E

ASIGNATURA: QUÍMICA **DOCENTE: STELLA VASQUEZ AVILA**
ACTIVIDAD: SEMANA DEL 13 AL 16 DE OCTUBRE DE 2020

BALANCEO DE ECUACIONES DE ÓXIDO REDUCCIÓN.

Se denomina reacción de óxido-reducción o, simplemente, **"Redox",** a toda reacción química en la que uno o más electrones se transfieren entre los reactivos, provocando un cambio en sus estados de oxidación.
Para que exista una reacción de óxido-reducción, por tanto, debe haber un elemento que ceda electrones, y otro que los acepte:

- El elemento que cede electrones **se oxida**, su número de oxidación disminuye y **se denomina agente reductor**.
- El elemento que acepta electrones, aumenta su número de oxidación, se dice **que se reduce** y se denomina agente oxidante.

Principio de electro neutralidad.

El principio de electro neutralidad de Pauling es un método aproximado para estimar la carga en moléculas o iones complejos. Supone que la carga siempre se distribuye en valores cercanos a 0 (es decir, -1, 0, +1). Dentro de una reacción global redox, se da una serie de reacciones particulares llamadas semi-rreacciones o reacciones parciales.

- Semi-reacción de reducción: **2e- + Cu2+ → Cu0**
- Semi-reacción de oxidación: **Fe0 → Fe2+ + 2e-**

o comúnmente llamada ecuación general:

Fe0 + Cu2+ → Fe2+ + Cu0

La tendencia a reducir u oxidar a otros elementos químicos se cuantifica por el potencial de reducción, también llamado potencial redox. Una titulación redox es una en la que un indicador químico indica el cambio en el porcentaje de la reacción redox mediante el viraje de color entre el oxidante y el reductor.

Número de oxidación

El número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un enlace determinado.
Debemos tener presente las siguientes reglas:
1. Todos los elementos libres que no formen compuesto, tendrá número de oxidación cero
2. El hidrógeno tendrá número de oxidación de +1 excepto en hidruros en los cuales actúa con número de oxidación -1
3. El oxígeno tendrá número de oxidación -2 excepto en los peróxidos donde actúa con número de oxidación -1
4. Los Metales Alcalinos (Grupo IA de la Tabla Periódica) tienen número de oxidación +1
5. Los Metales Alcalino Térreos (elementos del Grupo IIA de la Tabla Periódica) tienen en sus compuestos número de oxidación +2
6. Los halógenos (Grupo VII A) tienen en sus compuestos como haluros, número de oxidación -1
7. La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un

compuesto iónico es igual a la suma de la carga neta de los átomos constituyentes del ión.

8. Si algún átomo se oxida su número de oxidación aumenta y cuando un átomo se reduce, su número de oxidación disminuye
9. La suma de los números de oxidación de los átomos que constituyen una molécula es cero.

Determinación del número de oxidación.
Para comprender este método, vamos a balancear la siguiente ecuación:

$$Fe + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2\uparrow$$

La primera regla, nos dice que todos los elementos libres tendrán valencia cero, luego, localizamos los elementos libres, en este caso son el Hierro y el hidrógeno, y colocamos un cero como valencia.

$$Fe^0 + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2^0 \uparrow$$

Continuamos con las demás reglas y ubicamos a los oxígenos e hidrógenos y les asignamos la valencia que les corresponde, según se estableció en las reglas:

$$Fe^0 + H_2^{+1}SO^{-2}_4 \longrightarrow Fe_2(SO^{-2}_4)_3 + H_2^0 \uparrow$$

Para continuar, obtenemos la valencia de los elementos restantes, en este caso el azufre y el hierro: Ubiquémonos en el azufre (S) en los reactivos de la ecuación

$$H_2^{+1}SO^{-2}_4$$

Para obtener la valencia del azufre, simplemente vamos a multiplicar la valencia del oxígeno por el número de oxígenos que hay (en este caso hay 4 oxígenos que multiplicados por el -2 del número de oxidación, resulta -8) y hacemos lo mismo con el hidrógeno, multiplicamos su valencia por el número de oxígenos que hay (2 átomos de hidrógeno multiplicados por +1 resulta +2). Queda de la siguiente manera:

$$H_2^{+1}S^XO^{-2}_4$$

Se plantea una ecuación de primer grado, recordando que la suma de los números de oxidación de los átomos integrantes de la molécula debe ser igual a cero:
2 x (+1) + X + 4 x (-2) = 0
+2 + X -8 = 0
X = +8 - 2
X = + 6
Resulta que la valencia del azufre ha de ser +6. Comprobamos:
+2 + 6 - 8 = 0
Ubiquémonos ahora el hierro del segundo miembro:

$$Fe_2(SO^{-2}_4)_3$$

E

Esta sal está formada por un catión, (Fe) y un anión, en este caso, el ión sulfato (SO4).

Si recordamos las reglas de formulación, es fácil deducir que la valencia del hierro es +3 y la del ión sulfato -2 (observe los subíndices delante de cada ión). Ya hemos definido el número de oxidación del hierro. Falta conocer el número de oxidación del azufre en el ión sulfato. Ya sabemos que la carga neta del ión es -2, por lo que si se multiplica los cuatro átomos de oxígeno por -2, resulta que la carga del oxígeno es -8, por lo que es lógico deducir que el número de oxidación del azufre será +6 para que al hacer la suma algebraica resulte -2. De esta manera ya hemos obtenido todas las valencias del compuesto químico:

$$Fe^{0} + H_2^{+1}S^{+6}O^{-2}_4 \longrightarrow Fe^{+3}{}_2(S^{+6}O^{-2}_4)^{-2}_3 + H_2^{0}\uparrow$$

Ahora, vamos a verificar cuál elemento se oxida y cual se reduce. Observamos que el hierro se oxida pues su número de oxidación aumenta de cero a 3 (pierde 3 electrones). Ahora observamos que el hidrógeno se reduce (gana 1 electrón), pero como hay dos átomos de hidrógeno, se multiplica por 2): Por lo tanto la ecuación queda de la siguiente manera:

$$Fe^{0} + H_2^{+1}S^{+6}O^{-2}_4 \longrightarrow Fe^{+3}{}_2(S^{+6}O^{-2}_4)^{-2}_3 + H_2^{0}\uparrow$$

$\downarrow$ **Se oxida** $3e^-$ $\quad$ $\uparrow$ **se reduce** $1x2e^- = 2e^-$

Posteriormente, intercambiamos estos números que indican la perdida y/o ganancia de electrones como se indica a continuación:

$$2Fe^{0} + 3H_2^{+1}S^{+6}O^{-2}_4 \longrightarrow Fe^{+3}{}_2(S^{+6}O^{-2}_4)^{-2}_3 + H_2^{0}\uparrow$$

Ahora contamos el número de átomos a ambos lados de la ecuación:
2= Fe =2
3= S =3
12= O =12
6= H =2
Para compensar el déficit de hidrógenos del segundo miembro, multiplicamos este elemento por 3

2Fe + 3H2SO4 → Fe2 (SO4)3 + 3H2 ↑

La ecuación balanceada resulta:

2Fe + 3H2SO4 → Fe2 (SO4)3 + 3H2 ↑

Actividad :

1. Balancea por oxido reducción las siguientes ecuaciones químicas. Escribe los números de oxidación de cada elemento, tanto en los reactantes como en los productos. Realice las semi reacciones. Finalmente termine de balancear las ecuaciones por tanteo.

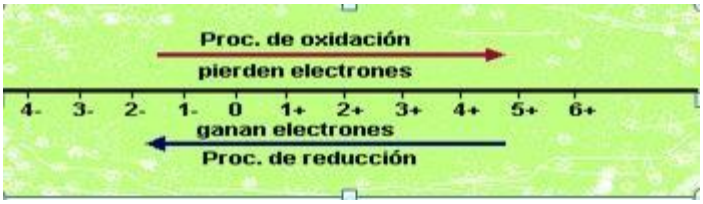
E

ASIGNATURA: QUÍMICA **DOCENTE: STELLA VASQUEZ AVILA**
ACTIVIDAD: SEMANA DEL 13 AL 16 DE OCTUBRE DE 2020

2. Completa para cada reacción el siguiente cuadro:

Elemento		
Estado de oxidación inicial		
Estado de oxidación final		
Cantidad de electrones ganados		
Cantidad de electrones perdidos		
Sustancia oxidada		
Sustancia reducida		
Agente oxidante		
Agente reductor		

Tenga en cuenta la siguiente información.



1.- $KClO_3 + S \rightarrow KCl + SO_2$
2.- $KClO_3 + S + H_2O \rightarrow Cl_2 + K_2SO_4 + H_2SO_4$
3.- $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O + NO$
4.- $H_2S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO + H_2O$
5.- $I_2 + HNO_3 \rightarrow HIO_3 + NO + H_2O$
6.- $H_2S + SO_2 \rightarrow S + H_2O$
7.- $Na_2SO_3 \rightarrow Na_2S + Na_2SO_4$
8.- $Ag2SO3 + H2O \rightarrow H2SO4 + Ag$
9.- $HNO_3 + S \rightarrow H_2SO_4 + NO$
10.- $NaCl + MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow Cl_2 + MnSO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$

3. Estudiar a conciencia puesto que debe sustentar mediante una evaluación individual. (20 % de su nota)