



**LICEO FEMENINO MERCEDES NARIÑO IED**  
**AREA CIENCIAS NATURALES Y EDU. AMBIENTAL**  
**QUÍMICA**  
**GUÍA QUÍMICA GRADO DÉCIMO**  
**BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS**

## 1 OBJETIVO

Al finalizar esta guía, deberás ser capaz de...

- Comprender que los reactivos consumidos y los productos generados en una reacción química están en una proporción fija.
- Conocer la ley de conservación de la masa (o de Lavoisier) de las reacciones químicas.
- Ajustar reacciones sencillas mediante recuento de átomos de reactivos y productos.



## 2 LECTURA INICIAL: “¿POR QUÉ SE OXIDAN LAS COSAS?”

La oxidación, es un proceso químico en el que un compuesto cede electrones. Estas reacciones ocurren constantemente a nuestro alrededor, desde la corrosión de los metales, hasta en nuestro interior cuando metabolizamos la comida que hemos ingerido.

Normalmente, si un compuesto cede electrones es porque otro los recibe. Decimos que ese compuesto se reduce y hablamos entonces de reacciones redox (reducción-oxidación).

Un tipo particular de corrosión es la oxidación que sufren muchos metales. En la corrosión, el material se combina con el ambiente (la humedad, el aire, el suelo, el agua...) para alcanzar un estado de menor energía.

Pero vamos a centrarnos en el hierro, que es lo más cotidiano. Si pregunto qué factores favorecen la corrosión, seguro que todos me dirán que el agua, la humedad, e incluso la temperatura. Sin embargo, existen otros como la salinidad y los compuestos que tenga nuestro metal. La salinidad influye muchísimo en la corrosión, por eso en los puertos la corrosión es tan importante.

Por otro lado, existen compuestos, que si los añadimos a nuestro metal, pueden favorecer o reducir la corrosión. Un ejemplo claro es el acero inoxidable, presente en los cubiertos, lavaplatos, cazuelas... El acero inoxidable no se corroe, no porque se le haya recubierto de algún material o pintura (esta técnica se utiliza en los barcos por ejemplo), sino porque al acero (hierro+carbono), se le añade un poco de cromo que va a oxidarse creando una capa protectora. Por eso, técnicamente es incorrecto decir acero inoxidable, ya que sí se oxida, aunque no lo aparente. (grupoinoruvi, 2015)

### 2.1 ACTIVIDAD No.1

1. Responde las siguientes preguntas sobre la lectura:
  - a. ¿Qué es la oxidación?
  - b. Da 3 ejemplos de procesos de oxidación.
  - c. ¿Qué factores ambientales aceleran el proceso de oxidación?
  - d. ¿Existe el material inoxidable?, justifique su respuesta.

2. En la siguiente sopa de letras encontraras 9 palabras que se relacionan con reacciones y ecuaciones químicas; subrayarlas y formar un glosario con las mismas.

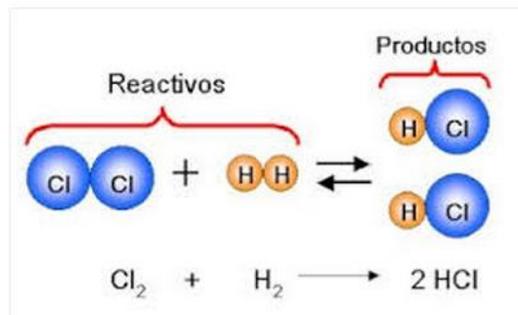


R	Q	O	M	S	T	G	C	S	W	A	L	P	U	M
F	E	X	S	E	R	E	D	U	C	C	I	O	N	O
Z	M	A	E	S	D	S	H	J	K	L	Ñ	E	V	X
F	E	H	C	F	D	E	K	D	W	A	M	N	L	I
A	L	F	O	T	O	S	I	N	T	E	S	I	S	D
R	E	A	C	C	I	O	N	Q	U	I	M	I	C	A
E	X	L	A	N	D	V	R	A	S	A	N	C	H	C
R	O	D	E	R	P	R	O	D	U	C	T	O	S	I
M	O	R	E	C	N	O	L	S	U	N	A	J	O	O
N	M	A	T	H	T	A	N	C	A	R	I	L	O	N
P	O	E	R	R	A	R	E	C	U	A	C	I	O	N
F	T	P	U	T	N	T	O	I	L	L	A	P	U	T
M	A	R	E	A	R	F	B	N	I	E	K	C	E	J

### 3 FUNDAMENTO TEÓRICO

Las reacciones químicas se caracterizan por la aparición de nuevas sustancias a partir de otras.

Químicamente, diremos que “son procesos en los cuales cambia la naturaleza de las sustancias, es decir, a partir de unas sustancias iniciales llamadas reactivos, se obtienen otras totalmente diferentes denominadas productos”.



Su existencia se conoce desde la antigüedad, y, de hecho, gran número de ellas han dado lugar a procesos artesanales e industriales de amplio uso a lo largo de la historia. Sin embargo, no fue hasta finales del siglo XVII cuando los fenómenos químicos comenzaron a estudiarse de forma científica. En esta época nace la Química.



La nueva ciencia trataba de dilucidar la naturaleza de la materia y de sus transformaciones. En los años que siguieron, la aplicación del método científico al estudio de las reacciones químicas produjo importantes e inmediatos resultados. Uno de ellos fue el descubrimiento de nuevos elementos químicos a partir de sus compuestos. Otro fue más sorprendente: en una reacción química no se creaba ni se destruía materia y, además, las cantidades de reactivos consumidos y de productos generados se encontraban en una cierta proporción característica de esa reacción.

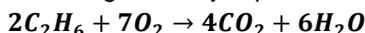
Nuestros conocimientos actuales nos permiten comprender la existencia de estas proporciones, lo que se denomina **estequiometría** de las reacciones químicas. En efecto, ahora sabemos que los compuestos están formados por átomos combinados en una determinada proporción –expresada mediante la fórmula- y también que una reacción consiste en un reagrupamiento de átomos.

La estequiometría de una reacción química queda perfectamente establecida mediante la **ecuación química**. En ella, aparecen las fórmulas de reactivos y productos precedidos de unos números (los coeficientes estequiométricos) que indican las proporciones según las cuales ocurre la transformación. Una flecha establece el sentido del cambio.

Las transformaciones que ocurren en una reacción química se rigen por la Ley de la conservación de la masa: *Los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química.*

Los coeficientes estequiométricos de una reacción química obedecen al hecho de que los átomos presentes antes de la reacción deben ser los mismos después de la misma, si bien se habrán reorganizado para producir nuevas sustancias. Para encontrar los valores de estos coeficientes se utiliza un procedimiento sistemático llamado **ajuste** de la reacción química.

Una ecuación química ajustada admite varias interpretaciones. Veamos el siguiente ejemplo



La primera es la **interpretación cualitativa**: el etileno (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>) reacciona con el oxígeno (O<sub>2</sub>) para dar dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) y (H<sub>2</sub>O).

La **interpretación cuantitativa** puede expresarse de varias formas. Así, a nivel microscópico, la ecuación nos indica que cada 2 moléculas de etileno que reaccionan con 7 moléculas de oxígeno producen 4 moléculas de dióxido de carbono y 6 moléculas de agua.

Llevar a cabo el ajuste de una reacción química es un paso previo imprescindible para su interpretación y para la realización de cálculos estequiométricos más complejos. (Garzón, 1990)

#### 4 BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

Las ecuaciones químicas deben balancearse para cumplir con la ley de la conservación de la masa, que dice, “La cantidad de masa y energía presente en una reacción química permanece constante antes y después del proceso”.

Las ecuaciones químicas permiten conocer cuáles son las sustancias que se combinan para formar productos, esto quiere decir las que se forman. En la ecuación química el número de reactivos que se obtiene debe ser la misma cantidad que de productos.

Balancear una ecuación es buscar que el número de átomos en el primer miembro con los del segundo se obtenga una igualdad por lo que es importante el uso de coeficientes, pero nunca se deberá alterar los subíndices numéricos de las fórmulas o símbolos químicos. (Briceño, 1997)

#### 4.1 BALANCEO DE ECUACIONES POR EL MÉTODO DEL TANTEO O SIMPLE INSPECCIÓN

En este método se intenta equilibrar el número de átomos en la ecuación química, modificando los valores de las sustancias presente de uno o ambos lados, para que exista igualdad entre el número de átomos de las sustancias reaccionantes y las sustancias producidas. Es un método de ensayo y error.

##### 4.1.1 Ejemplo de balanceo por tanteo de neutralización del ácido sulfúrico con el ácido clorhídrico:

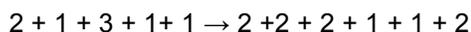
1. Escribimos la ecuación que representa la reacción:



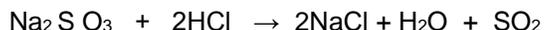
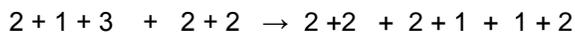
2. Comenzaremos por identificar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación:
  - a. Reactivos: Na = 2; S = 1; O = 3; H = 1; Cl = 1
  - b. Productos: Na = 1; S = 1; O = 3; H = 2; Cl = 1

Así tenemos que en los productos de nuestra ecuación nos falta un átomo de sodio, mientras que sobra un átomo de hidrógeno.

3. Para balancear una ecuación al tanteo, tenemos que seguir las siguientes reglas:
  - a. No agregaremos elementos que no pertenezcan a la ecuación.
  - b. Es conveniente comenzar el balanceo por los elementos que sólo aparecen una vez en cada miembro, dejando al último los que aparecen más de una vez, si es necesario.
  - c. El hidrógeno y el oxígeno son de los últimos elementos a considerar para el balanceo.
4. Comenzaremos con los átomos de sodio. Como vemos, en el primer miembro hay dos átomos de sodio para reaccionar en la molécula de sulfato de sodio, mientras que del lado derecho, en la sustancia producida, el cloruro de sodio, sólo hay un átomo de sodio. Esto significa que para equilibrar el sodio y que haya dos átomos en el resultado, debe haber dos moléculas de cloruro de sodio en el lado derecho de la reacción. Así tendríamos:



5. Como vemos, ya tenemos la misma cantidad de átomos de sodio. Pero nuestra ecuación sigue desequilibrada. En efecto, ahora tenemos:
  - a. Reactivos: Na = 2; S = 1; O = 3; H = 1; Cl = 1
  - b. Productos: Na = 2; S = 1; O = 3; H = 2; Cl = 2
6. Ahora tenemos dos átomos de cloro en el resultado y sólo uno en los reactivos. Si consideramos que el resultado de la reacción produce dos átomos de sal, y sólo hay un átomo de cloro en la molécula que reacciona, significa que ahora debemos considerar que actúan dos moléculas del compuesto que contiene el cloro, o sea, dos moléculas de ácido clorhídrico. Para comprobar si nuestra suposición es cierta, agregamos a nuestra fórmula la indicación de que están reaccionando dos átomos de HCl y volvemos a contar los átomos:



7. Ahora ya tenemos el mismo número de átomos reaccionando de uno y otro lado de la ecuación. Finalmente revisamos que en ambos lados exista el mismo número de átomos de cada elemento:
  - a. Reactivos: Na = 2; S = 1; O = 3; H = 2; Cl = 2
  - b. Productos: Na = 2; S = 1; O = 3; H = 2; Cl = 2

Tenemos el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación, lo que significa que nuestra fórmula está correctamente balanceada.

##### 4.1.2 ACTIVIDAD No.2

1. Los coeficientes que se necesitan para balancear correctamente la siguiente ecuación son:



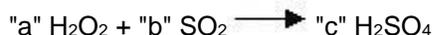
- a. 1,1,1,1
- b. 2,3,1,6
- c. 2,1,3,2
- d. 4,6,3,2

2. ¿Cuál es el coeficiente del HCl cuando la ecuación siguiente está balanceada correctamente?



- a. 1
- b. 4
- c. 3
- d. 2

3. Balancee la siguiente ecuación e indique si se trata de una reacción de combustión, de síntesis o de descomposición.



- a. "a"=1, "b"=1, "c"=1; Reacción de descomposición
- b. "a"=1, "b"=1, "c"=1; Reacción de síntesis
- c. "a"=2, "b"=1, "c"=1; Reacción de descomposición
- d. "a"=2, "b"=1, "c"=1; Reacción de síntesis

4. Escriba la ecuación balanceada de la reacción que se produce cuando se calienta nitrato de potasio sólido y éste se descompone para formar nitrito de potasio sólido y oxígeno gaseoso

- a.  $2\text{KNO}_3(s) \longrightarrow 2\text{KNO}_2(s) + \text{O}_2$
- b.  $2\text{KNO}_3(s) \longrightarrow 2\text{KNO}_2(s) + \text{O}_2$
- c.  $2\text{KNO}_3 \longrightarrow 2\text{KNO}_2 + 2\text{O}_2$
- d.  $\text{KNO}_3(s) \longrightarrow \text{KNO}_2(s) + (1/2)\text{O}_2$

5. Exprese la siguiente reacción en una ecuación química balanceada:

Hidrógeno gaseoso reacciona con monóxido de carbono para formar metanol (CH<sub>3</sub>OH).

- a.  $\text{H}_2 + \text{CO} \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH}$
- b.  $2\text{H}_2 + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH}$
- c.  $4\text{H} + \text{CO} \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH}$
- d.  $2\text{H}_2 + \text{CO} \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH}$

6. Balancea las siguientes ecuaciones químicas por el método de tanteo:

- a.  $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- b.  $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- c.  $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
- d.  $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
- e.  $\text{Al} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3$
- f.  $\text{CH}_4\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- g.  $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
- h.  $\text{Ba(OH)}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- i.  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
- j.  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$



Costa de Souza

## 4.2 BALANCEO DE ECUACIONES POR EL MÉTODO DE ÓXIDO-REDUCCIÓN

En una reacción si un elemento se oxida, también debe existir un elemento que se reduce. Recordar que **una reacción de oxidación reducción no es otra cosa que una pérdida y ganancia de electrones (e<sup>-</sup>)**, es decir, desprendimiento o absorción de energía (presencia de luz, calor, electricidad, etc.).

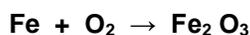
**OXIDACIÓN:** Es cualquier cambio químico en donde se presenta un aumento en el número de oxidación por la pérdida de electrones.

**REDUCCIÓN:** Es cualquier cambio químico en donde se presenta una disminución en el número de oxidación por la ganancia de electrones.

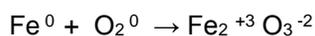
**La sustancia oxidada** es aquella que contiene el átomo que aumenta su número de oxidación. La sustancia oxidada actúa como **agente reductor**.

**La sustancia reducida** es aquella que contiene el átomo que disminuye su número de oxidación. La sustancia reducida actúa como **agente oxidante**. (Garzón, 1990)

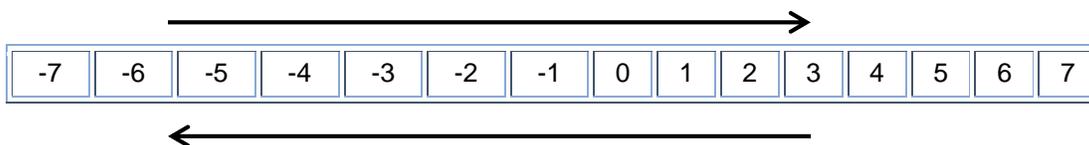
Para balancear una reacción por este método, se deben considerar los siguientes pasos:



- Determinar los números de oxidación de los diferentes compuestos que existen en la ecuación. Para determinar los números de oxidación de una sustancia, se tendrá en cuenta lo siguiente:
  - En una formula siempre existen en la misma cantidad de los números de oxidación positivos y negativos.
  - El Hidrogeno casi siempre trabaja con +1, a excepción los Hidruros donde trabaja con -1.
  - El oxígeno casi siempre trabaja con -2.
  - Todo elemento que se encuentre solo, no unido a otro, tiene número de oxidación 0.
- Una vez determinados los números de oxidación, se analiza elemento por elemento, comparando el primer miembro de la ecuación con el segundo, para ver que elemento químico cambia sus números de oxidación.



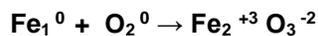
- Los elementos que cambian su número de oxidación son el Hierro y el Oxígeno, ya que el Oxígeno pasa de 0 a -2; el hierro de 0 a +3.
- Se compara los números de los elementos que variaron, en la escala de óxido-reducción:
    - Si el elemento cambia su número de oxidación en este sentido  $\longrightarrow$  SE OXIDA.



- Si el elemento cambia su número de oxidación en este sentido  $\longleftarrow$  SE REDUCE.
- ✓ El Hierro se oxida en 3 y el oxígeno se reduce en 2.



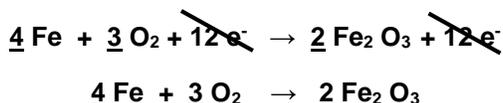
4. Si el elemento que se oxida o se reduce tiene número de oxidación 0, se multiplica por el número oxidados o reducidos por el subíndice del elemento que tenga número de oxidación 0.



- El Hierro se oxida en:  $3 \times 1 = 3$ .
  - El Oxígeno se reduce en:  $2 \times 2 = 4$ .
5. Los números que resultaron se cruzan, es decir, el número del elemento que se oxidó se pone al que se reduce y viceversa:



6. Los números obtenidos finalmente se ponen como coeficientes en el miembro de la ecuación que tenga más términos y de ahí se continúa balanceando por tanteo, finalmente la ecuación química queda balanceada de esta forma:



**Sustancia oxidada: Fe**

**Sustancia reducida: O**

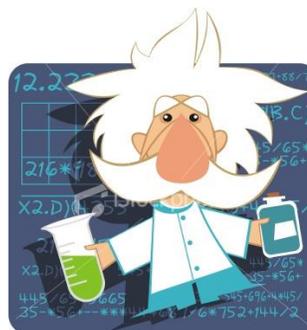
**Agente reductor: Fe**

**Agente oxidante: O**

#### 4.2.1 ACTIVIDAD No.3

1. En las siguientes reacciones redox identifique al agente oxidante y al agente reductor, y sepárelas en sus semi-reacciones.

- $2\text{Sr} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SrO}$
- $2\text{Na} + \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$
- $2\text{Li} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{LiH}$
- $2\text{Cs} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{CsBr}$
- $3\text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$
- $\text{Zn} + \text{I}_2 \rightarrow \text{ZnI}_2$
- $2\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}$
- $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
- $\text{Cl}_2 + 2\text{NaBr} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{Br}_2$
- $\text{Si} + 2\text{F}_2 \rightarrow \text{SiF}_4$
- $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$



2. Balancea las siguientes reacciones por el método de óxido-reducción, indicando en cada una de ellas la sustancia oxidada y la sustancia reducida:

- $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{P}_4 + \text{CO}$
- $\text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{I}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{NaI}$
- $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{C} + \text{KClO}_3 + \text{S} + \text{Sr}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{CO}_2 + \text{SO}_2 + \text{SrO} + \text{NO}_2$

- f.  $(\text{MnO}_4)^{1-} + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
g.  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$   
h.  $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
i.  $\text{Sb} + \text{KClO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{KCl} + \text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$   
j.  $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$   
k.  $\text{MnSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$

## 5 BIBLIOGRAFÍA

---

Briceño, C. y. (1997). *QUIMICA - Segunda edición*. Santa Fe de Bogotá, Colombia: Editorial Educativa.

Garzón, G. (1990). *QUIMICA GENERAL SCHAUM - segunda edición*. Cali, Colombia: McGraw Hill.

*grupoinoruvi*. (10 de 08 de 2015). Obtenido de <http://grupoinoruvi.webnode.com.co/news/por-que-se-oxidan-las-cosas/>