

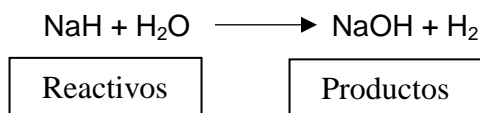


Química

Reacciones químicas

Una reacción química es un proceso en el cual las sustancias llamadas reactivos sufren una transformación en la que se produce la ruptura y formación de enlaces, lo que da lugar a un reordenamiento de las partículas que intervienen, de tal manera que se forman nuevas sustancias llamadas productos.

Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas. Por ejemplo, para la formación del hidróxido de sodio (NaOH):



Como ya se ha visto en unidades anteriores, en una reacción química se cumple que la masa se conserva (y el tipo y número de átomos de cada elemento). Esto debe evidenciarse en cada ecuación química: debe contener el mismo número de cada tipo de átomos a cada lado de la flecha. Cuando este requisito se cumple se dice que la ecuación está balanceada.

Balanceo de Ecuaciones Químicas

A continuación, se propone una forma de balancear las ecuaciones químicas. Para ello es necesario tener en cuenta la siguiente clasificación.

- **Reacciones de tipo I:** No hay cambios en el número de oxidación entre los reactivos y productos. Las ecuaciones químicas de estas reacciones pueden igualarse por tanteo.

- **Reacciones de tipo II:** En las reacciones de óxido-reducción o reacciones redox, uno o más elementos cambian su estado de oxidación al transformarse los reactivos en los productos. Se clasifican a su vez en:

- **Reacciones en vía seca:** Son aquellas que no ocurren en solución acuosa, las reconocemos por la ausencia de H_2O (l) en la ecuación química. Se igualan por el método del número de oxidación.

- **Reacciones en vía húmeda:** Son aquellas que ocurren en solución acuosa. Las reconocemos por la presencia de H_2O (l) en la ecuación química y porque las sustancias se



Química

encuentra en solución acuosa (ac). Dependiendo del pH del medio de reacción tendremos, reacciones en medio ácido o en medio básico.

Conceptos importantes

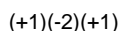
Número (estado) de oxidación: es igual a la carga que un átomo de ese elemento adopta o adoptaría si se encuentra o encontrara en una unión iónica pura.

Oxidación: Proceso por el cual una especie química pierde electrones. La especie que se oxida es aquella que contiene al elemento que aumenta su número de oxidación.

Reducción: Proceso por el cual una especie química gana electrones. La especie que se reduce es aquella que contiene al elemento que disminuye su número de oxidación.

Método del número de oxidación

- 1- Determinar los números de oxidación de todos los átomos que intervienen en la reacción a partir de la ecuación química que la representa. El número de oxidación generalmente se indica, con su respectivo signo delante, arriba del símbolo químico del elemento. Por ejemplo:



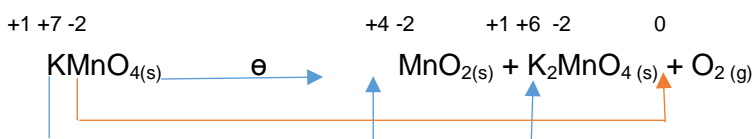
- 2- Identificar los cambios en los números de oxidación.
- 3- Plantear dos hemiecuaciones (oxidación y reducción) para los pares de átomos que cambian su número de oxidación. Efectuar el balance estequiométrico (balance de masa) y eléctrico (balance de carga). Se entiende por balance estequiométrico el llegar al mismo número de átomos de cada elemento a la izquierda y a la derecha de la flecha en cada hemiecuación. Se entiende por balance eléctrico el llegar al mismo número de cargas a la derecha y a la izquierda de la flecha en cada hemiecuación. Para ello se agregan (suman) tantos electrones como sean necesarios del lado que corresponda de cada hemiecuación.
- 4- Igualar el número de electrones perdidos en la oxidación con los ganados en la reducción. Identificar el número de electrones intercambiados que se indica en cada hemiecuación. En caso de ser diferentes, multiplicar cada hemiecuación de manera que el número de electrones intercambiados sea el mismo.
- 5- Sumar miembro a miembro ambas hemiecuaciones y simplificar los electrones.
- 6- Igualar la ecuación global empleando de ser necesario un ligero tanteo.



Química

7- Verificar que la combinación de coeficientes sea aquella que contenga números enteros y que a su vez sean los menores posibles.

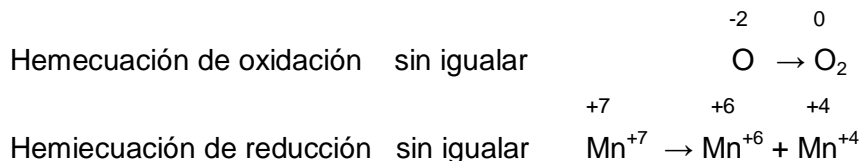
Ejemplo: descomposición térmica del permanganato de potasio



Al determinar los números de oxidación de cada átomo en las sustancias intervinientes en la reacción, encontramos que:

- El O (estado de oxidación -2) del KMnO_4 se oxida a O_2 (estado de oxidación 0)
- El Mn (estado de oxidación +7) del KMnO_4 se reduce a Mn estado de oxidación +4 en el MnO_2 y se reduce a Mn estado de oxidación +6 en el K_2MnO_4

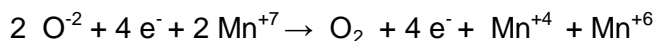
Escribimos las ecuaciones de oxidación y de reducción.



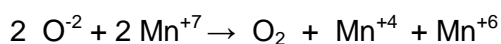
Balanceamos ambas ecuaciones estequiométrica y electrónicamente.



Como el número de electrones es el mismo no es necesario multiplicar en forma invertida y al sumar ambas hemiecuaciones, resulta:



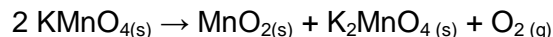
Simplificando el número de electrones:



Por último, trasladamos los coeficientes obtenidos a la ecuación original:



Química



Método del ion-electrón

- 1- Ionizar aquellas especies que sean electrolitos: ácidos, bases o sales. No se ionizan ni el agua, ni el peróxido de hidrógeno, ni los gases ni las sustancias poco solubles ni los óxidos de no metales. Tampoco se ionizan los electrolitos débiles ya que están poco ionizados y además conviene escribirlos en forma molecular para facilitar el balanceo.
- 2- Identificar el medio en el que ocurre la reacción.
 - Las reacciones químicas que se producen en **medio ácido**, son aquellas en las que intervienen uno o más ácidos (por ejemplo, oxoácidos o hidrácidos). Las especies que se utilizan para balancear una ecuación redox en medio ácido son: H^+ , H_2O y electrones.
 - Las reacciones químicas que se producen en **medio básico**, son aquellas en las que intervienen iones hidróxido. Las especies que se utilizan para balancear una ecuación redox en medio básico son: OH^- , H_2O y electrones.
- 3- Indicar los números de oxidación de todos los átomos que intervienen en la reacción.
- 4- Identificar aquellas especies donde haya átomos que cambien su número de oxidación.
- 5- Plantear los dos sistemas o hemiecuaciones (oxidación y de reducción). En este caso, las hemiecuaciones se escriben con los iones o moléculas, según corresponda, de las especies que contienen los átomos que cambian su número de oxidación.
- 6- Efectuar el balance estequiométrico. Para ello, primero se iguala el número de los átomos diferentes del oxígeno. Luego, para igualar el número de átomos de oxígeno se procede del siguiente modo:
 - a. En medio ácido
 - i. Se cuenta el número de átomos de oxígeno a cada lado de la flecha. La diferencia entre éstos indica el número de moléculas de agua que hay que agregar del lado en el que hay menos oxígeno (o que falta oxígeno). Luego, se iguala el número de átomos los hidrógenos como se indica en ii.
 - ii. El número de átomos de hidrógeno que aportan las moléculas de agua nos indica el número de iones hidrógeno (H^+) que se tienen que poner del otro lado de la flecha. Si hubiera hidrógeno en ambos lados, la diferencia entre estos indica el número de iones H^+ que hay que agregar del lado en el que hay menos hidrógeno.
 - b. En medio básico:

**Química**

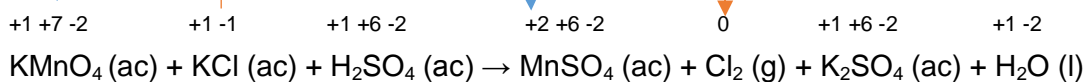
- i. Se cuenta el número de átomos de oxígeno a cada lado de la flecha. La diferencia entre éstos indica el número de moléculas de agua que hay que agregar del lado en el que hay más átomos de oxígeno y al otro lado de la flecha se agregan el doble de iones hidróxido (OH⁻).
- ii. Se cuenta el número de átomos de hidrógeno a cada lado de la flecha. Si no es el mismo número, la diferencia entre estos indica el número de iones hidróxido que se suman del lado en el que hay más átomos de hidrógeno y del otro lado, se coloca un número igual de moléculas de agua.

7- Efectuar el balance eléctrico.

8- Identificar el número de electrones intercambiado en la reacción, en cada una de las hemiecuaciones. En caso de ser diferentes, multiplicar cada hemiecuación por un número entero (y lo más bajo posible) de manera que el número total de electrones intercambiados sea el mismo.

9- Igualar la ecuación global empleando de ser necesario un ligero tanteo para aquellos átomos cuyo número de oxidación no cambia.

Ejemplos:



Ecuación no balanceada

Medio ácido

La presencia de H₂O y especies en solución acuosa (ac) indica que la reacción ocurre por vía húmeda

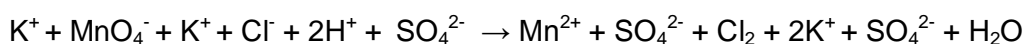
Al determinar el número de oxidación de cada átomo, nos encontramos que:

- El Cl (estado de oxidación -1) del KCl se oxida a Cl₂ (estado de oxidación 0)
- El Mn (estado de oxidación +7) del KMnO₄ se reduce a Mn (estado de oxidación +2) en el MnSO₄.

Por lo que confirmamos que se trata de una reacción de tipo II (óxido reducción)


Realizaremos la igualación por el **método de ion-electrón**.

Primero reescribimos la ecuación química en forma ionizada/disociada:





Química



Notar las especies que
no se ionizan.

Escribimos las ecuaciones de oxidación y reducción...

Hemiecuaación de oxidación sin balancear: $\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$

Hemiecuaación de reducción sin balancear: $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$

Balanceamos ambas ecuaciones estequiométrica y electrónicamente. Para el balance estequiométrico de los átomos de oxígeno del MnO_4^- , notemos que la reacción ocurre en medio ácido, por lo que seguiremos los pasos que se han indicado para dicho caso.

Hemiecuaación de oxidación: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

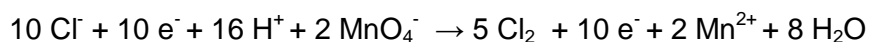
Hemiecuaación de reducción: $5 \text{e}^- + 8 \text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

Para que el número de electrones que se ceden en la reacción de oxidación sea igual al número de electrones ganados por las especies que se reducen, la reacción de oxidación debe ocurrir 5 veces por cada 2 veces que ocurre la de reducción. De esta manera, se cederán 10 electrones en la oxidación y se ganarán 10 electrones en la reducción.

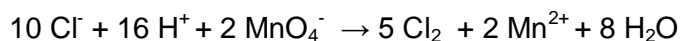
Hemiecuaación de oxidación: $5 \times (2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-)$

Hemiecuaación de reducción: $2 \times (5 \text{e}^- + 8 \text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O})$

Al multiplicar por dichos coeficientes y sumar ambas hemiecuaaciones, resulta:



Simplificando el número de electrones, que es igual a ambos lados de la flecha, queda:



Por último, trasladamos los coeficientes obtenidos a la ecuación original:



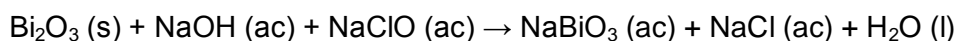


Química

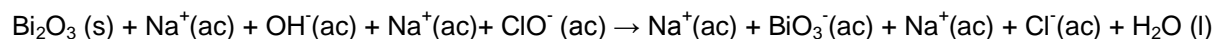
Las especies que no participan en la reacción redox, no son balanceadas por el procedimiento anterior (observar lo que sucede con el número de iones K^+ y SO_4^{2-}). Terminamos el ajuste por tanteo:



A continuación, se presenta un ejemplo de balanceo por el método ion-electrón en medio básico (notar que la presencia de NaOH indica que el medio es básico) para ilustrar la diferencia en el balance estequiométrico de oxígeno e hidrógeno.



Primero reescribimos la ecuación química en forma ionizada/disociada:

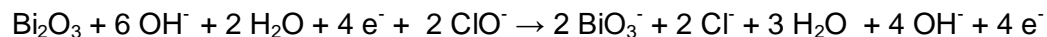


Notar las especies que no se ionizan.

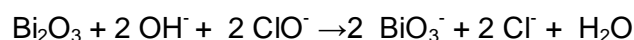
Escribimos las hemiecuaciones de oxidación y reducción. Balanceamos ambas ecuaciones estequiométrica y electrónicamente.



Al multiplicar por los coeficientes adecuados y sumar ambas hemiecuaciones, resulta:



Se puede simplificar el número de electrones ya que es el mismo a ambos lados de la flecha. En el caso de las moléculas de agua (que también aparecen en ambos lados de la flecha), se incorporan dos moléculas de agua como parte de los reactivos y se forman tres como parte de los productos, por lo cual, la cantidad neta de moléculas de agua que deben indicarse es la diferencia en el lugar que corresponde, en este caso: una molécula de agua en los productos.





Química

Por último, trasladamos los coeficientes obtenidos a la ecuación original:

