



Equilibrio de Reacciones Redox

OBJETIVO: Comprender que las reacciones redox se caracterizan por la transferencia de los electrones entre los reactantes y aprender a equilibrar ecuaciones de óxido-reducción a través del método de ion electrón tanto en medio ácido y básico

Instrucciones:

1. Antes de resolver los ejercicios **lee atentamente esta guía de autoaprendizaje.**
2. **Destaca los conceptos más importantes, anótalos en tu cuaderno** y observa detalladamente los ejercicios de ejemplo que se proponen
3. **Resuelve la guía de ejercicios en tu cuaderno**, copiando la pregunta seguida de su respectiva respuesta. No olvides de realizar su respectivo desarrollo.
4. **Si imprimes la guía no olvides pegarla en tu cuaderno.**
5. Para resolver los ejercicios **necesitarás 90 minutos.**

Si necesitas ayuda o tienes dudas puedes comunicarte de lunes a viernes, de 12:00 a 18:00 hrs a través del correo maría.fernandafuentes@liceonsmariainmaculada.com

Las ecuaciones químicas que trabajamos, comúnmente se equilibran usando los métodos de tanteo y algebraico, pero las reacciones redox además de presentar desequilibrio atómico, deben equilibrar su cantidad de electrones transferidos, que ganan y pierden. Es por ello que utilizaremos el método de:

- ✓ Cambio del número de oxidación
- ✓ Método Ion electrón en medio ácido y básico

Antes de comenzar debemos recordar que:

- ❖ Si un elemento aumenta su estado de oxidación, es indicativo que pierde electrones, es decir, que es una reacción de oxidación
- ❖ Si un elemento disminuye su estado de oxidación, significa que es una reacción de reducción, es decir, gana electrones



Métodos para equilibrar reacciones redox

a) Método de cambio del número de oxidación

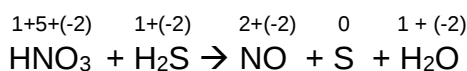
Este método se puede realizar en todos los casos, pero en especial cuando ocurre entre sólidos.

El proceso de ajuste se puede sintetizar en los siguientes pasos:

1. Escriba la ecuación química



2. Determinar estados de oxidación de todos los elementos

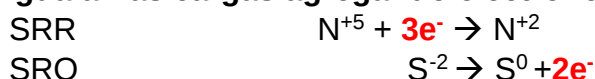


En este ejercicio, solo el Nitrógeno y el Azufre cambian su estado de oxidación.

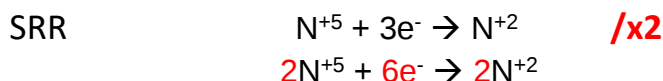
3. Escribir los pares de elementos que modifican su estado de oxidación, con su respectivo estado, identificando el proceso de reducción y de oxidación



4. Se debe igualar las cargas agregando electrones

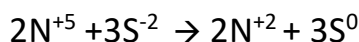
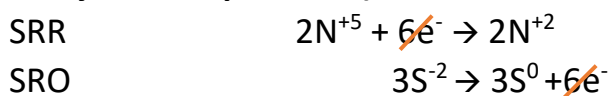


5. Ambas reacciones deben tener la misma cantidad de electrones, por lo tanto, debemos ajustar su valor multiplicando cada semi reacción por un coeficiente.

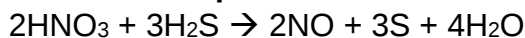


6. Sumar algebraicamente las semireacciones (*cuando un mismo elemento se encuentra en las dos semireacciones al mismo lado, reactante o producto, estos pueden sumarse.*

Si un elemento se encuentra en lados opuestos de las semireacciones (uno en reactante y otro en producto) este se resta.



7. Completar los coeficientes adecuados para el resto de la ecuación



8. Comprobar que la ecuación final esté equilibrada, contando el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación.

b) Método ion electrón

Generalmente, este método se utiliza para ajustar ecuaciones iónicas en disolución acuosa, teniendo en cuenta si el medio en que se realiza es ácido o básico.

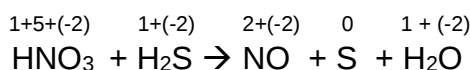
b.1) Medio ácido

Revisa esta clase en <https://www.youtube.com/watch?v=Q3-zj5OQcs4> parte 1
<https://www.youtube.com/watch?v=UBBrE1gJ6aM> parte 2

1. Escribir la ecuación general que representa el cambio químico



2. Determinar estados de oxidación de todos los elementos

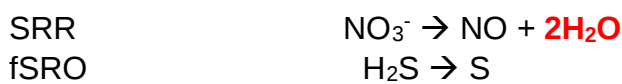


3. Escribir las semirreacciones tanto para el agente oxidante como para el agente reductor. El elemento no debe ser escrito como átomos o iones libres, a menos que existan como tales en disolución.



4. Balancear cada elemento distinto a hidrógenos y oxígenos (en este ejemplo ya se encuentran balanceados)

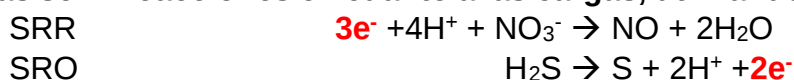
5. Equilibrar los oxígenos agregando moléculas de agua, donde falten los oxígenos.



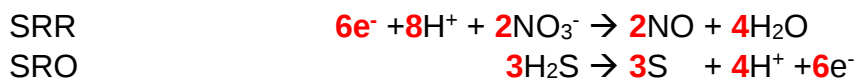
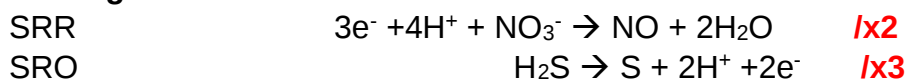
6. Balancear los hidrógenos, agregando moléculas H^+ donde falte hidrógeno.



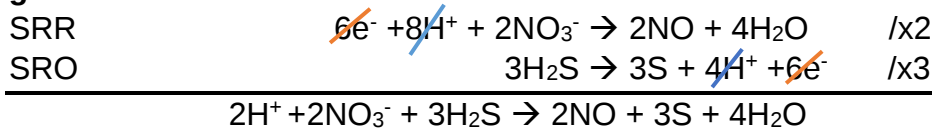
7. Igualar las semirreacciones en cuanto a las cargas, utilizando los electrones



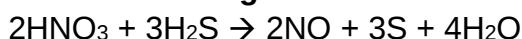
8. Amplificar cada ecuación para que la cantidad de electrones cedidos y ganados sean iguales.



9. Sumar algebraicamente ambas semirreacciones



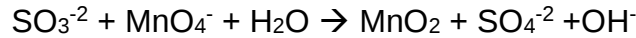
10. Colocar los coeficientes en la ecuación general:



b.2) Medio Básico

Revisa esta clase en <https://www.youtube.com/watch?v=a9hilf-tJ1c>

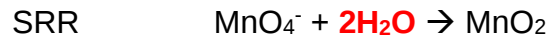
1. En el medio básico, los tres primeros pasos son los mismos que para el medio ácido.



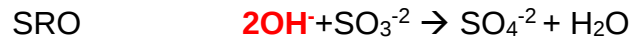
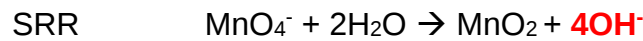
2. Anotar las semirreacciones de reducción y de oxidación:



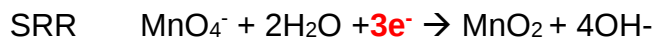
3. Para igualar los átomos de oxígeno, se agregan tantas moléculas de agua como oxígeno falten, pero se añaden en el lado de la ecuación en el cual existe una mayor cantidad de oxígeno.



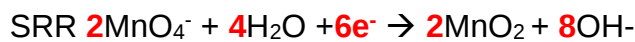
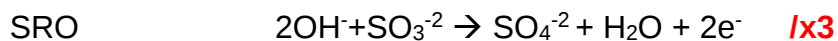
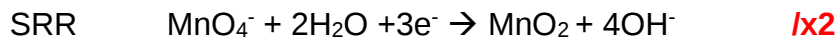
4. Los átomos de hidrógeno se equilibran con grupos hidroxilos (OH^-)



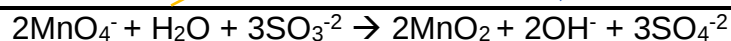
5. Las cargas eléctricas se equilibran con electrones



6. Como la cantidad de electrones debe ser igual en las semirreacciones oxidante y reductora, se deben amplificar cada una por un valor determinado para igualar la cantidad de electrones:



7. Se suman ambas semirreacciones



Para ejercitar, realiza la siguiente actividad propuesta en el siguiente formulario
https://docs.google.com/forms/d/1IBfQI7Yy_jFMQVdAWY_KdRq9O3iFi2g4k_SE63nT8yw/edit