

OXIDACIÓN REDUCCIÓN
NÚMEROS DE OXIDACIÓN
AGENTES REDUCTOR Y
OXIDANTE

PROFESOR EFRÉN GIRALDO T.

Dar



oxidar

Recibir electrones



reducir

Se oxida el que da electrones.

Se reduce el que recibe electrones.

Siempre que un elemento se oxida hay necesariamente otro que se reduce.

Hay dualidad oxidante y reductora.

- Un elemento se oxida y produce en otro una reducción
- El se oxida pero otro se reduce a la vez.
- Igual, uno se reduce y otro necesariamente se oxida

Agente reductor

- Esa dualidad **oxidación reducción** da origen al agente o sustancia reductora y al agente o sustancia oxidante
- En el NaCl:
- El **Na** da un e^- , el Cl lo recibe y se reduce a causa del Na.

El Na Se **oxida** y produce una reducción

Un **agente reductor** es aquel que **reduce** a otro. Pero el se oxida.

Un metal cuando se oxida es un agente reductor

Al elemento oxidarse aumenta su # de oxidación

- El agente reductor o sustancia reductora es el que se oxida, porque al oxidarse produce una reducción en otro elemento.

- Da electrones(se oxida) y esos electrones los tiene que recibir otro elemento que a su vez se reduce

- 
• $\text{Na} + \text{Cl} \longrightarrow \text{NaCl}$ el sodio da un electrón y el Cl lo recibe.

El sodio al oxidarse reduce al Cl (recibe e^-)

Agente oxidante

- Si un elemento **recibe** electrones se **reduce**.
- Si recibe electrones los tiene que recibir de otro elemento. Al recibir electrones hubo otro elemento que necesariamente se oxidó. Por tanto es un agente que produjo una oxidación en otro.
- Un **agente oxidante** es aquel que **oxida** a otra. Pero el se reduce

Un elemento al reducirse disminuye su # de oxidación

- Los no metales cuando se reducen son agentes oxidantes
- Por eso se dice que el oxígeno es muy oxidante.
- Al ser muy ávido por los e^- produce en otros oxidaciones

Estado o # de oxidación

- El átomo tiende a obedecer la regla del octeto para así tener una configuración electrónica similar a la de los gases nobles, los cuales son muy estables eléctricamente.
- En el caso del hidrógeno este trata de tener 2 electrones, lo cual proporciona la misma configuración electrónica que la del helio



- El # de oxidación es la carga aparente con la que dicho elemento está funcionando en un compuesto o especie.
- Los estados de oxidación pueden ser positivos, negativos, cero, enteros y fraccionarios

- Cuando el Na está completo (sin dar e^-) se dice que tiene oxidación 0 (cero).
- Pero como el Na tiene $1e^-$ en su última capa, este debe ser dado para que cumpla la ley del octeto, entonces este átomo tiene un número de oxidación de +1, porque al dar $1e^-$ se descompensa en $1e$, queda por tanto con 1 protón más, o sea con una carga de $1+$.
- El Na pasa de oxidación 0 a oxidación +1

- El Mg (Magnesio) requiere dar $2e^-$ por tanto su # de oxidación es +2
- El Fe puede dar unas veces 2 otras 3, por tanto su # de oxidación es +2,+3

[PÁGINA INTERESANTE](#)

- Los **metales alcalinos** (grupo 1, o grupo del Li) tienen 1 electrón de valencia, tenderán a perderlo poseyendo siempre en los compuestos número de oxidación **+1**.
- Los **metales alcalinotérreos** (grupo 2, o grupo del Be) tienen 2 electrones de valencia, tenderán a perderlos poseyendo siempre en los compuestos número de oxidación **+2**.

El número de oxidación es **positivo** si el átomo **da o pierde electrones**, o los **comparte** con un átomo que tenga tendencia a captarlos.

Al elemento oxidarse aumenta su # de oxidación

Átomos que reciben o comparten e^-

- El Cl necesita recibir $1e^-$ para obedecer la regla del octeto, entonces dicho átomo tiene un # de oxidación de -1, porque queda con 1 carga – de más.
- El Cl pasa de estado completo 0 a -1
- El oxígeno puede recibir o compartir 1 ó 2 e^-
- Por tanto tiene # de oxidación de -1 ó -2 

- El **hidrógeno** (H) presenta número de oxidación **+1 con los no metales** (da e^-) y de **-1 con los metales** (recibe e^-).
- El **flúor** (F) sólo presenta el número de oxidación **-1**.

- El **grupo del C** (grupo 14) tiene 4 electrones de valencia, que tienden a compartirlos, por tanto tienen número de oxidación **+4** frente a sus compañeros **los no metales**.
- Presentan número de oxidación **-4** frente a **los metales y al H.**(tienden a recibir e)

NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

1											13	14	15	16	17	18	
H +1																	He
Li +1	Be +2											B ± 3	C +2, ± 4	N $\pm 1, \pm 2, \pm 3$ +4, +5	O -1, -2	F -1	Ne
Na +1	Mg +2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al +3	Si +2, ± 4	P $\pm 3, +5$	S $\pm 2, +4, +6$	Cl ± 1 +3, +5, +7	Ar
K +1	Ca +2	Sc +3	Ti +2, +3, +4	V +2, +3 +4, +5	Cr +2, +3 +6	Mn +2, +3 +4, +6, +7	Fe +2, +3	Co +2, +3	Ni +2, +3	Cu +1, +2	Zn +2	Ga +1, +3	Ge +2, +4	As $\pm 3, +5$	Se -2, +4, +6	Br ± 1 +3, +5, +7	Kr
Rb +1	Sr +2	Y +3	Zr +3, +4	Nb +2, +3 +4, +5	Mo +2, +3 +4, +5, +6	Tc +4, +5 +6, +7	Ru +2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	Rh +2, +3 +4, +5, +6	Pd +2, +4	Ag +1	Cd +2	In +1, +3	Sn +2, +4	Sb $\pm 3, +5$	Te $\pm 2, +4, +6$	I ± 1 +3, +5, +7	Xe
Cs +1	Ba +2	La +3	Hf +3, +4	Ta +3, +4, +5	W +2, +3 +4, +5, +6	Re +2, +3 (+4, +6, +7)	Os +2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	Ir +2, +3 +4, +5, +6	Pt +2, +4	Au +1, +3	Hg +1, +2	Tl +1, +3	Pb +2, +4	Bi +3, +5	Po $\pm 2, +4, +6$	At $\pm 1, +5$	Rn
Fr +1	Ra +2	Ac +3	Rf +3, +4	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo