Material de apoyo: OXIDACIÓN- REDUCCIÓN (Reacciones REDOX)

El término oxidación frecuentemente se asocia a la reacción de los elementos con el oxígeno para formar los compuestos llamados óxidos. Es necesario desarrollar un concepto más amplio de este término.

Se define OXIDACIÓN como el proceso donde una especie PIERDE ELECTRONES y la REDUCCIÓN se puede definir como el proceso donde una especie GANA ELECTRONES. Estos dos procesos se verifican en forma simultánea. Siempre que una especie química (átomo, molécula, ion) gana electrones, hay otra que deberá perder electrones. Por eso toda oxidación va acompañada de una reducción.

¿Cómo podemos reconocer en este tipo de reacciones cuál es la especie que se oxida y cuál es la que se reduce? Para contestarnos esta pregunta debemos recurrir al concepto de NÚMERO DE OXIDACIÓN.

"El número de oxidación es un concepto formal adoptado por conveniencia. Los números de oxidación se determinan aplicando reglas. Estas reglas pueden eventualmente dar lugar a estados de oxidación fraccionarios. Esto no significa que las cargas electrónicas se dividan"
Whitten, K y otros. "Química General", Mc Graw Hill, 5ª Edición, Madrid, 1998

Por lo tanto, nosotros trabajaremos con el número de oxidación como un número auxiliar que nos es útil para determinar las especies que se oxidan y se reducen y nos ayuda a igualar este tipo de ecuaciones.

REGLAS PARA DETERMINAR EL NÚMERO DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS

Los números de oxidación se escriben sobre el elemento indicando el signo correspondiente.

1- El número de oxidación de un elemento en su forma elemental (sin combinar) es CERO (**0**).

   Ej. $\overset{0}{Fe}$ $\overset{0}{O_2}$ $\overset{0}{Cl_2}$ $\overset{0}{Na}$ *etc.*

2- En los iones monoatómicos el número de oxidación es igual a la **carga del ion**.

   Ej. $\overset{-1}{Cl^-}$ $\overset{+1}{Na^+}$ $\overset{-2}{S^{2-}}$ $\overset{+3}{Al^{3+}}$ *etc.*

3- El número de oxidación del H es **+1**. (Excepto en los hidruros -1).
4- El número de oxidación del O es **-2**. (Excepto en los peróxidos -1)
5- El número de oxidación de los metales es positivo. Generalmente coincide con el estado de oxidación que se indica en la Tabla periódica.

6- La suma de los números de oxidación en un compuesto eléctricamente neutro es igual a CERO(**0**)

Ej. $\overset{+1\ -1}{NaCl} \rightarrow +1 + (-1) = 0$ $\overset{+1\ -2}{H_2O} \rightarrow (+1)2 + (-2) = 0$

7- En un ion poliatómico, la suma de los números de oxidación es igual a la carga del mismo.

Ej. $\overset{+1\ -2}{ClO^-} \rightarrow +1 + (-2) = -1$ $\overset{+4\ -2}{CO_3^{2-}} \rightarrow +4 + (-2)\,3 = -2$

8- En los compuestos que no contienen ni oxígeno ni hidrógeno se le asigna un número de oxidación negativo al elemento más electronegativo.

Ej. $\overset{+4\ -1}{CCl_4} \rightarrow +4 + (-1)4 = 0$ *(El carbono es menos electronegativo que el cloro).(Consultar en la TP).*

Una especie se OXIDA cuando AUMENTA su número de oxidación y se REDUCE cuando DISMINUYE su número de oxidación.

Ej. Es sabido que los metales "son atacados" químicamente por los ácidos. Consideremos la reacción entre una solución acuosa de ácido clorhídrico ($HCl_{(ac)}$) y el metal cinc (Zn). Los productos que se forman son cloruro de cinc que queda disuelto y se desprende gas dihidrógeno. La ecuación – sin igualar- se representa como:

$$HCl_{(ac)} + Zn_{(s)} \rightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$$

Se puede ver el experimento en: http://www.youtube.com/watch?v=yOS45xk-58M

¿Cómo sabemos que se trata de una reacción redox? ¿Cómo igualar la ecuación?

1º Determinamos los números de oxidación en cada especie.

$$\overset{+1\ -1}{HCl_{(ac)}} + \overset{0}{Zn_{(s)}} \rightarrow \overset{+2\ -1}{ZnCl_{2(ac)}} + \overset{0}{H_{2(g)}}$$

2º Plantear dos ***Semireacciones*** indicando los elementos que cambian de número de oxidación.

$H^{+1} \rightarrow H_2^{o}$ **SEMIRREACCIÓN DE REDUCCIÓN**
(DISMINUYE EL NÚMERO DE OXIDACIÓN)

$Zn^0 \rightarrow Zn^{2+}$ **SEMIRREACCIÓN DE OXIDACIÓN**
(AUMENTA EL NÚMERO DE OXIDACIÓN)

3º Igualar las semireacciones en la cantidad de átomos.

$2\,H^{+1} \rightarrow H_2^{o}$
$Zn^0 \rightarrow Zn^{2+}$

3º Igualar las semireacciones desde el punto de vista eléctrico incluyendo los electrones transferidos.

$2\ H^{+1} + \mathbf{2\ e^-} \rightarrow H_2^{o}$ **REDUCCIÓN: GANANCIA DE e^-**

$Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + \mathbf{2e^-}$ **OXIDACIÓN: PÉRDIDA DE e^-**

Obsérvese que la cantidad de electrones ganada por una especie y perdida por la otra es LA MISMA CANTIDAD (2 e^-)

4º Trasladar los coeficientes estequiométricos de las semireacciones a la reacción general. Verificar la igualación por tanteo.

$$2\ HCl_{(ac)} + Zn_{(s)} \rightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$$

Una especie que pierde electrones <u>se oxida</u>, por lo tanto la sustancia que la contiene es ***<u>agente reductor</u>***; una especie que gana electrones <u>se reduce</u>, por lo tanto la sustancia que la contiene es el ***<u>agente oxidante</u>***.

En el ejemplo la sustancia Zn es el *<u>agente reductor</u>* y la sustancia que contiene el H^+, el $HCl_{(ac)}$, es el *<u>agente oxidante</u>*.

A partir de este ejemplo, se deduce que:

La oxidación y la reducción ocurren simultáneamente, en la misma reacción; no puede tener lugar una sin la otra.

Otro ejemplo

$$\overset{0}{Cu_{(s)}} + 4\ \overset{+1\ +5\ -2}{HNO_{3\ (conc.)}} \rightarrow \underset{\text{líquido celeste}}{\overset{+2\ +5\ -2}{Cu(NO_3)_{2(ac)}}} + \underset{\text{Gas marrón}}{2\ \overset{+4\ -2}{NO_{2(g)}}} + 2\ \overset{+1\ -2}{H_2O_{(l)}}$$

$Cu^0 \rightarrow Cu^{+2} + 2e^-$ OXIDACIÓN

$(\ N^{+5} + 1e^- \rightarrow N^{+4}\ )\ 2$ REDUCCIÓN

↓

PARA IGUALAR LA VARIACIÓN ELECTRÓNICA

AGENTE OXIDANTE: $HNO_{3\ (conc.)}$ (Contiene la especie que se reduce)
AGENTE REDUCTOR: $Cu_{(s)}$ (Contiene la especie que se oxida)

Se puede ver el experimento en:
http://www.youtube.com/watch?v=3hM8i82LlYo&feature=player_detailpage