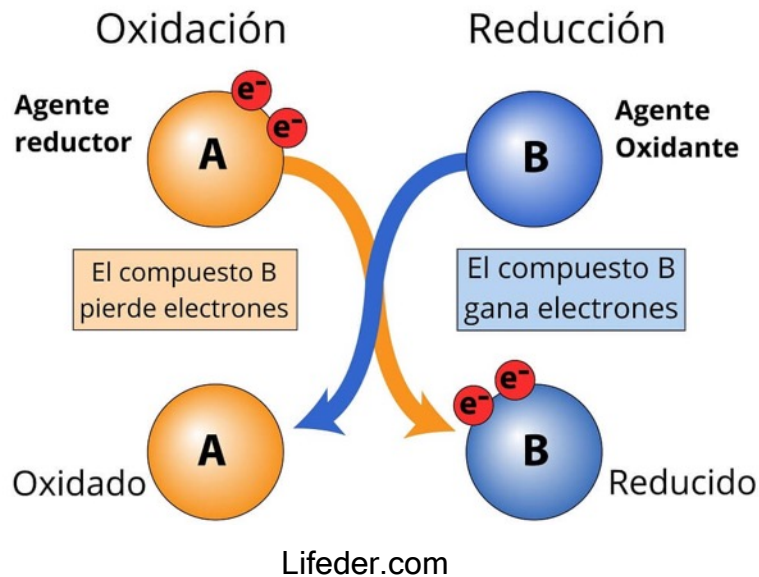


AGENTE OXIDANTE Y AGENTE REDUCTOR

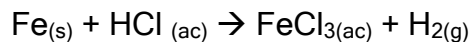


En todas las reacciones de óxido-reducción se transfieren electrones, los cuales indican el elemento que se oxida y el elemento que se reduce. Los dos procesos se llevan a cabo simultáneamente, es decir, los electrones que se pierden por un átomo, otro los está ganando, de tal manera que sea el mismo número de electrones ganados y perdidos. Dicho de otra manera:

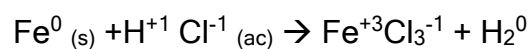
Agente oxidante: especie que contiene al elemento que se reduce.

Agente reductor: especie que contiene el elemento que se oxida.

Retomando el ejemplo:



Al determinar los números de oxidación tenemos:



Podemos notar que el hierro cambia su número de oxidación de 0 a +3 porque pierde 3 electrones.



El hidrógeno cambia de +1 a 0, debido a la ganancia de un electrón.



Tenemos que el Fe al mismo tiempo es el que se oxida, pero es el agente reductor, pues al perder los dos electrones genera que otro los gane y se reduzca, por eso es el agente reductor.

Mientras que el HCl es el agente oxidante porque contiene al hidrógeno (H), que es el elemento que se reduce. Es decir, al ganar los electrones genera que el otro elemento se oxide. Por lo que se considera como agente oxidante.

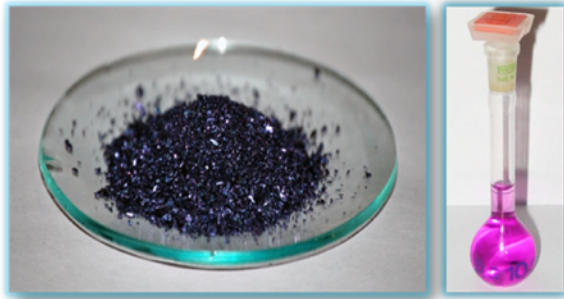
En resumen, se define **oxidante** o **agente oxidante** a una sustancia que promueve la oxidación de otras sustancias sustrayéndoles electrones. El agente oxidante se reduce, ya que contiene al elemento cuyo número de oxidación disminuye.

Ejemplos de agentes oxidantes:

Reactivo	Producto de reacción de oxidación
Permanganato de potasio (KMnO_4)	Mn^{+2}
Bromato de potasio (KBrO_3)	Br^-
Cerio (IV)	Cr^{+3}
Dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)	Cr^{+3}
Yodo (I_2)	I^-

Estas sustancias son oxidantes fuertes ya que poseen elementos en su máximo número de oxidación.

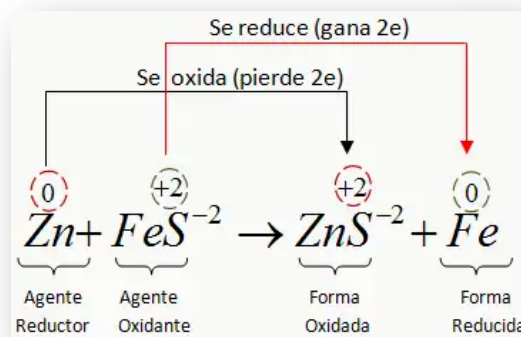
Estado físico y su solución de los agentes oxidantes más comunes:

KMnO₄K₂Cr₂O₇

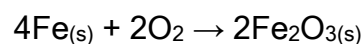
<https://images.app.goo.gl/skUc9m8dyYfDXbjb7> <https://images.app.goo.gl/Za9ukLc9KC4yQZJq8>

El **agente reductor** es una sustancia química que pierde o "dona" electrones a otra sustancia cuando ocurre una reacción química de reducción-oxidación (*redox*). Se le llama "*reductor*" porque reduce el estado de oxidación de la otra sustancia al donarle electrones.

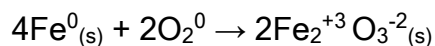
A nivel químico, el agente reductor aumenta su número de oxidación, lo que significa que pierde electrones. Este proceso se conoce como **oxidación del reductor**. Recordemos que el estado de oxidación describe el grado de pérdida de electrones, por lo que un reductor es cualquier sustancia que reduce otra sustancia. Para identificar al reductor en una reacción redox, se tiene a aquel cuyo estado de oxidación se incrementa debido a la pérdida de electrones, mientras que el agente oxidante es aquel cuyo estado de oxidación se ve disminuido por ganar electrones.



Ejemplo 1: De la siguiente reacción determine el agente oxidante y al agente reductor:



Asignamos números de oxidación:



Escribimos semirreacciones para cada elemento:



Agente oxidante: O_2^0

Agente reductor: Fe^0

La medida de la capacidad de reducción de un material se conoce como su potencial de reducción. La siguiente tabla muestra algunos potenciales de reducción, que se pueden cambiar a potenciales de oxidación invirtiendo el signo. Los agentes reductores pueden clasificarse aumentando su fuerza clasificando sus potenciales de reducción. Los reductores donan electrones a (es decir, "reducen") agentes oxidantes, que se dice que "son reducidos por" el reductor. El agente reductor es más fuerte cuando tiene un potencial de reducción más negativo y débil cuando tiene un potencial de reducción más positivo. Cuanto más positivo es el potencial de reducción, mayor es la afinidad de la especie por los electrones y la tendencia a reducirse (es decir, a recibir electrones). La siguiente tabla proporciona los potenciales de reducción del agente reductor indicado a 25 °C.

Potenciales normales de reducción

Cupla	E^0 / V
$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0$	-0.41
$\text{Co}^{2+}/\text{Co}^0$	-0.28
$\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}^0$	-0.23
$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0$	-0.13
H^+/H_2	0.00
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$	+0.30
Ag^+/Ag^0	+0.80
NO_3^-/NO	+1.10
$\text{Pt}^{2+}/\text{Pt}^0$	+1.20
Au^+/Au^0	+1.70

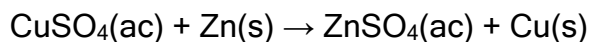
Por ejemplo, entre hierro (Fe), níquel (Ni), cobre (Cu), el Fe es el agente reductor más fuerte mientras que el Cu es el más débil; Dicho de otra manera, el Fe es el agente oxidante más débil de esta lista, mientras que el Cu es el más fuerte.

Los agentes reductores comunes incluyen los metales potasio, calcio, bario, sodio y magnesio, y también compuestos que contienen el ion H, que son NaH, LiH, LiAlH₄ y CaH₂.



Algunos elementos y compuestos pueden ser tanto agentes reductores como oxidantes. El gas hidrógeno es un agente reductor cuando reacciona con no metales y un agente oxidante cuando reacciona con metales.

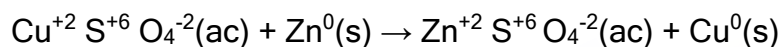
Ejemplo 2: Indica si la siguiente reacción es de oxidación-reducción.



En caso afirmativo, escribe las semirreacciones, indicando el agente oxidante y el agente reductor.

Resolución:

Paso 1. Se asignan los números de oxidación:



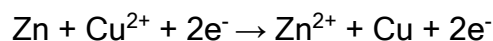
Paso 2. Identificar los elementos que cambian de número de oxidación y escribir las semirreacciones, indicando cuál es de oxidación y cuál de reducción.



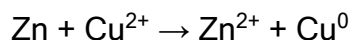
Agente oxidante: CuSO₄

Agente reductor: Zn

Reacción neta:



Finalmente queda:

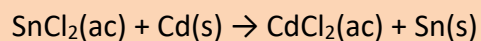


Te toca a ti.



Ejercicio de práctica:

Para la reacción que se indica a continuación:



- Escribe las semirreacciones de oxidación y de reducción.
- Determina el agente oxidante y el agente reductor.
- ¿Hay iones que no se oxidan ni se reducen? ¿Cuáles son?
- Escribe la ecuación iónica global.

Referencias:

Mora, Víctor M. (2011) Química 1. México. Editorial ST.
Ramírez, Víctor M. (2013) Química 1. México. Grupo Editorial Patria.