**GUIA DE RETROALIMENTACIÓN Nº10 QUÍMICA**

**IVº 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  [https://youtu.be/a5Ica8VwKTI](%20https%3A/youtu.be/a5Ica8VwKTI)

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

 BALANCE DE REACCIONES REDOX POR EL

 MÉTODO DEL IÓN ELECTRÓN

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

En esta guía aplicaremos las reglas para realizar el balance de las reacciones redox por el método del ion electrón en medio ácido.

 En el método ion-electrón (conocido también como método de balance de semirreacciones) la ecuación redox se divide en dos semirreacciones: una para las reacciones de la oxidación, y la otra para las reacciones de la reducción. Las semirreacciones se equilibran separadamente y después se suman, dando una ecuación equilibrada de la reacción redox.

####  Instrucciones para equilibrar las ecuaciones redox

* Paso 1. Se escribe una reacción desequilibrada
* Paso 2. Se dividir la reacción redox a las semirreacciones
	+ a) Se determinan los números de la oxidación de cada átomo respectivo.
	+ b) Se identifican los pares redox en la reacción
	+ c) Se combinan los pares redox en dos semirreacciones
* Paso 3. Se equilibran los átomos en las semirreacciones
	+ a) Se equilibran todos los átomos excepto del H y del O
	+ b) Se equilibran los átomos del oxígeno añadiendo H2O
	+ c) Se equilibran los átomos del hidrógeno añadiendo el ion H
* Paso 4. Se equilibran las cargas añadiendo e-
* Paso 5: Se iguala el número de los electrones perdidos y recibidos en las semirreacciones
* Paso 6: Se suman las semirreacciones
* Paso 7: Se acorta la ecuación
* Y al final, siempre se verifica el equilibrio de las cargas y de los elementos

Ejemplo 1: En la reacción Redox

 +2 +4 +4 +1

 PbO + NO2 → PbO2 + N2O

 1°Reconocer la oxidación y la reducción y separar las semirreacciones

1. Oxidación: PbO → PbO2
2. Reducción: NO2 → N2O

2°Se igualan los átomos que se oxidan o reducen, en este caso el nitrógeno.

1. Oxidación: PbO → PbO2
2. Reducción: 2NO2 → N2O

Se iguala el oxígeno y luego el hidrógeno

1. Oxidación: PbO + H2O → PbO2 + 2H+
2. Reducción: 2NO2 + 6H+ → N2O + 3H2O

3°Se agregan los electrones y se igualan

1. Oxidación: PbO + H2O → PbO2 + 2H+ + 2e- /x3
2. Reducción: 2NO2 + 6H+ + 6e- → N2O + 3H2O

Queda:

1. Oxidación: 3PbO + 3H2O → 3PbO2 + 6H+ + 6e-
2. Reducción: 2NO2 + 6H+ + 6e- → N2O + 3H2O

4°Se eliminan o reducen los términos comunes para obtener la reacción Redox

 3PbO + 2NO2  → 3PbO2  + N2O

 ACTIVIDAD

1.- Aplica las reglas del Método del ion-electrón para realizar el balance de las siguientes reacciones Redox en 4 etapas (como se muestra en la guía).

+2 +2 0 +3

1. MgO + FeO Mg + Fe2O3

|  |
| --- |
| 1° a) FeO → Fe2O3 Oxidación1. MgO → Mg Reducción
 |
| 2° a) 2FeO + H2O → Fe2O3 + 2H+ Oxidaciónb) MgO + 2H+ → Mg + H2O Reducción |
| 3° a) 2FeO + H2O → Fe2O3 + 2H+ +2e- Oxidaciónb)b) MgO + 2H+ +2e- → Mg + H2O Reducción |
| 4° a) 2FeO + H2O → Fe2O3 + 2H+ +2e- Oxidación1. MgO + 2H+ +2e- → Mg + H2O Reducción

2FeO + MgO → Fe2O3 + Mg |

+1 +1 0 +7

2.- Na2O + HClO → Na + HClO4

|  |
| --- |
| 1°a) oxidación: HClO → HClO4 1. reducción: Na2O → Na
 |
| 2° a) oxidación: HClO + 3H2O → HClO4 + 6H+ b)reducción: Na2O + 2H+ → 2Na + H2O |
| 3° a) oxidación: HClO + 3H2O → HClO4 + 6H++6e- b)reducción: Na2O + 2H+ + 2e- → 2Na + H2O/x3 |
| 4° a) oxidación: HClO + 3H2O → HClO4 + 6H++6e- b)reducción: 3Na2O + 6H+ + 6e- → 6Na + 3H2O HClO + 3Na2O → HClO4 + 6Na |

+6 +2 +3 +4

3.- H2Cr2O7 + CO → Cr+3 + CO2

|  |
| --- |
| 1° a)oxidación:CO → CO2b) reducción: H2Cr2O7 → Cr+3 |
| 2° a)oxidación:CO +H2O → CO2 + 2H+ b) reducción: H2Cr2O7 + 12H+ → 2Cr+3 + 7H2O |
| 3° a)oxidación:CO +H2O → CO2 + 2H+ + 2e-/x3 b) reducción: H2Cr2O7 + 12H+ +6e- → 2Cr+3 + 7H2O |
| 4° a)oxidación:3CO + 3H2O → 3CO2 + 6H+ +6e-  b) reducción: H2Cr2O7 + 12H+ +6e- → 2Cr+3 + 7H2O 3CO + H2Cr2O7 + 6H+→ 3CO2 + 2Cr+3 + 4H2O |