



PROCESOS DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

Estado o número de oxidación

“Es la carga que tendría un átomo si todos sus enlaces fueran iónicos, es decir, considerando todos los enlaces covalentes polares como si en vez de tener fracciones de carga tuvieran cargas completas”.

En las sustancias iónicas, el número de oxidación coincide con la carga eléctrica de los iones.

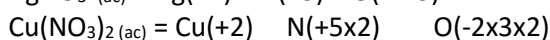
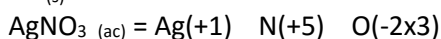
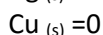
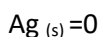
En sustancias covalentes el número de oxidación representa una carga eléctrica ficticia, ya que en este enlace la transferencia de electrones entre los átomos involucrados no es total.

Reglas para determinar el número de oxidación:

- ⚠ El número de oxidación de los átomos en las sustancias simples es cero: O₂, N₂, Al.
- ⚠ El número de oxidación del oxígeno en la mayoría de los compuestos menos dos, salvo en los peróxidos que es menos uno: O⁻², O⁻¹.
- ⚠ El número de oxidación del hidrógeno en la mayoría de los compuestos es más uno: H⁺¹.
- ⚠ El número de oxidación de una molécula se calcula sumando los números de oxidación de todos los átomos que la componen y siempre da cero. H₂O – H⁺¹ + H⁺¹ + O⁻² (+1+1-2 = 0)
- ⚠ El número de oxidación de un ión es igual a su carga: para el catión Ca²⁺, el número de oxidación es Ca⁺². Cuando se indica el número de oxidación primero va el signo y luego el número (+2) y cuando se trata de la carga de un ión se indica primero la carga y luego el número (2+).
- ⚠ Los metales siempre tienen número de oxidación positivo.
- ⚠ Los no metales pueden tener número de oxidación positivo o negativo.
- ⚠ En los elementos de los grupos IA, IIA y algunos del IIIA el número de oxidación coincide con el grupo.

Ejemplo:

Determinación del número de oxidación:



Reacciones REDOX

Son aquellas en las que **cambia el estado o número de oxidación de las especies reaccionantes porque se produce un intercambio de electrones entre los reactivos**. Para que se produzca una reacción redox es necesaria la presencia de una especie que ceda electrones (reductor) y otra especie que acepte electrones (oxidante).

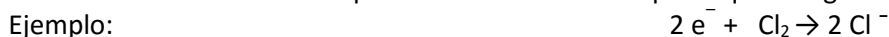
Tras la reacción redox, el reductor se transforma en su forma oxidada y el oxidante en su forma reducida.

Siempre que se produce una oxidación debe producirse simultáneamente una reducción. Cada una de estas reacciones se denomina semirreacción. En toda reacción redox, **el número de electrones cedidos por el que se oxidó es igual al número de electrones captados por el que se redujo**.

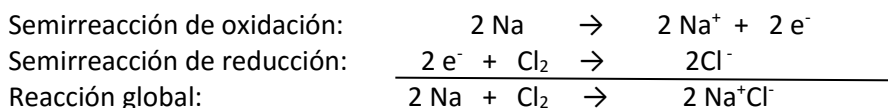
Se define como **oxidación** al proceso en el cual una especie química pierde electrones.



Se define como **reducción** al proceso en el cual una especie química gana electrones.



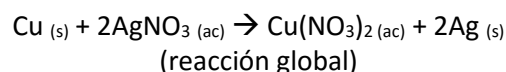
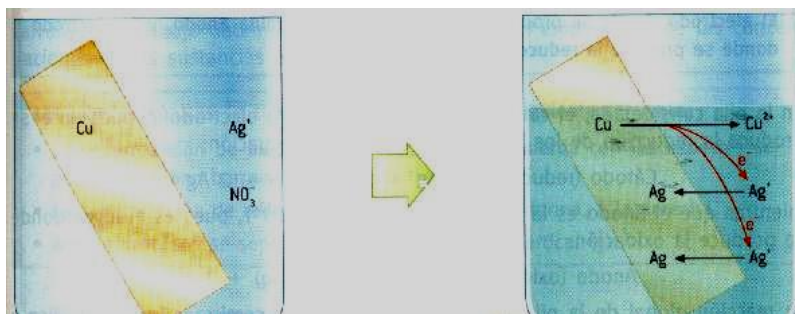
Podemos decir que las reacciones de óxido-reducción son la suma de dos semirreacciones. Dos medias reacciones se suman para hacer una reacción total, de modo que los electrones perdidos en la media reacción de oxidación igualan a los electrones ganados en la media reacción de reducción. Por lo tanto:

**Ejemplo:**

En las reacciones redox una especie se oxida y la otra se reduce.

Ejemplo:

Si introducimos un electrodo de cobre en una disolución de AgNO_3 , de manera espontánea el cobre se oxidará pasando a la disolución como Cu^{2+} , mientras que la Ag^+ de la misma se reducirá pasando a ser plata metálica:

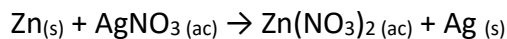


Agente OXIDANTE: Sustancia que contiene a especie química que en un proceso redox se reduce, provocando la oxidación de la otra especie. (En el ejemplo AgNO_3)

Agente REDUCTOR: Sustancia que contiene a especie química que en un proceso redox se oxida provocando la reducción de la otra especie. (En el ejemplo Cu)

Igualación de ecuaciones redox (método del número de oxidación)

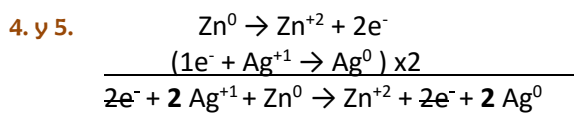
1. Asignar números de oxidación a los átomos e identificar los que cambian su número de oxidación.
2. Escribir las semirreacciones con los átomos que cambian su estado de oxidación, ajustando con electrones la carga en ambos miembros.
3. Se realiza el balance de masas si corresponde, igualando átomos de cada elemento a cada lado de la semirreacción.
4. Multiplicar cada semirreacción por un número que haga que los electrones cedidos por los átomos que se oxidan sean iguales a los electrones ganados por los átomos que se reducen.
5. Sumar las semirreacciones eliminando los electrones
6. Disponer en la ecuación global los coeficientes estequiométricos obtenidos en el paso anterior.
7. Revisar para ajustar adecuadamente las demás sustancias que intervienen en la reacción, si es necesario se finaliza la igualación por tanteo.

**Ejemplo:**

1. $\text{Zn}_{(s)} = 0$
 $\text{AgNO}_{3(ac)} = \text{Ag}(+1) \quad \text{N}(+5) \quad \text{O}(-2 \times 3)$
 $\text{Zn}(\text{NO}_3)_{2(ac)} = \text{Zn}(+2) \quad \text{N}(+5) \quad \text{O}(-2 \times 3 \times 2)$
 $\text{Ag}_{(s)} = 0$

Cambian: Ag y Zn

2. $\text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{+2} + 2e^-$ (semirreacción de oxidación)
 $1e^- + \text{Ag}^{+1} \rightarrow \text{Ag}^0$ (semirreacción de reducción)



6. y 7.
- $$\text{Zn}_{(s)} + 2\text{AgNO}_{3(ac)} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_{2(ac)} + 2\text{Ag}_{(s)}$$

Agente oxidante: AgNO_3

Agente reductor: Zn

MATERIAL CONSULTADO:

- 📖 Brown-Le May- Bursten . Química. La Ciencia Central..Ed. Prentice Hall. Quinta edición.
- 📖 Atkins y Jones. Principios de Química. Ed.Panamericana. Quinta edición
- 📖 Fichas de trabajo Prof. Fernando Cabrera
- 📖 Fichas de trabajo Prof. Denisse Casais
- 📖 Fichas de trabajo Profs. Nelly Ferré, Mariela Musetti, Marisa Rodríguez y Stela Rosso

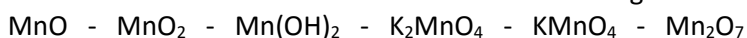


ACTIVIDADES

1. Indica la/s opción/es correcta/s en cada caso:

- a) En un proceso redox:
- I. Se oxida la especie que pierde electrones
 - II. El número de oxidación es siempre la carga eléctrica del elemento
 - III. Se puede producir solamente la oxidación
 - IV. Cuando una especie se reduce aumenta su número de oxidación
- b) La oxidación es un proceso químico en el cual:
- I. Un elemento reacciona con el oxígeno del aire
 - II. Una especie neutra o iónica pierde electrones
 - III. Una especie neutra o iónica disminuye su número de oxidación

2. Determina el número de oxidación del Mn en los siguientes compuestos.



3. Determina cuál(es) de las siguientes reacciones son de oxidación-reducción. En aquellas que lo son, identifica agentes oxidante y reductor:

- a) $\text{HgCl}_2(\text{ac}) + 2\text{KI}(\text{ac}) \rightarrow \text{HgI}_2(\text{s}) + 2\text{KCl}(\text{ac})$
- b) $4\text{NH}_3(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{N}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- c) $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2\text{HNO}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- d) $\text{PCl}_3(\text{l}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 3\text{HCl}(\text{ac}) + \text{H}_3\text{PO}_3(\text{ac})$

4. Para las siguientes ecuaciones:

- a) Iguala por el método del número de oxidación.
- b) Identifica las semirreacciones.
- c) Indica agente oxidante y agente reductor
- i. $\text{FeO}(\text{s}) + \text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
 - ii. $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - iii. $\text{Cu}(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g}) + \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{ac})$
 - iv. $\text{KNO}_3(\text{ac}) + \text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{KNO}_2(\text{ac}) + \text{CO}_2(\text{g})$
 - v. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{ac}) + \text{SnO}(\text{s}) \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4(\text{ac}) + \text{SnO}_2(\text{s})$
 - vi. $\text{KMnO}_4(\text{ac}) + \text{FeO}(\text{s}) \rightarrow \text{MnO}(\text{s}) + \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{K}_2\text{O}(\text{ac})$
 - vii. $\text{Zn}(\text{s}) + \text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{ZnCl}_2(\text{ac})$
 - viii. $\text{Cu}(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + \text{CuSO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - ix. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}(\text{ac}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - x. $\text{KOH}(\text{ac}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{KI}(\text{ac}) \rightarrow \text{KCl}(\text{ac}) + \text{KIO}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - xi. $\text{ZnS}(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{ZnSO}_4(\text{ac}) + \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$