



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

Profesores: Veronica Pinzón – Juan Gabriel Perilla

OBJETIVOS

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

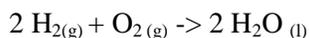
- Identificar tipos de reacciones químicas, velocidad y factores que afectan la velocidad de una reacción.
- Comprender la ley de conservación de la masa (o de Lavoisier) de las reacciones químicas.
- Balancear ecuaciones por el método de tanteo y el de oxidación-reducción.

1. ECUACIONES QUÍMICAS

La ecuación química es la descripción simbólica de una reacción química. Las sustancias, compuestos o elementos, que aparecen del lado izquierdo de la flecha se denominan reactivos, y los del lado derecho, productos. El signo “+” se lee como “reacciona con” y la flecha, como “produce”.



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

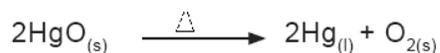


La primera es la **interpretación cualitativa**: el hidrógeno (H_2) reacciona con el oxígeno (O_2) para producir agua (H_2O).

La **interpretación cuantitativa** puede expresarse de varias formas. Así, a nivel microscópico, la ecuación nos indica que 2 moléculas de hidrógeno reaccionan con 1 molécula de oxígeno para producir 2 moléculas de agua.

El estado físico de las sustancias que intervienen en una reacción química se indica como subíndices entre paréntesis después de cada fórmula, de la siguiente manera: gaseoso (g), líquido (l), sólido (s), acuoso (ac).

Las condiciones necesarias para efectuar una reacción pueden señalarse arriba o abajo de la flecha; éste sería el caso de alguna temperatura o presión determinadas. Ej.: Un delta mayúscula colocado sobre la flecha indica que debe suministrarse calor para que se produzca la reacción:



2. REACCIONES QUÍMICAS



En el quehacer diario nos enfrentamos con reacciones químicas a cada momento: al encender un fósforo para cocinar, en la digestión de nuestros alimentos, al encender el motor del autobús que nos conduce de un lugar a otro, en la fotosíntesis de las plantas. Sorprendentemente, a cada instante las células del cuerpo reaccionan químicamente transformando glucosa y produciendo dióxido de carbono y vapor de agua, que exhalas al respirar.

Se produce una reacción química cuando las sustancias que se combinan o mezclan sufren cambios fundamentales en su naturaleza. En toda reacción química no se crean ni se destruyen átomos, simplemente se reorganizan para formar sustancias distintas. Por tanto, la materia se conserva y la masa total no cambia.

En la siguiente tabla se presentan las categorías más comunes para clasificar a las reacciones químicas y su definición respectiva:

Tipos de reacción química	Definición	Representación
Reacción de combinación o síntesis	Es aquella donde un elemento se combina reaccionando con otro elemento para formar un compuesto. De esta forma se ha sintetizado una sustancia a nueva.	$A + B \longrightarrow AB$
Reacción de descomposición	En este tipo de reacción, un solo compuesto se descompone en dos o más sustancias simples.	$AB \longrightarrow A + B$
Reacción de desplazamiento	En esta reacción un elemento reacciona con un compuesto y toma el lugar de uno de los elementos del compuesto	$A + BC \longrightarrow AC + B$ $A + BC \longrightarrow BA + C$
Reacción de neutralización	En este tipo de reacción los reactivos son un ácido y una base y los productos son una sal y agua.	$\text{Acido} + \text{Base} \longrightarrow \text{Sal} + \text{Agua}$

VELOCIDAD DE REACCIÓN

En algún momento te has encontrado en una situación donde el tiempo que utilizas para realizar cualquier actividad escolar, deportiva, musical u otra requiere de cierta velocidad o rapidez para su efectiva ejecución.

En una reacción química puedes medir el tiempo que tarda en desaparecer uno de los reactivos o aparecer uno de los productos y la cantidad de sustancias antes y después, así tendremos una cantidad de la sustancia que desaparece o aparece por unidad de tiempo, esta proporción la conocemos como la **velocidad de reacción**.

Para tener en cuenta

La velocidad de reacción puede ser afectada por los siguientes factores:



- ❖ **Aumento de la temperatura:** Según la teoría cinética molecular a mayor temperatura las partículas se desplazan más rápido propiciando los choques entre ellas.
- ❖ **Aumentando la concentración:** Cuanto mayor sea la concentración de los reactivos más rápida será la reacción pues habrá más posibilidades de que las partículas se encuentren y choquen.
- ❖ **Aumentando el grado de división:** Si en la reacción interviene un sólido, si pulverizamos o fragmentamos un metal, la reacción será más rápida, ya que al aumentar su grado de división, más superficie entra en contacto con la otra sustancia para poder reaccionar.
- ❖ **El uso de catalizadores:** Los catalizadores son sustancias que alteran la velocidad de reacción (aumentando o disminuyendo) pero sin formar parte de la reacción. Estos son muy útiles en las producciones de fármacos en las que hay que hacer reaccionar muchas sustancias, en poco tiempo.

3. LECTURA INICIAL: LLUVIA ÁCIDA

El concepto de lluvia ácida engloba cualquier forma de precipitación que presente elevadas concentraciones de ácido sulfúrico y nítrico. También puede mostrarse en forma de nieve, niebla y partículas de material seco que se posan sobre la Tierra. La capa vegetal en descomposición y los volcanes en erupción liberan algunos químicos a la atmósfera que pueden originar lluvia ácida, pero la mayor parte de estas precipitaciones son el resultado de la acción humana. El mayor culpable de este fenómeno es la quema de combustibles fósiles procedentes de plantas de carbón generadoras de electricidad, las fábricas y los escapes en los automóviles. Cuando el ser humano quema combustibles fósiles, libera dióxido de azufre (SO_2) y óxidos de nitrógeno (NO_x) a la atmósfera. Estos gases químicos reaccionan con el agua, el oxígeno y otras sustancias para formar soluciones diluidas de ácido nítrico y sulfúrico.

Los vientos propagan estas soluciones acídicas en la atmósfera a través de cientos de kilómetros. Cuando la lluvia ácida alcanza la Tierra, fluye a través de la superficie mezclada con el agua residual y entra en los acuíferos y suelos de cultivo. La lluvia ácida tiene muchas consecuencias nocivas para el entorno, pero sin lugar a dudas, el efecto de mayor incidencia es en lagos, ríos, arroyos, pantanos y otros medios acuáticos. La lluvia ácida eleva el nivel ácido en los acuíferos, lo que posibilita la absorción de aluminio que se transfiere, a su vez, desde las tierras de labranza a los lagos y ríos. Esta combinación incrementa la toxicidad de las aguas para los cangrejos de río, mejillones, peces y otros animales acuáticos. Algunas especies pueden tolerar las aguas acídicas mejor que otras. Sin embargo, en un ecosistema interconectado, lo que afecta a algunas especies, con el tiempo acaba afectando a muchas más a través de la cadena alimentaria, incluso a especies no acuáticas como los pájaros.

La lluvia ácida también contamina selvas y bosques, especialmente los situados a mayor altitud. Esta precipitación nociva roba los nutrientes esenciales del suelo a la vez que libera aluminio, lo que dificulta la absorción del agua por parte de los árboles. Los ácidos también dañan las agujas de las coníferas y las hojas de los árboles. Los efectos de la lluvia ácida, en combinación con otros agentes agresivos para el medioambiente, reduce la resistencia de los árboles y plantas a las bajas temperaturas, la acción de insectos y las enfermedades. Los contaminantes también pueden inhibir la capacidad arbórea de reproducirse. Algunas tierras tienen una mayor capacidad que otras para neutralizar los ácidos. En aquellas áreas en las que la «capacidad amortiguadora» del suelo es menor, los efectos nocivos de la lluvia ácida son significativamente mayores.

La única forma de luchar contra la lluvia ácida es reducir las emisiones de los contaminantes que la originan. Esto significa disminuir el consumo de combustibles fósiles. Muchos gobiernos han intentado frenar las emisiones mediante la limpieza de chimeneas industriales y la promoción de combustibles alternativos. Estos esfuerzos han obtenido resultados ambivalentes. Si pudiéramos detener la lluvia ácida hoy mismo, tendrían que transcurrir muchos años para que los terribles efectos que ésta genera desaparecieran. El hombre puede prevenir la lluvia ácida mediante el ahorro de energía. Mientras menos electricidad se consuma en los hogares, menos químicos emitirán las centrales. Los automóviles también consumen ingentes cantidades de combustible fósil, por lo que los motoristas pueden reducir las emisiones nocivas al usar el transporte público, vehículos con alta ocupación, bicicletas o caminar siempre que sea posible. (Tomado de: <http://nationalgeographic.es/medio-ambiente/calentamiento-global/acid-rain-overview>)

ACTIVIDAD No.1

1. Responde las siguientes preguntas sobre la lectura:
 - a. ¿Qué es la lluvia acida?
 - b. ¿Qué óxidos generan la presencia de lluvia acida?, escribir la ecuación de los óxidos.
 - c. Formule las ecuaciones que dan lugar a los ácidos presentes en la lluvia ácida.
 - d. ¿Qué son las soluciones acídicas?

2. En la siguiente sopa de letras encontraras 9 palabras que se relacionan con reacciones y ecuaciones químicas; subráyalas y construye una oración con cada una.

✓ _____

✓ _____

✓ _____

✓ _____

✓ _____

✓ _____

✓ _____

✓ _____

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

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”. “La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma”

Una ecuación química, por lo tanto, es una igualdad; por ello, la cantidad de materia que se encuentra en los reactivos, debe ser la misma de los productos, de este modo, se hace necesario verificar el cumplimiento, de lo contrario se deberá balancear la ecuación.

Balancear una ecuación es buscar que el número de átomos en el primer miembro, sea el mismo con el del segundo para así obtener 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)

a. 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 presentes 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.

Ejemplo de balanceo por tanteo de neutralización del sulfito de sodio con el ácido clorhídrico:

“El Sulfito de sodio reacciona con el ácido clorhídrico para producir cloruro de sodio, óxido de azufre (IV) y agua”

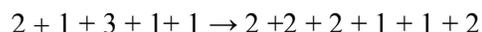
1. Escribimos la ecuación que representa la reacción:



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 sulfito 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:



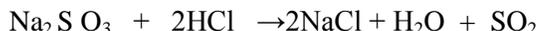
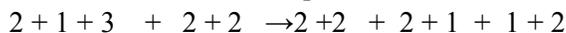


5. Como vemos, ya tenemos la misma cantidad de átomos de sodio. Pero nuestra ecuación sigue desequilibrada. En efecto, ahora tenemos:

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.

ACTIVIDAD No.2

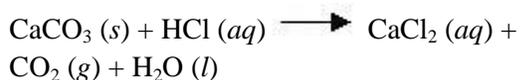
1. Los coeficientes que se necesitan para balancear correctamente la siguiente ecuación son:



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

- 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

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



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

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

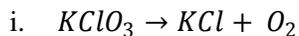
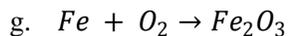
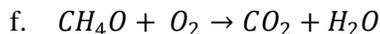
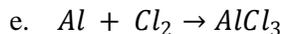
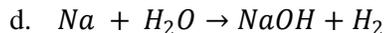
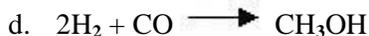
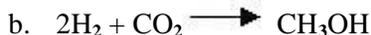
- a. $2\text{KNO}_3(s) \longrightarrow 2\text{KNO}_2(s) + \text{O}_2$
b. $2\text{KNO}_3(s) \longrightarrow 2\text{KNO}_2(s) + \text{O}_2$
c. $2\text{KNO}_3 \longrightarrow 2\text{KNO}_2 + 2\text{O}_2$
d. $\text{KNO}_3(s) \longrightarrow \text{KNO}_2(s) + (1/2)\text{O}_2$

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

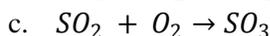
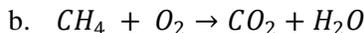
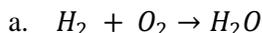


5. Expresar la siguiente reacción en una ecuación química balanceada:

Hidrógeno gaseoso reacciona con monóxido de carbono para formar metanol (CH₃OH).



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



b. BALANCEO DE ECUACIONES POR EL MÉTODO ÓXIDO-REDUCCIÓN

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

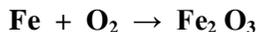
OXIDACIÓN: Es cualquier cambio químico en donde se presenta un aumento en el número de oxidación por la pérdida de electrones.

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:



1. 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:

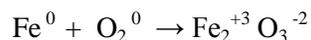
- En una fórmula siempre existen en la misma cantidad de los números de oxidación positivos y negativos.
- El Hidrogeno casi siempre trabaja con +1, a excepción los Hidruros donde trabaja con -1.
- El oxígeno casi siempre trabaja con -2.
- Todo elemento que se encuentre solo, no unido a otro, tiene número de oxidación 0.

2. Una vez determinados los números de oxidación, se analiza elemento por elemento, comparando el primer miembro de la ecuación con el segundo, para ver qué elemento químico cambia sus números de oxidación.



DE

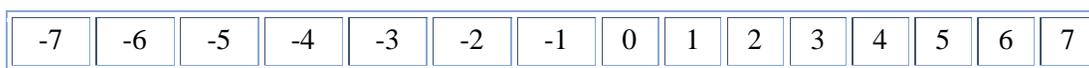
elemento
otra cosa



- 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.

3. Se compara los números de los elementos que variaron, en la escala de óxido-reducción:

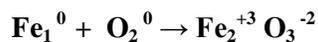
- Si el elemento cambia su número de oxidación en este sentido \longrightarrow SE OXIDA.



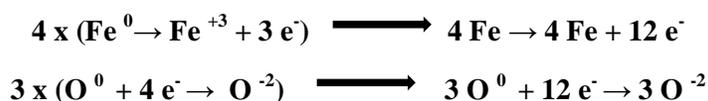
- Si el elemento cambia su número de oxidación en este sentido \longleftarrow SE REDUCE.
- ✓ El Hierro se oxida en 3 y el oxígeno se reduce en 2.



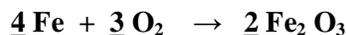
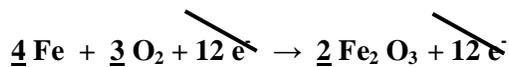
4. Si el elemento que se oxida o se reduce tiene número de oxidación 0, se multiplica por el número oxidados o reducidos por el subíndice del elemento que tenga número de oxidación 0.



- 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 oxido 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 continua balanceando por tanteo, finalmente la ecuación química queda balanceada de esta forma:



Sustancia oxidada: Fe

Sustancia reducida: O

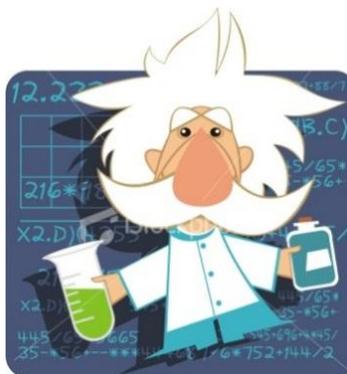
Agente reductor: Fe

Agente oxidante: O

ACTIVIDAD No.3

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

- a. $2\text{Sr} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SrO}$
- b. $2\text{Na} + \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$
- c. $2\text{Li} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{LiH}$
- d. $2\text{Cs} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{CsBr}$
- e. $3\text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$
- f. $\text{Zn} + \text{I}_2 \rightarrow \text{ZnI}_2$
- g. $2\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}$
- h. $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
- i. $\text{Cl}_2 + 2\text{NaBr} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{Br}_2$
- j. $\text{Si} + 2\text{F}_2 \rightarrow \text{SiF}_4$
- k. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$



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

- a. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{P}_4 + \text{CO}$
- b. $\text{I}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{NaI}$
- c. $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d. $\text{C} + \text{KClO}_3 + \text{S} + \text{Sr}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{CO}_2 + \text{SO}_2 + \text{SrO} + \text{NO}_2$
- e. $\text{Sb} + \text{KClO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{KCl} + \text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
- f. $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- g. $\text{Bi}(\text{OH})_3 + \text{K}_2\text{SnO}_2 \rightarrow \text{Bi} + \text{K}_2\text{SnO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- h. $\text{Sb} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- i. $\text{HNO}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{HIO}_3$
- j. $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- k. $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
- l. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
- m. $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S}$
- n. $\text{C} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
- o. $\text{HgO} + \text{calor} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$

5. BIBLIOGRAFÍA

Briceno, 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-/>