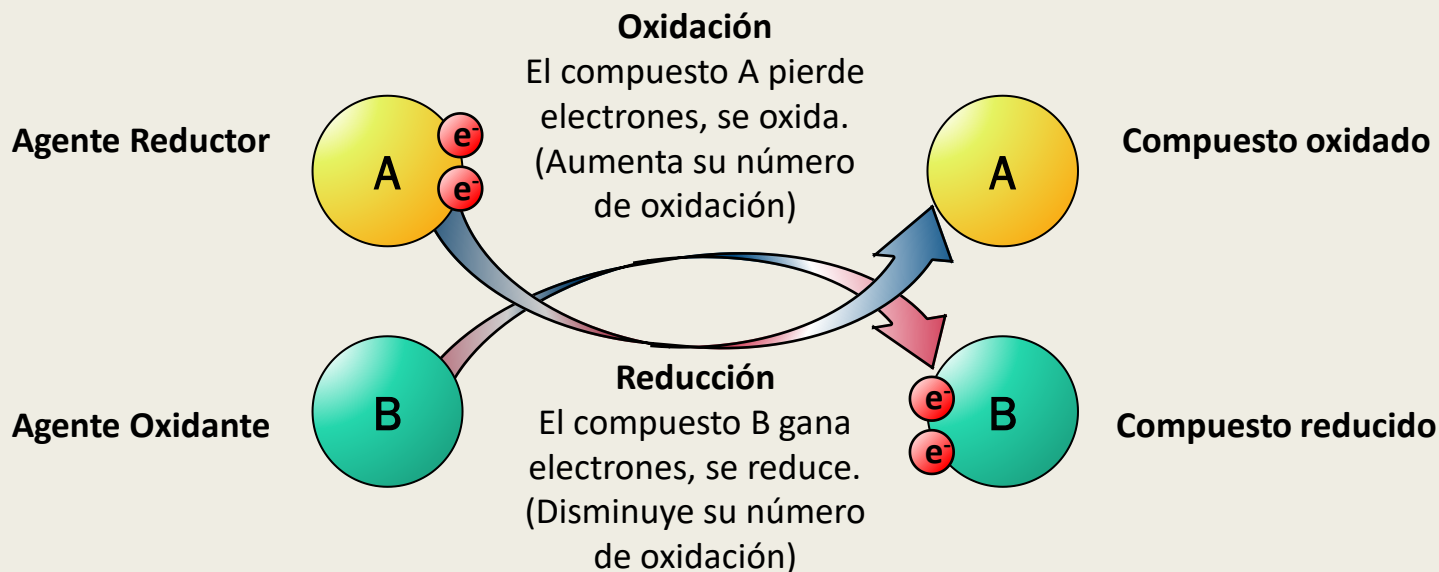


## Reacciones de óxido-reducción

Una corriente eléctrica es el flujo de electrones a través de un circuito. Cuando se genera corriente en forma química, los electrones migran desde una ubicación donde se produce la oxidación hasta otro sitio en donde ocurre la reducción. Debido a que los procesos de oxidación y de reducción están involucrados en la generación de corriente eléctrica, las **reacciones de óxido-reducción o redox** son tema central en el estudio de la electroquímica.

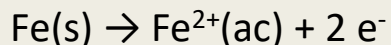


## Hemirreacciones

La clave para escribir e igualar las ecuaciones de las reacciones redox, es pensar en los procesos de oxidación y de reducción de manera individual.

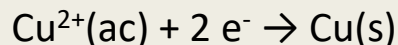
Una hemirreacción es la oxidación o la reducción consideradas por separado.

En el proceso de oxidación ocurre la remoción (pérdida) de electrones y la hemirreacción de oxidación es una manera conceptual de informar este proceso.



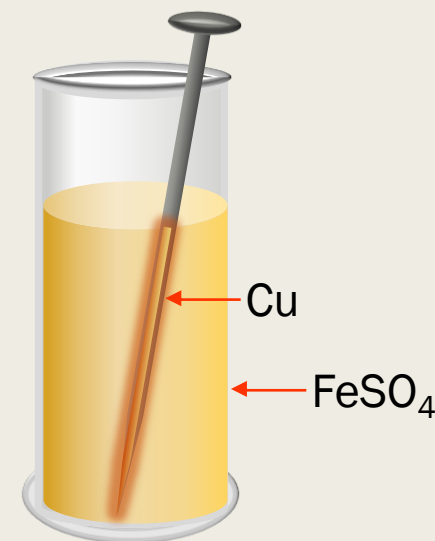
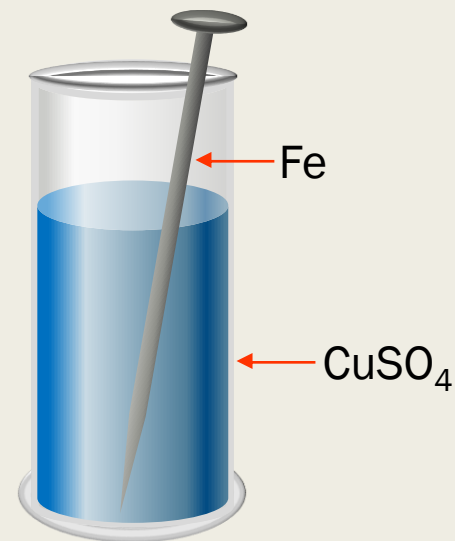
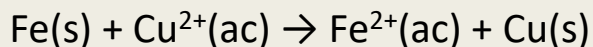
Los electrones liberados aparecen a la derecha y no se expresa su estado porque están en tránsito. Las especies reducida y oxidada componen un par redox, en el ejemplo  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ .

Para mostrar la adición (ganancia) de electrones a una especie, se escribe la correspondiente hemirreacción de reducción, donde los electrones ganados se escriben a la izquierda de la flecha.



Esta hemirreacción también es conceptual, los electrones no están libres. En el ejemplo el par redox es  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ .

Las hemirreacciones expresan las dos contribuciones (oxidación y reducción) a una reacción redox completa.



# Igualación de las reacciones de óxido-reducción

## Método del ión-electrón

Siempre que se iguala una reacción química se debe obedecer la ley de la conservación de la masa. Cuando el balance es para reacciones redox, existe un requisito adicional, la ganancia y pérdida de electrones también debe estar balanceada.

En numerosas reacciones sencillas este balance se alcanza “automáticamente”, sin embargo, muchas reacciones redox son más complejas, por lo cual es necesario aplicar un procedimiento para realizar la igualación.

Cuando se iguala una ecuación redox en solución acuosa, el agua puede formar parte de la reacción y obliga entonces a incluir  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}^+$  u  $\text{OH}^-$ .

En estos casos resulta conveniente separar la reacción en dos hemirreacciones, igualarlas de forma separada y finalmente sumarlas, para obtener la ecuación final completa.

Al efectuar la suma, se iguala el número de electrones liberados en la oxidación con el número de electrones utilizados en la reducción, porque en las reacciones no se crean ni se destruyen electrones.

## Procedimiento

Paso 1. Identificar las especies que se oxidan y que se reducen a partir de sus números de oxidación.

Paso 2. Escribir dos ecuaciones esquemáticas, no igualadas, para las hemirreacciones de oxidación y de reducción.

Paso 3. Igualar todas las especies de las hemirreacciones , excepto H y O .

Paso 4. En solución ácida, igualar los átomos de oxígeno utilizando  $H_2O$ , y luego los átomos de hidrógeno agregando  $H^+$ . Donde falta O se sumarán las moléculas de agua necesarias para igualar el número de O y en el otro lado se sumará el doble de iones  $H^+$ .

En solución básica, igualar los átomos de oxígeno agregando del mismo lado igual número de moléculas de agua y en el otro lado de la igualdad el doble de iones  $OH^-$ .

Paso 5. Igualar las cargas eléctricas, agregando electrones a la izquierda en la hemirreacción de reducción y a la derecha en la hemirreacción de oxidación.

Paso 6. De ser necesario, multiplicar cada hemirreacción por el factor que iguale el número de electrones de ambas, y luego sumarlas incluyendo los estados físicos de cada especie. En algunos casos es posible simplificar las hemirreacciones antes de combinarlas.

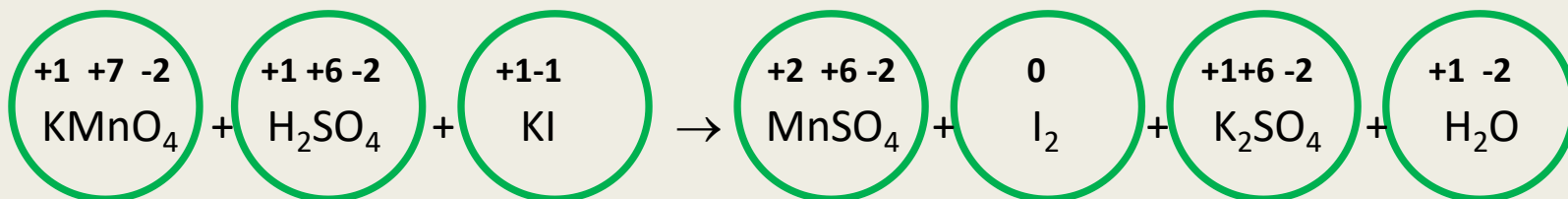
Finalmente, la apariencia de la ecuación se hace más simple al cancelar las especies que aparezcan a ambos lados de la flecha. Controlar que tanto las cargas como el número de átomos estén igualados.

# APLICACIÓN

## Ajuste de una reacción en medio ácido



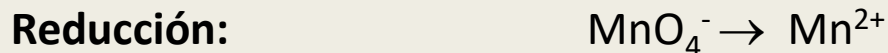
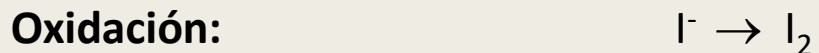
**Paso 1.** Identificar las especies que se oxidan y que se reducen a partir de sus números de oxidación.



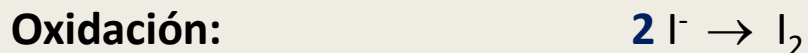
Identificar moléculas o iones existentes en la disolución:

- $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{KI} \rightarrow \text{K}^+ + \text{I}^-$
- $\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{I}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  están sin disociar (No ionizan)

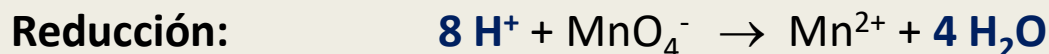
**Paso 2.** Escribir dos ecuaciones esquemáticas, no igualadas, para las hemirreacciones de oxidación y de reducción.



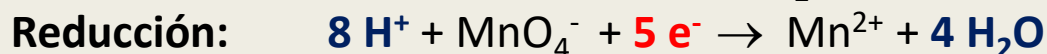
**Paso 3.** Igualar todas las especies de las hemirreacciones, excepto H y O.



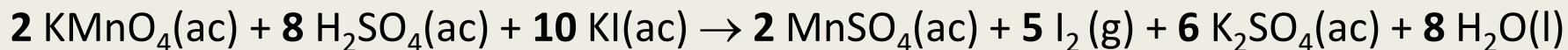
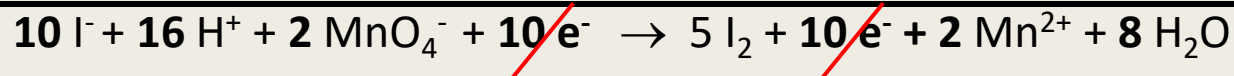
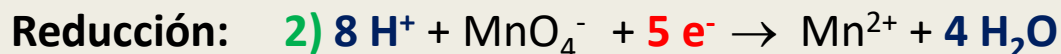
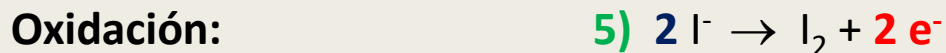
**Paso 4.** En solución ácida, igualar los átomos de oxígeno utilizando  $H_2O$ , y luego los átomos de hidrógeno agregando  $H^+$ .



**Paso 5.** Igualar las cargas eléctricas, agregando electrones a la izquierda en la hemirreacción de reducción y a la derecha en la hemirreacción de oxidación.

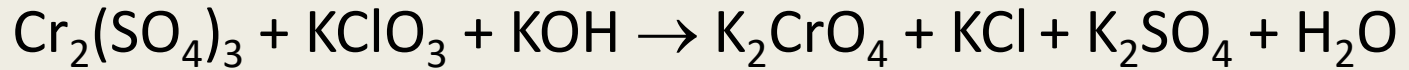


**Paso 6.** De ser necesario, multiplicar cada hemirreacción por el factor que iguale el número de electrones de ambas, y luego sumarlas incluyendo los estados físicos de cada especie.

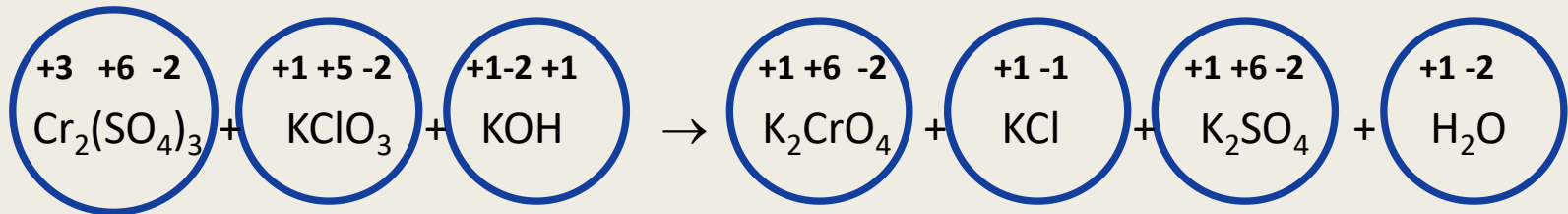


# APLICACIÓN

## Ajuste de una reacción en medio básico



**Paso 1.** Identificar las especies que se oxidan y que se reducen a partir de sus números de oxidación.



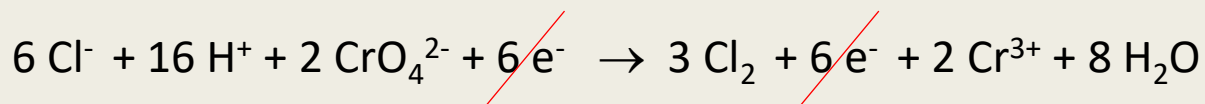
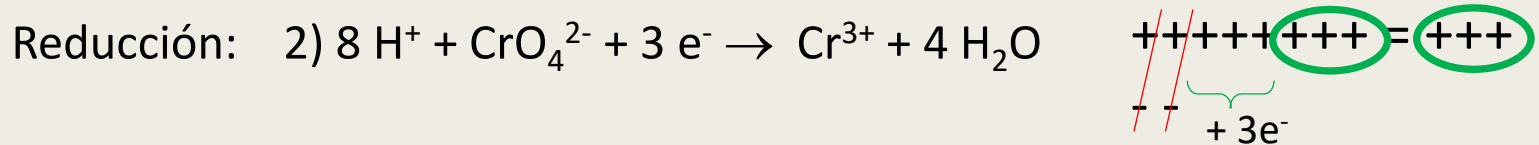
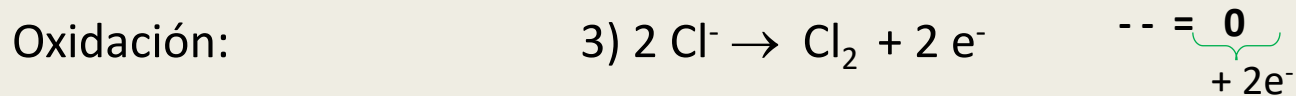
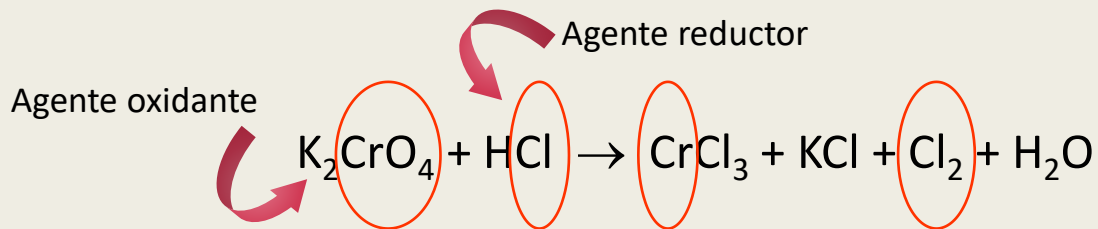
Identificar moléculas o iones existentes en la disolución:

- $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$
- $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{K}^+ + \text{ClO}_3^-$
- $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$
- $\text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$
- $\text{KCl} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$
- $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{H}_2\text{O}$  está sin disociar.

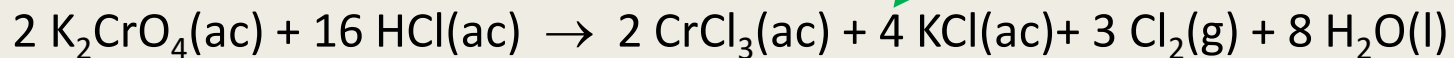




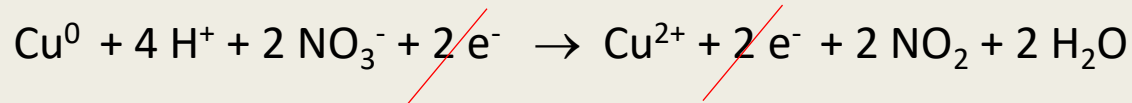
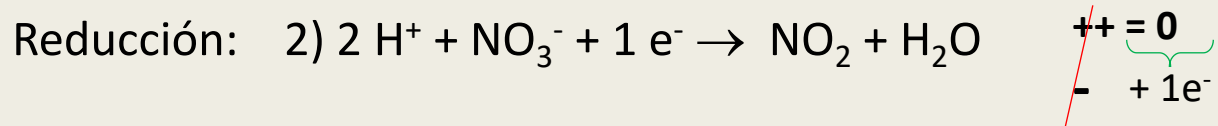
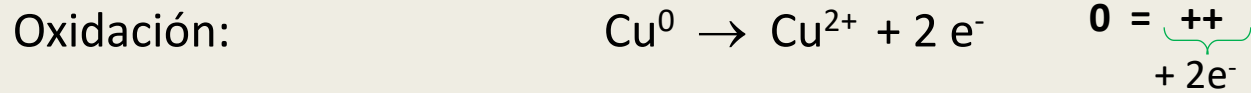
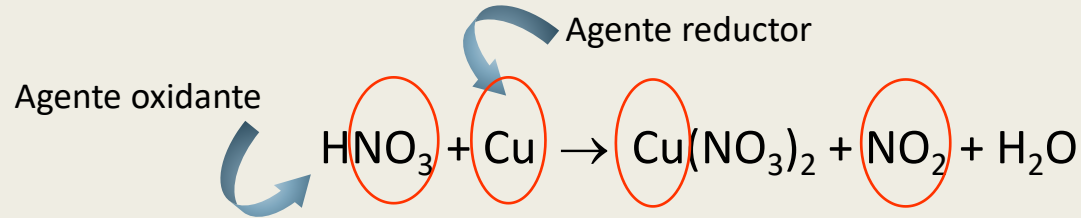
Ejemplo 1. Balancear, usando el método del ión-electrón, la reacción en medio acuoso entre ácido clorhídrico y cromato de potasio para dar como productos cloruro de cromo (III), cloruro de potasio, cloro molecular y agua.



Por tanteo



Ejemplo 2. El ácido nítrico concentrado reacciona con el cobre para formar nitrato de cobre (II), dióxido de nitrógeno y agua. Ajustar la reacción por el método del ion-electrón.



Ejemplo 3. Igualar por el método del ión-electrón, la reacción entre dióxido de manganeso y clorato de potasio en medio básico (hidróxido de potasio), para obtener como productos manganato de potasio, cloruro de potasio y agua.

