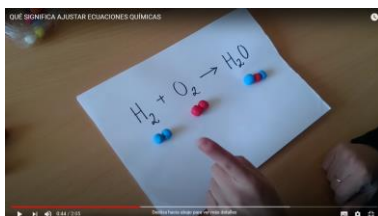
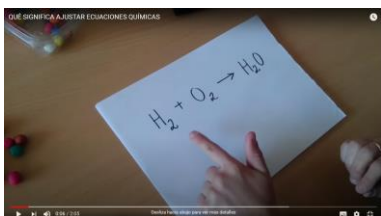
### Actividad 2

1. Elabora un mapa conceptual o mental con los conceptos estudiados anteriormente: *ley de la conservación de la materia*, *ley de las proporciones definidas*, *ley de las proporciones múltiples* y *balanceo de ecuaciones químicas*. Escoge el título central que puede ser conservación de la materia o balanceo de ecuaciones químicas. El mapa debe contener ecuaciones químicas y graficas de sustancias. ¡Sé creativo!

2. Balancea cada una de las siguientes ecuaciones y da el nombre de cada sustancia:



3. En un video (máx. 3 minutos) o con una secuencia de fotos, utilizando bolitas de icopor, canicas o piedras de diferente color esquematiza una de las reacciones químicas anteriores y muestra cómo se balancea. Observa como ejemplo el siguiente video: <https://youtu.be/KJMoeZEdHiQ>.



### Recuerda que:

puedes escribirme al  
WhatsApp 305 468 9237 o a mi correo  
electrónico [ihurtado@iederozo.edu.co](mailto:ihurtado@iederozo.edu.co).



Todos los días de 2 a 5 PM para aclarar dudas.

También, podremos aclarar las dudas a través de la directora de grupo, por el grupo de whatsapp y en los horarios de clase asignados para clases, los martes de 3 a 6 PM.

## ¿Qué aprendí?



Responde en tu cuaderno las siguientes preguntas, con mucha sinceridad:

- ¿Qué fue lo que más te causó dificultades al resolver las actividades de la guía?
- ¿Cómo crees que las guías y las clases virtuales, podrían ser más claras para ti?
- ¿Qué hiciste bien para aprender en esta guía? En tus palabras ¿Qué aprendiste?

Para reflexionar te invito a leer la historia inspiradora de una gran científica:

### María Salomea Skłodowska-Curie

Nació el 7 de noviembre del año 1867 en Varsovia, Polonia. Pasó su infancia junto a sus padres y sus cuatro hermanos. Cuando tenía diez años comenzó a asistir al internado de J. Sikorska, después asistió a una escuela privada para niñas y se graduó con una medalla de oro. **Sufrió un colapso debido a una depresión** y se fue a pasar un año al campo con unos parientes de su padre para luego volver a su hogar y empezar a dar clases particulares después de la decepción de **no poder inscribirse en unos estudios superiores por el hecho de ser mujer**.

Más tarde consiguió ingresar en una institución de educación superior clandestina llamada Uniwersytet Latajacy que sí admitía estudiantes femeninas.

El año 1894 conoció a Pierre Curie. Se casaron en 1895 después de celebrar una ceremonia sencilla. Tuvieron dos hijas, una de ellas ganó el Premio Nobel de la Química.

Marie Curie se interesó por los recientes descubrimientos de nuevos tipos de radiación, por entonces Roentgen había descubierto los rayos X y Becquerel descubrió que el uranio emitía radiaciones invisibles. **Ella fue la primera que utilizó el adjetivo 'radiactivo'** para describir aquellos elementos que emiten radiación.

Juntos, Marie y su esposo Pierre, descubrieron los elementos radiactivos que llamaron 'polonio' y 'radio', y les concedieron el Premio Nobel de Física. En 1911 le otorgaron un segundo Premio Nobel: el de química, por sus investigaciones. Fue nombrada directora de un instituto de París y el 1914 fundó el Instituto Curie.

Marie sufrió anemia debido a las largas exposiciones radiactivas a las que se expuso durante sus investigaciones con elementos químicos. El 4 de julio de 1934 murió en Francia.



**Marie Curie sufrió rechazo y discriminación por ser quien era, pero eso no la detuvo, tú también puedes superar las dificultades que se te presentan, no temas ser grande en lo que quieres ser.**

Tomado de: <https://www.bosquedefantacias.com/recursos/biografias-cortas/marie-curie>