

REDOX Y ELECTROQUÍMICA

CONCEPTO DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN (2º BACH.) · PDF 1

Guía rápida ampliada tipo esquema para exámenes (2º Bachillerato)

Objetivo: dominar el concepto de oxidación-reducción: número de oxidación, agente oxidante/reductor, transferencia de electrones y lectura rápida de semirreacciones.

1. Definiciones fundamentales (la tríada clásica)

- Oxidación: pérdida de electrones (e^-), aumento del número de oxidación (N.O.).
- Reducción: ganancia de electrones, disminución del N.O.
- En una reacción redox, oxidación y reducción ocurren siempre a la vez (se intercambian e^-).

2. Agente oxidante y agente reductor

- Agente oxidante: especie que se reduce (acepta e^-) y provoca oxidación en otra.
- Agente reductor: especie que se oxida (cede e^-) y provoca reducción en otra.
- Regla rápida: oxidante “gana” e^- ; reductor “pierde” e^- .

3. Número de oxidación (N.O.) – reglas básicas

Regla	Ejemplo / nota
Elemento libre: N.O.=0	Na(s), O ₂ (g), Cl ₂ (g)
Ion monoatómico: N.O.=carga	Fe ²⁺ → +2
Grupo 1: +1; Grupo 2: +2	Na en sales +1; Ca +2
F: -1 siempre	en compuestos
O suele -2	excepto peróxidos (-1) y superóxidos (-1/2)
H suele +1	en hidruros metálicos: -1 (NaH)
Suma de N.O. = carga total	para moléculas: 0; para iones: carga

.

4. Cómo detectar si una reacción es redox

- Calcula N.O. de los elementos clave en reactivos y productos.
- Si algún elemento cambia su N.O., hay reacción redox.
- El que aumenta N.O. se oxida; el que disminuye N.O. se reduce.

5. Ejemplos rápidos

- $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$: Zn $0 \rightarrow +2$ (oxida); Cu $+2 \rightarrow 0$ (reduce).
- $2 \text{Fe}^{2+} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{Cl}^-$: Fe $+2 \rightarrow +3$ (oxida); Cl $0 \rightarrow -1$ (reduce).

.

6. Semirreacciones (idea base)

- Oxidación: se escriben e^- en los productos (porque se pierden).
- Reducción: e^- en los reactivos (porque se ganan).
- En la suma global: los e^- deben cancelarse (mismo nº total cedido y aceptado).

7. Ejemplo de semirreacciones

- $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2 e^-$ (oxidación).
- $Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu$ (reducción).

.

8. Errores típicos

- Confundir oxidante/reductor: recuerda que el oxidante es el que se reduce.
- Asignar mal N.O. en peróxidos/superóxidos o en hidruros metálicos.
- Pensar que toda reacción con O_2 es redox: suele serlo, pero hay que verificar cambios de N.O.
- Olvidar que oxidación y reducción ocurren simultáneamente (no puede haber solo una).

9. Checklist de examen

- Calcula N.O. y detecta cambios.
- Identifica qué se oxida y qué se reduce.
- Determina oxidante y reductor.
- Escribe semirreacciones y equilibra e^- (para el método ion-electrón en el siguiente PDF).