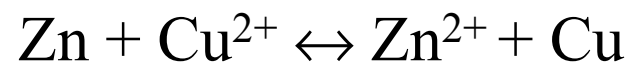


# REACCIONES REDOX.

**Reacción de oxidación-reducción:** Aquélla en la que ocurre una transferencia de electrones.



**Semirreacción de oxidación**

Zn pierde electrones: se oxida; es el agente reductor



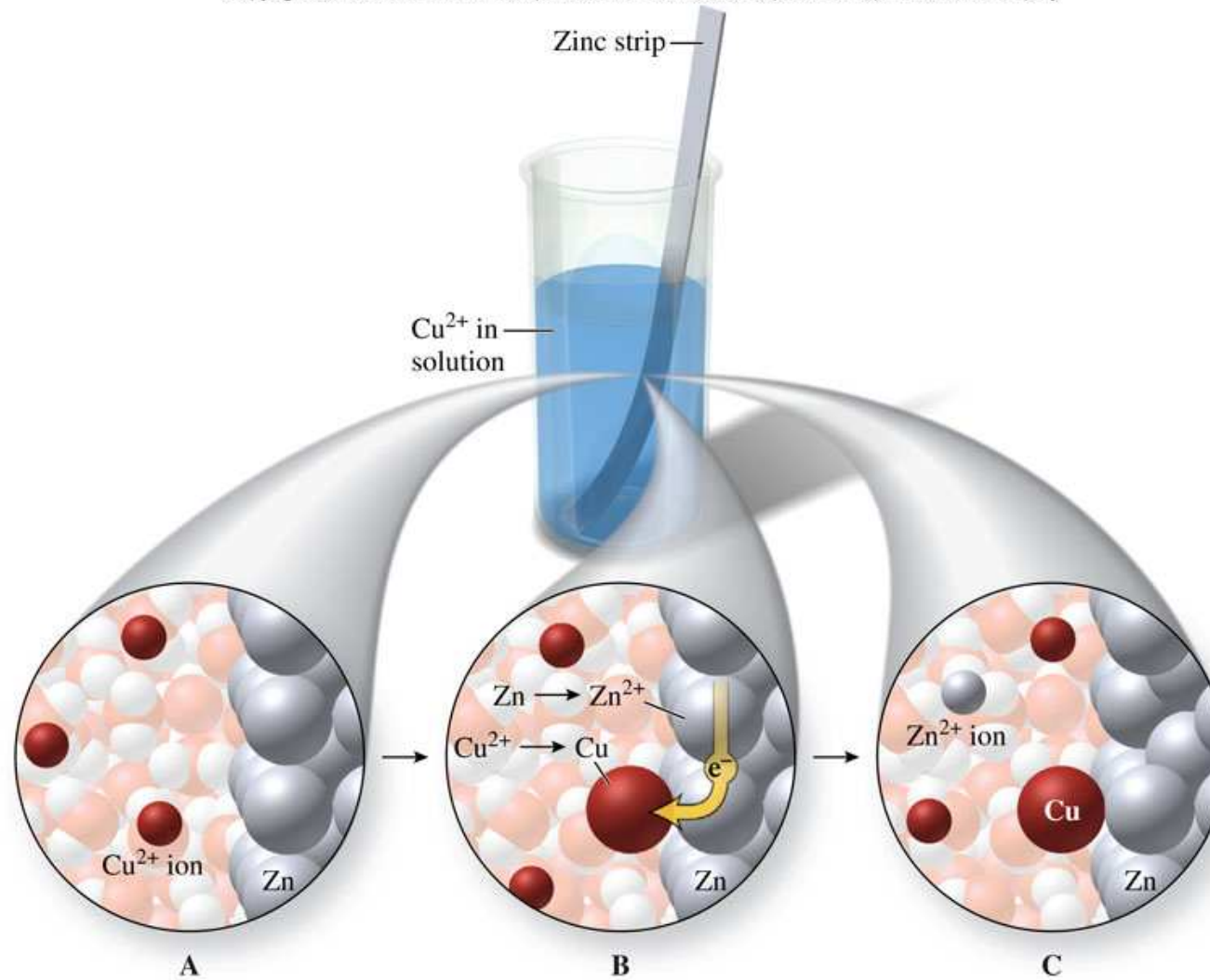
**Semirreacción de reducción**

$\text{Cu}^{2+}$  gana electrones: se reduce; es el agente oxidante



# Reacción de Oxidación-Reducción

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.



# REACCION REDOX

PROCESO EN EL QUE SE PRODUCE UNA TRANSFERENCIA O INTERCAMBIO DE ELECTRONES ( $e^-$ ).

OXIDACIÓN → Proceso en el que la especie pierde electrones.



REDUCCIÓN → Proceso en el que la especie gana electrones.



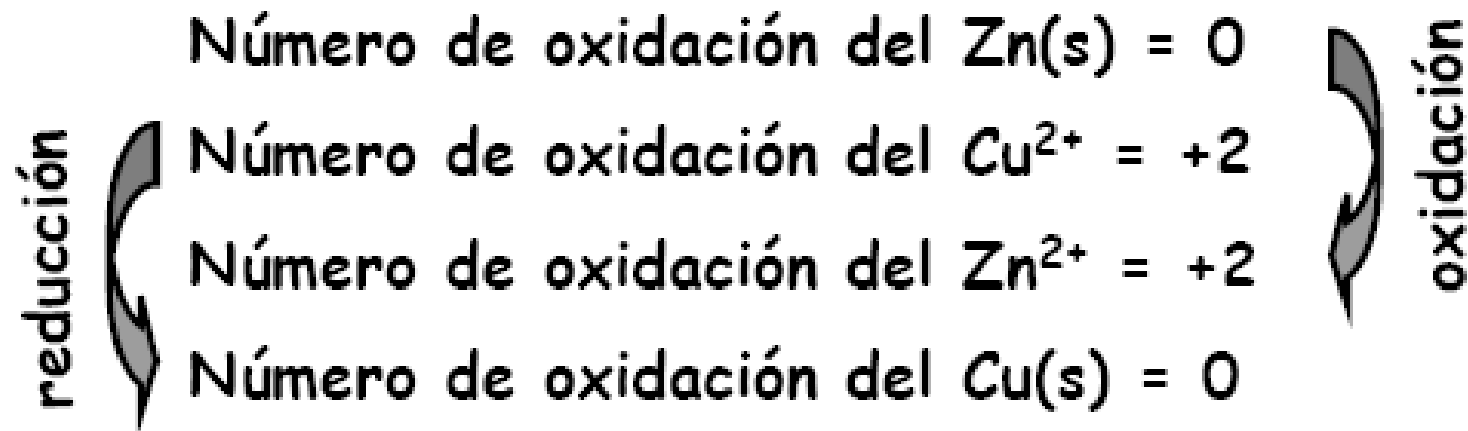
PAR REDOX → Sistema formado por un oxidante y su forma reducida (Ox/Red) y se caracteriza por el número de electrones ( $n$ ) intercambiados entre ambas especies y por su potencial redox ( $E$ ).



$$n_T = n_1 \times n_2$$



reductor      oxidante

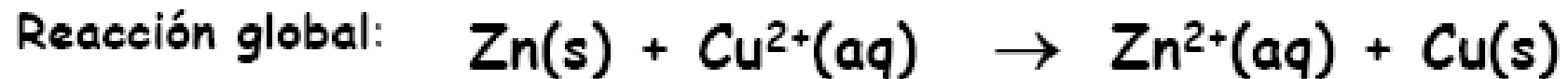


Las reacciones redox pueden dividirse en dos semirreacciones, una de oxidación y otra de reducción

Se ceden electrones



Se captan electrones



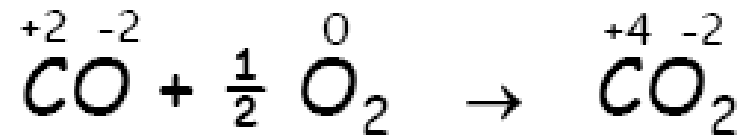
Intervienen dos pares redox conjugados  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} \\ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} \end{array} \right.$



*¿Cómo poner de manifiesto la transferencia electrónica?*

Mediante los números de oxidación

A cada elemento se le asigna un número de oxidación:



Una reacción será redox si hay cambios en dichos estados.

Ventajas {  
Proporciona un mecanismo para reconocer reacciones redox  
Ayuda a ajustar reacciones redox

- Definición

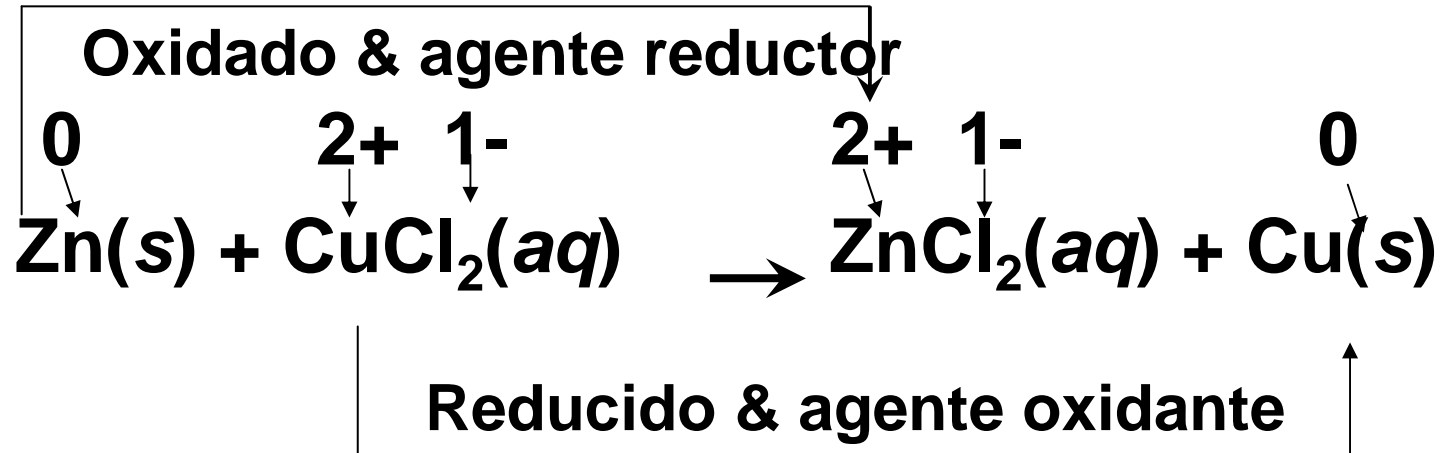
- Oxidación

- Pérdida de electrones
    - Aumenta el número de oxidación
    - Sustancia es el *agente reductor* – *dona los electrones*.

- Reducción

- Ganancia de electrones
    - Disminuye el número de oxidación
    - Sustancia que se reduce es el *agente oxidante* – *acepta los electrones*.

# Agentes Oxidantes y Reductores



- El zinc es oxidado y da dos electrones al cobre, de forma que el zinc es un agente reductor.
- El cobre es reducido y gana dos electrones del zinc, haciendo del cobre un agente oxidante.



# Número de oxidación

- Representar la estructura de Lewis para la molécula o ion.
- A cada uno de los átomos unidos por un enlace se le asigna un electrón de dicho enlace. Para llevar a cabo esta distribución se considera que el carbono y el hidrógeno son idénticos.
- Para el caso de enlaces entre átomos de muy diferente electronegatividad, se asigna el par de electrones del enlace al elemento más electronegativo.
- Asignar todos los electrones de valencia asignados a cada átomo,  $n_e$ .
- Restar el número de electrones de valencia,  $n_e$ , de la carga positiva del núcleo atómico,  $Z_{\text{núcleo}}$ . La diferencia, incluyendo el signo, será el número de oxidación, NO, del átomo.

$$\text{NO} = Z_{\text{núcleo}} - n_e$$

**Table 6.4**

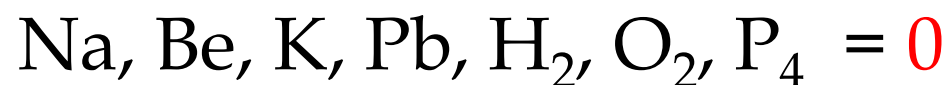
***Comparison of electron and oxidation number change in oxidation and reduction.***

<b>Process</b>	<b>Electrons</b>	<b>Oxidation number</b>
Oxidation of an atom	<i>loss</i>	<i>increase</i>
Reduction of an atom	<i>gain</i>	<i>decrease</i>

# Número de oxidación

Carga que un átomo tendría en una molécula (o en un compuesto iónico) si sus electrones se transfiriesen totalmente

1. Los elementos libres (sin combinar) tienen un número de oxidación igual a cero.

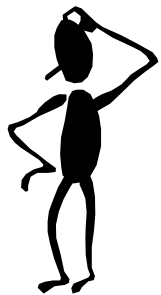


2. En iones monoatómicos, el número de oxidación es igual a la carga del ión.



3. El número de oxidación del oxígeno es normalmente  $-2$ . Aunque en el caso de  $\text{H}_2\text{O}_2$  y  $\text{O}_2^{2-}$  vale  $-1$ .

4. El número de oxidación del hidrógeno es **+1** *excepto* cuando se une a metales formando compuesto binarios. En estos casos, su número de oxidación es **-1**.
5. Los metales del grupo IA tienen número de oxidación **+1**, los metales del grupo IIA **+2** y el flúor siempre **-1**.
6. La suma de los números de oxidación de todos los átomos presentes en una molécula o ión es igual a la carga de la molécula o ión.



¿Números de oxidación de todos los átomos presentes en  $\text{HCO}_3^-$  ?



$$\text{O} = -2 \quad \text{H} = +1$$

$$3 \times (-2) + 1 + ? = -1$$

$$\text{C} = +4$$

- Definición

- Oxidación

- Pérdida de electrones
    - Aumenta el número de oxidación
    - Sustancia es el *agente reductor* – *dona los electrones*.

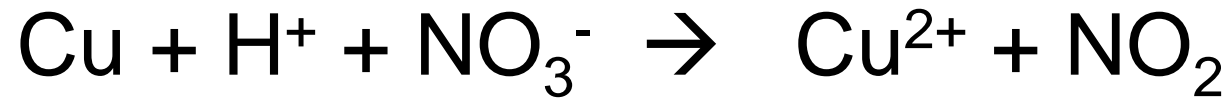
- Reducción

- Ganancia de electrones
    - Disminuye el número de oxidación
    - Sustancia que se reduce es el *agente oxidante* – *acepta los electrones*.

Método del número de oxidación para el ajuste de las reacciones redox.

1. Escribir todos los reactivos y productos, excepto los  $H^+$  y el  $H_2O$ , en forma de ecuación química
2. Asignar los números de oxidación de aquellos átomos que cambian su número de oxidación.
3. Ajustar los coeficientes de reactivos y productos que contengan el átomo que se oxida para ajustar dicho átomo. Ajustar los coeficientes de reactivos y productos que contengan el átomo que se reduce para ajustar dicho átomo.
4. Comparar el número de electrones que libera el átomo que se oxida con el número de electrones que capta el átomo que se reduce. Manteniendo los coeficientes del paso 3, ajustar dichos coeficientes de forma que se igualen los electrones implicados en la oxidación y reducción.
5. Si el número de átomos de oxígeno es diferente en los términos de la derecha y la izquierda de la ecuación, añadir moléculas de agua en el término que necesite un mayor número de oxígenos.
6. Si el número de átomos de hidrógeno es diferente en los términos de la derecha y la izquierda de la ecuación, añadir iones hidrógeno ( $H^+$ ) en el término que necesite un mayor número de hidrógenos.
7. Comprobar que todos los átomos están ajustados y que la carga neta de ambos miembros de la ecuación es la misma.

- Utilizar el método del número de oxidación para ajustar la reacción del cobre con el ácido nítrico concentrado.





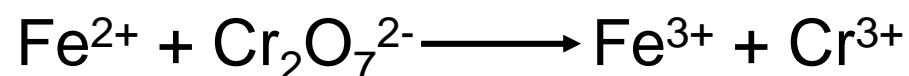
# Método de las semirreacciones para el ajuste redox

1. Escribir todos los reactivos y productos, excepto los  $H^+$  y el  $H_2O$ , en semireacciones diferentes que expresan la oxidación y la reducción.
2. Para cada semirreacción, ajustar los coeficientes de todos los átomos distintos del hidrógeno y el oxígeno.
3. Para cada semirreacción, si el número de oxígenos es diferente en ambos miembros de la ecuación, añadir moléculas de agua en el miembro deficitario en oxígenos.
4. Para cada semirreacción, si el número de hidrógenos es diferente en ambos miembros de la ecuación, añadir iones hidrógenos ( $H^+$ ) en el miembro deficitario en hidrógenos.
5. Para cada semirreacción, añadir el número de electrones,  $e^-$ , necesarios para ajustar la carga. En una de las semireacciones (reducción) habrá que añadir los electrones en el término de la izquierda, en la otra semirreacción (oxidación) habrá que añadir los electrones en el término de la derecha.
6. Multiplicar cada semirreacción por el factor mínimo necesario para igualar el número de electrones de cada semirreacción.
7. Sumar ambas semirreacciones, anulando los electrones y el exceso de moléculas de agua y de iones hidrógeno.

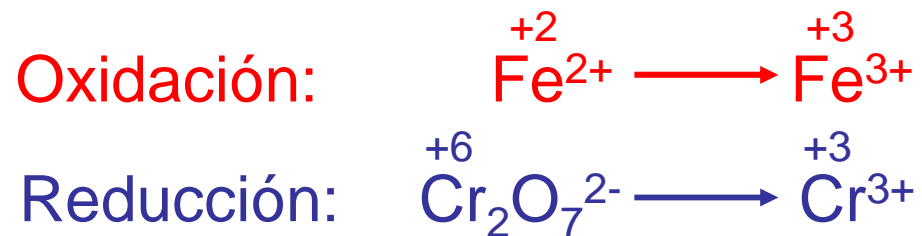
## Ajuste de las reacciones redox: método de las semirreacciones.

### Oxidación de $\text{Fe}^{2+}$ a $\text{Fe}^{3+}$ con $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ en disolución ácida

1. Se escribe la reacción sin ajustar en su forma iónica



2. Se separa en dos partes formando las dos semireacciones



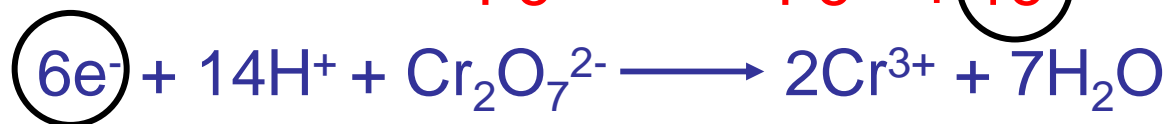
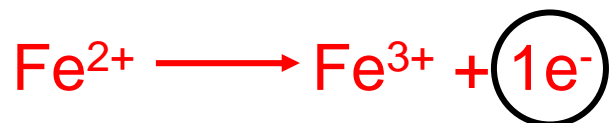
3. Se ajustan los átomos distintos a O y H en cada semireacción.



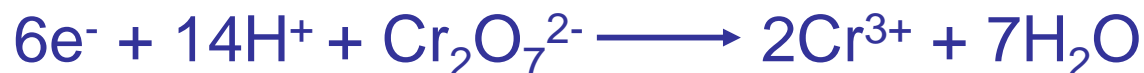
4. Para reacciones en medio ácido, se añade  $\text{H}_2\text{O}$  para ajustar los átomos de O y  $\text{H}^+$  para ajustar los átomos de H.



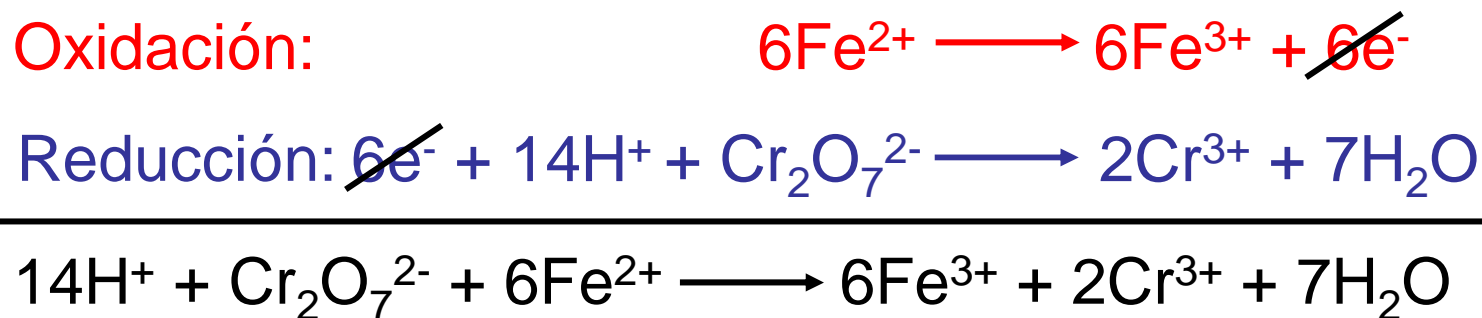
5. Se añaden los electrones a un lado de la semireacción para ajustar las cargas en cada una de ellas.



6. Si es necesario, se iguala el número de electrones en las dos semireacciones multiplicando ambas por los coeficientes adecuados.



7. Se suman las dos semireacciones y se verifica la ecuación global obtenida. **El número de electrones a ambos lados de la ecuación deben cancelarse.**



8. Se verifica que el número de átomos y cargas están ajustados.

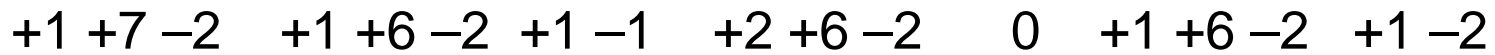
$$14 \times 1 - 2 + 6 \times 2 = 24 = 6 \times 3 + 2 \times 3$$

9. Para reacciones en disolución básica, se añaden  $\text{OH}^-$  a **ambos lados** de la ecuación por cada  $\text{H}^+$  que aparezca en la ecuación global.

## Ejemplo: Ajuste redox en medio ácido



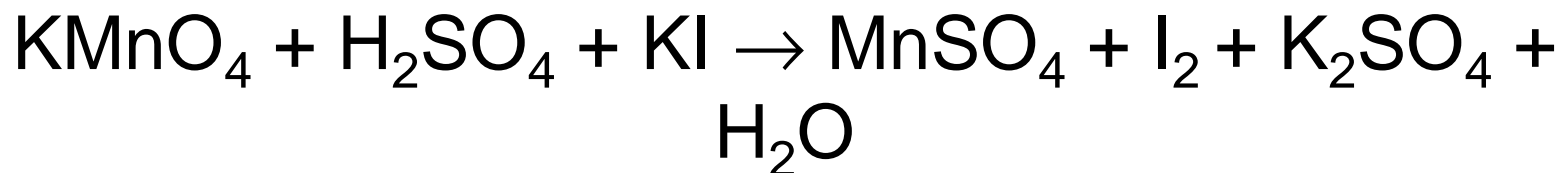
- **Primera:** Identificar los átomos que cambian su E.O.:



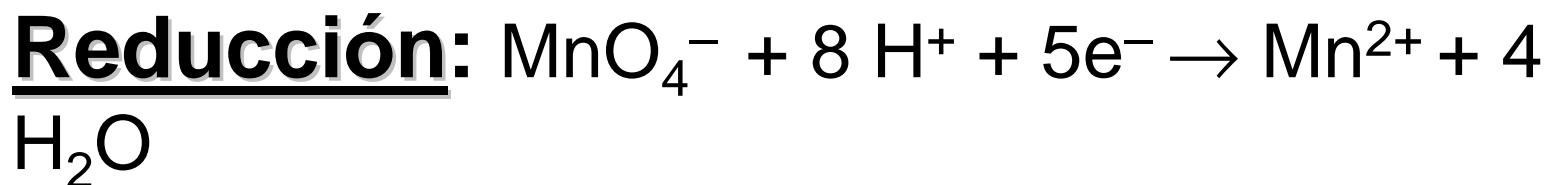
Moléculas o iones existentes en la disolución:

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

## **Ejemplo:** Ajuste redox en medio ácido



- **Segunda:** Escribir semirreacciones con moléculas o iones que existan realmente en disolución ajustando el n<sup>o</sup> de átomos:

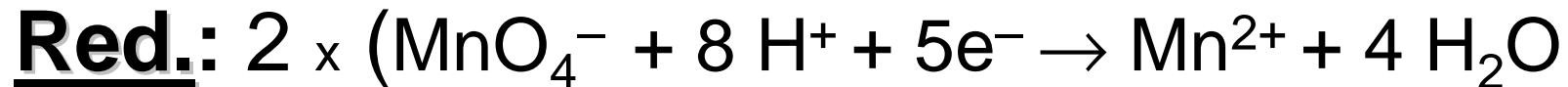
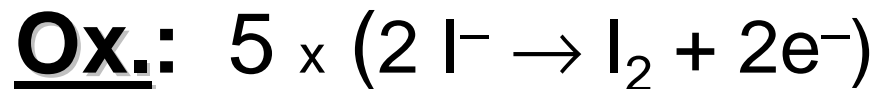


Los 4 átomos de O del  $\text{MnO}_4^-$  han ido a parar al  $\text{H}_2\text{O}$ , pero para formar ésta se han necesitado además 8  $\text{H}^+$ .

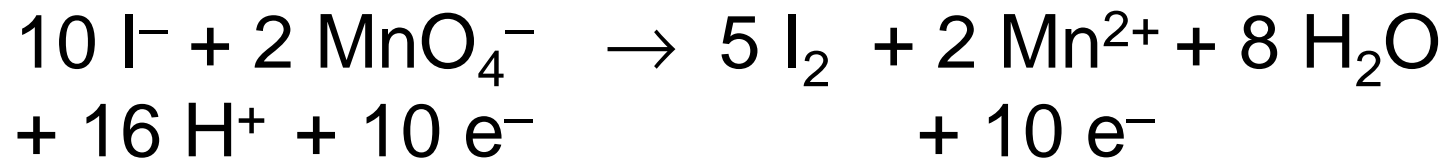
## Ejemplo: Ajuste redox en medio ácido



- **Tercera:** Ajustar el n<sup>o</sup> de electrones de forma que al sumar las dos semirreacciones, éstos desaparezcan:



### Reacción global:

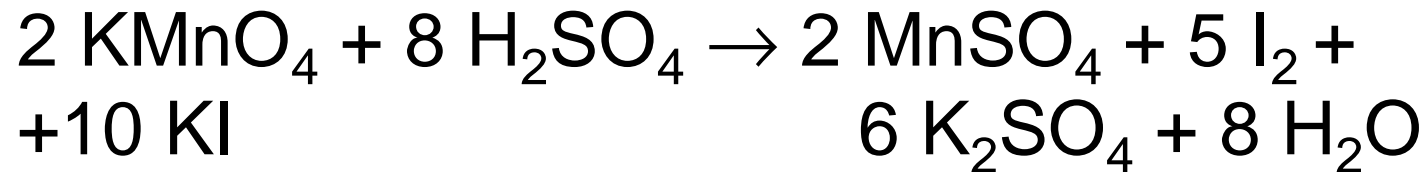




## Ejemplo: Ajuste redox en medio ácido

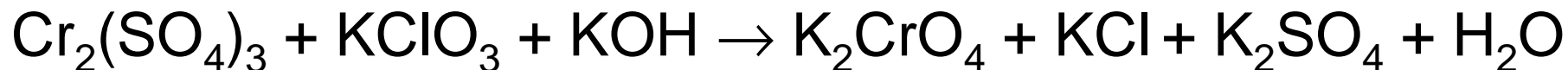


- **Cuarta:** Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox:

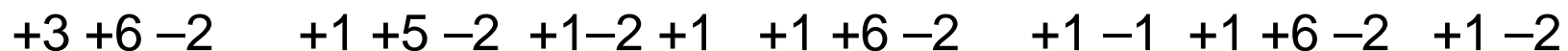


La 6 moléculas de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  (sustancia que no interviene en la reacción redox) se obtienen por tanteo.

## Ejemplo: Ajuste redox en medio básico



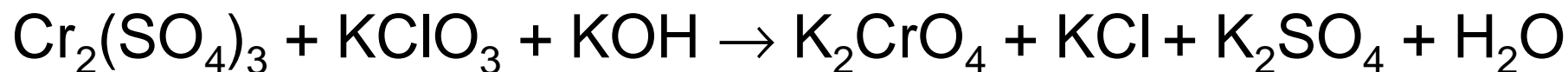
- **Primera:** Identificar los átomos que cambian su E.O.:



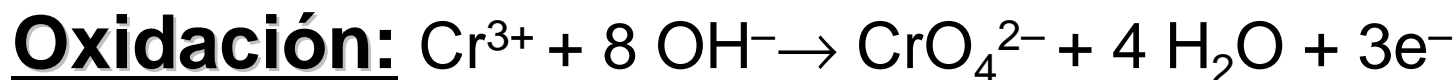
Moléculas o iones existentes en la disolución:

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

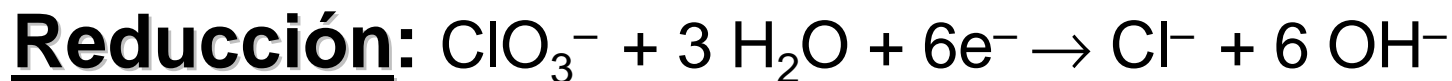
## Ejemplo: Ajuste redox en medio básico



- **Segunda:** Escribir semirreacciones con moléculas o iones que existan realmente en disolución ajustando el n° de átomos:

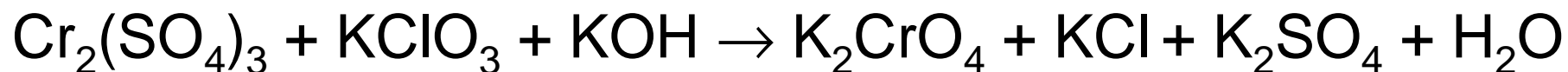


Los 4 átomos de O que se precisan para formar el  $\text{CrO}_4^-$  provienen de los  $\text{OH}^-$  existentes en el medio básico. Se necesitan el doble pues la mitad de éstos van a parar al  $\text{H}_2\text{O}$  junto con todos los átomos de H.

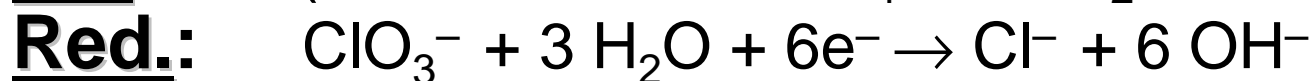
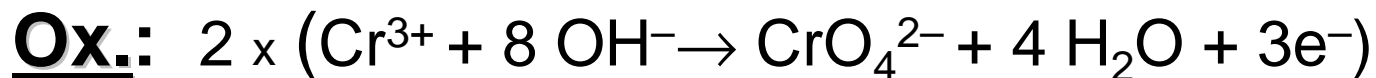


Se precisan tantas moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  como átomos de O se pierdan. Así habrá el mismo n° de O e H.

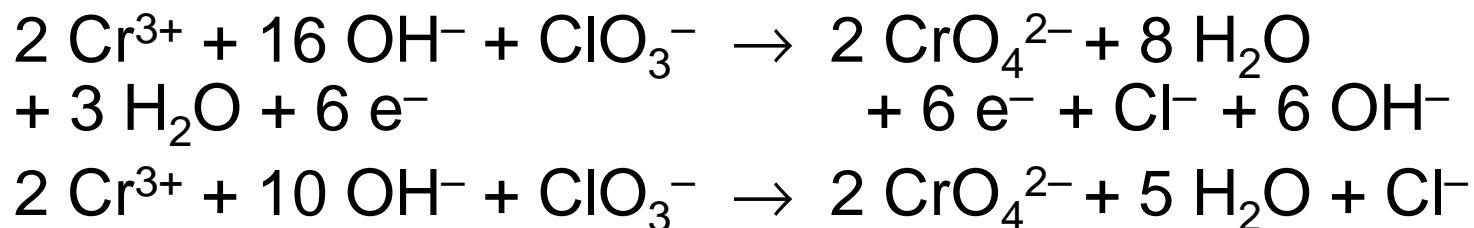
## Ejemplo: Ajuste redox en medio básico



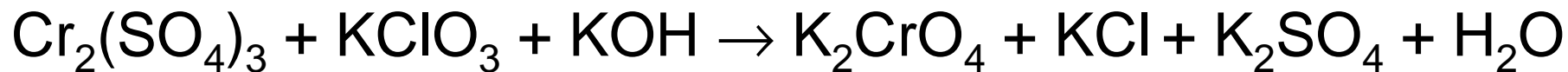
- **Tercera:** Ajustar el n° de electrones de forma que al sumar las dos semirreacciones, éstos desaparezcan:



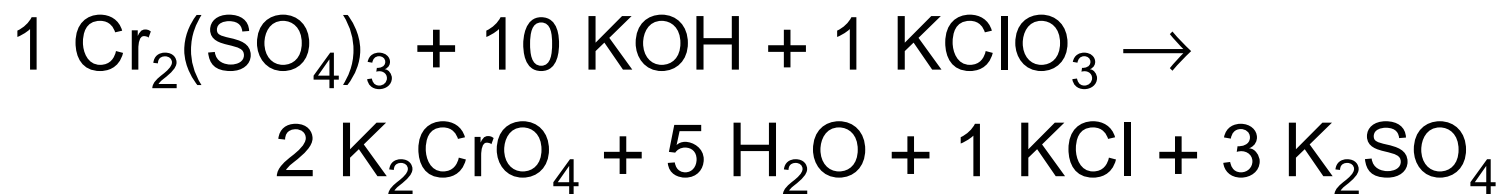
### **Reacción global:**



## Ejemplo: Ajuste redox en medio básico



- **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  $\text{K}_2\text{SO}_4$  (sustancia que no interviene en la reacción redox) se obtienen por tanteo.

# Valoración redox

- Es similar a la valoración ácido base.
- Hay que determinar el número de moles de especie oxidante y reductora que reaccionan entre sí.
- El  $n^{\circ}$  de moles de  $e^{-}$  que pierde el oxidante es igual a los que gana el reductor.
- Si “ $a$ ” es el  $n^{\circ}$  de  $e^{-}$  que captura el oxidante y “ $b$ ” los que pierde el reductor, sabremos que “ $a$ ” moles de reductor reaccionan con “ $b$ ” moles de oxidante.

$$V_{ox} \times [\textit{oxidante}] \times b (\text{n}^{\circ} e^{-} \text{perd}) = V_{red} \times [\textit{reductor}] \times a (\text{n}^{\circ} e^{-} \text{gan.})$$

- Se necesita conocer qué especies químicas son los productos y no sólo los reactivos