

CB041 Química y Electroquímica

Departamento de Química

Electroquímica I

Autora: María Andrea Ureña



Contenido de esta presentación:

Reacciones redox

Hemirreacciones de oxidación y reducción

Par redox

Agente oxidante y agente reductor

Balance de ecuaciones redox

Método del ión electrón

Reacciones en medio ácido

Reacciones en medio básico

Equivalente redox y Equivalente electroquímico

Masa del equivalente redox

Ejemplos de reacciones redox

Reacciones redox comunes

Reacciones redox en la ing. Electrónica



Electroquímica:

La **electroquímica** es la rama de la química que se ocupa de las relaciones entre la **electricidad** y las **reacciones químicas**.

En un sentido más amplio, la electroquímica es el estudio de las reacciones químicas espontáneas que producen efectos eléctricos y de los fenómenos químicos causados por la acción de las corrientes o voltajes, es decir:

estudia conversión de la energía química en eléctrica y viceversa

Todas las reacciones químicas son fundamentalmente de naturaleza eléctrica puesto que hay electrones involucrados en todos los tipos de enlaces químicos. Sin embargo, la electroquímica es primordialmente el estudio del **fenómeno de oxido-reducción**.



Reacciones de Óxido-Reducción:

Son aquellas en las cuales se produce **una transferencia de electrones de una especie química a otra** (átomo o grupo de átomos o ion).

Son las reacciones donde se producen cambios en el número de oxidación de algunos elementos.

Oxidación: es un proceso en el cual una especie química **pierde electrones**, **aumentando el nº de oxidación** de algún elemento contenido en la misma.

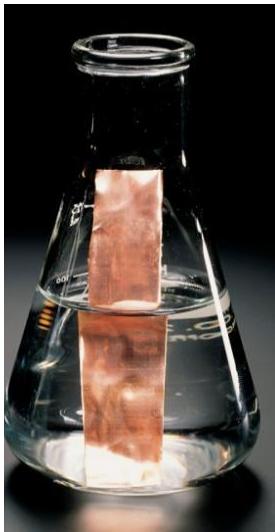
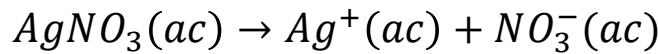
Reducción: es un proceso en el cual especie química **gana electrones**, **disminuyendo el nº de oxidación** de algún elemento contenido en la misma.

Para que una especie se oxide (pierda electrones) tiene que hallarse en contacto (eléctrico) con otra que se reduzca (gane electrones).

El número total de electrones cedidos tiene que ser igual al ganado



Cu(s) en AgNO₃ (ac)

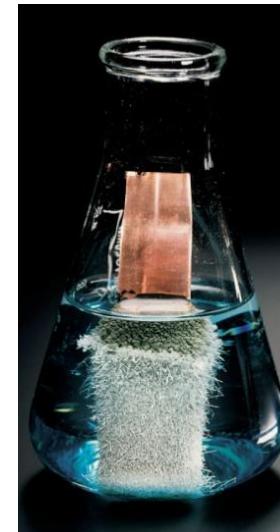


Inicialmente la solución de nitrato de plata es incolora

el cobre Cu (s) se oxida a iones cobre (II) Cu²⁺(ac)



los iones plata Ag⁺(ac) se reducen a plata metálica Ag(s)

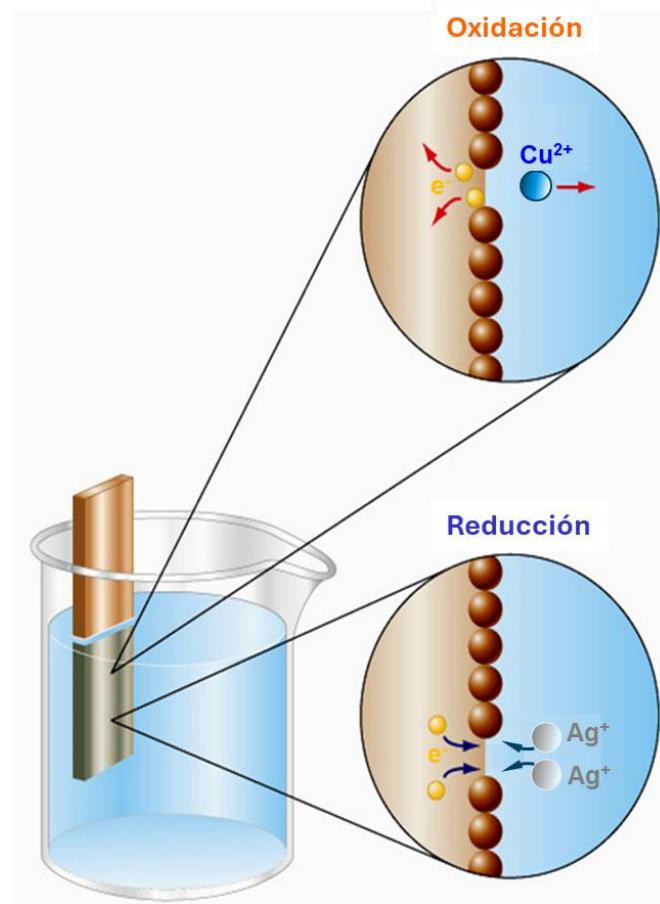
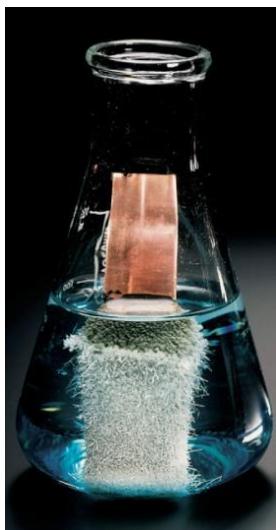


Se observa cristales de plata metálica sobre el cobre
La solución se vuelve azulada debido a la presencia de iones cobre.

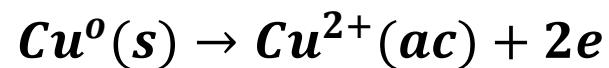
<https://www.youtube.com/watch?v=WOjfOkHJua8>



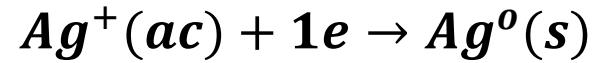
Cu en AgNO₃ (ac)



Oxidación: Pérdida de electrones.
Aumenta el número de oxidación.



Reducción: Ganancia de electrones.
Disminuye el número de oxidación.

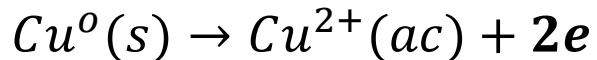


Una reacción redox se puede representar por dos **hemirreacciones**: **oxidación** y **reducción**, las cuales se producen simultáneamente.

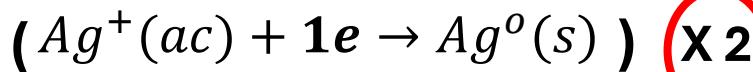


Escribimos las hemirreacciones de oxidación y reducción:

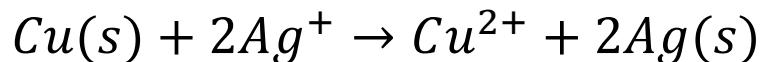
Oxidación:



Reducción:

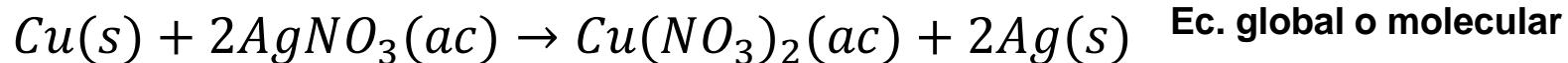
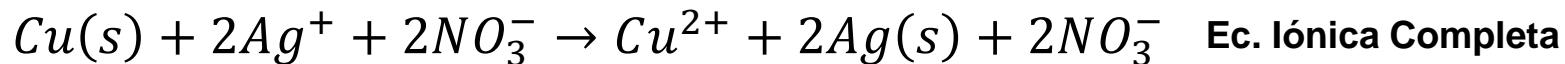


El número total de electrones cedidos tiene que ser igual al ganado



Ec. Iónica Neta

Iones expectantes

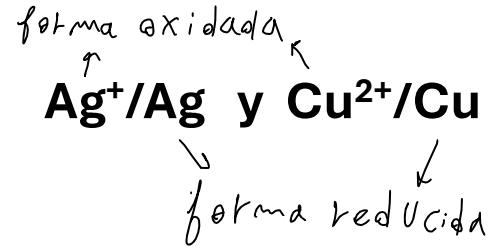


Par redox:

Las especies reducida y oxidada de una hemirreacción forman juntas el **par redox**.

El par redox tiene la forma **ox/red**, donde ox es la forma oxidada y red es la forma reducida.

En el ejemplo anterior tenemos los pares redox:



Agente oxidante y agente reductor:

Ag^+ (se reduce, oxida al otro) $\rightarrow \text{Cu}$ (se oxida, reduce al otro)

Agente Reductor: es la especie química (átomo o grupo de átomos o ion) que al reaccionar cede electrones, es la especie que se oxida. *Es el que hace reducir al otro*

Agente Oxidante: es la especie química (átomo o grupo de átomos o ion) que al reaccionar gana electrones, es la especie que se reduce. *Es el que hace oxidar al otro*

En el ejemplo anterior :

Agente oxidante: AgNO_3
Agente reductor: Cu(s)



Reacciones de Óxido-Reducción (REDOX)

Oxidación (pierde e-)

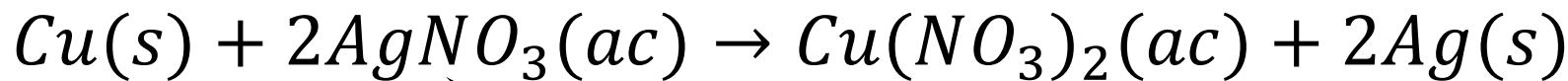
0 a +2, aumenta el n° de oxidación

Agente
reductor

0 +1

+2

0



Agente
oxidante

+1 a 0, disminuye el n° de oxidación

Reducción (gana e-)

El pares redox :

Ag^+/Ag y Cu^{2+}/Cu



Reacciones de Óxido-Reducción (REDOX)

Resumiendo:

Reacción Redox

transferencia de electrones
de una especie química a otra

Oxidación

Algún elemento de la especie pierde electrones, aumenta el n° de oxidación

El n° de electrones cedidos es igual al ganado

Reducción

Algún elemento de la especie gana electrones, disminuye su n° de oxidación

Hemirreacciones: Ocurren simultáneamente

Agente Reductor

Agente oxidante

Balance de ecuaciones redox en soluciones acuosas:

Igualar una ecuación redox suele ser complicado cuando tienen lugar en solución acuosa, donde el agua puede formar parte de la reacción y obliga entonces a incluir H_2O , H^+ y OH^- .

En estos casos conviene separar la reacción en sus dos hemirreacciones de oxidación y reducción. Luego se pueden igualar las hemirreacciones en forma separada y sumarlas para obtener la ecuación igualada de la reacción completa.

Cuando sumamos las dos hemirreacciones, igualamos el número de electrones liberados en la oxidación con el número de electrones utilizados en la reducción



Método del ión electrón:

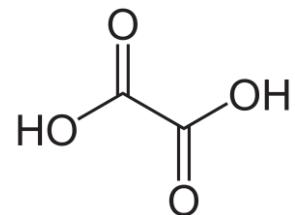
- 1) Escribir la ecuación en forma iónica completa, disociar los electrolitos fuertes (ácidos, bases y sales) (**ojo!! los gases, los sólidos poco solubles, los líquidos que no se disocian, el peróxido, el AGUA y los óxidos, los electrolitos débiles no se disocian**).
- 2) Colocar los números de oxidación sobre los elementos e identificar las especies que se oxidan y se reducen a partir de los cambios en sus números de oxidación.
- 3) Escribir las dos hemirreacciones de oxidación y reducción esquemáticas (sin igualar).
- 4) Igualar todos los elementos de las hemirreacciones excepto los O y H.
- 5) En solución ácida: iguale los O utilizando H_2O , y luego los H agregando H^+ . En solución básica: iguale los O utilizando H_2O , luego iguale los H agregando H^+ del lado de la hemirreacción que necesita H, y OH^- de ambos lados para neutralizar los H^+ .
- 6) Igualar las cargas eléctricas agregando electrones a la izquierda en las reducciones y a la derecha en las oxidaciones.
- 7) Multiplicar las hemirreacciones por factores que igualen el número de electrones de las mismas.
- 8) Sumar ambas hemirreacciones y cancelar las especies que aparezcan a ambos lados de la flecha.
- 9) Agregar las especies expectantes (que no participan de la reacción) a ambos lados de la flecha para armar la ecuación molecular.
- 10) Sumar escribiendo la ecuación iónica completa y luego la molecular.



Balance de una ecuación redox en solución ácida:

El permanganato de potasio, KMnO_4 , reaccionan con el ácido oxálico $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, en solución acuosa ácida (H_2SO_4), produciendo iones manganeso (II) y dióxido de carbono (g).

En medio ácido el ion oxalato se transforma en el ácido no disociado.

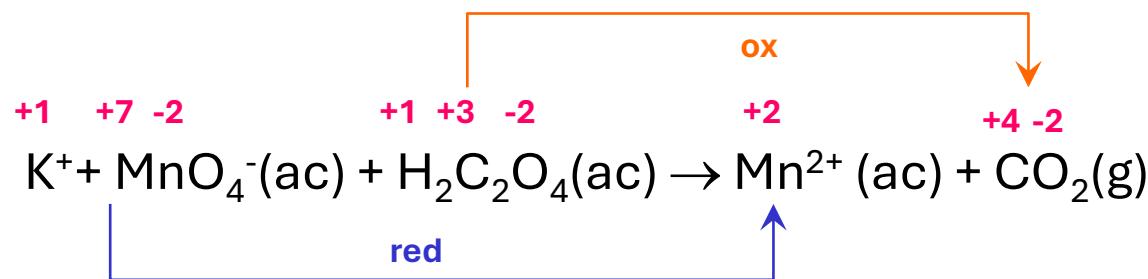


HOOC-COOH Ácido oxálico

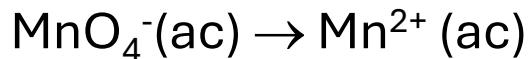


Balance de una ecuación redox en solución ácida:

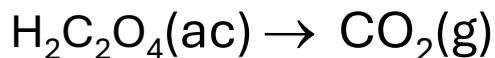
Medio ácido: en solución ácida (H_2SO_4),



red



ox

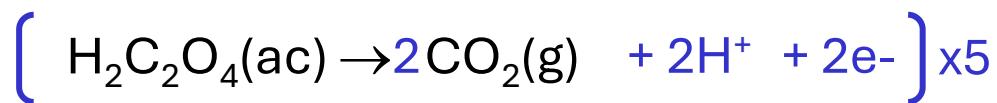
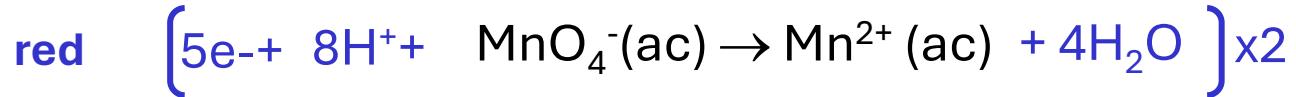


1) Escribir la ecuación en forma iónica completa.

2) Colocar los números de oxidación sobre los elementos e identificar las especies que se oxidan y se reducen a partir de los cambios en sus números de oxidación.

3) Escribir las dos ecuaciones esquemáticas (sin igualar) para las hemirreacciones de oxidación y reducción





4) Igualar todos los elementos de las hemirreacciones excepto los O y H.

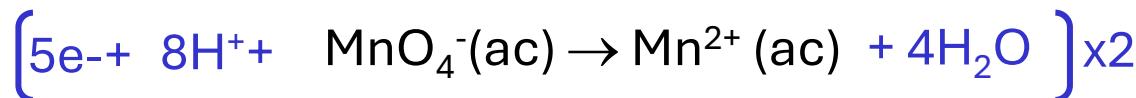
5) En *solución ácida*: iguale los O utilizando H_2O , y luego los H agregando H^+ .

6) Igualar las cargas eléctricas agregando electrones a la izquierda en las reducciones y a la derecha en las oxidaciones.

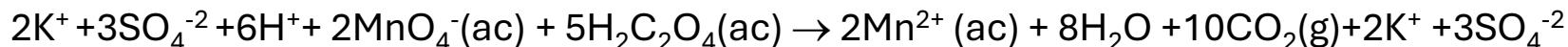
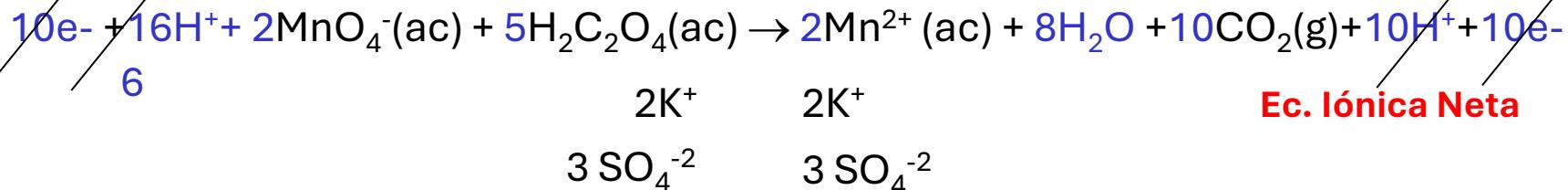
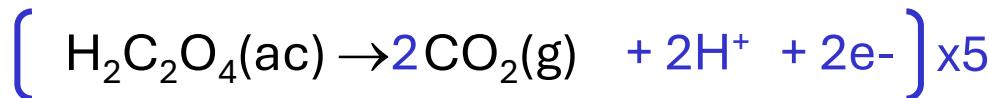
7) Multiplicar las hemirreacciones por factores que igualen el número de electrones de las mismas.

8) Sumar ambas hemirreacciones y cancelar las especies que aparezcan a ambos lados de la flecha.

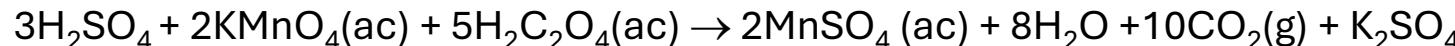
red



ox



Ec. Iónica Completa

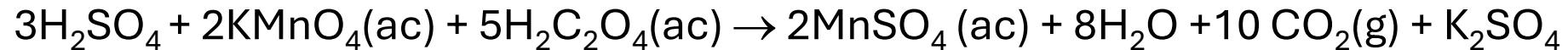


Ec. Molecular

8) Sumar ambas hemirreacciones y cancelar las especies que aparezcan a ambos lados de la flecha.

9) Agregar las especies expectantes (que no participan de la reacción) a ambos lados de la flecha para armar la ecuación molecular.

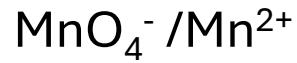
10) Sumar escribiendo la ecuación iónica completa y luego la molecular.



KMnO_4 agente oxidante (es el que se reduce)

$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ agente reductor (es el que se oxida)

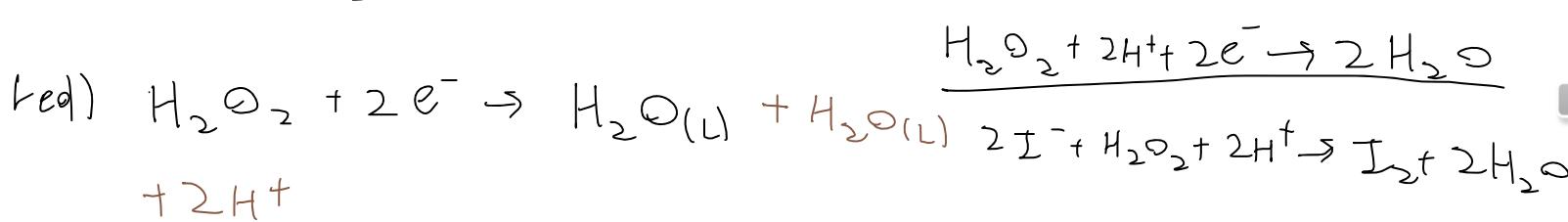
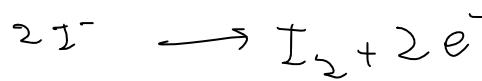
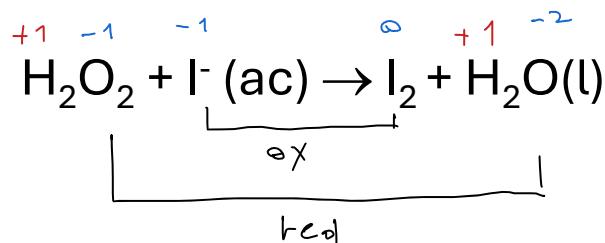
Par redox:



Para ejercitar:

Igualación de una ecuación redox en solución ácida

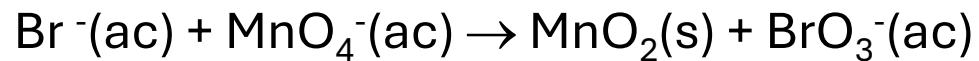
- 2) Los iones ioduro reaccionan en medio ácido con el peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) para dar yodo.

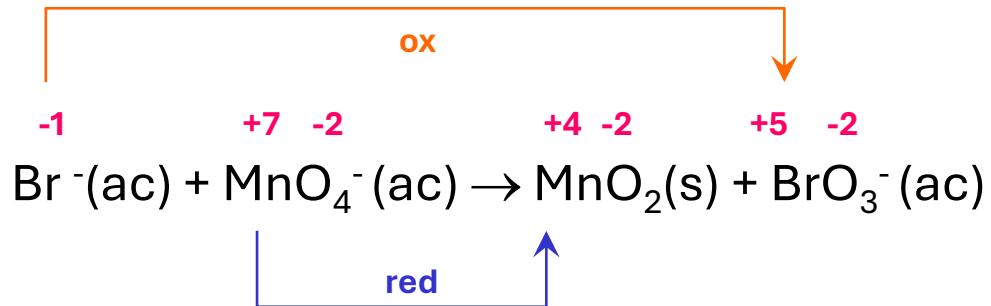
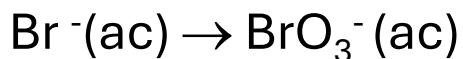
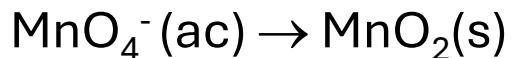


$$\text{E.C. Mol: } 2\text{IH} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

Balance de una ecuación redox en solución básica:

Los productos de la reacción entre los iones bromuro y los iones permanganato, MnO_4^- , en solución acuosa básica son el óxido de manganeso (IV) sólido, MnO_2 y los iones bromato.



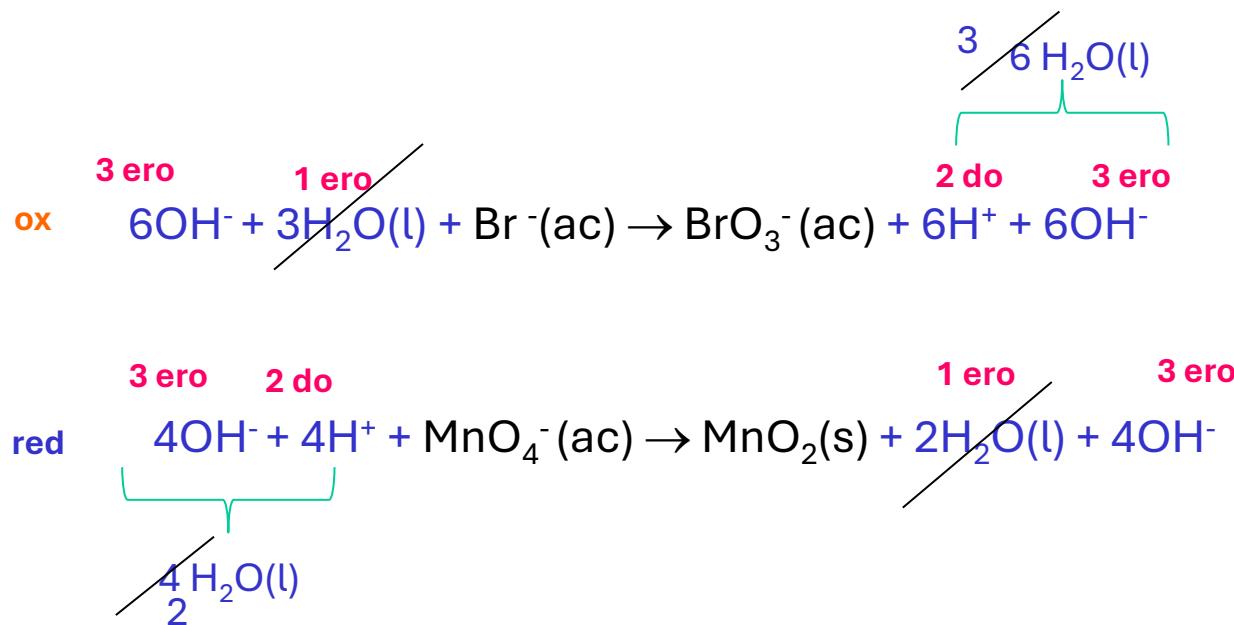
**ox****red**

- 1) Escribir la ecuación en forma iónica completa.
El MnO₂(s) no está disociado.

- 2) Colocar los números de oxidación sobre los elementos e identificar las especies que se oxidan y se reducen a partir de los cambios en sus números de oxidación.

- 3) Escribir las dos ecuaciones esquemáticas (sin igualar) para las hemirreacciones de oxidación y reducción





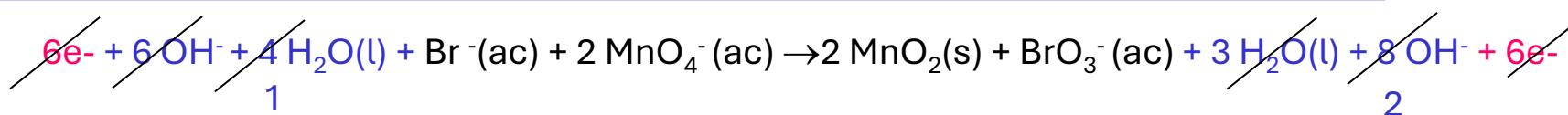
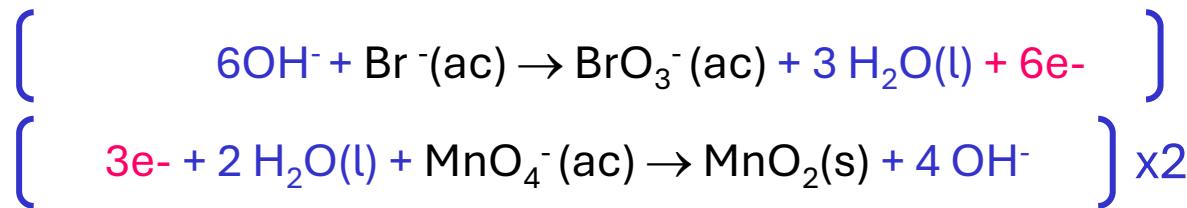
4) Igualar todos los elementos de las hemirreacciones excepto los O y H. (los ertos están balanceados en esta reacción)

5) En *solución básica*:
1ero iguale los O utilizando H₂O.
2do iguale los H agregando H⁺ del lado de la hemirreacción que necesita H, y
3ero OH⁻ de ambos lados para neutralizar los H⁺.

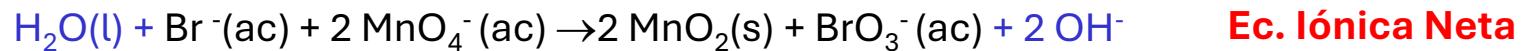
6) Igualar las cargas eléctricas agregando electrones del lado derecho para la oxidación y del lado izquierdo para la reducción.



7) Multiplicar las hemirreacciones por factores que igualen el número de electrones de las mismas.



8) Sumar ambas hemirreacciones y cancelar las especies que aparezcan a ambos lados de la flecha.



Pares redox: $\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2$

$\text{BrO}_3^- / \text{Br}^-$

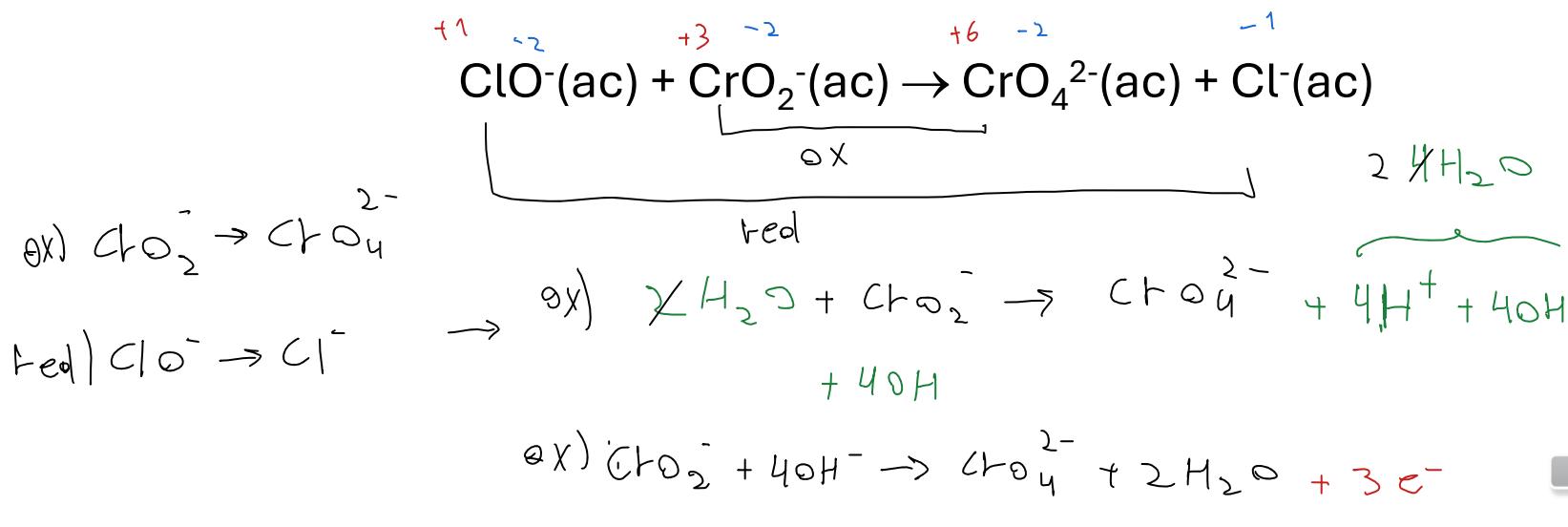
En este problema solo podemos llegar a la ecuación iónica neta porque no nos dicen cuáles son los iones expectantes para armar la ec. Iónica completa o la ec. Molecular.



Para ejercitarse:

Igualación de una ecuación redox en solución básica

- 2) El ión hipoclorito (I) reacciona en medio básico con iones cromito (III) para dar iones cromato (VI) y iones cloruro.



Equivalente gramo redox:

1eq redox = 1 mol de e-

La masa del equivalente gramo redox (o la masa del equivalente) es la masa de agente oxidante o reductor que utiliza o provee un mol de electrones (1 equivalente).

Se calcula como la masa molar del agente oxidante o reductor dividido por el número de moles de electrones ganados o cedidos durante el proceso de óxido – reducción por cada molécula, átomo o ion.

$$\text{masa eq redox} = \frac{\text{PM agente oxidante o reductor}}{\text{moles de electrones ganados o cedidos}}$$



Equivalente gramo redox y equivalente electroquímico:

Carga de 1 electrón: $1.6 \cdot 10^{-19}$ C (Coulomb)

Carga de 1 mol de electrones: 96500 C ∴ 1F (Faraday)

Si, le pusiéron el mismo nombre a 2 cosas distintas

Reacciona o se forma **1 equivalente redox** cuando se transfiere **1 mol de electrones**, es decir, 1 Faraday (96500 C).

Reacciona o se forma **1 equivalente electroquímico** cuando se transfiere **1 coulomb**.

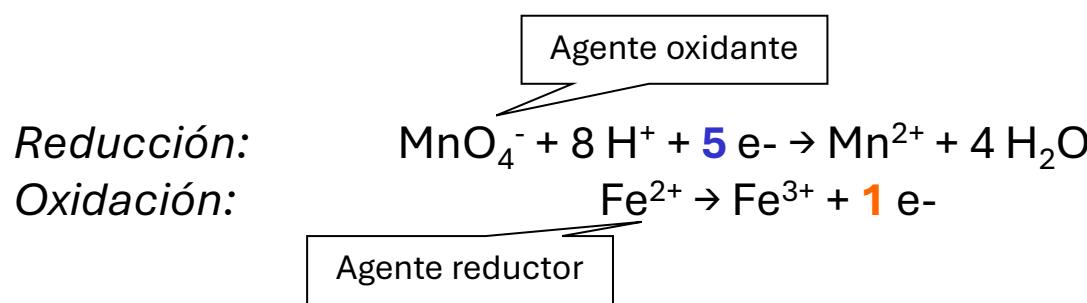


Determinación de la masa del Equivalente redox

Ejemplo:

$$\text{masa eq redox} = \frac{\text{PM agente oxidante o reductor}}{\text{nº electrones ganados o cedidos}}$$

En la reacción de oxidación del ión ferroso y el permanganato de potasio en medio ácido, se tienen las siguientes ecuaciones parciales:



$$\text{Masa Eq. gr de Fe}^{2+} = \text{masa molar Fe}^{2+} / 1 = 55,85 \text{ g} / 1 = 55,85 \text{ g}$$

$$\text{Masa Eq. gr del MnO}_4^- = \text{masa molar MnO}_4^- / 5 = 118,94 / 5 = 23,76 \text{ g.}$$

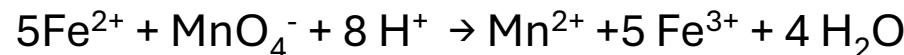
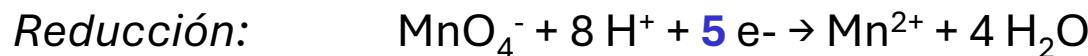
Cuando reacciona un mol de MnO_4^- se ganan 5 moles de electrones, entonces en 1 mol de MnO_4^- hay 5 equivalentes redox.

Cuando reacciona 1 mol de Fe^{2+} se liberan 1 mol de electrones, resulta que en 1 mol de Fe^{2+} hay 1 equivalente redox.

Determinación de la masa del Equivalente redox

Ejemplo:

En la reacción de oxidación del ion ferroso con el permanganato de potasio en medio ácido, se tienen las siguientes ecuaciones parciales:



$$\text{masa eq redox} = \frac{\text{PM ag. ox. o red.}}{n^{\circ}\text{e} - \text{ganados o cedidos}}$$

Cuando reacciona 1 mol de Fe^{2+} (AR) se liberan 1 mol de electrones, resulta que en 1 mol de Fe^{2+} hay 1 equivalente redox.

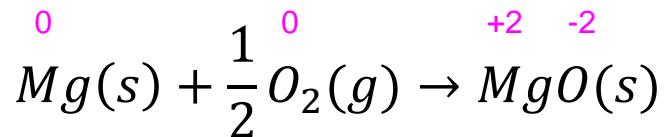
$$\text{Masa Eq. gr de } \text{Fe}^{2+} = \text{masa molar } \text{Fe}^{2+} / 1 = 55,85 \text{ g} / 1 = 55,85 \text{ g}$$

Cuando reacciona un mol de MnO_4^- (AO) se ganan 5 moles de electrones, entonces en 1 mol de MnO_4^- hay 5 equivalentes redox.



$$\text{Masa Eq. gr del } \text{MnO}_4^- = \text{masa molar } \text{MnO}_4^- / 5 = 118,94 / 5 = 23,76 \text{ g.}$$

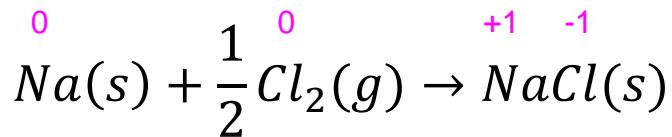
Reacciones de síntesis:



<https://www.youtube.com/watch?v=XyrOvg3pS88>



Reacción muy exotérmica. Las temperaturas durante el quemado pueden ser tan altas como 2400 °C



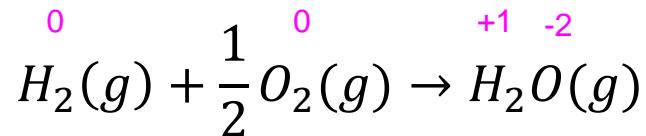
<https://www.youtube.com/watch?v=Brxemjl48qE&t=56s>



Reacción muy exotérmica.



Reacciones de síntesis:



<https://www.youtube.com/watch?v=A-XU7wTPjeo>

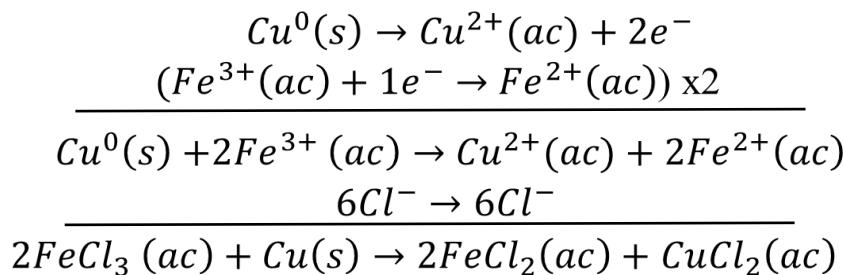
<https://www.youtube.com/watch?app=desktop&v=FwCy9r4MRKk>



Reacciones redox espontáneas

Decapado de cobre en circuitos impresos:

El cloruro férrico (FeCl_3) se usa para decapar el cobre y obtener un circuito impreso en un PCB (Printed Circuit Board) mediante una reacción redox que oxida el cobre a cloruro de cobre (II)



Los productos de la reacción $\text{Fe}^{2+}(ac)$ y el $\text{Cu}^{2+}(ac)$ están en la solución y la placa queda libre de residuos sólidos



Bibliografía:

- **Química General**

Di Risio, C. D., & Guasco, M. T.

- **Principios de la Química. Los caminos del descubrimiento.**

Atkins. Jones. 3era Edición.

- **Química: la ciencia central**

Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., & Burdge, J. R. (2004). Pearson educación.



