

# Ajuste de reacciones redox

## Introducción

Las **reacciones redox** (reducción-oxidación) son aquellas en las que ocurren cambios en los estados de oxidación de los elementos involucrados. En estas reacciones, una sustancia pierde electrones (oxidación) y otra los gana (reducción). Ajustar una reacción redox implica balancear tanto la conservación de la masa como la de los electrones.

## Procedimiento para ajustar reacciones redox

Para ajustar una reacción redox, se siguen estos pasos:

1. **Identificar las especies que se oxidan y se reducen:** Para ello, se debe identificar el cambio en el número de oxidación de los elementos.
2. **Escribir las semirreacciones de oxidación y reducción:** Estas semirreacciones representan el proceso de pérdida (oxidación) y ganancia (reducción) de electrones.
3. **Balancear los átomos de cada semirreacción:** Ajustar los coeficientes estequiométricos para que el número de átomos de cada elemento sea el mismo en ambos lados de la semirreacción.
4. **Balancear los electrones:** Asegurarse de que el número de electrones perdidos en la oxidación sea igual al número de electrones ganados en la reducción. Si es necesario, se multiplican las semirreacciones por factores adecuados.
5. **Sumar las semirreacciones:** Después de balancear los electrones, se suman las semirreacciones de oxidación y reducción para obtener la ecuación global balanceada.
6. **Balancear los átomos de oxígeno e hidrógeno:** Si es necesario, se utilizan moléculas como  $H_2O$ ,  $H^+$  (en medio ácido) o  $OH^-$  (en medio básico) para balancear los átomos de oxígeno e hidrógeno.

## Ejemplos de reacciones redox para practicar

1.  $MnO_4^- + Cl^- \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2$
2.  $Cr_2O_7^{2-} + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + H_2O$
3.  $Cu^{2+} + Zn \rightarrow Cu + Zn^{2+}$
4.  $Fe^{3+} + I^- \rightarrow Fe^{2+} + I_2$
5.  $NO_3^- + H^+ \rightarrow NO_2 + H_2O$