

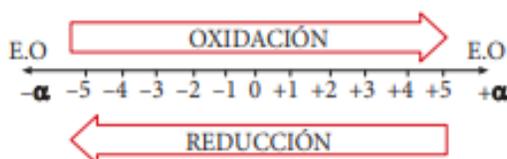
IED ANTONIO NARIÑO JORNADA NOCTURNA
CURSO 501-502
GUIA # 14
ASIGNATURA QUIMICA
DOCENTE: MIREYA ORTIZ

NOMBRE: _____

BALANCEO POR OXIDOREDUCCIÓN

CONCEPTO

Son aquellas reacciones en que ocurren transferencias de electrones; es decir, hay átomos que pierden electrones (oxidación) y átomos que ganan electrones (reducción). En forma práctica:



• Oxidación

- ◆ El E.O. aumenta
- ◆ Pierde electrones
- ◆ Se le conoce como agente reductor, debido a que ataca al otro haciendo que se reduzca.

Ejemplos:

- ($Pb^0 - \square \rightarrow Pb^{4+}$) pierde 4 e⁻
- ($Fe^{2+} - \square \rightarrow Fe^{3+}$) pierde 1 e⁻
- ($Mn^{+2} - \square \rightarrow Mn^{+5}$) pierde 5 e⁻
- ($N^{2+} - \square \rightarrow S^{4+}$) pierde 2 e⁻

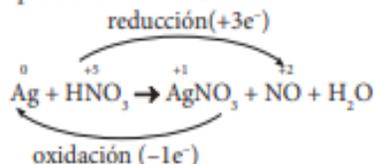
• Reducción

- ◆ El E.O. disminuye
- ◆ Gana electrones
- ◆ Se le conoce como agente oxidante, por que ataca al otro haciendo que se oxide.

Ejemplos:

- ($S^{6+} + \square \rightarrow S^{2+}$) gana 4 e⁻
- ($Cl_2^0 + \square \rightarrow 2Cl^{-1}$) gana 2 e⁻
- ($N^{5+} + \square \rightarrow N^{3+}$) gana 2 e⁻
- ($Br^{7+} + \square \rightarrow Br^{1+}$) gana 6 e⁻

Un ejemplo de reacción redox:



BALANCE QUÍMICO POR EL MÉTODO REDOX

Es un procedimiento que consiste en igualar la cantidad de electrones ganados y perdidos en una reacción química. El término *redox* proviene de una operación netamente química: reducción - oxidación. Los siguientes recuadros presentan el número o estado de oxidación (E.O.) de los elementos y/o compuestos.

METALES	E.O.
Li, Na, K, Rb, Cs, Ag, NH ₄	1+
Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Cd, Zn	2+
Pb, Sn, Pt, Pd	2+, 4+
Al, Ga, Sc, In	3+
Cu, Hg	1+, 2+
Fe, Co, Ni	2+, 3+
Au	1+, 3+

NO METALES	E.O.
F	1-
Cl, Br, I	1-, 1+, 3+, 5+, 7+
S, Se, Te	2-, 2+, 4+, 6+
Sb, As	3-, 3+, 5+
N, P	3-, 1+, 3+, 5+
C	4-, 2+, 4+
B	3-, 3+
Si	4+
N (ÓXIDOS NEUTROS)	2+, 4+

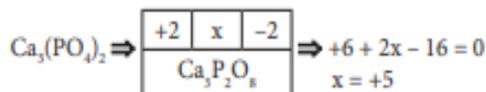
Compuestos neutros

+1	x	-2
H ₂ SeO ₄		

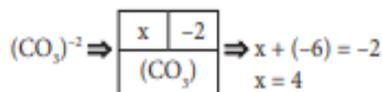
 $\Rightarrow +2 + x - 8 = 0$
 $x = +6$

x	+1
C ₂ H ₆	

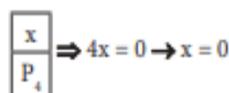
 $\Rightarrow 2x + 6 = 0 \rightarrow x = -3$



Iones



Átomos libres

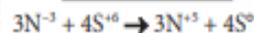
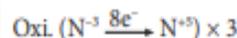
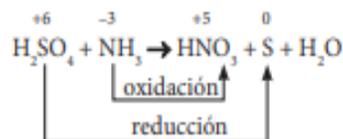


PASOS DEL BALANCE REDOX

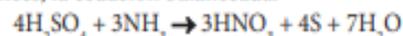
1. Se determina el estado de oxidación de cada átomo, para identificar la oxidación y la reducción.
2. Se balancea independientemente la reducción y la oxidación; primero en masa (igualando en número de átomos) y luego en carga (número de electrones ganados o perdidos).

3. Igualar el número de electrones ganados y perdidos, para lo cual se multiplican las semirreacciones por cierto número entero mínimo apropiado; así se determinan los coeficientes.
4. Se determina el balance por tanteo, siguiendo el orden establecido en dicho método; éste último paso es necesario, porque los elementos que no sufren el cambio en el estado de oxidación normalmente no están balanceados.

Ejemplo:

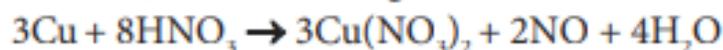
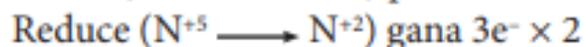
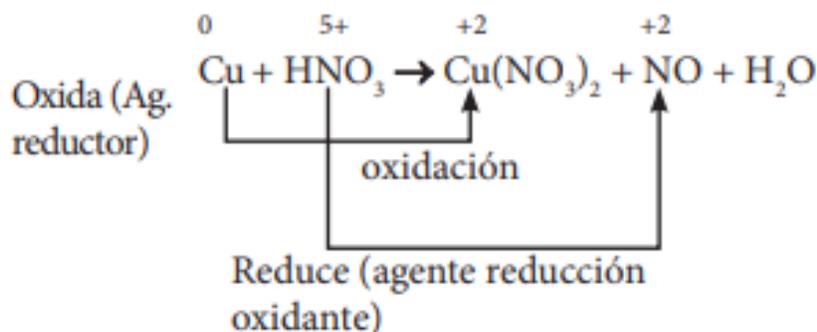


Entonces, la ecuación balanceada:



ACTIVIDAD

1. Copia los siguientes ejercicios



Agente oxidante (HNO_3), coeficiente = 8

22.

Ejemplos de Reacciones Redox:

- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$
 - **Reducción:** el Fe pasa de un estado de oxidación de +3 a 0 por lo tanto se reduce
 - **Oxidación:** el C pasa de +2 a +4 por lo tanto se oxida
- ...

Ejemplos de Ajuste de Reacciones Redox:

- $\text{Zn} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag}$
 - **Estados de oxidación:**
 - Reducción: Ag pasa de estado de oxidación + 1 a 0
 - Oxidación: Zn pasa de estado de oxidación 0 a +2
 - **Semireacciones:**
 - $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{+2} + 2\text{e}^-$
 - $2\text{Ag}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ag}$
 - **Reacción global:**
 - $\text{Zn} + 2\text{Ag}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{+2} + 2\text{Ag} + 2\text{e}^-$
 - **Reacción ajustada:**
 - $\text{Zn} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$

2.Actividad voluntaria

El siguiente video te ayudará a comprender fácilmente el método de oxido reducción

<https://www.youtube.com/watch?v=FPoiVWkY9t0>