



INSTITUCIÓN EDUCATIVA REPÚBLICA DE HONDURAS

Aprobada mediante Resolución No 033 del 21 de abril de 2003

**SECUENCIA DIDÁCTICA No 5 del 2021**

Generado por la contingencia del COVID 19

<b>Título de la secuencia didáctica:</b>	<b>QUÍMICA INORGÁNICA: BALANCEO DE ECUACIONES</b> Explico los cambios químicos desde diferentes modelos. Realizo cálculos cuantitativos en cambios químicos.	
<b>Elaborado por:</b>	JAVIER ANDRES CARDENAS GIRALDO	
<b>Nombre del Estudiante:</b>		<b>Grado:</b> 10°
<b>Área/Asignatura</b>	CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL / QUÍMICA	<b>Duración:</b> 12 horas

**MOMENTOS Y ACTIVIDADES**

**EXPLORACIÓN**

Si te detuvieras a pensar en las actividades que a diario realizas o en los fenómenos que ocurren a tu alrededor, podrías elaborar una lista interminable de cambios que ocurrieron debido a la interacción entre las moléculas.

Como ya sabes, las reacciones químicas ocurren a diario, no solo a tu alrededor sino en tu propio cuerpo; los procesos vitales de los seres vivos como la respiración y la digestión involucran diversas reacciones químicas. También, recordarás que una **reacción** es un cambio químico en el cual las sustancias se transforman en otras diferentes. Estas transformaciones se representan mediante **ecuaciones químicas**.

1. ¿Qué son los reactantes y los productos en una ecuación química? ¿Cómo los diferenciamos?
2. ¿Qué información nos proporciona una ecuación química?
3. ¿Cómo se aplica la ley de la conservación de la materia en una ecuación química?
4. ¿Qué debemos tener en cuenta cuando balanceamos una ecuación química?
5. ¿Qué importancia tiene, el balancear las ecuaciones químicas?

En la secuencia didáctica pasada entendimos los términos y la respectiva simbología de una reacción química, ahora veremos las leyes ponderales y la forma de balancear una ecuación química.

**ESTRUCTURACIÓN**

**LEYES PONDERALES**

Muchos químicos del siglo XVIII se interesaron en el estudio de las cantidades de las sustancias que participan en una reacción química. El uso de la balanza fue el primer paso para describir y cuantificar los procesos químicos. Gracias a la medición de las cantidades de reactivos y productos en los procesos de transformación química, fue posible enunciar diferentes leyes que describen y relacionan las proporciones en masa de las sustancias que se combinan. Estas leyes se conocen con el nombre de : **Leyes Ponderales** o relativas a la masa.

Las leyes ponderales son las siguientes :

- Ley de Lavoisier o de la conservación de la materia.
- Ley de Proust o de las proporciones definidas.
- Ley de Dalton o de las proporciones múltiples.

**Ley de Lavoisier** : Como recordarás, Antoine Lavoisier fue uno de los primeros químicos que utilizó la balanza para estudiar las reacciones químicas, teniendo en cuenta la masa de las sustancias que participaban en una determinada reacción. Mediante varios experimentos, toma de mediciones y análisis e datos, Lavoisier pudo demostrar que si tenemos en cuenta todas las sustancias que forman parte en una reacción química, es decir, tanto de los reactivos como los productos, nunca varía la masa. Esta ley se enuncia de la siguiente manera : **“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”**.

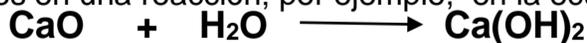
**Ley de Proust** : En 1805, Joseph Louis Proust, químico Francés, analizó diferentes sustancias y demostró que cualquier compuesto siempre presenta la misma proporción de masas de los elementos que lo forman. Su enunciado es : **“ Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en una relación de masa constante”**.

**Ley de Dalton** : En 1807, el químico inglés John Dalton estudió la relación de masas entre dos o más elementos que pueden combinarse para formar un compuesto. Esta ley se enuncia así : **“ 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”.

### CONSERVACIÓN DE LA MATERIA

De acuerdo con esta ley, la cantidad de átomos de cada elemento debe ser igual antes y después de una reacción; para que esto se cumpla, como los subíndices de una fórmula no se pueden cambiar, porque cambiarían las sustancias, se anteponen números enteros sencillos conocidos como **coeficientes**, para lograr que el número de átomos sea el mismo en ambos lados de la ecuación. Este proceso se conoce con el nombre de ajuste o **balanceo de la ecuación**. Las ecuaciones químicas representan la cantidad de átomos, moléculas o de masa de los reactivos y de los productos presentes en una reacción; por ejemplo, en la ecuación de :

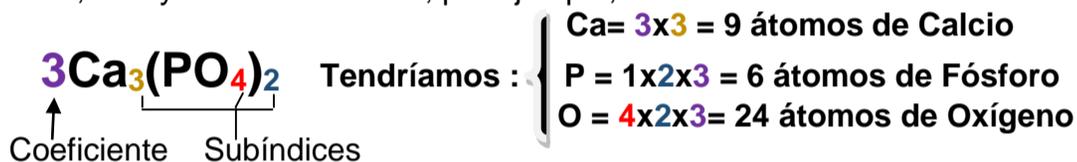


Decimos que reaccionan un mol de óxido de calcio (CaO) con un mol de agua para producir un mol de hidróxido de calcio (II); expresado de otra forma, decimos que reaccionan 56 g de óxido de calcio (CaO) con 18 g de agua para producir 74 g de hidróxido cálcico, cumpliéndose así la ley de la conservación de la materia.

Existen varios métodos para balancear una ecuación química, solamente explicaremos dos : **tanteo** y **óxido – reducción**.

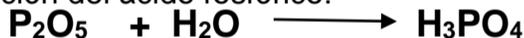
Para balancear una ecuación química, independientemente del método que se elija, debemos tener en cuenta lo siguiente:

- Conocer las fórmulas de los reactantes y los productos.
- Recordar que los números pequeños que acompañan los símbolos de los elementos se conocen como subíndices y que sólo afectan al elemento que están acompañando.
- Tener presente que los coeficientes pueden modificarse y que éstos nos indican el número de moles presentes en la ecuación, además, que afectan a todos los elementos del compuesto, incluyendo el subíndice; por ejemplo, en el fosfato tricálcico o roca fosfórica :

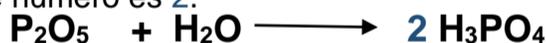


- Para balancear los elementos químicos que participan en una ecuación química, debemos hacerlo en el siguiente orden: primero, los metales, luego los no metales; después el hidrógeno y, por último, el oxígeno.

**MÉTODO DE TANTEO** : También conocido como ensayo y error o simple inspección. En este método, se colocan coeficientes a lado y lado de la ecuación hasta que ésta quede balanceada. Sirve para balancear ecuaciones sencillas. Cuando el coeficiente es igual a 1 no se escribe en la ecuación. Ejemplo: Obtención del ácido fosfórico:



El fósforo de la izquierda aparece con dos átomos y el de la derecha, con uno; luego, debemos buscar un número que nos sirva como coeficiente en el ácido fosfórico para que nos queden los fósforos completos; este número es **2**.



Ahora, balanceamos los átomos de hidrógeno; pues en los reactivos hay dos átomos y en los productos hay 6 átomos. Buscamos un número que multiplicado por el subíndice del hidrógeno, en los reactivos, nos dé 6; es el número **3**.

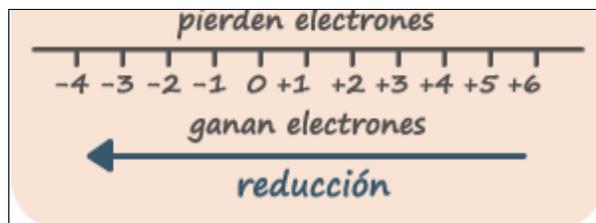


Ahora, procedemos a balancear los átomos de oxígeno, vemos que la ecuación está ajustada, ya que, tanto en los reactivos como en los productos, quedaron ocho átomos de oxígeno. Lo que nos indica que, para formar dos moles de ácido fosfórico, se requiere de un mol de óxido de fósforo(V) y tres moles de agua.

**MÉTODO DE ÓXIDO-REDUCCIÓN** : También conocido como **Redox**, o método del número de oxidación.; no sólo tiene en cuenta el número de átomos, como en el método anterior, sino también la conservación de electrones.

En estas reacciones, son importantes los procesos de **oxidación** o sea, pérdida de electrones debida al aumento del número de oxidación y la **reducción**, es decir, la ganancia de electrones por la disminución del número de oxidación. Este tipo de reacciones son importantes por la transferencia de electrones desde un átomo hacia otro. Muchas reacciones químicas son de este tipo, por ejemplo, la oxidación de un metal, la respiración celular, la obtención de una fotografía son reacciones de este tipo.

**IMPORTANTE** : En estas reacciones mínimo hay una sustancia que pierde electrones y otra que



gana. La sustancia que se oxida se conoce como agente reductor y la sustancia que se reduce, se conoce como agente oxidante.

En toda reacción de éste tipo, ocurren simultáneamente estos dos procesos.

En una ecuación Redox, puede existir más de un elemento que se oxide o más de un elemento que se reduzca. Para determinar con exactitud el número de oxidación de un elemento en un compuesto, aplicamos lo visto en clases anteriores.

Aprendamos ahora cómo se balancea una ecuación por este método :

Ejemplo : El óxido nítrico es un gas incoloro y soluble en agua, presente en pequeñas cantidades en los mamíferos y también extendido por el aire siendo producido en automóviles y plantas de energía, es obtenido al hacer reaccionar el ácido sulfhídrico con el ácido nítrico, también se produce azufre y agua.

a) Planteamos la ecuación.

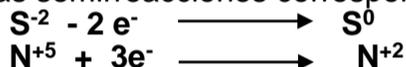


b) Asignamos el número de oxidación a cada uno de los compuestos o elementos químicos de la ecuación.



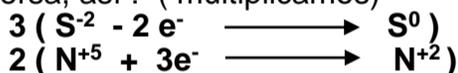
A la vez que se comprueba que la molécula o el átomo sea neutro, es decir, igual número de cargas positivas ( cationes ) y negativas ( aniones ).

c) Buscamos los elementos que cambiaron su número de oxidación; estos cambio se indican escribiendo las semirreacciones correspondientes. Veamos los cambios ocurridos :



El azufre pasa de -2 a 0, pierde 2 electrones( e<sup>-</sup>), es decir, se oxida; mientras que, el nitrógeno pasa de +5 a +2, gana 3 electrones, es decir, se reduce.

d) El número de electrones ganados( tres) debe ser igual al número de electrones perdidos( dos); ésta es la base del balanceo por Redox. La forma más fácil de lograr esto consiste en colocar como coeficiente el número de electrones ganados a la sustancia que los perdió, y viceversa, así : ( multiplicamos)



e) El total de electrones ganados es 6 y el total de electrones perdidos es 6. Estos números permiten igualar electrones y sirven como coeficientes a aquellas sustancias que cambiaron su estado de oxidación, así : ( tenga presente que cada compuesto que contenga azufre va con 3, y cada sustancia que contenga nitrógeno va con 2.



f) Tratamos de no cambiar los coeficientes asignados y, con base en ellos, balanceamos por tanteo las demás sustancias.



Una vez asignados los coeficientes, observamos si se pueden simplificar; esto es importante ya que las ecuaciones químicas deben tener los coeficientes más pequeños posibles. Igualmente, con todos los coeficientes obtenidos, se comprueba que el número de átomos que hay en los reactantes es el mismo que hay en los productos.

### TRANSFERENCIA

1. Identifica en las siguientes ecuaciones cuáles cumplen con la ley de la conservación de la materia. Justifica tu respuesta con el debido procedimiento.

- $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
- $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $3\text{HCl} + \text{Al} \longrightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$
- $\text{KCl} + \text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{AgCl} + \text{KNO}_3$
- $2\text{HCl} + \text{ZnO} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

2. Balancee por tanteo las siguientes reacciones químicas. Así mismo, asígnele el respectivo nombre bajo los tres sistemas de nomenclatura vistos a cada uno de los compuestos o elementos químicos según sea el caso.

- El hidróxido férrico al reaccionar con el ácido sulfúrico produce sulfato férrico y agua.
- El carbonato sódico reacciona con el hidróxido cálcico y produce carbonato de calcio e hidróxido sódico.
- $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$  trisulfato de biferro +  $\text{H}_2$

- d) Difosfato Tricálcico +  $\text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$   
 e) Dicromato de sodio +  $\text{NH}_4\text{Cl} \longrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaCl} + \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
3. Balancee por Redox las siguientes reacciones químicas. Así mismo, asígnele el respectivo nombre bajo los tres sistemas de nomenclatura vistos a cada uno de los compuestos o elementos químicos según sea el caso. Indique además cuál sustancia se oxidó, cuál se redujo e indique cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor.
- a) El dióxido de manganeso al reaccionar con el clorato de potasio y el hidróxido de potasio genera permanganato de potasio, cloruro de potasio y agua.  
 b) El antimonio al reaccionar con ácido nítrico produce pentóxido de antimonio, monóxido de mononitrógeno y agua.  
 c) El ácido nitroso al reaccionar con el permanganato de potasio y el ácido sulfúrico, produce sulfato de manganeso ácido nítrico, sulfato de potasio y agua.  
 d)  $\text{CoCl}_2 + \text{NaOH} + \text{NaClO}_3 \longrightarrow \text{NaCl} + \text{Co}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
 e)  $\text{Cr}_2\text{S}_3 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{NO} + \text{CO}_2 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4$   
 f)  $\text{KNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{KNO}_2 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2$   
 g)  $\text{Zn} + \text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
4. Conteste las preguntas, de acuerdo a las siguientes reacciones ( A y B ) :
- A.  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} + \text{Fe}^{+2} \longrightarrow \text{Cr}^{+3} + \text{Fe}^{+3}$
- B. Permanganato de potasio ( s ) + ácido clorhídrico ( l ), produce cloruro de potasio( ac ), cloruro de manganeso (acuoso), cloro (g) y agua (l).
- 1) Teniendo en cuenta la ecuación anterior, es correcto afirmar que el agente oxidante en la reacción A es :  
 a.  $\text{Fe}^{+3}$                       b.  $\text{Fe}^{+2}$                       c.  $\text{Cr}^{+3}$                       d.  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$
2. De acuerdo con la ecuación anterior, es correcto afirmar que en la reacción A, se oxidó el :  
 a.  $\text{Fe}^{+3}$                       b.  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$                       c.  $\text{Cr}^{+3}$                       d.  $\text{Fe}^{+2}$
3. En la reacción B, se redujo el :  
 a. Permanganato de potasio                      b. Cloruro de potasio  
 c. Cloruro (g)                      d. Ácido clorhídrico
4. En la reacción B, el agente reductor es :  
 a. Cloruro                      b. Hidrógeno                      c. Oxígeno                      d. Manganeso
5. Complete las siguientes fórmulas y escriba bajo los sistemas de nomenclatura vistos todos los compuestos que intervienen en ellas :
- a)  $\text{HCl} + \text{KOH} \longrightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$   
 b)  $\underline{\hspace{2cm}} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{HClO}$   
 c)  $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \underline{\hspace{2cm}}$   
 d)  $\underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}} \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 e)  $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \longrightarrow 3\text{NaCl} + \underline{\hspace{2cm}}$   
 f)  $\text{Ba} + \text{O}_2 \longrightarrow \underline{\hspace{2cm}}$   
 g)  $\underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$   
 h)  $\text{Au}_2\text{O}_3 + \underline{\hspace{2cm}} \longrightarrow \text{Au}(\text{OH})_3$   
 i)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Co}(\text{OH})_3 \longrightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$

### AUTOEVALUACIÓN

1. ¿Qué aprendizajes construiste?
2. Lo que aprendiste, ¿te sirve para la vida? ¿Si/no; por qué?
3. ¿Qué dificultades tuviste? ¿Por qué?
4. ¿Cómo resolviste las dificultades?
5. Si no las resolviste ¿Por qué no lo hiciste?
6. ¿Cómo te sentiste en el desarrollo de las actividades? ¿Por qué?
7. ¿Qué nota te colocarías por la realización de esta secuencia? Por qué?

#### RECURSOS

Guía de estudio. Hojas, lápiz, lapicero

#### FECHA Y HORA DE DEVOLUCIÓN

De acuerdo a la programación institucional.