



GUIA DE RETROALIMENTACIÓN N°9 QUÍMICA
IV° MEDIO

Nombre _____ Curso: _____ Fecha: _____

Objetivo de Aprendizaje:

Unidad II: Óxido- reducción

A.E.5

Describir las reacciones de óxido reducción basándose en el intercambio de electrones.

Instrucciones:

Lee el Texto y observa el video del LINK

tendrás un resumen de los ejercicios a desarrollar con un ejemplo de cada uno. También puedes observar los videos recomendados para responder la actividad.

AGENTE OXIDANTE Y AGENTE REDUCTOR

En la guía anterior trabajamos con las reacciones de oxidación y reducción, agregamos electrones, balanceamos los electrones y obtuvimos la reacción redox.

En esta guía aplicaremos los conceptos de agente oxidante y agente reductor.

Agente oxidante

- a) es un átomo o ion que gana electrones
- b) se reduce disminuyendo su estado de oxidación
- c) oxida al agente reductor.
- d) en la ecuación aparece sumando electrones

Agente reductor:

- a) es un átomo o ion que cede electrones a un agente oxidante.
- b) se oxida aumentando su estado de oxidación
- c) reduce al agente oxidante
- d) en la ecuación aparece al otro lado de los electrones

Ejemplo 1: En la reacción de oxidación

Como el estado de oxidación aumenta de 0 a +2, es una reacción de oxidación. Los electrones se colocan siempre donde está más positivo, en este caso al lado derecho.



Acá tenemos dos especies: uno es agente reductor y el otro agente oxidante

¿Cómo sabemos cuál es cuál?

1° lo más simple: el agente oxidante está sumando electrones (Cu^{++}) y el agente reductor está al otro lado de los electrones (Cu).



2° el estado de oxidación: la especie que se oxida y aumenta el estado de oxidación es el agente reductor. ¿Cuál aumenta su E.O.?

Cu aumenta su estado de oxidación de 0 a +2, por lo tanto, es agente reductor

Cu⁺⁺ al tomar los dos electrones disminuye su estado de oxidación de +2 a 0 por lo tanto, es el agente oxidante.

.

Ejemplo 2: En la reacción de reducción

Como el estado de oxidación disminuye de +2 a 0, es una reacción de reducción. Los electrones se colocan siempre donde está más positivo, en este caso al lado izquierdo.



Acá tenemos dos especies: uno es agente reductor y el otro agente oxidante

¿Cómo sabemos cuál es cuál?

1° lo más simple: el agente oxidante está sumando electrones (Zn⁺⁺) y el agente reductor está al otro lado de los electrones (Zn).

2° el estado de oxidación: la especie que se oxida y aumenta el estado de oxidación es el agente reductor. ¿Cuál aumenta su E.O.?

Zn aumenta su estado de oxidación de 0 a +2, por lo tanto, es agente reductor

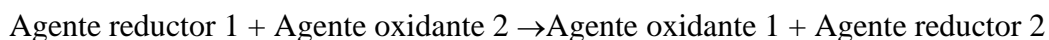
Zn⁺⁺ al tomar los dos electrones disminuye su estado de oxidación de +2 a 0 por lo tanto, es el agente oxidante.

En resumen:

- a) Oxidación: Agente Reductor → Agente Oxidante + ne-
b) Reducción: Agente Oxidante + ne- → Agente Reductor

En la reacción Redox tendremos dos agentes oxidantes y dos agentes reductores. Para diferenciarlos, a los de la oxidación serán 1 y los de la reducción serán 2

- a) Oxidación: Agente Reductor 1 → Agente Oxidante 1 + ne-
b) Reducción: Agente Oxidante 2 + ne- → Agente Reductor 2
c) Redox:



3° oxida -reduce: ya sabemos que

el agente reductor reduce y es oxidado (aumenta su estado de oxidación)

el agente oxidante oxida y se reduce (disminuye su estado de oxidación)

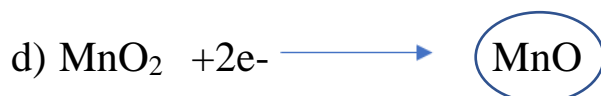
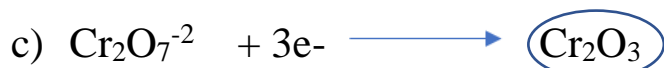
Entonces el agente reductor 1 reduce al agente oxidante 2

El agente oxidante 2 oxida al agente reductor 1

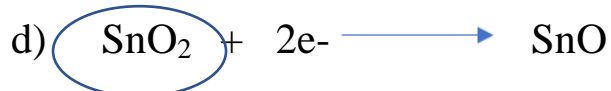
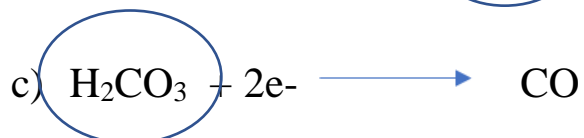
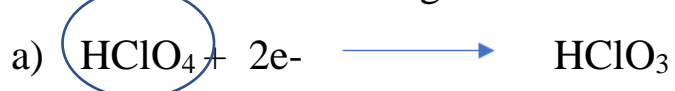


ACTIVIDAD

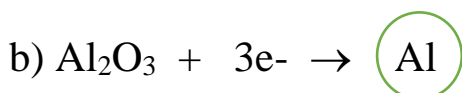
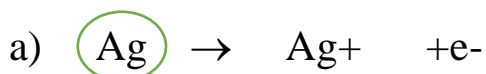
1.- Encierra en un círculo al Agente Reductor.



2.- Encierra en un círculo al agente oxidante

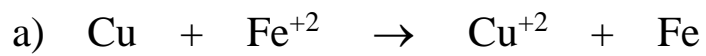


3.- Completa con los electrones y encierra en un círculo al agente reductor

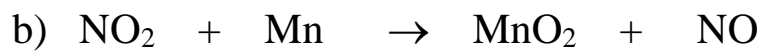




4.-En las siguientes reacciones redox reconoce al agente reductor 1 y al agente oxidante 2.



A.Red 1 A.Oxid 2



A.Oxid 2 A. Red 1