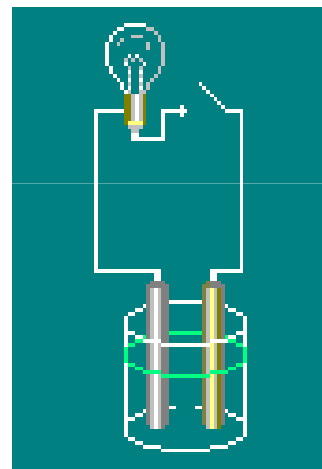


BALANCEO DE ECUACIONES DE ÓXIDO - REDUCCIÓN



I. Q. HERMELINDA CONCEPCIÓN SÁNCHEZ
TLAXQUEÑO



OBJETIVO

EL ALUMNO PRACTICARÁ EL BALANCEO DE ECUACIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN, UTILIZANDO EL MÉTODO DE CAMBIO DE NÚMERO DE OXIDACIÓN.

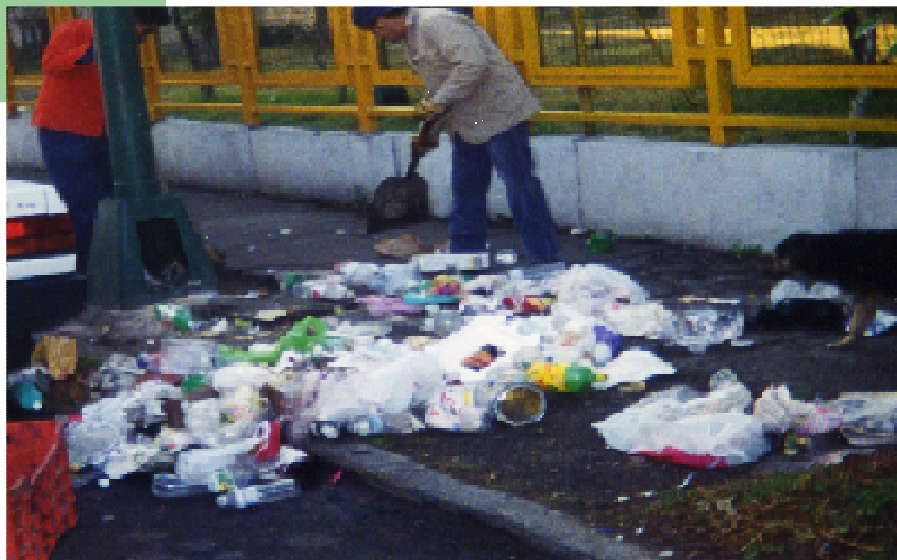


INTRODUCCIÓN

Las reacciones de óxido-reducción, son reacciones químicas importantes que están presentes en nuestro entorno. La mayoría de ellas nos sirven para generar energía.

Todas las reacciones de combustión son de óxido reducción. Este tipo de reacciones se efectúan, cuando se quema la gasolina al accionar el motor de un automóvil, en la incineración de residuos sólidos, farmacéuticos y hospitalarios; así como, en la descomposición de sustancias orgánicas de los tiraderos a cielo abierto, los cuales generan metano que al estar en contacto con el oxígeno de la atmósfera se produce la combustión.





Cuando arde una mol de metano (CH_4) sucede una reacción de óxido-reducción que libera más de 800[KJ] de energía.

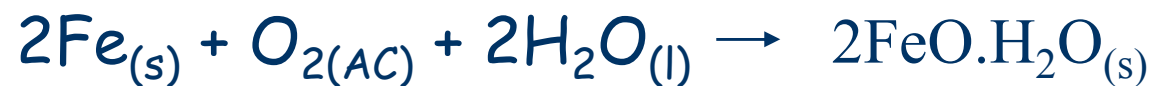


Si la energía liberada en los dos últimos procesos fuera aprovechada, sería una fuente generadora de electricidad.



APLICACIÓN

Uno de los principales problemas que aquejan a la industria metalúrgica es la corrosión. La mayoría de los metales reaccionan fácilmente con el oxígeno del aire recubriéndose de una fina capa de óxido que lentamente, va reemplazando al metal en todo su volumen, alterando gravemente sus propiedades, causando el deterioro de los mismos. En este tipo de proceso también están presentes las reacciones de óxido-reducción. El ejemplo más común es la formación de herrumbre en el hierro. En presencia de oxígeno y agua, el hierro se oxida y forma el óxido de hierro (II) hidratado.

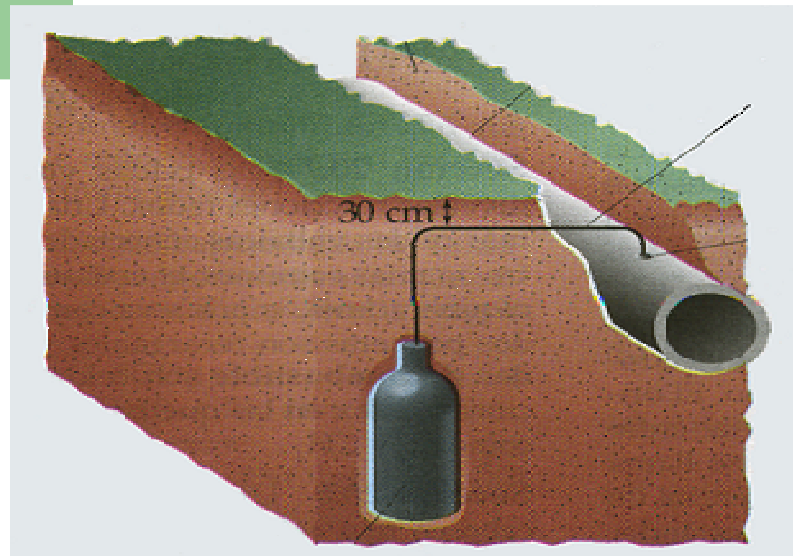


El $\text{FeO} \cdot \text{H}_2\text{O}$ que se forma se sigue oxidando con el oxígeno (O_2) disuelto en el agua, y forma un óxido férrico u óxido de hierro (III) hidratado:



Para evitar el proceso de corrosión se utilizan capas protectoras de otro metal como el estaño, recubriendo al metal con pintura o realizando la galvanización. Los metales que no puedan pintarse o galvanizarse como los oleoductos y tanques de almacenamientos enterrados, a menudo se protegen de la corrosión mediante ánodos de sacrificio, que son pedazos de reactivos como el zinc y el magnesio, conectados al objeto que se va a proteger mediante un conducto.





Protección de un oleoducto con un ánodo de sacrificio. El alambre de zinc tiene un diámetro de 0.5[in] y se conecta a la tubería a intervalos aproximados de 1824[in] a 3660[in]. Como el zinc se óxida más fácilmente que el hierro, se produce la reacción siguiente: $Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+} + 2e$, los electrones reducen al oxígeno: $O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 4e$ evitando que la tubería de hierro se oxide.



Los ánodos sacrificio actúan como el zinc que se encuentra en torno a una porción desgastada del recubrimiento de hierro galvanizado. Los electrones del metal reactivo mantienen al hierro en forma galvanizada.

Otras reacciones comunes de óxido-reducción se presentan en el proceso de producción de energía eléctrica con baterías y en la utilización de blanqueadores para desmanchar las prendas.



Hasta el momento se ha mencionado las aplicaciones donde están presentes las reacciones de óxido-reducción. Se dice que un elemento que pierde electrones se oxida y aquel elemento que gana electrones se reduce. El elemento que se reduce también es llamado agente oxidante y el elemento que se oxida agente reductor. A continuación se presenta una tabla que resume estos conceptos:

TÉRMINO	NÚMERO DE OXIDACIÓN	CAMBIO ELECTRÓNICO
Oxidación	Aumenta	Pérdida de electrones
Reducción	Disminuye	Ganancia de electrones
Agente oxidante	Disminuye	Gana electrones
Agente reductor	Aumenta	Pierde electrones



BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

Al balancear una ecuación química, se deben de igualar el número de átomos o iones en ambos miembros de la ecuación. Para balancear cualquier ecuación química existen dos métodos: el matemático y el químico.

Dentro del primero se tienen aproximaciones sucesivas (también llamado de tanteo o de simple inspección) y el algebraico. Ambos métodos presentan la desventaja de que no se sabe si hay ganancia o pérdida de electrones.



En cambio en el segundo (el químico), existen dos posibilidades de ajustar una ecuación ya sea por el método de *óxido-reducción* (utilizando medias reacciones o por el cambio del número de oxidación) o bien, por el del *ion electrón* (medio ácido o básico).

En ambos métodos existe cambio electrónico en algunos elementos químicos que participan en la reacción. En el presente trabajo sólo se desarrolla el método de óxido-reducción por el cambio de número de oxidación.



MÉTODO DE CAMBIO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN

1. Escribir la ecuación de la reacción.
2. Asignar el número de oxidación a los átomos en ambos lados de la ecuación (aplicar la reglas de asignación del número de oxidación).
3. Identificar los átomos que se oxidan y los que se reducen.
4. Colocar el número de electrones cedidos o ganados por cada átomo.
5. Intercambiar los números de electrones (los electrones ganados deben ser igual a los electrones perdidos).

El número de electrones ganados se coloca como coeficiente del elemento que pierde electrones.



El número de electrones perdidos se coloca como coeficiente del elemento que gana electrones.

6. Igualar la cantidad de átomos en ambos miembros de la ecuación.
7. Balancear por tanteo los elementos que no varían su número de oxidación.
8. Si la ecuación no se puede balancear en el sentido que está propuesta, se invierte la ecuación y se realizan los pasos del 1 al 7.

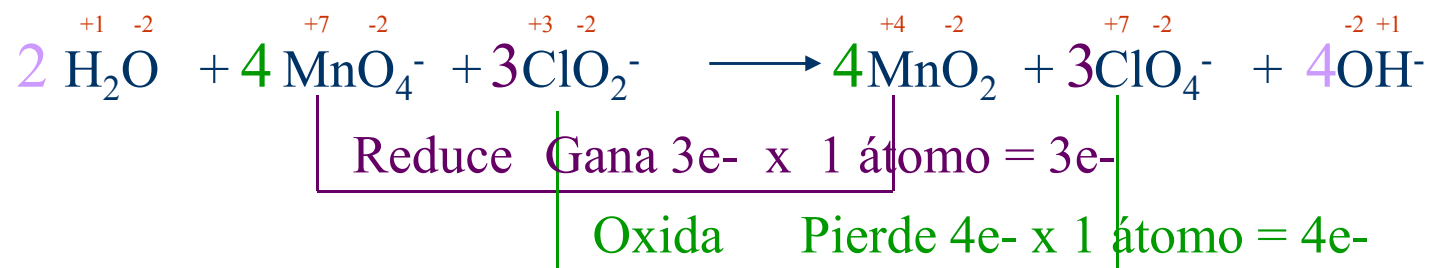
Ver ejercicios resueltos

- [Ejemplo 1](#)
- [Ejemplo 2](#)
- [Ejemplo 3](#)
- [Ejercicios propuestos](#)

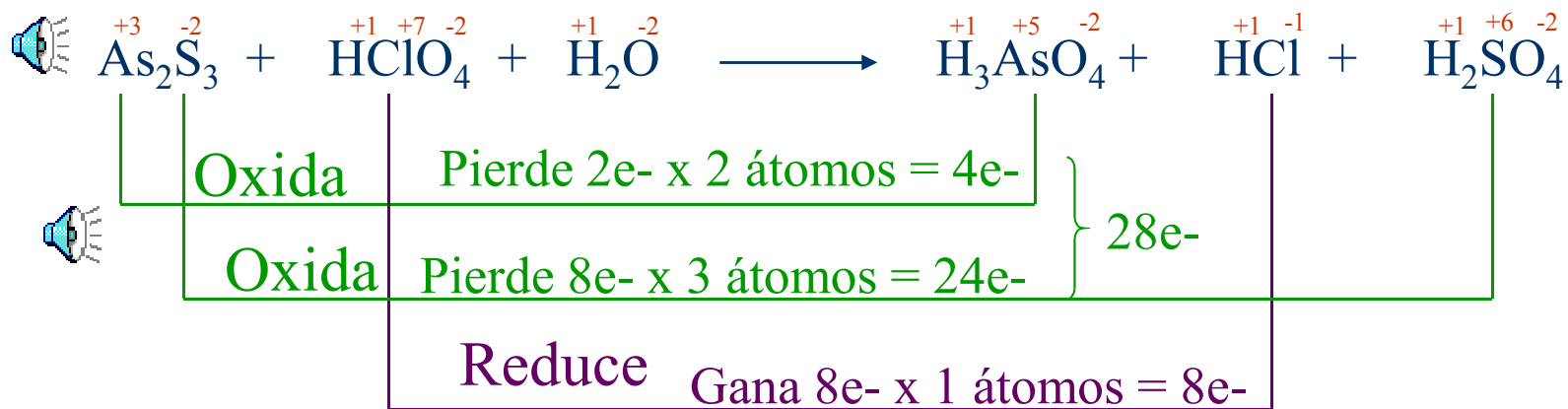


Ejercicios resueltos

Ejemplo 1



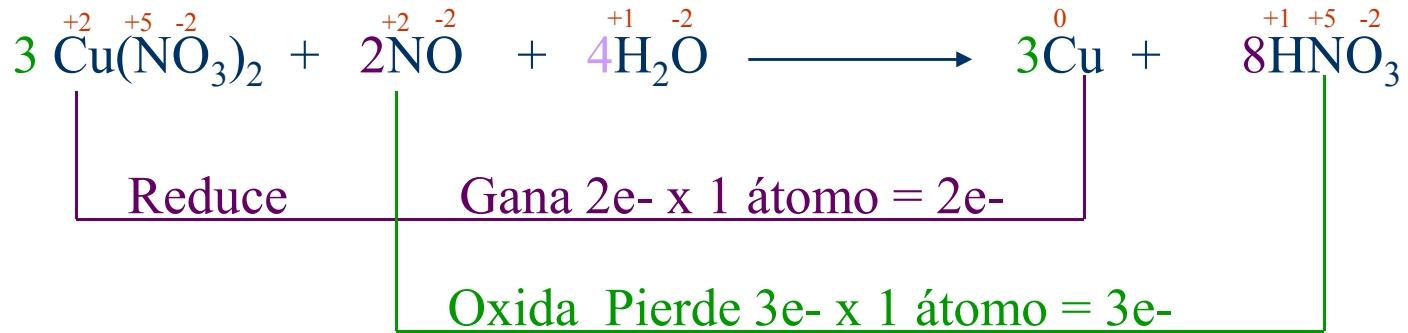
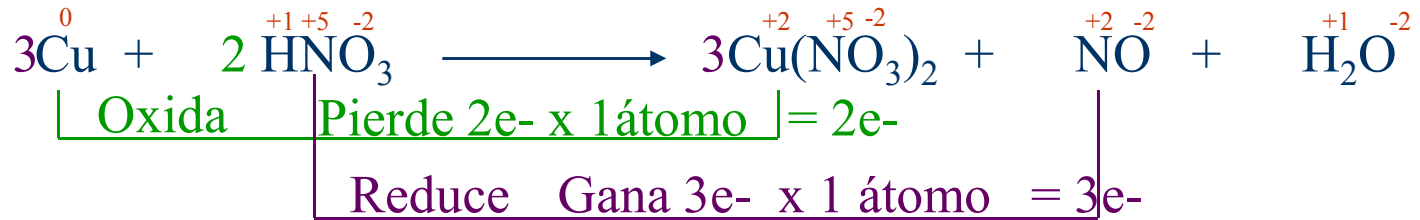
Ejemplo 2



$$28 / 4 = 7e^- \quad 8 / 4 = 2e^-$$



Ejemplo 3



Ejercicios Propuestos

1. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HI} + \text{HClO}_4 \longrightarrow \text{KClO}_4 + \text{Cr}(\text{ClO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{AgNO}_3 + \text{FeSO}_4 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag}$
4. $\text{NaCl} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 \longrightarrow \text{CrCl}_3 + \text{SnCl}_4$



BIBLIOGRAFÍA

1. Brown T, LeMay H E, Bursten B. E; “Química la Ciencia Central”; 7a. Edición; Prentice Hall.
2. Moore J. W., Stanitski C. L., Wood J. L., Kotz J. C.; “El Mundo de la Química”; 2a. Edición, 2000.
3. Unland J. B., Bellama J. M.; “Química General”; International Thomson Editores, 1999.
4. Spencer J N., Bodner G. M., Rickard L H; “Química “; CECSA, 2000.
5. Chang Raymond; “Química”; Séptima edición; McGraw-Hill.
6. Rivas Montes Jorge, et al; “Manual de Laboratorio de Ciencia Básica I”; FES ZARAGOZA UNAM; Marzo de 2003.





Fin

suerte...!!



REGLAS PARA ASIGNAR NÚMEROS DE OXIDACIÓN

Número de oxidación: es el número de electrones que utiliza un átomo para formar un compuesto. Si el átomo se une a un elemento más electronegativo cede electrones y si se une a uno menos electronegativo gana electrones.

1. A los elementos no combinados se les asigna el número oxidación.



2. A los elementos del primer grupo de la tabla periódica cuando están formando compuestos, se les asigna el número de oxidación de +1, para el hidrógeno cuando se une a átomos menos electronegativos presenta el número de oxidación de -1.



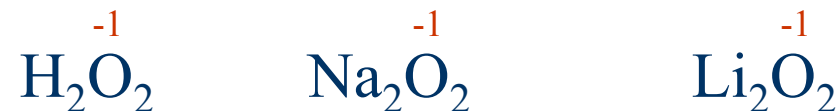
3. Los elementos del segundo grupo de la tabla periódica cuando están formando compuestos, se les asigna el número de oxidación +2.



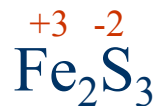
4. Al oxígeno en sus compuestos, se le asigna el número de oxidación de -2 , excepto en los peróxidos, cuyo número de oxidación será de -1 .



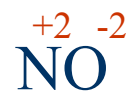
Peróxidos



5. Al formar compuestos binarios los elementos del grupo VI (S, Se y Te) tienen un número de oxidación de -2 , excepto cuando están combinados con oxígeno o con halógenos.



6. Cuando se tienen dos o más elementos en un compuesto, al más electronegativo se le asigna el número de oxidación negativo y a los menos electronegativos se le asigna el número de oxidación positivo.



7. La suma de las cargas de los números de oxidación en un compuesto neutro es igual a cero.



Existen elementos que pueden tener varios números de oxidación (dependiendo del compuesto en el que se encuentren).

Ejemplo: HNO_3

En el ejemplo propuesto para asignar el número de oxidación al nitrógeno se deben considerar las reglas antes mencionadas para el hidrógeno y el oxígeno. Aplicando la regla 2 (hidrógeno) y la regla 4 (oxígeno), al hidrógeno le corresponde +1 y al oxígeno -2; como se tiene un átomo de hidrógeno, el número de oxidación se multiplica por el número de átomos y la carga total será +1. Para el oxígeno se tienen tres átomos por lo tanto la carga será -6.



$$(+1) + (\quad) + (-6) = 0$$



Para igualar a cero la suma de las cargas el nitrógeno deberá tener un número de oxidación igual a +5, como se muestra a continuación:



$$(+1) + (+5) + (-6) = 0$$

8. Todos los iones monoatómicos tienen un número de oxidación igual al de su carga.



9. Los elementos en los iones, conservan sus números de oxidación en los cambios químicos.

Por ejemplo: en el ácido carbónico, H_2CO_3 , los números de oxidación de cada uno de los elementos son:





Por lo tanto, los números de oxidación del radical del carbonato son:



Cualquier carbonato (radical), unido a otro elemento o grupo de elementos tendrá los mismos números de oxidación; así, en los ejemplos, que se muestran a continuación, los números de oxidación serán:



[Ver ejemplos](#)



Ejemplos de aplicación de las reglas para asignar el número de oxidación

Asigne los números de oxidación a los siguientes compuestos: Sulfato de sodio (Na_2SO_4) y fosfato diácido (H_2PO_4^-).

Para el Na_2SO_4 :

Aplicando la regla 2 (hidrógeno) y la regla 4 (oxígeno), al sodio le corresponde +1 y al oxígeno -2; Como se tienen dos átomos de sodio, el número de oxidación se multiplica por el número de átomos y la carga total será +2. Para el oxígeno, se tienen cuatro átomos por lo tanto la carga será -8.



$$(+2) + (\quad) + (-8) = 0$$



Como la sumatoria de las cargas de los números de oxidación en un compuesto neutro es cero, por lo tanto el azufre deberá poseer un número de oxidación de +6:



$$(+2) + (+6) + (-8) = 0$$

Para el fosfato diácido H_2PO_4^- :

Aplicando la regla dos (hidrógeno) y la regla cuatro (oxígeno), al hidrógeno le corresponde +1 y al oxígeno -2; como se tienen dos átomos de hidrógeno, el número de oxidación se multiplica por el número de átomos y la carga total será +2. Para el oxígeno, se tienen cuatro átomos por lo tanto la carga será -8.



Como en un ión la sumatoria de los números de oxidación deben ser igual al valor de su carga, el resultado de la sumatoria debe ser igual a -1 .



$$(+2) + (\quad) + (-8) = -1$$

Por lo tanto el fósforo deberá poseer un número de oxidación de $+5$.



$$(+2) + (+5) + (-8) = -1$$

Ejercicio propuesto: Asigne los números de oxidación a los siguientes compuestos: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, FeHPO_3 , KMnO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, SnO_2^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} .

