

BALANCEO DE ECUACIONES QUIMICAS

Por: José del C. Mondragón Córdova.

Balanceo de Ecuaciones Químicas:

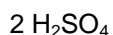
Definición: Balancear una ecuación química es igualar el número y clase de átomos, iones o moléculas reactivas con los productos, con la finalidad de cumplir la ley de conservación de la masa.

Para conseguir esta igualdad se utilizan los coeficientes estequiométricos, que son números grandes que se colocan delante de los símbolos o fórmulas para indicar la cantidad de elementos o compuestos que intervienen en la reacción química. No deben confundirse con los subíndices que se colocan en los símbolos o fórmulas químicas, ya que estos indican el número de átomos que conforman la sustancia. Si se modifican los coeficientes, cambian las cantidades de la sustancia, pero si se modifican los subíndices, se originan sustancias diferentes.

Para balancear una ecuación química, se debe considerar lo siguiente:

- Conocer las sustancias reaccionantes y productos.
- Los subíndices indican la cantidad del átomo indicado en la molécula.
- Los coeficientes afectan a toda la sustancia que preceden.
- El hidrógeno y el oxígeno se equilibran al final, porque generalmente forman agua (sustancia de relleno). Esto no altera la ecuación, porque toda reacción se realiza en solución acuosa o produce sustancias que contienen agua de cristalización.

Ej. :



Significa:

- Hay dos moléculas de ácido sulfúrico (o dos moles)
- En cada molécula hay dos átomos de hidrógeno, un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno.

Métodos para Balancear Ecuaciones:

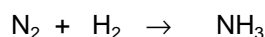
Tenemos diferentes métodos que se utilizan según convengan, de acuerdo al tipo de reacción, las cuales pueden ocurrir:

- Sin cambio de estados de oxidación en ningún elemento reaccionante:
 - 1) Ensayo y Error o Tanteo.
 - 2) Mínimo Común Múltiplo.
 - 3) Coeficientes Indeterminados o Algebraico.
- Algunos elementos cambian su valencia:
 - 4) REDOX
 - 5) Ion Electrón o Semirreacción: En medio ácido y básico.

1. - Balanceo por Tanteo:

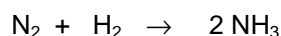
Se emplea para balancear ecuaciones sencillas. Se realiza al "cálculo" tratando de igualar ambos miembros. Para ello utilizaremos el siguiente ejemplo:

Balancear:

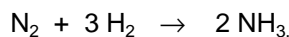


- Identificamos las sustancias que intervienen en la reacción. En este caso el nitrógeno y el hidrógeno para obtener amoníaco.
- Se verifica si la ecuación está balanceada o no. En este caso notamos que ambos miembros no tienen la misma cantidad de átomos, por lo tanto no está balanceada.
- Se balancea la ecuación colocando coeficientes delante de las fórmulas o símbolos que los necesitan. Empezar con los elementos metálicos o por el que se encuentra presente en menos sustancias:

Primero balanceamos el nitrógeno:



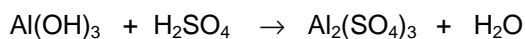
- El hidrógeno y oxígeno quedarán para el final. Seguidamente balanceamos el hidrógeno:



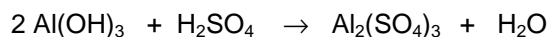
- Si un coeficiente no es entero, entonces debe multiplicar todos por el mayor de los denominadores. En este caso no ocurre.

Como es un tanteo, debe recordar que las reglas indicadas, son recomendaciones. Aún así, para cualquier ejercicio, empiece usted, por donde desee pero tomando como parámetro que el número de átomos de este elemento está definido en uno de los miembros.

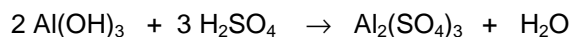
Balancear:



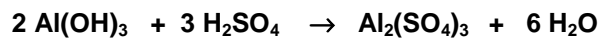
- Primero balanceamos el metal aluminio:



- Luego seguimos con el azufre:

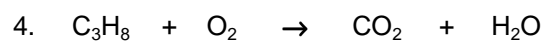
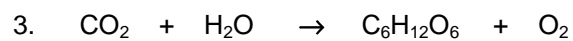
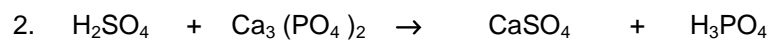


- Finalmente continuamos con el hidrógeno, el oxígeno resulta balanceado automáticamente:



EJERCICIOS

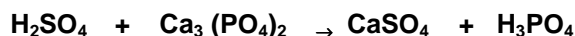
Balancear por Tanteo:



2- Balanceo por el Mínimo Común Múltiplo:

Veamos el siguiente ejemplo:

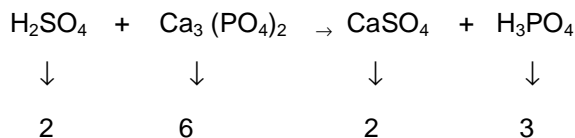
Balancear:



- Se obtiene el número total de oxidación de los radicales halogénicos:

$$(\text{SO}_4)^{2-} = 2; \quad (\text{PO}_4)_2^{3-} = 6; \quad (\text{PO}_4)^{3-} = 3$$

- Se escriben los números de oxidación totales de los radicales, debajo de cada compuesto que los contiene:



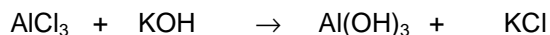
- Se halla el MCM de los números que indican los estados de oxidación, en este caso el MCM es 6; luego se divide entre cada uno de ellos:

$$6/2 = 3 \quad ; \quad 6/6 = 1; \quad 6/2 = 3 \quad ; \quad 6/3 = 2$$

- Estos cocientes son los correspondientes coeficientes de los compuestos de la ecuación, así :

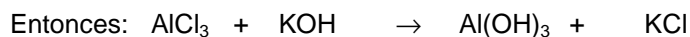


Balancear:

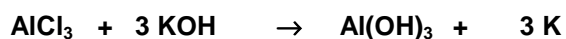


- Escribimos los números de oxidación de los radicales halogénicos y básicos:

$$\text{Cl}_3^{1-} = 3 \quad ; \quad (\text{OH})^{1-} \quad ; \quad (\text{OH})^{3-} = 3 \quad ; \quad \text{Cl}^{1-} = 1$$

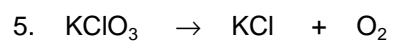
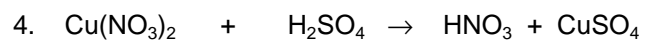
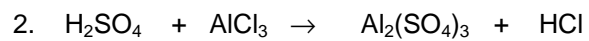
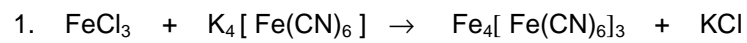


- Como el MCM es 3, dividiendo obtenemos: 1 ; 3 ; 1 ; 3. Luego la ecuación balanceada será:



EJERCICIOS

Balancear por el Mínimo Común Múltiplo:



3. - Balanceo por Coeficiente Indeterminados.

Denominado también método algebraico. Se trata de un método verdaderamente algebraico que se utiliza para balancear cualquier ecuación química. Las reglas para su aplicación las veremos con el siguiente ejemplo:

Balancear:



- Se asignan coeficientes literales a cada uno de los elementos o compuestos presentes, así:



- Se igualan las cantidades de las sustancias reactantes con las sustancias del producto, mediante sus coeficientes, resultando una cantidad de ecuaciones equivalente a la cantidad de variables literales; así:

$$\text{K} \rightarrow a = c + d \quad (1)$$

$$\text{H} \rightarrow a = 2e \quad (3)$$

$$\text{O} \rightarrow a = 3d + e \quad (2)$$

$$\text{Cl} \rightarrow 2b = c + d \quad (4)$$

- Si faltara una ecuación, se da un valor numérico a una sola de las variables; si faltaran dos variables, se asignarían dos valores para dos variables. En este caso, se escoge la ecuación más simple y se le asigna un valor numérico a una incógnita; es aconsejable darle el valor 1, así:

$$\text{En (3)} \rightarrow e = 1 \quad ; \quad \text{luego} \quad a = 2e \rightarrow a = 2$$

Substituyendo valores en (2)

$$2 = 3d + 1 \rightarrow 2 - 1 = 3d \rightarrow 1 = 3d \rightarrow d = 1/3$$

Substituyendo valores e (1)

$$2 = c + 1/3 \rightarrow c = 5/3$$

Substituyendo valores en (4)

$$2b = 5/3 + 1/3 \rightarrow 2b = 6/3 \rightarrow b = 2/2 \rightarrow b = 1$$

- Cuando hay valores fraccionarios se prefiere eliminar los denominadores, multiplicando por el denominador apropiado (en este caso por 3) :

$$e = 1 * 3 = 3$$

$$a = 2 * 3 = 6$$

$$d = 1/3 * 3 = 1$$

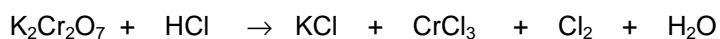
$$c = 5/3 * 3 = 5$$

$$b = 1 * 3 = 3$$

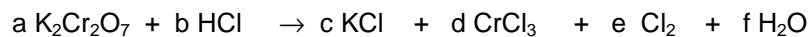
- La ecuación balanceada será :



Balancear:



- Escribimos los coeficientes incógnita:



- Igualamos las cantidades de las sustancias en ambos miembros:

$$\text{K} \rightarrow 2a = c \quad (1)$$

$$\text{Cr} \rightarrow 2a = d \quad (2)$$

$$\text{O} \rightarrow 7a = f \quad (3)$$

$$\text{Cl} \rightarrow b = c + 3d + 2e \quad (4)$$

$$\text{H} \rightarrow b = 2f \quad (5)$$

- Reemplazando valores se tiene:

$$\text{Si } a = 1 \rightarrow c = 2 \quad (\text{en } 1),$$

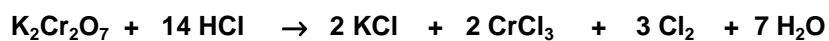
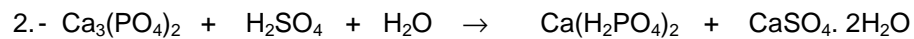
$$d = 2 \quad (\text{en } 2);$$

$$f = 7 \quad (\text{en } 3);$$

$$b = 14 \quad (\text{en } 5);$$

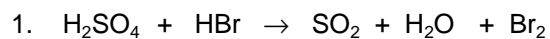
$$e = 3 \quad (\text{en } 4)$$

- Escribimos los coeficientes encontrados:



EJERCICIOS

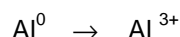
Balancear por Coeficientes Indeterminados:



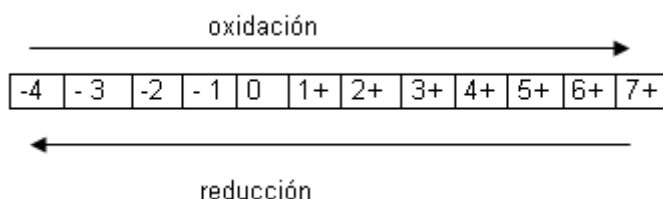
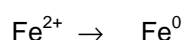
4. - Balanceo REDOX.

Recordemos:

Oxidación: Es un cambio químico, en el cual un átomo o grupo de átomos pierde electrones. En una ecuación química se nota por el aumento algebraico en su estado de oxidación. Ej. :



Reducción: Cambio químico, en el cual un átomo o grupo de átomos gana electrones. En una ecuación química se distingue por la disminución en su estado de oxidación. Ej. :



* Cada salto equivale a un electrón.

Ej. : Si el Al cambia su estado de oxidación de 0 a 3+, significa que ha perdido tres electrones. En cambio el Fe, que ha variado de 2+ a 0, ha ganado dos electrones.

En una reacción química REDOX, la oxidación y la reducción ocurren simultáneamente. El número de electrones ganado por un átomo o grupo de átomos, es perdido por otro átomo o grupo de átomos. En estas reacciones NO hay producción ni consumo de electrones, sólo hay transferencia.

Los elementos que **ceden** electrones se **oxidan** y se llaman **reductores**.

Los elementos que **ganan** electrones se **reducen** y se denominan **oxidantes**.

El **número de oxidación**, representa el estado de oxidación de un átomo. Permite determinar la cantidad de electrones ganados o perdidos en un cambio químico por un átomo, una molécula o un ión. Se determina de la siguiente manera:

- Los iones simples como Na^+ , Ca^{2+} , S^{2-} , etc., tienen un número de oxidación idéntico a su carga (1+, 2+, 2-), respectivamente.
- Los átomos o moléculas de los elementos libres Fe, Cu, O, P_4 , Cl_2 , etc., tienen número de oxidación 0 (cero), pues no han perdido ni ganado electrones.
- En diferentes compuestos el H y el O tienen número de oxidación 1+ y 2- respectivamente, excepto en los casos en que el hidrógeno forma parte de los hidruros (NaH , LiH ...) y el oxígeno forma peróxidos (H_2O_2 ...) en ambos casos exhiben número de oxidación 1-; o cuando reacciona con el fluor.
- El número de oxidación de otros átomos en moléculas o iones complejos, se establece así:

- El número de oxidación de los elementos conocidos como el hidrógeno y oxígeno, se escriben en la parte superior en los lugares respectivos. Se multiplica luego por el número de átomos ($2 \cdot 4$, $1 \cdot 2$) y los productos se escriben en la parte inferior. La suma total de los números de oxidación de los iones complejos es igual a la carga del ion. En una molécula neutra la suma total es cero; por lo tanto, el número de oxidación del átomo problema se calcula así:

1+		2-	
H ₂	S	O ₄	
2+	X	8-	0

$$1+(2) + X + 2-(4) = 0$$

$$2 + X + 8- = 0$$

$$X = 8 - 2$$

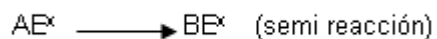
$$X = 6$$

1+		2-	
H ₂	S	O ₄	
2+	6	8-	0

El número encontrado se divide entre el número de átomos problema (6/1) y el resultado es el número de oxidación buscado(en este caso del azufre):

1+	6+	2-	
H ₂	S	O ₄	
2+	6+	8-	0

Para saber si un átomo gana o pierde electrones de manera directa se puede tomar como referencia los signos (+) ganancia y (-) pérdida de electrones, para luego plantear la siguiente operación:



Entonces:

$$AE^x - BE^x = \begin{cases} \text{Si sale (+) = Ganancia de } e^- \text{ (Reducción)} \\ \text{Si sale (-) = Pérdida de } e^- \text{ (Oxidación)} \end{cases}$$

Ej. :



$$\text{Br}^{1-} - \text{Br}^{5+} = (1-) - (5+) = \text{Sale } (-6)$$

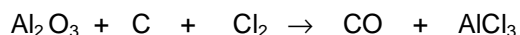
Pierde seis electrones, entonces hay una oxidación.

Luego:

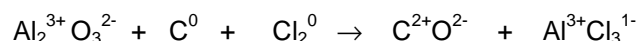


Estos cálculos que parecen engorrosos y una pérdida de tiempo se pueden realizar mentalmente, facilitando todo el trabajo. Ej. :

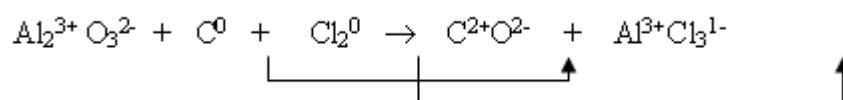
Balancear:



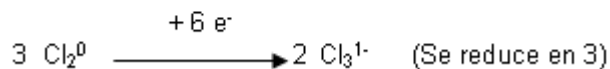
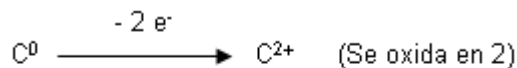
- Se determinan los números de oxidación para determinar cambios:



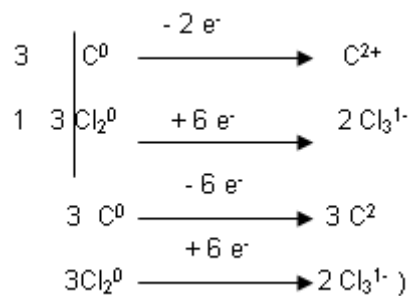
- Se detecta quienes se han oxidado y quienes se han reducido de acuerdo al cambio del número de oxidación:



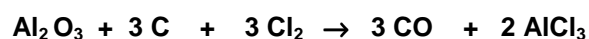
- Se procede a escribir las ecuaciones iónicas:



- Se multiplica en las ecuaciones el número de electrones por coeficientes adecuados para que el total de electrones perdidos sea igual al número de electrones ganados:



- Se asignan como coeficientes de las sustancias afectadas en la ecuación, los factores que se utilizaron para que el número de electrones sea igual:



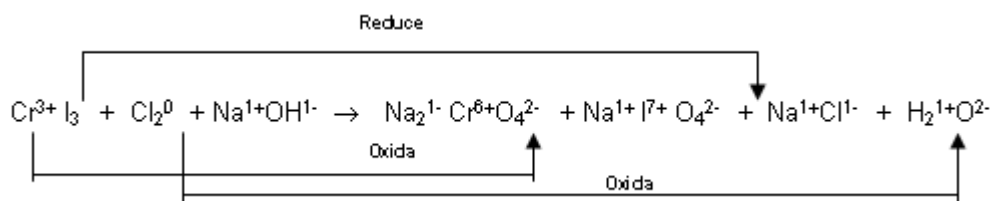
- Se concluye el balanceo por tanteo. En el ejemplo como la ecuación ya quedó balanceada, no es necesario este proceso.

(Nota: Hay modificaciones según los diversos autores)

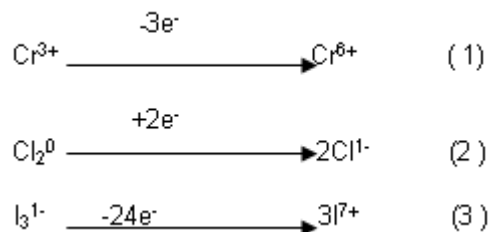
Balancear:



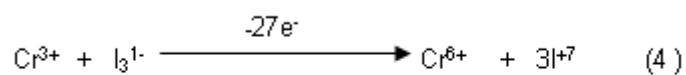
(Podemos obviar varios pasos):



En este caso especial tres átomos cambian su valencia:



Sumamos las ecuaciones (1) y (3) para hacer una sola ecuación de oxidación:



Iguualamos la cantidad de electrones multiplicando por los factores respectivos: (Por 2 la ec. 4 y por 27 la ec. 5)

Se puede establecer una ecuación básica sumando:

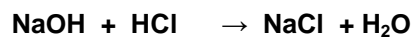


Completando:



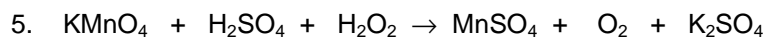
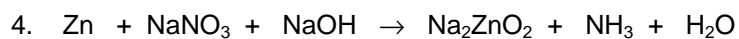
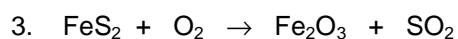
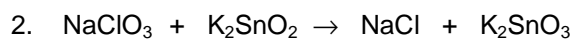
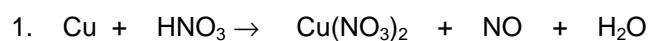
(Verificar)

El proceso de oxidación-reducción NO ocurre en las ecuaciones de metátesis. Ej:



EJERCICIOS

Balancear por REDOX:



5.- Balanceo por Ión Electrón.

Normas Generales:

En este método, cada proceso se plantea por una reacción parcial o semirreacción formada por las sustancias que se oxidan o se reducen. Cada una de ellas se balancea de dos maneras: Balance de masa (nº de átomos) y balance de carga (nº de electrones) utilizándose para ello, coeficientes. La suma algebraica del número de electrones en las semirreacciones es cero y la suma de las masas equivale a la ecuación total.

Se suman algebraicamente las dos semirreacciones, eliminándose por cancelación, los términos que representan electrones y en algunos casos molécula o iones.

Se introducen los coeficientes en la ecuación balanceada y luego se ajustan por tanteo los coeficientes de las especies que no han variado su estado de oxidación.

Se considera que no se ionizan: Los elementos en estado libre (átomos o moléculas) y los óxidos y sustancias covalentes.

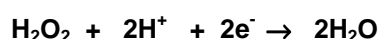
Se presentan dos casos de balanceo por el método del ion electrón: En medio ácido y en medio básico:

a. En Medio Ácido:

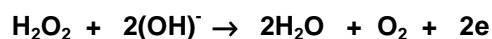
Se debe tener en cuenta además de las normas generales, las siguientes:

- El balance de masa en las semirreacciones se ejecuta así: Añadiendo, donde hay defecto de oxígeno, el mismo número de moléculas de agua; y, en el otro miembro de la ecuación se colocan iones H^+ o protones en un número igual al de átomos de hidrógeno existentes en las moles de agua añadidas.

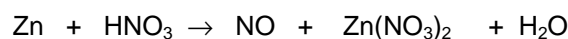
Cuando el H_2O_2 actúa como oxidante forma agua:



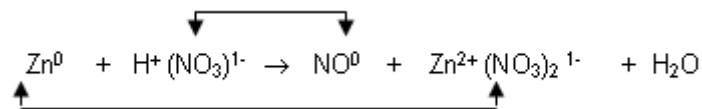
Cuando el H_2O_2 actúa como reductor libera oxígeno:



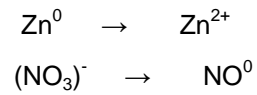
Balancear:



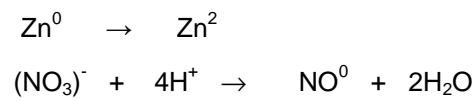
- Escribimos los números de oxidación, e identificamos los cambios:



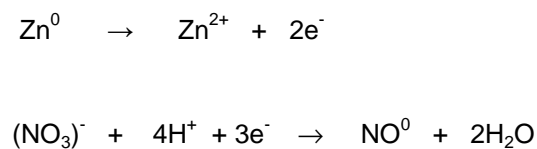
- Planteamos las semirreacciones:



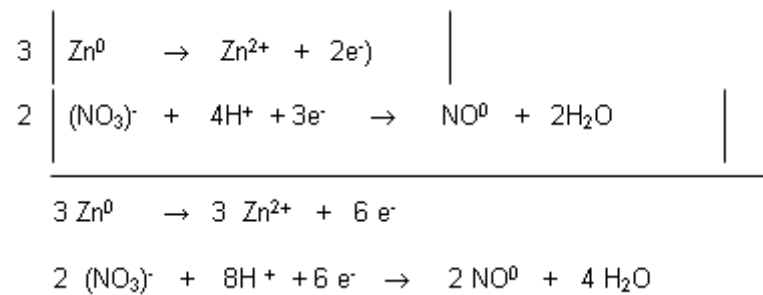
- Realizamos el balance de masa:



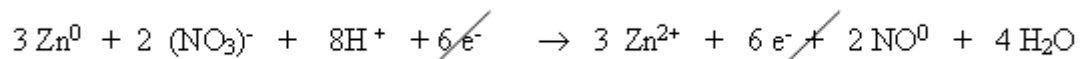
- Ahora balanceamos la carga:



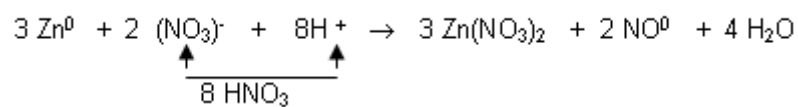
- Igualamos el número de electrones:



- Sumamos algebraicamente:



- Introducimos los coeficientes encontrados y ajustamos:



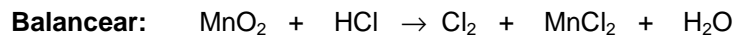
- Balanceamos los elementos que no han variado (en este caso no es necesario):



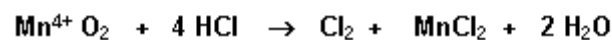
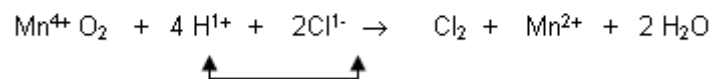
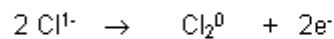
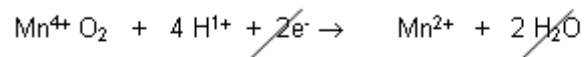
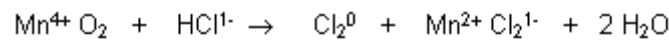
(Verificar)

El zinc se ha oxidado y es el reductor.

El ácido nítrico se ha reducido y es el oxidante.



- Escribimos los números de oxidación y elaboramos las semirreacciones:

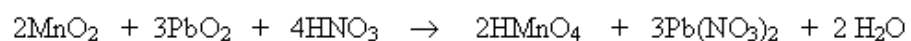
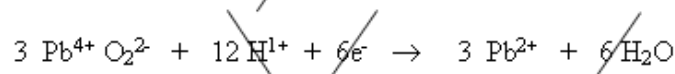
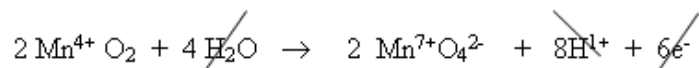
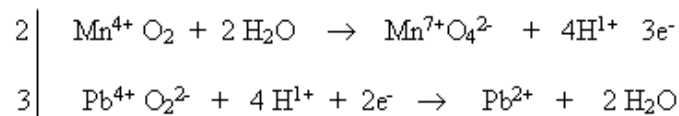
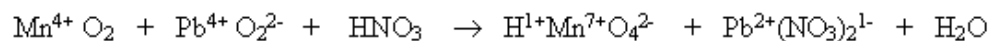


(Verificar)

El HCl se ha oxidado y es el reductor.

El MnO₂ se ha reducido y es el oxidante.

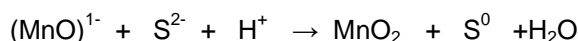
Balancear:



*Notamos que el nitrógeno no está balanceado ni el hidrógeno, debido a ello lo hacemos por tanteo:



Otra forma de plantear una ecuación es en forma iónica:



EJERCICIOS

Balancear por Ion Electrón : Medio Ácido:

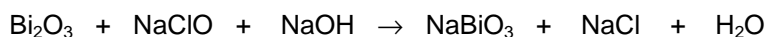
1. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{S} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$
3. $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{I}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$
5. $\text{KCl} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$

b. Medio Básico:

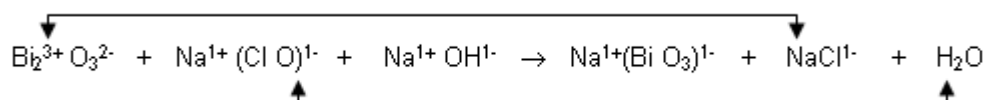
También se debe tener en cuenta las orientaciones generales, además de las siguientes:

- Para igualar la masa: Donde hay mayor número de oxígeno se añade igual número de agua (moles); en el otro miembro se coloca el doble de la cantidad de iones $(\text{OH})^{1-}$ en relación con el número de moles de agua. Ej. :

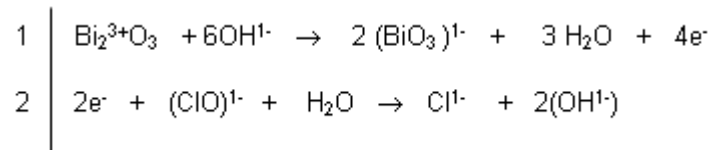
Balancear:



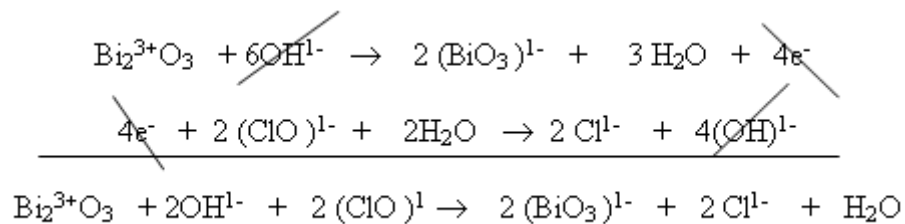
- Escribimos sus estados de oxidación e identificamos los cambios sufridos:



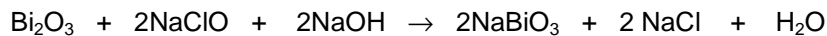
- Planteamos las semiecuaciones respectivas y balanceamos tanto la masa como las cargas:



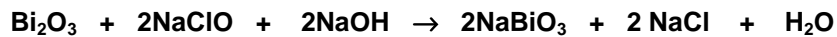
- Igualamos y luego sumamos:



- Introducimos coeficientes:



- En este caso no es necesario complementar con balance por tanteo.



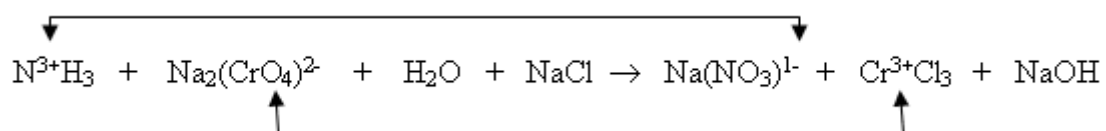
El Bi_2O_3 se ha oxidado y es el reductor.

El NaClO se ha reducido y es el oxidante.

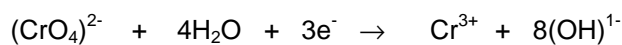
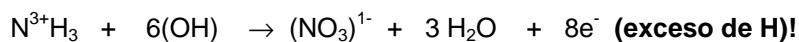
Balancear:



- Escribimos los estados de oxidación e identificamos los cambios:

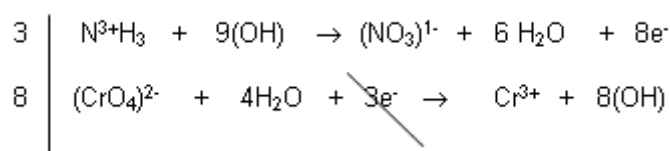


- Escribimos las semiecuaciones respectivas y balanceamos tanto la masa como las cargas:

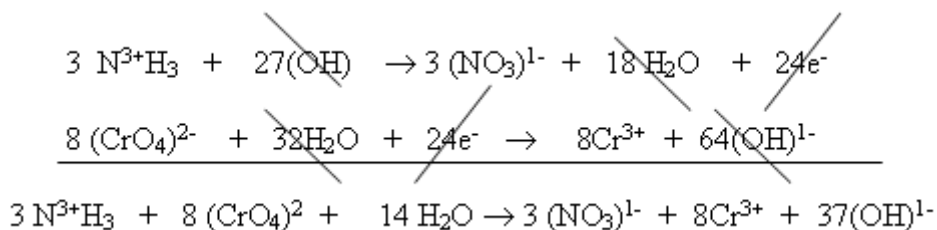


Si después de haber ajustado el número de oxígenos resulta un exceso de hidrógeno, se aumentará un número equivalente de grupos (OH) al exceso y en el otro miembro se escribirán igual número de moles de agua. Este exceso puede existir en el mismo miembro de los (OH) y se sumará; pero si está presente en el otro miembro se restará.

Si existiese un exceso de H y O en el mismo miembro, puede escribir un (OH) en el otro miembro, por cada pareja de H y O en exceso, así:



- Igualamos y luego sumamos:



- Finalmente colocamos los coeficientes respectivos en la ecuación y notamos que el NaCl no tiene coeficiente conocido:

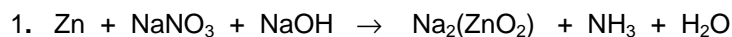


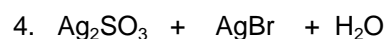
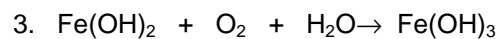
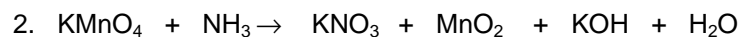
- Balanceamos por tanteo (consideramos el número de Cl = 24):



EJERCICIOS

Balancear por Ion Electrón: Medio Básico:





BIBLIOGRAFÍA

DEAN, J.A 1990	Lange manual de química -McGraw Hill-México.
DIAZ ALFARO, Blanca 1993	Química en educación secundaria. PRONAMEC.MED-Lima.
GOÑI GALARZA, J.	Química general. Curso práctico de teoría y problemas. IngenieríaE.I.R.L-Lima.
MASTERTON- SLOWINSKI-STANITSKI 1989	Química general superior. McGraw Hill-México
MASTERTON, William L. 1998	Química General Superior. Impresos Roef. S.A. México
LAFITTE, Marc 1997	Curso de Química Inorgánica Edit. Alambra Barcelona – España
SEVERIANO HERRERA, V. y Otros 1984	Química. Tomo I y II. Edic. Norma S.A. Bogotá.

Por:

José del C. Mondragón Córdova.

josdelcster@hotmail.com