

Potenciales estándar de reducción (25 °C)

Serie electroquímica ordenada de mayor a menor E° · imprescindible para EBAU de redox y pilas

Tabla de E° (V)

Semirreacción de reducción	E° (V)
F ₂ + 2e ⁻ → 2F ⁻	+2,87
H ₂ O ₂ + 2H ⁺ + 2e ⁻ → 2H ₂ O	+1,78
MnO ₄ ⁻ + 8H ⁺ + 5e ⁻ → Mn ²⁺ + 4H ₂ O	+1,51
Au ³⁺ + 3e ⁻ → Au	+1,50
Cl ₂ + 2e ⁻ → 2Cl ⁻	+1,36
Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14H ⁺ + 6e ⁻ → 2Cr ³⁺ + 7H ₂ O	+1,33
O ₂ + 4H ⁺ + 4e ⁻ → 2H ₂ O	+1,23
MnO ₂ + 4H ⁺ + 2e ⁻ → Mn ²⁺ + 2H ₂ O	+1,21
Br ₂ + 2e ⁻ → 2Br ⁻	+1,07
NO ₃ ⁻ + 4H ⁺ + 3e ⁻ → NO + 2H ₂ O	+0,96
Hg ²⁺ + 2e ⁻ → Hg	+0,85
Ag ⁺ + e ⁻ → Ag	+0,80
Fe ³⁺ + e ⁻ → Fe ²⁺	+0,77
I ₂ + 2e ⁻ → 2I ⁻	+0,54
Cu ²⁺ + 2e ⁻ → Cu	+0,34
SO ₄ ²⁻ + 4H ⁺ + 2e ⁻ → SO ₂ + 2H ₂ O	+0,17
2H ⁺ + 2e ⁻ → H ₂	0,00 (referencia)
Pb ²⁺ + 2e ⁻ → Pb	-0,13
Sn ²⁺ + 2e ⁻ → Sn	-0,14
Ni ²⁺ + 2e ⁻ → Ni	-0,25
Co ²⁺ + 2e ⁻ → Co	-0,28
Cd ²⁺ + 2e ⁻ → Cd	-0,40
Fe ²⁺ + 2e ⁻ → Fe	-0,44
Cr ³⁺ + 3e ⁻ → Cr	-0,74
Zn ²⁺ + 2e ⁻ → Zn	-0,76
Mn ²⁺ + 2e ⁻ → Mn	-1,18
Al ³⁺ + 3e ⁻ → Al	-1,66
Mg ²⁺ + 2e ⁻ → Mg	-2,37
Na ⁺ + e ⁻ → Na	-2,71
Ca ²⁺ + 2e ⁻ → Ca	-2,87
K ⁺ + e ⁻ → K	-2,93
Cs ⁺ + e ⁻ → Cs	-3,03
Li ⁺ + e ⁻ → Li	-3,04

Interpretación rápida

Más arriba en la tabla: mayor poder oxidante. Se reduce con facilidad. Ej.: F₂ es el oxidante más fuerte.

Más abajo: mayor poder reductor. Se oxida con facilidad. Ej.: Li es el reductor más fuerte (en disolución).

Pila galvánica

Cálculo del potencial:
 $E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$

Por convenio, las dos semirreacciones se escriben en forma **reducción**. Se invierte el signo de la que actúa como ánodo.

Espontaneidad: si $E^{\circ} > 0$, la pila es espontánea ($\Delta G^{\circ} < 0$).

Ejemplo: pila Daniell

$\text{Zn(s)} / \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu(s)}$

Ánodo (oxidación): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-}$
Cátodo (reducción): $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}$

$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$
 $= +0,34 - (-0,76) = +1,10 \text{ V}$

Ecuación de Nernst

A 25 °C:

$E = E^{\circ} - (0,0592 / n) \cdot \log Q$

donde n = nº de electrones intercambiados y Q = cociente de reacción.

Leyes de Faraday

1ª ley: $m = (M \cdot I \cdot t) / (n \cdot F)$
m = masa depositada, M = masa molar, I = intensidad (A),
t = tiempo (s), n = electrones, F = 96.485 C/mol.

2ª ley: masas depositadas por igual carga son proporcionales a los equivalentes (M/n).