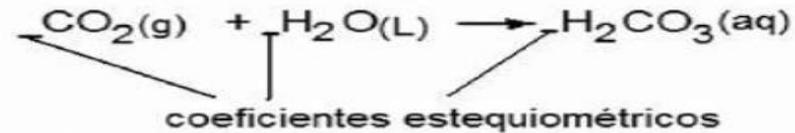


Unidad 2. Subunidad 2.2.igualación de ecuaciones químicas

Los átomos no se crean ni se destruyen durante el curso de la reacción, una ecuación química debe tener el mismo número de átomos de cada elemento en cada lado de la flecha.



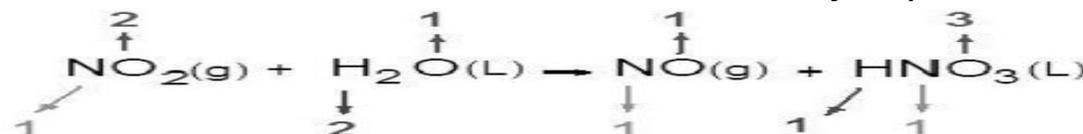
Para determinar este *número para cada elemento se debe multiplicar el respectivo coeficiente estequiométrico por el subíndice. El coeficiente es el número que se escribe delante de las fórmulas en las ecuaciones. El subíndice es el número que va dentro de la fórmula e indica la cantidad de átomos presentes en una molécula.*



Si aplicamos lo visto en el ejemplo que estamos tratando, obtenemos lo siguiente:



Como el número de átomos de cada elemento es el mismo en ambos lados de la flecha, la ecuación quedó balanceada. Pero no todas las ecuaciones tienen coeficientes de 1, ejemplo:



Unidad 2. Subunidad 2.2.igualación de ecuaciones químicas

En general, el balanceo de una ecuación química se realiza por los siguientes métodos:

1. Método de tanteo
2. Método algebraico
3. Método del ion electrón
4. Método del número de oxidación

1. Método del tanteo:

- En el balanceo de la ecuación **podemos cambiar los coeficientes (los números que preceden a las fórmulas), pero no los subíndices (los números que forman parte de las fórmulas).**
- Primero **se buscan los elementos que aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación** y con igual número de átomos. Estos no se igualan.
- A continuación, **se buscan los elementos que aparecen solo una vez en cada lado de la ecuación, pero con diferente número de átomos.** Se balancean estos elementos.
- Por **último, se balancean los elementos que aparecen en dos o más formulas del mismo lado de la ecuación.**
- Es decir, empezamos el balance tratando de **igualar los coeficientes de las especies donde se encuentra aquel elemento presente en menor cantidad de fórmulas y así sucesivamente se va siguiendo un orden, seleccionando siempre en función de la cantidad creciente.** Empezar con los números que sean pares e impares tanto en reactivos como productos
- Se iguala el número de átomos asignando el coeficiente adecuado, comenzando por los no metales que no sean el oxígeno, luego los metales, después el hidrógeno y por último el oxígeno. (NM→M→H→O)
- Se verifica la ecuación balanceada para asegurarse de que hay el mismo número total de cada tipo de átomos en ambos lados de la ecuación.

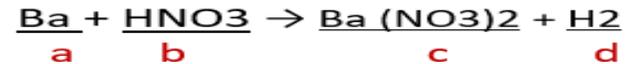
Unidad 2. Subunidad 2.2.igualación de ecuaciones químicas

Ejemplo 1: balancear la ecuación por el método del tanteo: $\text{Ba} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$

Se iguala la ecuación tomando en cuenta el siguiente orden: 1ro. No metales, metales, hidrógeno, y al final el oxígeno:
 $\text{Ba} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$

Método algebraico.- método matemático que consiste en asignar incógnitas a cada una de los compuestos o elementos de la ecuación química y al despejar dichas incógnitas, encontraremos los coeficientes buscados. El método algebraico no sirve para todas las ecuaciones.

Paso 1: Asignar una incógnita podemos empezar por “a”



Paso 2: multiplicar la cantidad de átomos de cada elemento por la incógnita asignada, para establecer las ecuaciones

$$\text{Ba: } a = c \quad \text{H: } b = 2d \quad \text{N: } b = 2c \quad \text{O: } 3b = 6d$$

Paso 3: resolver cada ecuación y comprobar los resultados, le damos un valor a la letra que más se repite; en este caso es $b = 2$

$$a = c \\ a = 1$$

$$b = 2d \\ 2 = 2d, d = 1$$

$$b = 2c \\ 2 = 2c \text{ entonces } c = 1$$

Paso 4: colocamos los coeficientes y comprobamos si se igualó la ecuación: $a = 1, b = 2, c = 1, d = 1$



Unidad 2. Subunidad 2.2.igualación de ecuaciones químicas

Igualación de ecuaciones de óxido reducción.- Se deben considerar los conceptos básicos de oxidación y reducción así:



TÉRMINO	VARIACIÓN EN EL NÚMERO DE OXIDACIÓN	CAMBIO ELECTRÓNICO
Oxidación	Aumenta	Pérdida de Electrones
reducción	disminuye	Ganancia de electrones
Agente oxidante	disminuye	Captura de electrones (contiene la sustancia reductora)
Agente reductor	aumenta	Suministro de electrones (contiene la sustancia oxidada)

Unidad 2. Subunidad 2.2.igualación de ecuaciones químicas

Igualación de ecuaciones de óxido-reducción por el método del ion electrón:

1. Escribir una ecuación esquemática que incluya aquellos reactivos y productos que contengan los elementos que sufren una variación del estado de oxidación.
2. Escriba los números de oxidación en cada elemento o moléculas
3. Escribir los compuestos en forma de ion, salvo los que no se ionizan, para ejecutar el método del ion-electrón.
4. Escribir una ecuación esquemática parcial para los elementos que sufren cambios en el estado de oxidación, el agente oxidante con el elemento que sufre una reducción en el estado de oxidación en cada miembro de la ecuación.
5. Escribir otra ecuación esquemática parcial para el agente reductor con el elemento que sufre un aumento en el estado de oxidación en cada miembro.
6. Igualar cada ecuación parcial en cuanto al número de átomos de cada elemento. En disoluciones ácida o neutras puede añadirse H_2O y H^+ , para conseguir la igualación de átomos de O e H, los átomos de O se igualarán primero. ***Por cada átomo de oxígeno en exceso en un miembro de la ecuación, se asegura su igualación añadiendo un H_2O en el otro miembro. Luego se emplea H^+ para igualar los hidrógenos.***
7. Si la solución es alcalina puede utilizarse el OH^- , por cada O en exceso en un miembro de la ecuación se asegura su igualación añadiendo un H_2O .

Unidad 2. Subunidad 2.2.igualación de ecuaciones químicas

Igualación de ecuaciones de óxido-reducción por el método del ion electrón:

1. Escribir una ecuación esquemática que incluya aquellos reactivos y productos que contengan los elementos que sufren una variación del estado de oxidación.
2. Escriba los números de oxidación en cada elemento o moléculas
3. Escribir los compuestos en forma de ion, salvo los que no se ionizan, para ejecutar el método del ion-electrón.
4. Escribir una ecuación esquemática parcial para los elementos que sufren cambios en el estado de oxidación, el agente oxidante con el elemento que sufre una reducción en el estado de oxidación en cada miembro de la ecuación.
5. Escribir otra ecuación esquemática parcial para el agente reductor con el elemento que sufre un aumento en el estado de oxidación en cada miembro.
6. Igualar cada ecuación parcial en cuanto al número de átomos de cada elemento. En disoluciones ácida o neutras puede añadirse H_2O y H^+ , para conseguir la igualación de átomos de O e H, los átomos de O se igualarán primero. ***Por cada átomo de oxígeno en exceso en un miembro de la ecuación, se asegura su igualación añadiendo un H_2O en el otro miembro. Luego se emplea H^+ para igualar los hidrógenos.***
7. Si la solución es alcalina puede utilizarse el OH^- , por cada O en exceso en un miembro de la ecuación se asegura su igualación añadiendo un H_2O .

Unidad 2. Subunidad 2.2.igualación de ecuaciones químicas

Continuación de Igualación de ecuaciones de óxido-reducción por el método del ion electrón:

8. Igualar cada ecuación parcial, en cuanto al número de cargas. Hay que añadir electrones en el primer miembro de la ecuación parcial del agente oxidante y en el 2do miembro de la ecuación parcial del agente reductor.
9. Multiplicar cada ecuación parcial por el número de electrones escogido, de tal forma el número de electrones perdidos por el agente reductor sea igual al número de electrones ganados por el agente oxidante.
10. Sumar las dos ecuaciones parciales que resultan de estas multiplicaciones. En la ecuación total anular todos los términos comunes de ambos miembros, todos los electrones deben anularse. Si están en forma iónica transformar a molecular, añadiendo en cada miembro de la ecuación números iguales de los iones que no sufren transformación de electrones, pero que están presentes junto a los componentes reactivos en las sustancias químicas neutras.
11. Comprobar la ecuación final contando el número de átomos de cada elemento en ambos miembros de la ecuación y calculando la carga neta en cada uno de ellos.

Unidad 2. Subunidad 2.2.igualación de ecuaciones químicas

Ejemplo No. 1: igualar la siguiente ecuación de óxido reducción por el método del ion-electrón en medio ácido:



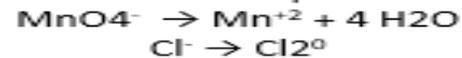
- 1ro. Coloco los números de oxidación en cada elemento o moléculas



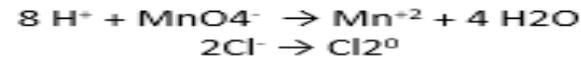
- 2do. Ionizo los compuestos



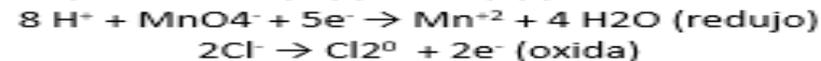
- 3ro. Escribo las semirreacciones de los elementos que sufren cambios de los números de oxidación



- 4to. Igualo la masa ajustando los elementos:



- 5to. Igualo las cargas y determino que elemento se oxida y se reduce: Mn de (+7) pasa a (+2) gana $5e^-$ (se reduce) (Ag. Oxidante). El 2Cl^- de (2-) pasa a (0) pierde $2e^-$ se oxida (Ag Reductor)



- 6to. El número de electrones ganados debe ser igual al número de electrones perdidos, por lo que multiplico cada semirreacción de manera intercalada los electrones:



Sumo reactivos +productos, simplifico los repetidos en reactivos y productos:



Tenemos 16H^+ y 10Cl^- le mantengo estos valores del HCl, mientras igualo los demás compuestos:

- 7mo. Coloco los coeficientes en la ecuación molecular:

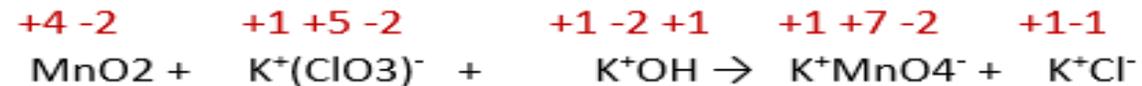


Unidad 2. Subunidad 2.2.igualación de ecuaciones químicas

Ejemplo No. 2: igualar la siguiente ecuación de oxido reducción en medio básico por el método del ion electrón: en medio básico:



- 1ro. Coloco los números de oxidación en cada elemento o moléculas



- 2do. Ionizo los compuestos

Semirreacción oxidación: $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnO}_4^-$

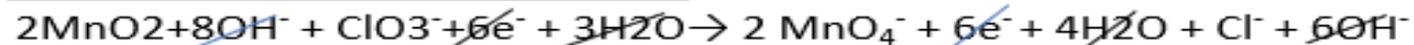
Semirreacción reducción: $\text{ClO}_3^- \rightarrow \text{Cl}^-$

- Ajusto los elementos en reactivos y producto de cada semirreacción incluido los oxígenos e hidrógenos, Igualo los hidrógenos añadiendo H_2O .

Semirreacción oxidación: $\text{MnO}_2 + 4\text{OH}^- \rightarrow \text{MnO}_4^- + 3\text{e}^- + 2\text{H}_2\text{O}$

Semirreacción reducción: $\text{ClO}_3^- + 6\text{e}^- + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$

- Multiplico cada semirreacción por los electrones ganados y perdidos:



Unidad 2. Subunidad 2.2.igualación de ecuaciones químicas

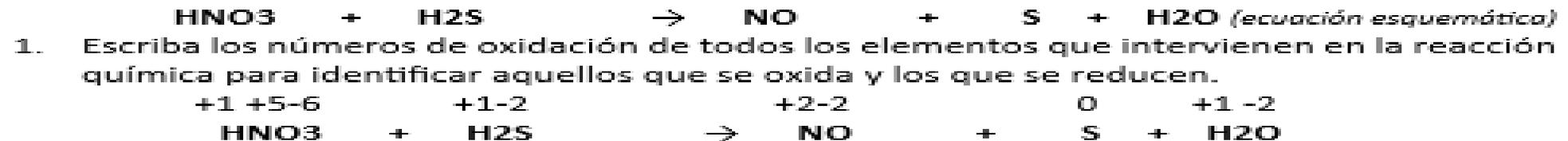
Método del estado de oxidación:

1. Escribir una ecuación esquemática que incluya aquellos reactivos y productos que contengan los elementos que sufren una variación del estado de oxidación.
2. Escriba los números de oxidación de todos los elementos que intervienen en la reacción química para identificar aquellos que se oxida y los que se reducen.
3. Escribir los elementos de manera parcial que sufren cambios en el estado de oxidación, el agente oxidante con el elemento que sufre una reducción en el estado de oxidación.
4. Escribir los elementos de manera parcial para el agente reductor con el elemento que sufre un aumento en el estado de oxidación.
5. Multiplicar cada elemento por el número de electrones escogido, de tal forma que el número de electrones perdidos por el agente reductor sea igual al número de electrones ganados por el agente oxidante y esos números se convierten en los coeficientes de la ecuación a ser igualada.
6. Colocar por tanteo los coeficientes de las demás fórmulas de modo que se complete el principio de la conservación de la masa.
7. Comprobar la ecuación final contando el número de átomos de cada elemento en ambos miembros de la ecuación y calculando la carga neta en cada uno de ellos.

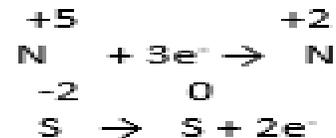
Unidad 2. Subunidad 2.2.igualación de ecuaciones químicas

Método del estado de oxidación:

Ejemplo 1: iguale la siguiente ecuación de óxido reducción por el método del estado de oxidación:



2. Se escribe los elementos que cambian sus estados de oxidación



3. Multiplicar cada elemento por el número de electrones escogido, de tal forma que el número de electrones perdidos por el agente reductor sea igual al número de electrones ganados por el agente oxidante y esos números se convierten en los coeficientes de la ecuación a ser igualada.



4. Colocar por tanteo los coeficientes de las demás fórmulas de modo que se complete el principio de la conservación de la masa.

