



Redox

Química

RUTA DE APRENDIZAJE

- En esta guía podrás aprender a identificar las reacciones de oxidación–reducción. Además, aprenderás el método de balanceo de semirreacciones, el cual es un procedimiento útil para balancear ecuaciones de reacciones redox en soluciones acuosas.

Número de oxidación

Reacciones oxidación - reducción

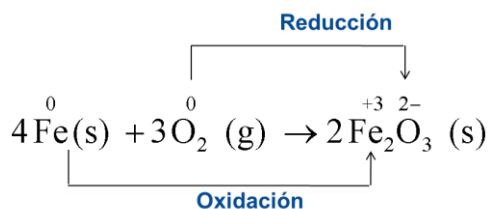
Balanceo de ecuaciones

ÍNDICE

- Introducción
- Número de oxidación
- Reacciones oxidación-reducción
- Balanceo de ecuaciones
- Problemas Resueltos
- Problemas Propuestos
- Síntesis
- Bibliografía

INTRODUCCIÓN

Para que una sustancia gane electrones, otra tiene que perderlos. La reacción que tiene lugar entre un oxidante y un reductor se denomina reacción de oxidación-reducción, o más frecuentemente reacción redox.



- **Oxidación** → especie **cede** electrones (pérdida de electrones). Se traduce como un **aumento en el estado de oxidación**.
- **Reducción** → especie **acepta** electrones (ganancia de electrones). Se traduce como una **disminución en el estado de oxidación**.

NÚMERO DE OXIDACIÓN

A cada átomo de un compuesto se le asigna un número de oxidación (estado de oxidación), que se define como **el número de electrones ganados o perdidos con respecto al átomo aislado**.

REGLAS PARA DETERMINAR EL ESTADO DE OXIDACIÓN (EDO)

- El número de oxidación de los elementos en estado libre es 0.
- El número de oxidación del hidrógeno es +1, salvo en los hidruros metálicos, donde es -1.
- El número de oxidación del oxígeno es -2, salvo en los peróxidos, donde es -1.
- El número de oxidación de los metales alcalinos (IA) es +1, el de los alcalinotérreos (IIA) es +2 y el de los térreos (IIIA) es +3.
- El número de oxidación negativo de los halógenos (VIIA) es -1.
- Los metales presentan estados de oxidación positivos y los no metales pueden presentar valores positivos o negativos.

LEE Y ANALIZA LOS SIGUIENTES PROBLEMAS

Ejemplo 1. Determinar el Estado de Oxidación (E.D.O.) del azufre en el anión sulfato (SO_4^{2-}).

Hay que tener en cuenta que se trata de una especie iónica de carga -2 .

$$\text{S} + (4 \times \text{Oxígeno}) = -2$$

$$\text{S} + (4 \times -2) = -2$$

$$\text{S} + (-8) = -2$$

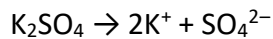
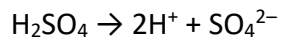
$$\text{S} = -2 + 8$$

$$\text{S} = 6$$

Ejemplo 2. Pasos del método ion-electrón en medio ácido:

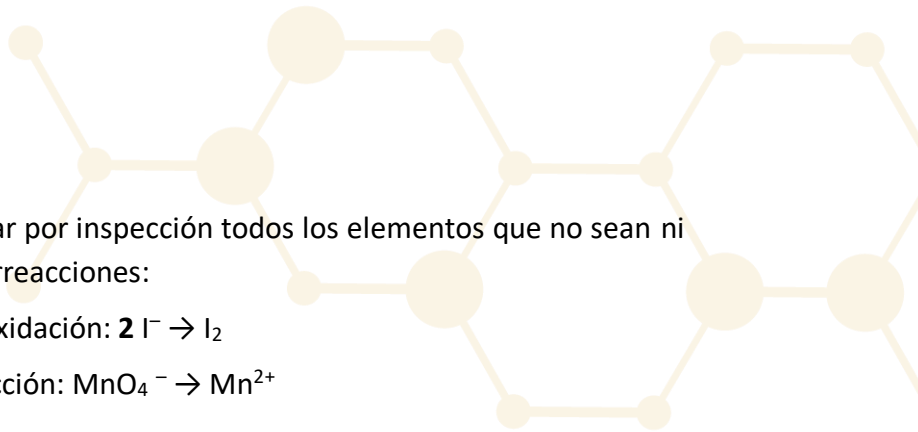
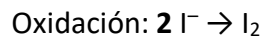


1. Moléculas o iones existentes en la disolución:

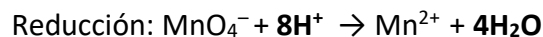
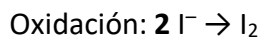


I_2 y H_2O (sin disociar)

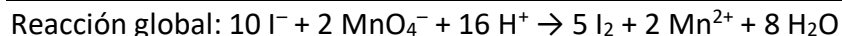
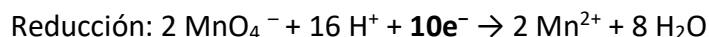
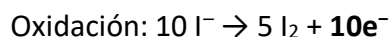
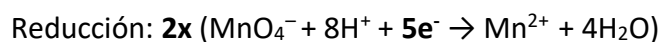
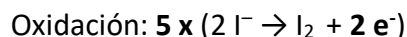
2. Escribir semirreacciones y balancear por inspección todos los elementos que no sean ni oxígeno ni hidrógeno en las dos semirreacciones:



3. Para reacciones en medio ácido, agregar H₂O para balancear los átomos de O y H⁺ para balancear los átomos de H:



4. Agregar electrones en el lado apropiado de cada una de las semirreacciones para balancear las cargas. Además, si es necesario, igualar el número de electrones en las dos semirreacciones multiplicando cada una de las reacciones por un coeficiente apropiado:

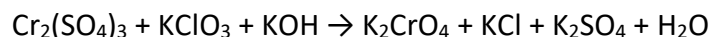


5. Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox:

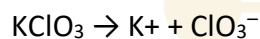


Las 6 moléculas de K₂SO₄ (sustancia que no interviene en la reacción redox) se obtienen por tanteo.

Ejemplo 3. Pasos del método ion-electrón en medio básico:



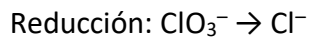
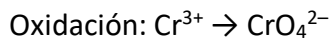
1. Moléculas o iones existentes en la disolución:





H_2O (sin disociar)

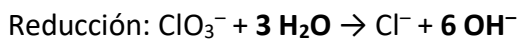
2. Escribir semirreacciones y balancear por inspección todos los elementos que no sean ni oxígeno ni hidrógeno en las dos semirreacciones:



3. Para reacciones en medio básico, agregar OH^- para balancear los átomos de O y H_2O para balancear los átomos de H:

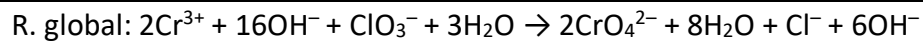
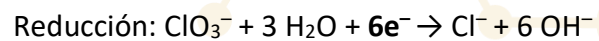
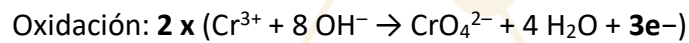


Los 4 átomos de O que se precisan para formar el CrO_4^{2-} provienen de los OH^- existentes en el medio básico. Se necesitan el doble, pues la mitad de éstos van a parar al H_2O junto con todos los átomos de H.

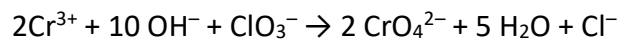


Los 3 átomos de O que se precisan para formar el Cl^- provienen de los OH^- existentes en el medio básico. Se necesitan el doble, pues la mitad de éstos van a parar al H_2O junto con todos los átomos de H.

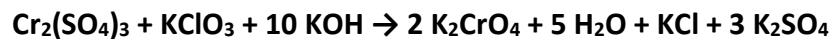
4. Agregar electrones en el lado apropiado de cada una de las semirreacciones para balancear las cargas. Además, si es necesario, igualar el número de electrones en las dos semirreacciones multiplicando cada una de las reacciones por un coeficiente apropiado.



Simplificando los OH^- y el H_2O presentes en ambos miembros:



5. Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox:



Las 3 moléculas de K_2SO_4 (sustancia que no interviene en la reacción redox) se obtienen por tanteo.

PON A PRUEBA TUS CONOCIMIENTOS

Ejercicios Propuestos

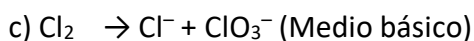
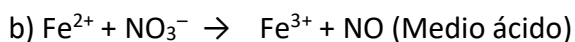
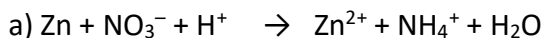
A continuación, encontrarás ejercicios para que practiques. Recuerda hacer lo siguiente:

- Resuélvelas siguiendo los pasos utilizados en los ejemplos resueltos.
- Si es necesario, apóyate con los apuntes expuestos al inicio.
- Si surgen dudas, registrarlas para luego consultar con el tutor.
- ¡Buen trabajo!

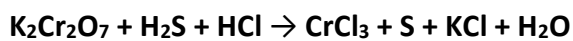
1. Calcule el estado de oxidación de cada elemento:

- a) HF b) CaF₂ c) MgCl₂ d) Na₂S
e) NH₃ f) CO₂ g) CO h) AlCl₃
i) N₂O₃ j) N₂O₄ k) N₂O₅ l) NO₃⁻
m) SO₄²⁻ n) SO₃²⁻

2. Balancee por el métodoIÓN-Electrón, las siguientes reacciones redox:



3. En la reacción siguiente:



- a) Deduce razonadamente cuál es la sustancia oxidante y la reductora, la que se oxida y la que se reduce.
- b) Escribe y ajusta las semirreacciones de oxidación-reducción.
- c) Escribe y ajusta la reacción global.
- d) Calcula cuánto azufre se produce si reaccionan 51 g de H₂S.

SÍNTESIS

- Podemos utilizar **el método de semirreacciones para balancear las ecuaciones** de las reacciones redox que suceden en solución acuosa.
- Cada semirreacción se balancea para masa y carga, y luego se combinan las dos ecuaciones con los coeficientes apropiados para cancelar los electrones.
- Para balancear ecuaciones redox más complejas, a veces es necesario agregar iones H^+ y moléculas de H_2O (si la reacción ocurre en solución ácida) o bien iones OH^- y moléculas de H_2O (si la reacción ocurre en solución básica) a la ecuación.

BIBLIOGRAFÍA

1. Química. R. Chang McGraw Hill. 7ª Edición, 2002.



¿Quieres recibir orientación para optimizar tu estudio en la universidad?

CONTAMOS CON PROFESIONALES EXPERTOS EN EL APRENDIZAJE QUE TE PUEDEN ORIENTAR

SOLICITA NUESTRO APOYO



Sitio Web de CIMA



Ver más fichas



Solicita más información