

Sesión 1 — Oxidación-reducción: números de oxidación y balanceo por ion-electrón

Química III · U4 RAP1 — Unidades eléctricas y celdas (4 sesiones de 1h)

Generado por PDF Project

Objetivos de aprendizaje

- Determinar el número de oxidación (Nox) de un elemento en un compuesto o ion mediante las reglas sistemáticas.
- Identificar qué especie se oxida y cuál se reduce en una reacción redox.
- Balancear ecuaciones redox por el método del ion-electrón (método de medio separado) en medio ácido y básico.
- Explicar, desde el CTSA, la importancia de las reacciones redox en procesos industriales y ambientales de México.

Activación de conocimientos previos

Repaso rápido

S1

Pida que escriban la reacción de la combustión del metano ($\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$) y señalen de memoria quién ganó y quién perdió electrones.

Pregunte: ¿cómo podemos saberlo sin contar electrones a ojo?

Si los estudiantes creen que "oxidar" equivale siempre a "reaccionar con oxígeno", aclare: la oxidación es pérdida de electrones; el oxígeno es solo un agente oxidante común, pero no el único.

Desarrollo del tema

Números de oxidación

El número de oxidación (Nox) es la carga hipotética que tendría un átomo si todos los enlaces fueran iónicos. Reglas fundamentales:

- El Nox de un elemento libre (Na , O_2 , Cl_2) es 0.
- En iones monoatómicos, el Nox coincide con la carga ($\text{Na}^+ = +1$, $\text{S}^{2-} = -2$).
- El H es +1, excepto en hidruros metálicos (-1, p. ej. NaH).
- El O es -2, excepto en peróxidos (-1, p. ej. H_2O_2) y en el F_2O , donde es +2.
- Los metales de grupo 1 son +1 y los del grupo 2 son +2.
- La suma de Nox en una molécula neutra es 0; en un ion poliatómico, igual a su carga.

Mnemotecnia

KEY

Para no olvidar la dirección de los electrones: OIL RIG (Oxidation Is Loss, Reduction Is Gain) o en español PARE: Pérdida de electrones = oxidación; Adquisición de electrones = Reducción.

La oxidación ocurre SIEMPRE en el ánodo; la reducción SIEMPRE en el cátodo. Lo que cambia entre celda electrolítica y galvánica son los signos de los electrodos, no estos lugares.

Identificación de oxidante y reductor

La especie que se oxida (aumenta su Nox) es el agente reductor; la que se reduce (disminuye su Nox) es el agente oxidante. En la celda, el agente reductor entrega electrones en el ánodo y el agente oxidante los recibe en el cátodo.

Método del ion-electrón (medio separado)

Este método balancea cada semirreacción por separado y luego se suman igualando electrones.

1. Separar en semirreacción de oxidación y de reducción. 2. Balancear átomos que no sean O ni H. 3. Balancear O agregando H_2O . 4. Balancear H agregando H^+ (medio ácido). 5. Balancear carga agregando electrones (e^-). 6. Igualar el número de electrones y sumar; cancelar lo común. 7. En medio básico, al resultado ácido sume OH^- a ambos lados por cada H^+ y simplifique a H_2O .

Errores frecuentes

No balancee carga sumando protones donde no van: en medio básico nunca debe quedar H^+ en la ecuación final. Y no sume semirreacciones si los electrones no están igualados: la carga total se conserva.

Enfoque CTSA

Redox en la vida real

CTS A

La corrosión del acero en puentes y oleoductos de México, la obtención electrolítica del aluminio y el funcionamiento de las baterías de los trolebuses son procesos redox. Entender el balanceo permite calcular cantidades de reactivo, predecir residuos y diseñar procesos menos contaminantes.

Ejercicio resuelto

Balancea redox ácida

Tip aplicado: separa semirreacciones

Enunciado: Balancee por el método del ion-electrón en medio ácido la reacción: $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+}$. Resolución: Paso 1. Nox: Mn en MnO_4^- pasa de +7 a +2 (se reduce); Fe^{2+} pasa de +2 a +3 (se oxida). Paso 2. Semirreacción de reducción: $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$.

- Balancear O con H_2O : $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$.
- Balancear H con H^+ : $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$.
- Balancear carga con e^- (lado izq: $-1+8 = +7$; der: $+2$): $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$.

Paso 3. Semirreacción de oxidación: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + e^-$.

Paso 4. Igualar electrones (multiplicar la oxidación por 5): $5 \text{Fe}^{2+} \rightarrow 5 \text{Fe}^{3+} + 5 e^-$.

Paso 5. Sumar y cancelar $5 e^-$: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{Fe}^{3+}$.

Respuesta: la ecuación balanceada en medio ácido es $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$, con 5 electrones transferidos por cada Mn.

Cierre y resumen

- El Nox es una carga hipotética que revela quién pierde y quién gana electrones.
- Oxidación = pérdida de electrones (ánodo); reducción = ganancia (cátodo), en toda celda.
- El método del ion-electrón balancea O con H_2O , H con H^+ , y carga con e^- .
- En medio básico se elimina el H^+ con OH^- convirtiéndolo en H_2O .
- El balanceo redox es la base para cuantificar electrólisis y celdas galvánicas en la industria y el medio ambiente.