



*Universidad Nacional
de Cuyo*



FACULTAD DE INGENIERIA
en acción continua...

REACCIONES REDOX 2018

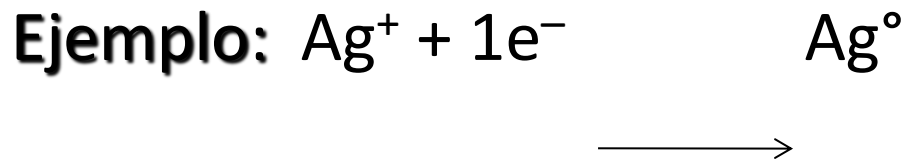
REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES

(Reacciones Redox)

- **OXIDACIÓN:** Pérdida de electrones (aumento del número de oxidación).



- **REDUCCIÓN:** Ganancia de electrones (disminución del número de oxidación).



Una **oxidación** siempre debe ir acompañada de una **reducción**.

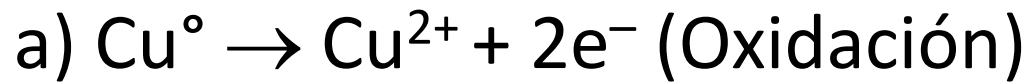
Cada una de estas reacciones se denomina:

Semirreacción o hemirreacción.

Ejemplo: $\text{Cu} + \text{AgNO}_3$

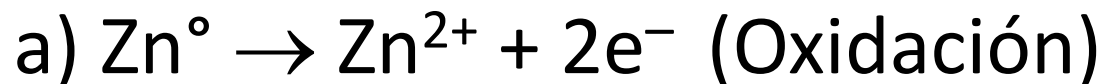
Se introduce un electrodo de cobre en una disolución de AgNO_3 , de manera espontánea el cobre se oxidará pasando a la disolución como Cu^{2+} .

Por su parte el catión Ag^+ se reducirá a plata metálica (Ag°):



Ejemplo: $\text{Zn} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

Al introducir una lámina de cinc en una disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, la lámina de Zn será recubierta por una capa de plomo, de acuerdo con:

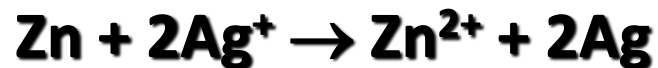


Oxidantes y reductores

OXIDANTE: Es la sustancia capaz de oxidar a otra, reduciéndose.

REDUCTOR: Es la sustancia capaz de reducir a otra, oxidándose.

Ejemplo:



Oxidación: Zn^0 (reductor) $\rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

Reducción: Ag^+ (oxidante) $+ 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^0$

Ajuste de reacciones redox por el método del ión -electrón

Se basa en la conservación tanto de la masa como de la carga de las especies intervinientes, los electrones que se pierden en la oxidación son los mismos que los que se ganan en la reducción.

Se escriben las dos hemirreacciones que tienen lugar, se igualan másica y eléctricamente y luego se afectan ambas hemirreacciones por un número entero que permita igualar el número de electrones, de manera tal que al sumarlas para obtener la ecuación global, los electrones puedan ser cancelados.

Etapas en el ajuste redox

Ejemplo: $\text{Zn} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag}$

Primera: Identificar los átomos que cambian su Estado de Oxidación



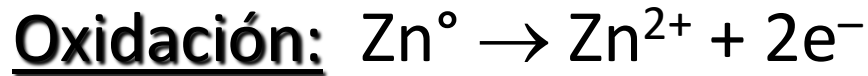
Segunda: Escribir las hemirreacciones con moléculas o iones que existan realmente en disolución ajustando el nº de átomos: (Zn , Ag^+ , NO_3^- , Zn^{2+} , Ag)

Oxidación: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

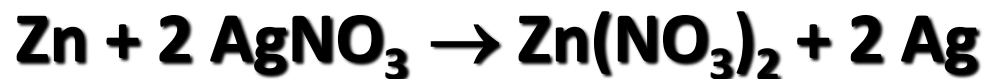
Reducción: $\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$

Tercera: Ajustar el nº de electrones de forma que al sumar las dos hemirreacciones, éstos desaparezcan.

En el siguiente ejemplo se consigue multiplicando la segunda hemirreacción por 2.



Cuarta: Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox (en el ejemplo, el ión NO_3^{-}) y comprobando que toda la reacción queda ajustada:



Ajuste de reacciones en disolución acuosa ácida o básica.

Si en una disolución aparecen iones poliatómicos con oxígeno (ej SO_4^{2-}), el ajuste se complica pues aparecen también iones H^+ , OH^- y moléculas de H_2O .

En medio ácido:

- Los átomos de oxígeno que se pierdan en la reducción van al agua, los que se ganen en la oxidación provienen del agua.
- Los átomos de hidrógeno como H^+ provienen del ácido.

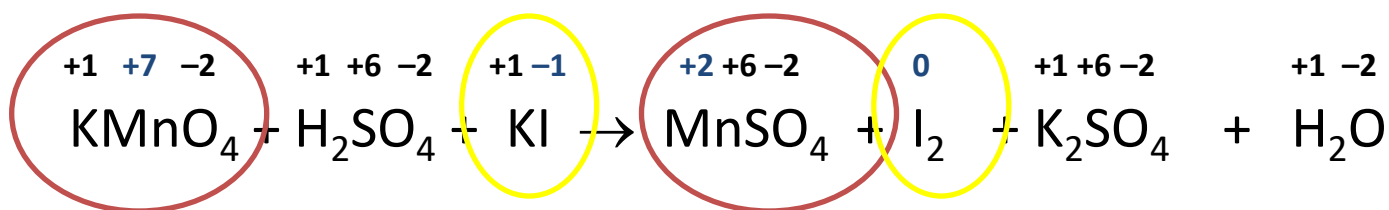
En medio básico:

- Los átomos de oxígeno que se ganan en la oxidación (o pierdan en la reducción) provienen de los OH^- , necesitándose tantas moléculas de H_2O como átomos de oxígeno se ganen o pierdan.

Ajuste redox en medio ácido:



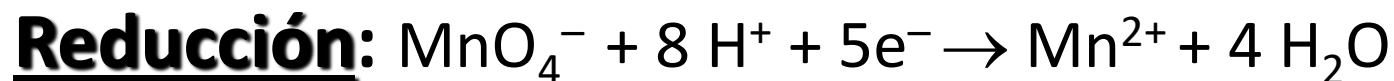
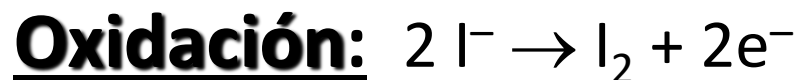
Primera: Identificar los átomos que cambian su E.O.:



Moléculas o iones existentes en la disolución:

- $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{KI} \rightarrow \text{K}^+ + \text{I}^-$
- $\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- I_2 y H_2O están sin disociar.

- **Segunda:** Escribir semirreacciones con moléculas o iones que demuestren cambios en número de oxidación ajustando el nº de átomos (balance de materia) ajustando con electrones las cargas de cada lado de la ecuación:



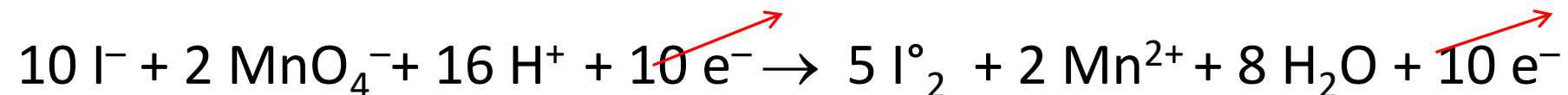
Los 4 átomos de oxígeno del MnO_4^- han ido al H_2O , pero para formar ésta se han necesitado además 8 H^+ .

Tercera: Ajustar el nº de electrones de forma que al sumar las dos semirreacciones, éstos desaparezcan:

Oxidación: $5 \times (2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-)$

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

Reacción global: podemos simplificar

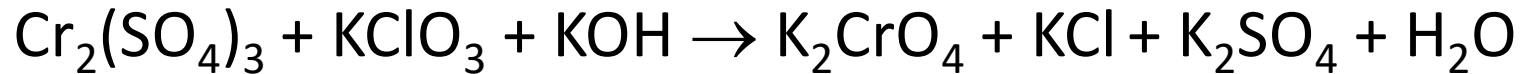


Cuarta: Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox:

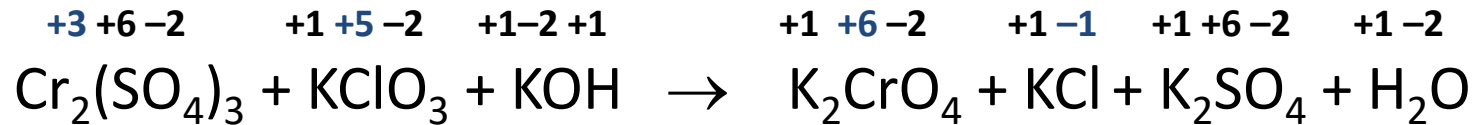


La 6 moléculas de K_2SO_4 (sustancia que no interviene en la reacción redox) se obtienen por tanteo, teniendo en cuenta que los H^+ vienen del ácido.

Ajuste redox en medio básico:



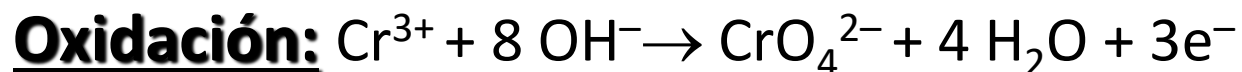
Primera: Identificar los átomos que cambian su estado de oxidación:



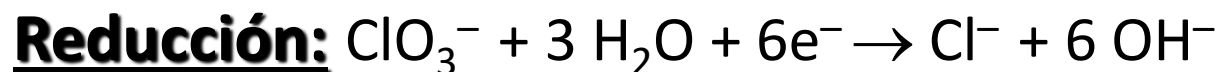
Moléculas o iones existentes en la disolución:

- $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$
- $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{K}^+ + \text{ClO}_3^-$
- $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$
- $\text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$
- $\text{KCl} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$
- $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- H_2O está sin disociar.

Segunda: Escribir hemirreacciones con moléculas o iones que cambiaron su número de oxidación ajustando el nº de átomos (balance de materia) y ajustar las cargas con electrones:

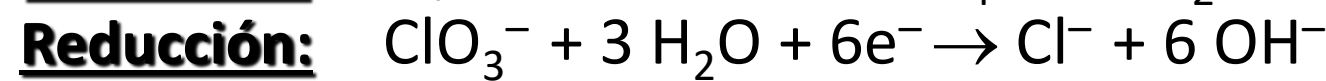


Los 4 átomos de oxígeno que se precisan para formar el CrO_4^{2-} provienen de los OH^- existentes en el medio básico. Se necesita el doble de OH^- pues la mitad de éstos van a formar H_2O junto con todos los átomos de hidrógeno (como H^+).

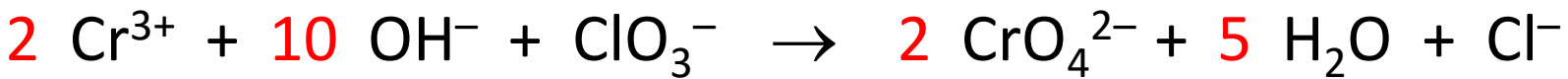
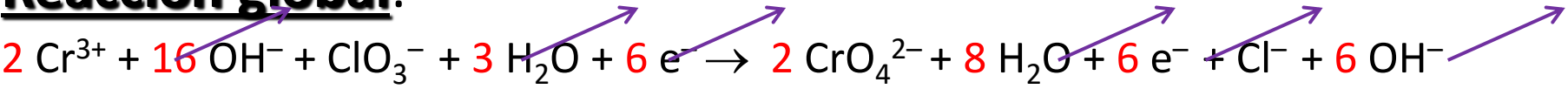


Se precisan tantas moléculas de H_2O como átomos de oxígeno se pierdan. Así habrá el mismo número de oxígeno y de hidrógeno.

Tercera: Ajustar el número de electrones de forma que al sumar las dos hemirreacciones, éstos desaparezcan:



Reacción global:



Cuarta: Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox:



Las 3 moléculas de K_2SO_4 (sustancia que no interviene en la reacción redox) se obtienen por tanteo