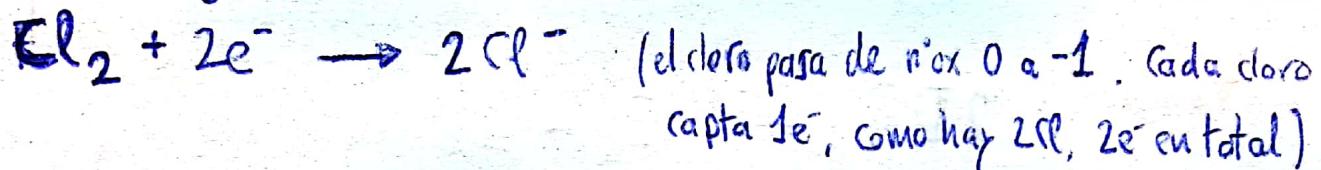


## Reacciones REDOX

Una reacción de oxidación-reducción (redox) es aquella en la que los ~~átomos~~ intercambian electrones entre sí, cambiando su número de oxidación.

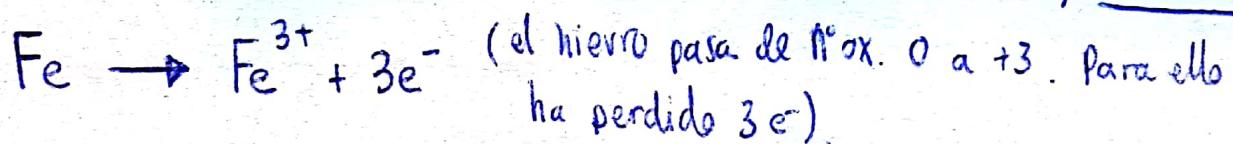
- Si un átomo gana electrones, reduce su número de oxidación, se reduce

Reducción

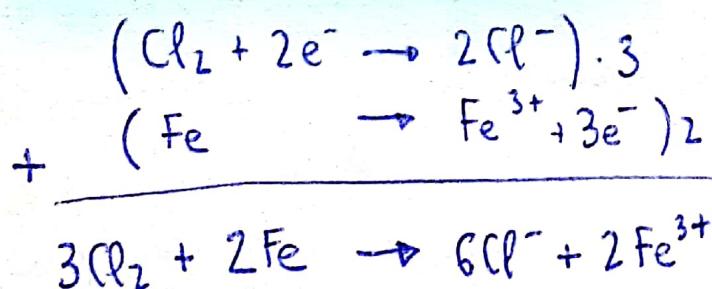


- Si un átomo pierde electrones, aumenta su número de oxidación, se oxida

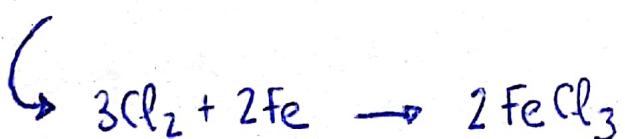
Oxidación:



- Las reacciones redox ocurren simultáneamente, para que un elemento se oxide otro debe reducirse. Los electrones que pierde ~~uno~~ deben ser los mismos que gana el otro.



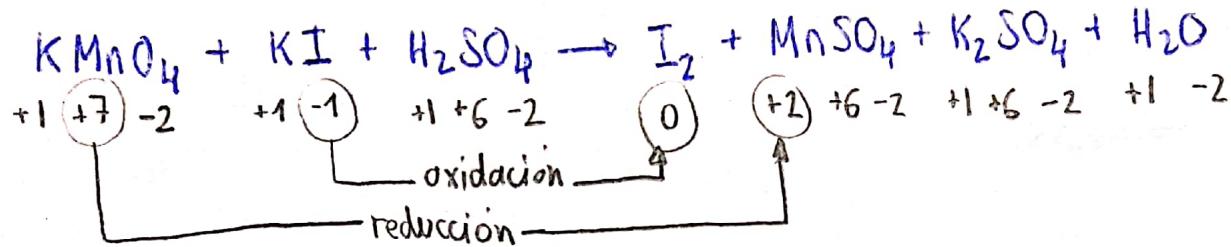
Para que haya el mismo número de  $e^-$  multiplico por 3 y 2, así en ambas semirreacciones hay  $6e^-$  y se simplifican



↳ Reacción iónica ajustada  
(aparecen iones)

↳ Reacción molecular ajustada  
(se combinan los iones para formar compuestos).

Ejemplo de ajuste en medio ácido: (Sé que es en medio ácido porque identifico un ácido en reactivos o productos  $\rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ )



Asignamos los niveles de oxidación e identificamos cual se oxida y cual se reduce.

Fundamental saber: los n°s oxidación y formulación. Los elementos tienen n° ox. = 0

Oxidación:  $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2e^-$

Pongo el yodo en sus dos estados ( $I$ / $I_2$ ). Ajusto el  $I$  para que tambien haya 2 átomos de  $I$ . Como la carga debe conservarse, pongo  $2e^-$  en los productos. Así tengo  $2I$  y 2 cargas  $(-)$  tanto en reactivos como en productos.

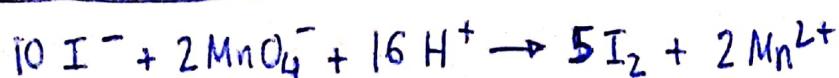
Reducción:  $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

Pongo el manganeso en sus dos estados ( $MnO_4^-$  /  $Mn^{2+}$ ). (Se rompen los enlaces iónicos pero no los óxidos). Hay 1 manganeso a cada lado. Necesito 4 O a ambos lados, ajusto poniendo 4  $H_2O$  en productos. Ahora añado 8  $H^+$  en reactivos para tener 8 H a ambos lados. Como la carga debe conservarse, añado 5  $e^-$  en los reactivos para que haya la misma carga (+2) en reactivos y productos. Esto lo hago por ser medio

Como oxidación y reducción ocurren a la vez, deben tener los mismos electrones, en este caso deben ser 10 (M.C.M. entre 2 y 5). Multiplicaremos las reacciones por esos números y sumaremos. (se van los electrones).

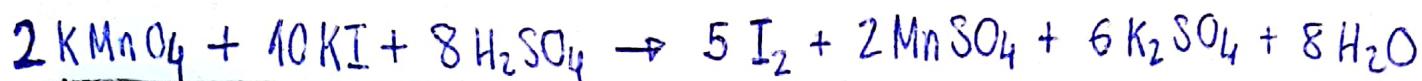
$$\text{Ox: } (2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-) \times 5$$

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



## Reacción iónica ajustada

Por último, con ayuda del enunciado combinamos los iones de la reacción iónica para obtener la reacción molecular ajustada. Observamos que el  $I^-$  va con  $K^+$ , el  $MnO_4^-$  con  $K^+$ , el  $H^+$  con  $SO_4^{2-}$  y el  $Mn^{2+}$  con  $SO_4^{2-}$ . Nos faltaría añadir el  $K_2SO_4$  de los productos. Hay que ajustarlo a ojo para que se consigan los  $K^+$  y los  $SO_4^{2-}$  de reactivos. (en este caso 6).

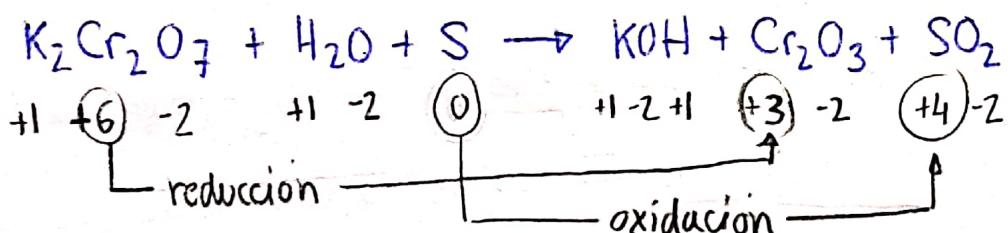


→ Reacción molecular ajustada

Comprobamos que esté bien ajustada: K(12), Mn(2), I(10), S(8), H(16), O(40)

Ejemplo de ajuste en medio básico

(se' que es en medio básico porque identifico una base en reactivos o productos → KOH)

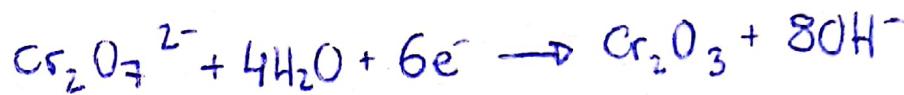


Asignamos los n° oxidación e identificamos cual se oxida y cual se reduce



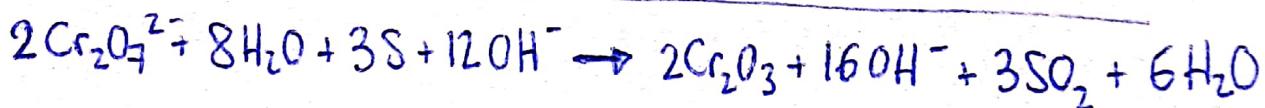
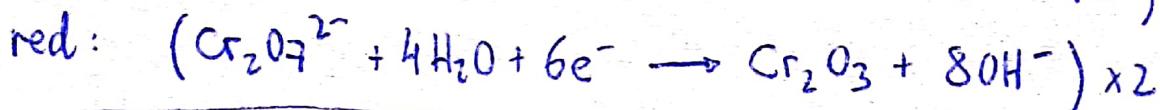
Pongo el azufre en sus dos estados ( $S/SO_2$ ) (los óxidos no se rompen). Como es en medio básico: pongo tantos  $OH^-$  como el doble de átomos de oxígenos necesarios. Como faltan 20, pongo  $4OH^-$ . Luego añado tantos  $H_2O$  al otro lado como para ajustarlo, en este caso  $2H_2O$ . Como tiene que haber igual n° de cargas, añado  $4e^-$  en los productos, así tengo 4 cargas (-) a ambas lados

## Reducción:



Pongo el cromo en sus dos estados ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}_2\text{O}_3$ ). Como es medio básico añado el doble de oxígenos necesarios en forma de  $\text{OH}^-$ , en este caso como se necesitan 4 oxígenos añadimos 8 $\text{OH}^-$ . En reactivos ajustamos añadiendo  $\text{H}_2\text{O}$ , en este caso faltan 4 $\text{H}_2\text{O}$ . Como tiene que haber igual carga, añado 6 $e^-$  en los reactivos para que hayan 8 cargas  $(\ominus)$  en ambos lados.

Como oxidación y reducción ocurren a la vez, el número de electrones debe ser el mismo. En este caso son 12 $e^-$  (M.C.M de 4 y 6). Multiplicamos las reacciones por 3 y 2 para que haya 12 $e^-$  y sumamos (se van los  $e^-$ ).



Como tenemos  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{OH}^-$  a ambos lados los simplificamos hasta que solo queden en un término (guitamos 6 $\text{H}_2\text{O}$  y 12 $\text{OH}^-$ )



Reacción iónica  
ajustada

Por último, con ayuda de la reacción del enunciado combinamos los iones de la reacción iónica para obtener la reacción molecular.

En este caso, tanto el  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  como el  $\text{OH}^-$  van con el K<sup>+</sup>.



↳ Reacción molecular ajustada

(Comprobamos que está bien ajustado: K(4), Cr(4), S(3), H(4), O(16))