

## Ajuste de reacciones redox

Una reacción **redox** es el proceso en el que tiene lugar una **variación en el número de oxidación** de las especies que intervienen.

**El número de oxidación** de un elemento en un compuesto es la carga que tendría un átomo de ese elemento si el compuesto del que forma parte estuviese constituido por iones.

En los compuestos iónicos el número de oxidación coincide con la carga eléctrica real de los iones, sea positiva o negativa. Sin embargo, si se trata de compuestos covalentes el número de oxidación representa tan sólo una carga eléctrica ficticia, cuya determinación se puede llevar a cabo aplicando las reglas siguientes:

1. La suma algebraica de los números de oxidación de todos los elementos que forman una sustancia debe ser:
  - a. Cero, si se trata de un compuesto neutro.
  - b. La carga del ion, si se trata de un ion poliatómico
2. El número de oxidación de los elementos en su estado fundamental o sin combinar es cero.
3. El hidrógeno combinado con elementos electronegativos tiene de número de oxidación +1; combinado con elementos electropositivos, es decir, en la combinación con los hidruros metálicos es -1.
4. El número de oxidación del oxígeno en un compuesto es siempre -2, excepto en:
  - a. Los peróxidos ( $O_2^{2-}$ ), que es -1.
  - b. Superóxidos ( $O_2^-$ ), que -1/2.
5. El número de oxidación de los metales alcalinos es siempre +1.
6. El número de oxidación de los metales alcalinotérreos es siempre +2.

### Método del ion-electrón en medio ácido y en medio básico:

1. Asignar números de oxidación a todas las especies que intervienen en la reacción, centrándose en aquellas que sufren cambios en estos.
2. Identificar las semirreacciones de oxidación y reducción, escribiéndolas por separado.
3. Ajustar los átomos de cada elemento, a la manera tradicional, excepto hidrógeno y oxígeno.
4. Ajustar el oxígeno:
  - a. **En medio ácido:** añadiendo tantas moléculas de  $H_2O$  en el lado deficitario, como oxígenos falten en él.
  - b. **En medio básico:** añadiendo el **doble de moléculas de  $OH^-$** , en el lado deficitario, por cada oxígeno que falte en él.
5. Ajustar el hidrógeno:
  - a. **En el medio ácido:** añadiendo tantos  $H^+$ , en el lado deficitario, como hidrógeno falten en él.
  - b. **En el medio básico:** añadiendo tantas moléculas de  $H_2O$ , en el lado deficitario, como hidrógenos falten en él.
6. Ajustar estas semirreacciones electrónicamente, de manera que haya el mismo número de cargas eléctricas en los dos miembros, lo cual se logra añadiendo el número necesario de electrones.
7. Multiplicar cada semirreacción por un número tal que haga que el número de electrones cedidos por el reductor sea igual al de ganados por el oxidante.
8. Sumar ambas semirreacciones, eliminando los electrones, así como las especies comunes en ambos miembros.
9. Por último, escribir la reacción de forma molecular si se conocen las sustancias iniciales completas.