

# REACCIONES REDOX

## EJERCICIOS RESUELTOS

### 5 PROBLEMAS RESUELTOS

#### 2.º Bachillerato - Serie 1

##### Marco teórico

Este cuaderno contiene 5 problemas completamente resueltos de reacciones redox (2.º de Bachillerato), con razonamiento teórico y matemático paso a paso. Se practican: identificación de oxidación y reducción, números de oxidación, ajuste de ecuaciones redox por ion-electrón, estequiometría redox y cálculo de masa o moles.

Convenciones y recordatorios:

- Oxidación: aumento del número de oxidación o pérdida de electrones.
- Reducción: disminución del número de oxidación o ganancia de electrones.
- En un proceso redox, los electrones cedidos y ganados deben coincidir.
- Ajuste por ion-electrón: se separan semirreacciones, se ajustan O con  $H_2O$ , H con  $H^+$ , carga con  $e^-$  y luego se igualan electrones.
- En medio básico, tras ajustar como en medio ácido, se añaden  $OH^-$  para neutralizar los  $H^+$ .
- Moles de electrones: se obtienen de la estequiometría de la semirreacción ajustada.

## Problema 1. Identificación de oxidación y reducción

Enunciado. Indica qué especie se oxida y cuál se reduce en la reacción:  $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$ .

### Marco teórico

Para identificar oxidación y reducción se comparan los números de oxidación de cada elemento en reactivos y productos. La especie cuyo número de oxidación aumenta se oxida; la que disminuye se reduce.

### Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: El Zn metálico tiene número de oxidación 0 en Zn(s).

Paso 2: En  $\text{Zn}^{2+}$ , el zinc pasa a número de oxidación +2.

Paso 3: Como el número de oxidación del Zn aumenta de 0 a +2, el zinc se oxida.

Paso 4: El Cu en  $\text{Cu}^{2+}$  tiene número de oxidación +2.

Paso 5: En Cu(s), el cobre pasa a número de oxidación 0.

Paso 6: Como el número de oxidación del cobre disminuye de +2 a 0, el cobre se reduce.

Conclusión: El Zn se oxida y el  $\text{Cu}^{2+}$  se reduce.

## Problema 2. Cálculo de números de oxidación

Enunciado. Determina el número de oxidación del Mn en  $\text{KMnO}_4$  y del S en  $\text{SO}_4^{2-}$ .

### Marco teórico

La suma de los números de oxidación multiplicados por sus subíndices debe coincidir con la carga total de la especie.

### Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: En  $\text{KMnO}_4$ , K vale +1 y cada O vale -2.

Paso 2: Sea x el número de oxidación del Mn. Entonces:  $+1 + x + 4(-2) = 0$ .

Paso 3:  $+1 + x - 8 = 0 \Rightarrow x - 7 = 0 \Rightarrow x = +7$ .

Paso 4: En  $\text{SO}_4^{2-}$ , cada O vale -2 y la carga total es -2.

Paso 5: Sea y el número de oxidación del S. Entonces:  $y + 4(-2) = -2$ .

Paso 6:  $y - 8 = -2 \Rightarrow y = +6$ .

Conclusión: Mn tiene número de oxidación +7 en  $\text{KMnO}_4$  y S tiene +6 en  $\text{SO}_4^{2-}$ .

## Problema 3. Ajuste redox en medio ácido por ion-electrón

Enunciado. Ajusta en medio ácido la ecuación:  $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+}$ .

### Marco teórico

En medio ácido se separan las semirreacciones de reducción y oxidación. Luego se ajustan oxígeno con  $\text{H}_2\text{O}$ , hidrógeno con  $\text{H}^+$ , carga con electrones y se igualan los electrones intercambiados.

### Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Semirreacción de reducción:  $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ .

Paso 2: Ajustar O con agua:  $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$ .

Paso 3: Ajustar H con protones:  $8 \text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$ .

Paso 4: Ajustar carga con electrones:  $5 \text{e}^- + 8 \text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$ .

Paso 5: Semirreacción de oxidación:  $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$ .

Paso 6: Igualar electrones multiplicando la semirreacción del hierro por 5.

Paso 7:  $5 \text{Fe}^{2+} \rightarrow 5 \text{Fe}^{3+} + 5 \text{e}^-$ .

Paso 8: Sumar ambas semirreacciones y simplificar electrones.

Conclusión: La ecuación ajustada es:  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{Fe}^{3+}$ .

## Problema 4. Estequiometría redox con permanganato

Enunciado. ¿Cuántos moles de  $\text{Fe}^{2+}$  reaccionan con 0,0200 mol de  $\text{MnO}_4^-$  en medio ácido?

### Marco teórico

De la ecuación redox ajustada en medio ácido:  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{Fe}^{3+}$ , se observa la proporción molar 1:5 entre  $\text{MnO}_4^-$  y  $\text{Fe}^{2+}$ .

### Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: La estequiometría indica: 1 mol de  $\text{MnO}_4^-$  reacciona con 5 mol de  $\text{Fe}^{2+}$ .

Paso 2: Si hay 0,0200 mol de  $\text{MnO}_4^-$ , los moles de  $\text{Fe}^{2+}$  serán  $0,0200 \cdot 5$ .

Paso 3:  $0,0200 \cdot 5 = 0,100$  mol.

Conclusión: Reaccionan 0,100 mol de  $\text{Fe}^{2+}$ .

## Problema 5. Cálculo de masa a partir de una reacción redox

Enunciado. En la reacción  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$ , calcula la masa de Fe obtenida a partir de 0,500 mol de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  si el CO está en exceso. Dato:  $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

### Marco teórico

Primero se obtiene la relación estequiométrica de la ecuación ajustada. Después se calculan los moles de hierro producidos y finalmente la masa mediante  $m = n \cdot M$ .

### Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: La ecuación indica que 1 mol de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  produce 2 mol de Fe.

Paso 2: Si reaccionan 0,500 mol de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , se obtienen  $0,500 \cdot 2 = 1,00$  mol de Fe.

Paso 3: Masa de Fe =  $n \cdot M = 1,00 \cdot 55,8 = 55,8$  g.

Conclusión: Se obtienen 55,8 g de Fe.

