Electroquímica: pilas, electrólisis y Faraday

Test de 10 preguntas y flashcards de este tema en farmeandopau.com ›

Última revisión: 15 de noviembre de 2026.

Escanea y haz el test del tema

LA IDEA EN 30 SEGUNDOS

La electroquímica une redox y electricidad. Una **pila** aprovecha una redox espontánea ($E^\circ > 0$, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ < 0$): en el **ánodo** hay oxidación y en el **cátodo**, reducción; los electrones van por el cable y los iones, por el **puente salino**. Una **cuba electrolítica** hace lo contrario: la corriente fuerza una redox no espontánea, y las **leyes de Faraday** dan la masa o el volumen que se obtiene. El tema sale en **38 de las 68 convocatorias** de 2025 y 2026, en las 17 comunidades; lo que más cae son las pilas y la espontaneidad con potenciales (33 convocatorias, 16 comunidades).

1 De la redox a la electricidad: pila y cuba electrolítica

Una reacción redox es una transferencia de electrones del reductor al oxidante (el número de oxidación y el ajuste por ion-electrón los tienes en el Tema 15). La electroquímica estudia qué pasa cuando esos electrones, en vez de saltar directamente de una especie a otra, **viajan por un cable**. Hay dos montajes, y el examen te pide distinguirlos siempre.

- Una lámina de cinc en $\mathrm{CuSO_4}$ se disuelve y se cubre de cobre: los electrones pasan directamente y la energía se pierde como calor. Una **celda electroquímica** separa las dos semirreacciones en dos **semiceldas** unidas por un **cable** (electrones) y un **puente salino** (iones).
- **Pila o celda galvánica**: la redox es **espontánea** y produce corriente. Convierte energía química en eléctrica.
- **Cuba o celda electrolítica**: una fuente externa de corriente continua **obliga** a ocurrir una redox **no espontánea**. Convierte energía eléctrica en química (eso es la **electrólisis**).
- En las dos, por definición de la IUPAC, **en el ánodo hay oxidación y en el cátodo, reducción**. Truco: «**ánodo** y **oxidación** empiezan por vocal; **cátodo** y **reducción**, por consonante».
- Lo que cambia es el **signo**: en la pila el ánodo es el polo **negativo** (de él salen los electrones que produce la oxidación); en la cuba el ánodo es el polo **positivo**, porque está conectado al polo positivo de la fuente, que le arranca los electrones.

Aspecto	Pila (celda galvánica)	Cuba (celda electrolítica)
Reacción	Espontánea	No espontánea: la fuerza la fuente
Energía	Química → eléctrica	Eléctrica → química
Signos	$E^\circ_{\text{pila}} > 0$, $\Delta G^\circ < 0$	$E^\circ < 0$, $\Delta G^\circ > 0$
Ánodo (oxidación)	Polo negativo (−)	Polo positivo (+)
Cátodo (reducción)	Polo positivo (+)	Polo negativo (−)
Electrones por el cable	Del ánodo al cátodo	Del ánodo a la fuente y de la fuente al cátodo
Ejemplos	Pila Daniell, batería al descargarse	Obtención de Na y Cl_2, dorado, batería al recargarse

Definiciones de la IUPAC (Green Book, 3.ª ed., apdo. 2.13.1).

Murcia no pregunta el signo de los electrodos

Los apuntes de Redox de la Universidad de Murcia (PAU 2026, enlazados en la documentación de 2027) dicen: «El signo, positivo o negativo, de los electrodos no se preguntará en la PAU». En el resto de comunidades sí lo piden a menudo (Canarias puntúa «la identificación de ánodo, cátodo y sus signos»): apréndelo.

2 La pila Daniell paso a paso

Es la pila que tienes que saber dibujar y explicar de memoria: un electrodo de **cinc** en una disolución de $\mathrm{ZnSO_4}$ y otro de **cobre** en una de $\mathrm{CuSO_4}$, ambas 1 M, unidos por un cable con un voltímetro y por un puente salino. En condiciones estándar marca **1,10 V**.

- **Ánodo (−), oxidación**: $\mathrm{Zn\,(s) \longrightarrow Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^-}$. La lámina de cinc **pierde masa** y la disolución gana iones $\mathrm{Zn^{2+}}$.
- **Cátodo (+), reducción**: $\mathrm{Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Cu\,(s)}$. Sobre la lámina de cobre se **deposita cobre** (gana masa) y la disolución pierde color azul porque baja $\mathrm{[Cu^{2+}]}$.
- **Reacción global** (se suman las semirreacciones con los mismos electrones): $\mathrm{Zn\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \longrightarrow Zn^{2+}\,(aq) + Cu\,(s)}$.
- **Electrones**: van por el circuito externo **del ánodo al cátodo** (del cinc al cobre). La corriente eléctrica convencional va en sentido contrario, pero en la PAU te piden el sentido de los electrones.
- **Puente salino**: tubo en U con la disolución de una sal **inerte** ($\mathrm{KNO_3}$, KCl, NaCl), tapado con algodón. Sin él la pila se para al instante. Su sal no debe reaccionar: con $\mathrm{Ag^+}$ no uses KCl (precipitaría AgCl).

CUESTIÓN RAZONADA TÍPICA

Explica la función del puente salino en una pila Daniell y hacia dónde se mueven sus iones.

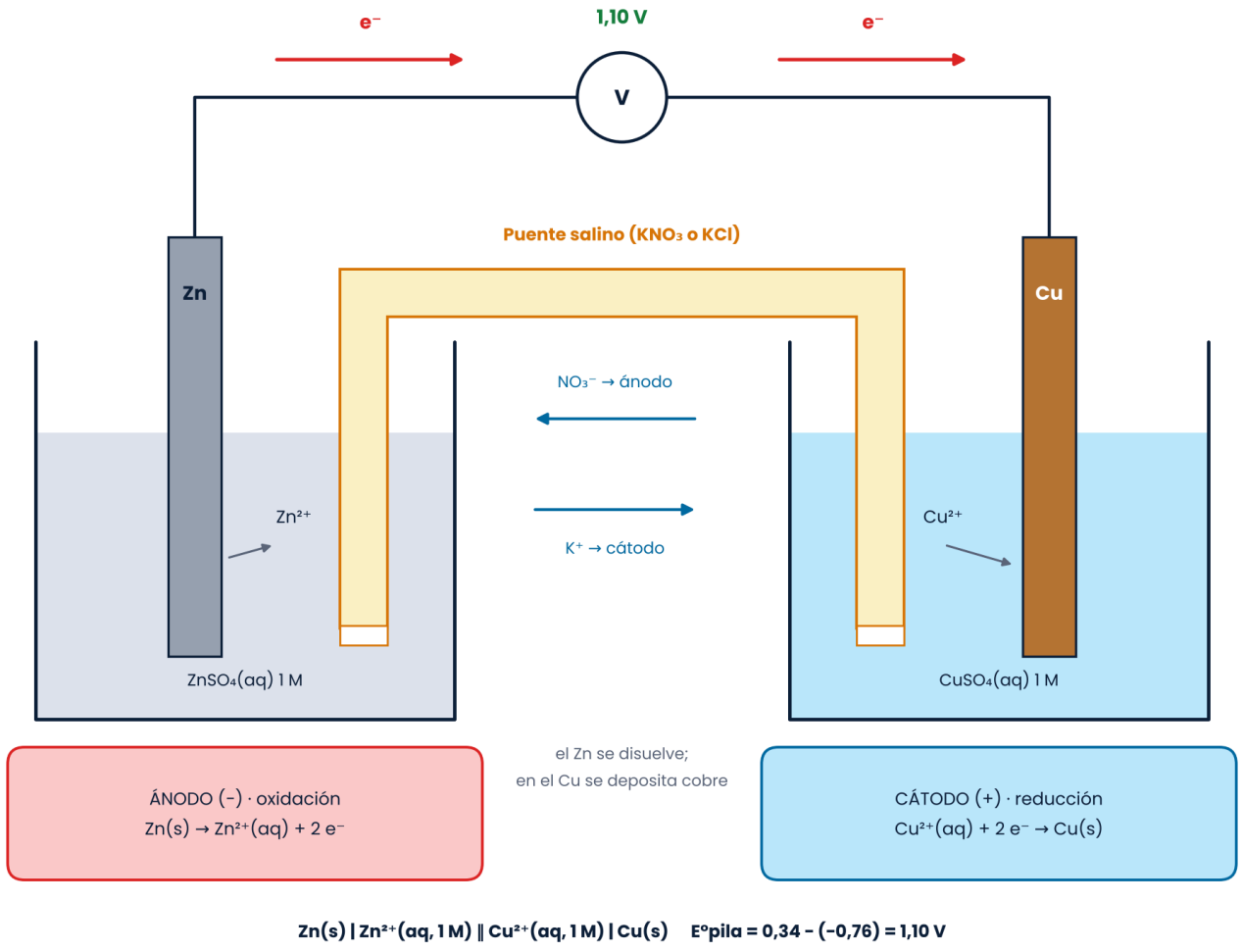
Respuesta modelo

El puente salino une las semiceldas con la disolución de una sal inerte, por ejemplo $\mathrm{KNO_3}$. Por él **circulan iones, no electrones**: cierra el circuito y mantiene la **neutralidad eléctrica** de cada disolución, porque en el ánodo se forman cationes ($\mathrm{Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-}$) y en el cátodo se consumen ($\mathrm{Cu^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Cu}$). Por eso los **aniones** $\mathrm{NO_3^-}$ **migran hacia el ánodo** y los **cationes** $\mathrm{K^+}$**, hacia el cátodo**. Además impide que las disoluciones se mezclen (el $\mathrm{Cu^{2+}}$ reaccionaría directamente con el cinc).

Por qué puntúa. Las tres ideas que puntúan: iones (no electrones), neutralidad eléctrica y sentido de los iones.

Por el puente salino no pasan electrones (ni aunque lo diga una solución oficial)

La solución oficial de Extremadura 2026 (ordinaria, ejercicio 3.3 c) dice que el puente salino sirve para que «puedan circular libremente los electrones». Es un error: los electrones van por el cable; por el puente van iones. Esa misma solución propone «KCl o $\mathrm{KNO_3}$» para una pila Cu–Ag: con $\mathrm{Ag^+}$ en el cátodo, el KCl no vale, porque precipitaría AgCl (mejor $\mathrm{KNO_3}$). La función del puente salino la han pedido en 2025-2026 Aragón, Illes Balears, Comunitat Valenciana, Extremadura, Murcia y País Vasco.



Pila Daniell. El cinc (ánodo, −) se oxida y se disuelve; los electrones van por el cable hasta el cobre (cátodo, +), donde se reduce el $\mathrm{Cu^{2+}}$. Por el puente salino no pasan electrones: pasan iones, los aniones hacia el ánodo y los cationes hacia el cátodo.

3 Notación de la pila

La notación (o diagrama) de la pila es una línea que resume el montaje siguiendo la **convención de Estocolmo** (1953), que recoge la IUPAC. La de la pila Daniell es $\mathrm{Zn\,(s)\mid Zn^{2+}\,(aq,1M)\,||\,Cu^{2+}\,(aq,1M)\mid Cu\,(s)}$.

- **Ánodo a la izquierda, cátodo a la derecha**: primero el electrodo que se oxida, empezando por el metal.
- Una barra vertical **|** separa dos **fases** (sólido y disolución, gas y disolución).
- La doble barra **‖** representa el **puente salino** (es lo que se usa en los exámenes; la IUPAC lo dibuja con una doble barra discontinua). Asturias escribe además su contenido: $\mathrm{Fe\,(s)\mid Fe^{2+}\,(aq)\,||\,KCl\,(aq,sat)\,||\,Co^{2+}\,(aq)\mid Co\,(s)}$, y su solución oficial de 2026 da 0,25 puntos por las «barras discontinuas» del puente a cada lado del KCl.
- Las especies de una misma fase se separan con coma. Si el par no tiene un metal (por ejemplo $\mathrm{Fe^{3+}/Fe^{2+}}$ o $\mathrm{H^+/H_2}$), se usa un **electrodo inerte** de platino o grafito, que se escribe en el extremo: $\mathrm{Pt\,(s)\mid H_2\,(g)\mid H^+\,(aq)}$ a la izquierda, o $\mathrm{Fe^{3+}\,(aq),\,Fe^{2+}\,(aq)\mid Pt\,(s)}$ a la derecha.
- Puedes añadir las concentraciones y pon siempre los **estados de agregación** (Canarias penaliza no ponerlos). La fem es $E = E_{\text{derecha}} - E_{\text{izquierda}}$: si la escribes bien, sale positiva.

UNA PILA CON EL ELECTRODO DE HIDRÓGENO

Escribe la notación de la pila formada por un electrodo de cinc ($E^\circ(\mathrm{Zn^{2+}/Zn}) = -0{,}76$ V) y el electrodo estándar de hidrógeno, y calcula su fem.

Respuesta modelo

El par con menor potencial de reducción, $\mathrm{Zn^{2+}/Zn}$, se oxida: es el **ánodo** y va a la izquierda. En el cátodo se reduce el $\mathrm{H^+}$ sobre platino: $\mathrm{2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \longrightarrow H_2\,(g)}$. Notación: $\mathrm{Zn\,(s) \mid Zn^{2+}\,(aq, 1M) \,||\, H^+\,(aq, 1M) \mid H_2\,(g, 1bar) \mid Pt\,(s)}$. Fem: $E^\circ = 0{,}00 - (-0{,}76) = 0{,}76$ V. Reacción global: $\mathrm{Zn\,(s) + 2\,H^+\,(aq) \longrightarrow Zn^{2+}\,(aq) + H_2\,(g)}$.

Por qué puntúa. El platino no reacciona: solo da la superficie donde se reduce el H⁺ y por donde entran los electrones.

Notación, esquema o dibujo: qué piden en cada sitio

Asturias: «No será necesario realizar, en el examen, representaciones gráficas de las celdas galvánicas» (ficha 2025/2026 de la Universidad de Oviedo, saber B.20; el acta de noviembre de 2025 propone añadir para 2026-27 la práctica «Construcción de una pila Daniell y medida de su diferencia de potencial»); usa el diagrama de Estocolmo. País Vasco pide la «notación de la pila según las normas de la IUPAC». Han pedido el **esquema** (electrodos, disoluciones, puente salino, sentido de electrones e iones) Navarra (2025 y 2026 ordinarias), Castilla y León (2025 ordinaria), País Vasco e Illes Balears, que dio 0,10 puntos por cada elemento del dibujo.

4 Potenciales estándar de reducción y electrodo de hidrógeno

No se puede medir el potencial de un electrodo solo: siempre se mide la diferencia entre dos. Por eso se elige uno de referencia, el **electrodo estándar de hidrógeno (EEH)**, y se le asigna por convenio $E^\circ = 0$.

- **Electrodo estándar de hidrógeno**: una lámina de platino platinado sumergida en una disolución de $\mathrm{H^+}$ de actividad 1 (en la práctica, 1 M) por la que burbujea $\mathrm{H_2}$ a la presión estándar de 1 bar (10^5 Pa; muchos libros y exámenes dicen 1 atm). Semirreacción: $\mathrm{2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \rightleftharpoons H_2\,(g)}$, $E^\circ = 0{,}00$ V a cualquier temperatura (las tablas se dan a 25 °C).
- El **potencial estándar de reducción** de un par, $E^\circ(\mathrm{ox/red})$, es la fem de la pila que tiene el EEH a la izquierda y ese electrodo, en condiciones estándar, a la derecha. **Se tabula siempre como reducción** (convenio IUPAC).
- **Cuanto mayor (más positivo) es E°, más tendencia a reducirse tiene la forma oxidada**: es mejor **oxidante**. El $\mathrm{F_2}$ ($+2{,}87$ V) es el oxidante más fuerte de la tabla.
- **Cuanto menor (más negativo) es E°, más tendencia a oxidarse tiene la forma reducida**: es mejor **reductor**. El litio ($-3{,}04$ V) es el reductor más fuerte de la tabla.
- Los oxidantes están a la izquierda de la semirreacción ($\mathrm{Ag^+}$, $\mathrm{Cl_2}$); los reductores, a la derecha (Zn, $\mathrm{Cl^-}$). En estas reacciones un metal (número de oxidación 0) solo puede ceder electrones: el oxidante fuerte es el ion $\mathrm{Ag^+}$; la plata metálica es un reductor débil.
- E° es **intensivo**: **no cambia** al multiplicar la semirreacción por un número; si la escribes al revés, cambia de signo.

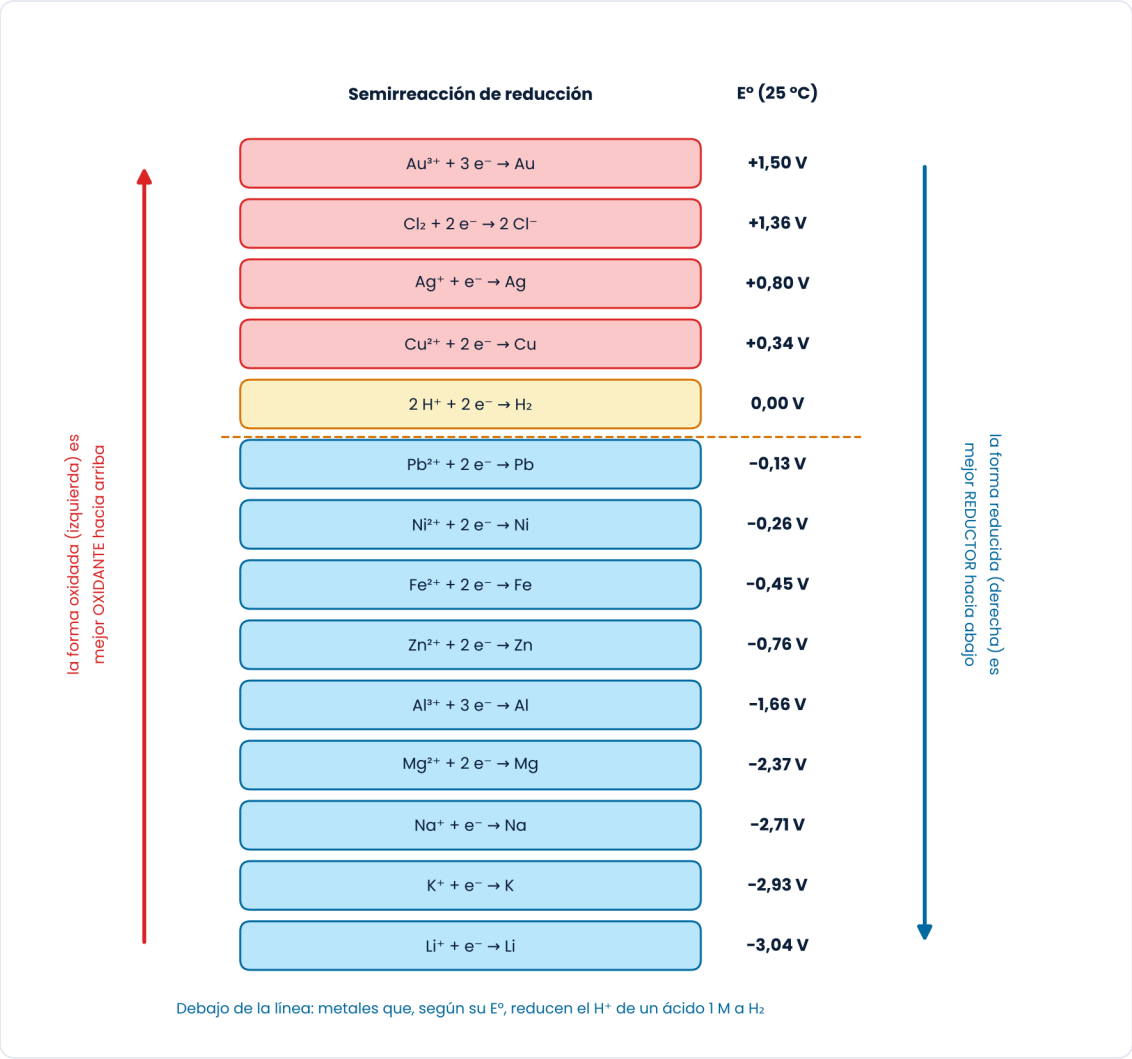
Semirreacción de reducción	E° (V) a 25 °C
$\mathrm{F_2\,(g) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,F^-\,(aq)}$	+2,87
$\mathrm{MnO_4^-\,(aq) + 8\,H^+\,(aq) + 5\,e^- \longrightarrow Mn^{2+}\,(aq) + 4\,H_2O\,(l)}$	+1,51
$\mathrm{Au^{3+}\,(aq) + 3\,e^- \longrightarrow Au\,(s)}$	+1,50
$\mathrm{Cl_2\,(g) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Cl^-\,(aq)}$	+1,36
$\mathrm{O_2\,(g) + 4\,H^+\,(aq) + 4\,e^- \longrightarrow 2\,H_2O\,(l)}$	+1,23
$\mathrm{Br_2\,(l) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Br^-\,(aq)}$	+1,07
$\mathrm{NO_3^-\,(aq) + 4\,H^+\,(aq) + 3\,e^- \longrightarrow NO\,(g) + 2\,H_2O\,(l)}$	+0,96

Semirreacción de reducción	E° (V) a 25 °C
$Ag^+(aq) + e^- \longrightarrow Ag(s)$	+0,80
$Fe^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(aq)$	+0,77
$I_2(s) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,I^-(aq)$	+0,54
$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Cu(s)$	+0,34
$2\,H^+(aq) + 2\,e^- \longrightarrow H_2(g)$	0,00
$Pb^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Pb(s)$	-0,13
$Sn^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Sn(s)$	-0,14
$Ni^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Ni(s)$	-0,26
$Cd^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Cd(s)$	-0,40
$Fe^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Fe(s)$	-0,45
$Cr^{3+}(aq) + 3\,e^- \longrightarrow Cr(s)$	-0,74
$Zn^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Zn(s)$	-0,76
$2\,H_2O(l) + 2\,e^- \longrightarrow H_2(g) + 2\,OH^-(aq)$	-0,83
$Mn^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Mn(s)$	-1,19
$Al^{3+}(aq) + 3\,e^- \longrightarrow Al(s)$	-1,66
$Mg^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Mg(s)$	-2,37
$Na^+(aq) + e^- \longrightarrow Na(s)$	-2,71
$K^+(aq) + e^- \longrightarrow K(s)$	-2,93
$Li^+(aq) + e^- \longrightarrow Li(s)$	-3,04

Valores del CRC Handbook of Chemistry and Physics, tabla «Electrochemical Series» (P. Vanýsek), redondeados a dos decimales. En el examen usa SIEMPRE los del enunciado: cambian en la segunda cifra de una comunidad a otra (el Ni aparece como -0,25 o -0,23 V; el Fe^{2+}/Fe, como -0,44 V; el Mn^{2+}/Mn, como -1,18 V).

La regla que lo resuelve casi todo

De dos pares, el de **mayor E°** se **reduce** (cátodo) y el de **menor E°** se **oxida** (ánodo). La reacción espontánea es siempre la del oxidante de arriba con el reductor de abajo.



Escala de potenciales estándar de reducción (ordenada, no a escala). Hacia arriba, la forma oxidada es mejor oxidante; hacia abajo, la forma reducida es mejor reductor. Los metales por debajo del par $\mathrm{H^+/H_2}$ reducen el $\mathrm{H^+}$ de un ácido 1 M.

5 Fuerza electromotriz y espontaneidad (ΔG° = -nFE°)

La **fuerza electromotriz (fem)** de una pila es la diferencia de potencial entre sus electrodos cuando no circula corriente. En condiciones estándar (disoluciones 1 M, gases a 1 bar, normalmente a 25 °C) se calcula restando potenciales de reducción.

- $$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$$

  con los **dos potenciales de reducción** tal como vienen en la tabla. Pila Daniell: $E^\circ = 0{,}34 - (-0{,}76) = 1{,}10$ V.
- Relación con la termodinámica (Tema 9):

  $$\Delta G^\circ = -n\,F\,E^\circ$$

  donde n son los **moles de electrones intercambiados en la reacción global ajustada** y $F = 96\,485$ C/mol es la **constante de Faraday** (la carga de un mol de electrones). Como $1\ \mathrm{C}\cdot\mathrm{V} = 1\ \mathrm{J}$, ΔG° sale en julios por mol de reacción tal como está escrita.
- **Criterio de espontaneidad**: si $E^\circ > 0$, $\Delta G^\circ < 0$ y la reacción es **espontánea** en condiciones estándar (funciona como pila). Si $E^\circ < 0$, es espontánea la reacción inversa; para que ocurra la directa hay que hacer una electrólisis. Si $E^\circ = 0$, $\Delta G^\circ = 0$: con todas las especies en su estado estándar el sistema está en equilibrio (lo preguntó Castilla-La Mancha en 2026).
- Espontánea no quiere decir rápida (Tema 10): el aluminio tiene $E^\circ = -1{,}66$ V y debería disolverse en agua acidulada, pero una capa fina de $\mathrm{Al_2O_3}$ lo protege (**pasivación**).

Identifica los dos pares y sus E° de reducción.

↓

El de mayor E° es el cátodo (se reduce); el de menor E°, el ánodo (se oxida).

↓

Escribe las dos semirreacciones, iguala los electrones y súmalas: reacción global ajustada.

↓

Calcula E° = E°cátodo - E°ánodo (sin multiplicar por los coeficientes).

↓

Si te lo piden, ΔG° = -nFE° con el n de la reacción global, en J y luego en kJ.

ΔG° DE LA PILA DANIELL

Calcula ΔG° de la pila Daniell ($E^\circ = 1{,}10$ V; $F = 96\,485$ C/mol).

Respuesta modelo

En $\mathrm{Zn} + \mathrm{Cu^{2+}} \longrightarrow \mathrm{Zn^{2+}} + \mathrm{Cu}$ se intercambian $n = 2$ mol de electrones. $\Delta G^\circ = -nFE^\circ = -2 \cdot 96\,485 \cdot 1{,}10 = -212\,267$ J ≈ -212 kJ por mol de cinc. Es negativa: la reacción es espontánea.

Por qué puntúa. Pon unidades: C·V da julios.

¿QUIÉN OXIDA A QUIÉN?

Con $E^\circ(\mathrm{I_2/I^-}) = 0{,}54$ V y $E^\circ(\mathrm{Fe^{3+}/Fe^{2+}}) = 0{,}77$ V, razona si el yodo oxida al $\mathrm{Fe^{2+}}$ y escribe la reacción espontánea.

Respuesta modelo

Si el $\mathrm{I_2}$ oxidara al $\mathrm{Fe^{2+}}$, el cátodo sería el par del yodo: $E^\circ = 0{,}54 - 0{,}77 = -0{,}23$ V < 0, luego **no es espontánea**. Es espontánea la inversa: el $\mathrm{Fe^{3+}}$ (mayor E°) oxida al $\mathrm{I^-}$: $\mathrm{2\,Fe^{3+}\,(aq) + 2\,I^-\,(aq) \longrightarrow 2\,Fe^{2+}\,(aq) + I_2\,(s)}$, con $E^\circ = 0{,}77 - 0{,}54 = 0{,}23$ V y $\Delta G^\circ = -2 \cdot 96\,485 \cdot 0{,}23 \approx -44$ kJ.

Por qué puntúa. El potencial no se multiplica por 2 aunque la ecuación lleve un 2; ΔG° sí lleva el n = 2.

Ecuación de Nernst: fuera del RD y excluida por escrito en tres comunidades

La fem fuera de las condiciones estándar se calcula con la ecuación de Nernst. No está en los saberes del Real Decreto 243/2022, ningún documento de las comisiones la añade y no ha caído en 2025-2026. La excluyen por escrito Murcia («No será objeto de examen la Ecuación de Nernst», orientación sobre los contenidos para la PAU 2027), la Comunitat Valenciana («La dependencia del potencial de la pila con la concentración (ecuación de Nerst) no se incluye en el programa oficial», matizaciones de la Comisión, vigentes en 2026-27) y Madrid («No se considera incluida la ley de Nernst», ámbito de contenidos 2026-27).

6 Qué metales reaccionan con los ácidos y con las disoluciones de otros metales

Es la pregunta de espontaneidad más repetida: «¿se disuelve X en un ácido?», «¿qué pasa si metemos X en una disolución de Y?», «¿se puede guardar en un recipiente de Z?». Siempre igual: escribe la reacción posible y calcula su E°.

- **Metal + ácido no oxidante (HCl, $\mathrm{H_2SO_4}$ diluido) 1 M**: el oxidante es el $\mathrm{H^+}$ ($E^\circ = 0$). Reaccionan, desprendiendo $\mathrm{H_2}$, los metales con $E^\circ < 0$: Zn, Fe, Ni, Al, Mg… Por ejemplo $\mathrm{Fe\,(s) + 2\,H^+\,(aq) \longrightarrow Fe^{2+}\,(aq) + H_2\,(g)}$, con $E^\circ = 0 - (-0{,}45) = 0{,}45$ V.
- Los metales con $E^\circ > 0$ (Cu, Ag, Au) **no** reaccionan con el $\mathrm{H^+}$: para la plata, $E^\circ = 0 - 0{,}80 = -0{,}80$ V.
- El **ácido nítrico** es distinto: el oxidante es el ion nitrato ($\mathrm{NO_3^-/NO}$, $+0{,}96$ V), que sí oxida al cobre ($0{,}96 - 0{,}34 = 0{,}62$ V) y a la plata ($0{,}96 - 0{,}80 = 0{,}16$ V), pero no al oro ($0{,}96 - 1{,}50 < 0$). El ajuste de esa reacción por ion-electrón lo tienes en el Tema 15.

- **Metal + disolución de otro ion metálico**: el metal se oxida si su E° es **menor** que el del ion. Un clavo de hierro en $\mathrm{CuSO_4}$ se recubre de cobre: $\mathrm{Fe(s) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Fe^{2+}(aq) + Cu(s)}$, $E^\circ = 0{,}34 - (-0{,}45) = 0{,}79$ V. Un hilo de cobre en $\mathrm{AgNO_3}$ se recubre de plata ($0{,}80 - 0{,}34 = 0{,}46$ V). Una lámina de plata en $\mathrm{CuSO_4}$ no cambia ($0{,}34 - 0{,}80 = -0{,}46$ V).
- **Metales muy reductores + agua**: sodio, potasio o litio reducen el propio agua ($\mathrm{2\,H_2O + 2\,e^- \longrightarrow H_2 + 2\,OH^-}$, $-0{,}83$ V); para el sodio, $E^\circ = -0{,}83 - (-2{,}71) = 1{,}88$ V.
- Los potenciales dicen si la reacción **puede** ocurrir, no si es rápida: el aluminio se pasiva con $\mathrm{Al_2O_3}$ y el plomo apenas se ataca en HCl diluido porque se recubre de $\mathrm{PbCl_2}$, poco soluble, y porque el $\mathrm{H_2}$ se desprende con mucha dificultad sobre el plomo (sobretensión).

¿SE PUEDE GUARDAR EN UN RECIPIENTE DE PLOMO?

¿Se puede guardar una disolución de $\mathrm{CuSO_4}$ 1 M en un recipiente de plomo? Datos: $E^\circ(\mathrm{Cu^{2+}/Cu}) = 0{,}34$ V; $E^\circ(\mathrm{Pb^{2+}/Pb}) = -0{,}13$ V.

Respuesta modelo

La reacción posible es que el plomo reduzca al $\mathrm{Cu^{2+}}$: $\mathrm{Pb(s) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Pb^{2+}(aq) + Cu(s)}$. Cátodo $\mathrm{Cu^{2+}/Cu}$ y ánodo $\mathrm{Pb^{2+}/Pb}$: $E^\circ = 0{,}34 - (-0{,}13) = 0{,}47\ \mathrm{V} > 0$, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ < 0$: **es espontánea**. El recipiente se corroería y se depositaría cobre, así que **no** se puede guardar.

Por qué puntúa. Escribe la reacción, el cálculo y la conclusión con la palabra «espontánea».

Errata en una solución oficial de Canarias

En la solución oficial de Canarias 2026 (ordinaria, 5B d) se lee que, en la reacción del aluminio con el ácido, «el $\mathrm{H^+}$ sería el ánodo y el Al el cátodo». Es al revés: el Al se oxida (ánodo) y el $\mathrm{H^+}$ se reduce (cátodo). El resultado, E° = 0,00 - (-1,66) = +1,66 V, es correcto.

7 Electrólisis: la cuba electrolítica

En una **electrólisis** una fuente de corriente continua obliga a ocurrir una redox no espontánea. Hace falta un **electrolito** con iones móviles (una sal **fundida** o una **disolución**) y dos electrodos, inertes (grafito, platino) o activos (que participan).

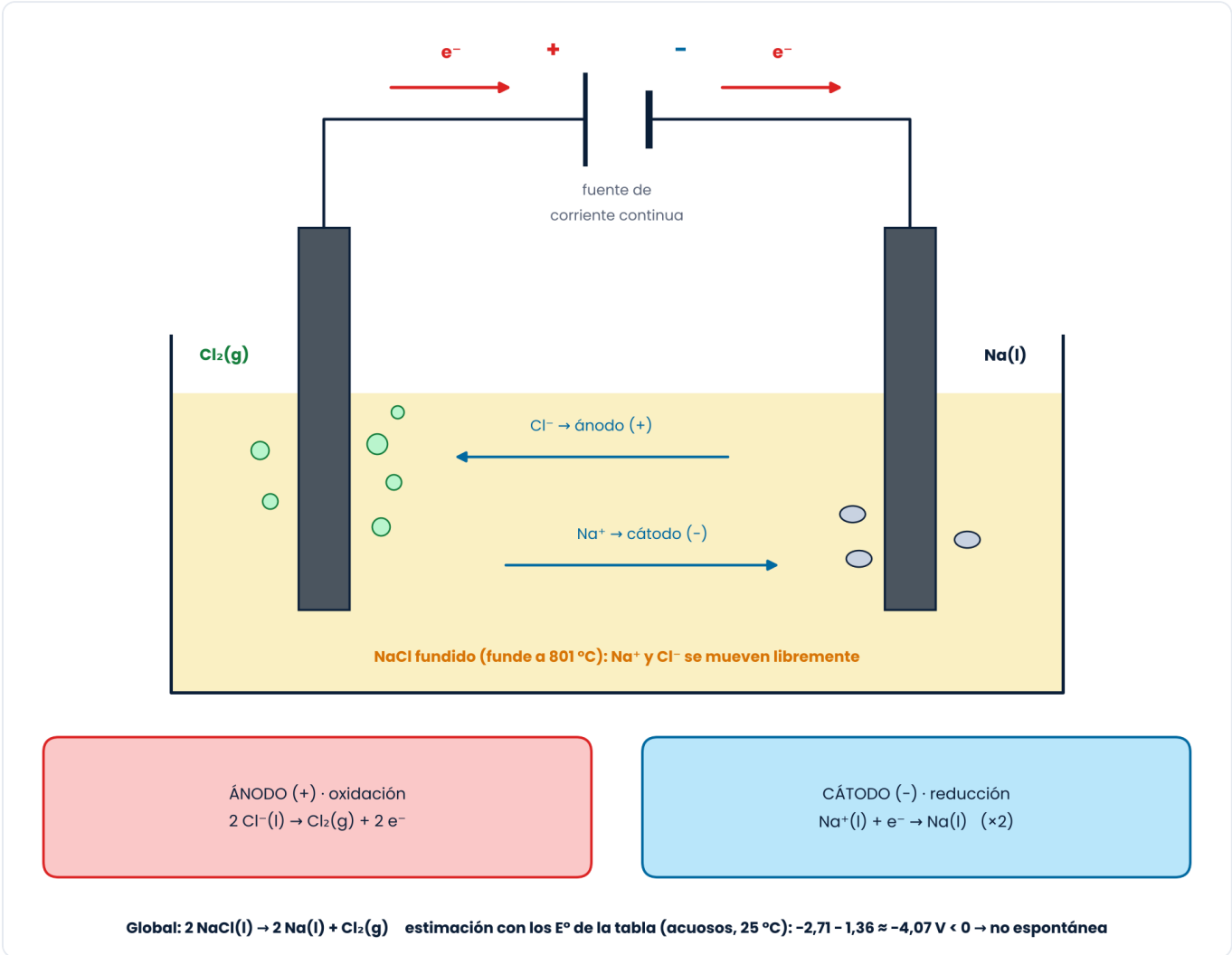
- **Ánodo (+), oxidación** de los aniones (o del agua, o del propio electrodo si es activo). **Cátodo (-), reducción** de los cationes (o del agua). Los **cationes** migran al **cátodo** y los **aniones**, al **ánodo**.
- **Sal fundida**: solo hay los iones de la sal, y el resultado es directo. NaCl fundido: cátodo $\mathrm{Na^+ + e^- \longrightarrow Na}$, ánodo $\mathrm{2\,Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2\,e^-}$; global $\mathrm{2\,NaCl(l) \longrightarrow 2\,Na(l) + Cl_2(g)}$. Fundida, porque en el sólido los iones no se mueven y no conduce. Si te piden el potencial (Navarra lo pidió en 2026 con el LiCl fundido), se estima con la tabla: $E^\circ = -2{,}71 - 1{,}36 = -4{,}07$ V, no espontánea. Es solo una **aproximación**: esos potenciales son de disoluciones acuosas a 25 °C, no de la sal fundida a unos 800 °C, así que el número real es otro; lo que sí es seguro es el signo (la descomposición del NaCl no es espontánea).
- **Disolución acuosa**: el agua compite. En el **cátodo** se reduce la especie de **mayor** E°: el $\mathrm{Cu^{2+}}$ o el $\mathrm{Ag^+}$ se depositan, pero en vez de $\mathrm{Na^+}$, $\mathrm{K^+}$ o $\mathrm{Al^{3+}}$ se reduce el agua: $\mathrm{2\,H_2O(l) + 2\,e^- \longrightarrow H_2(g) + 2\,OH^-(aq)}$.
- En el **ánodo** inerte se oxida la especie que lo hace con más facilidad (la de **menor** potencial de reducción). Los iones $\mathrm{SO_4^{2-}}$ y $\mathrm{NO_3^-}$ no se oxidan: se oxida el agua, $\mathrm{2\,H_2O(l) \longrightarrow O_2(g) + 4\,H^+(aq) + 4\,e^-}$. Con $\mathrm{Cl^-}$ concentrado se desprende **cloro** aunque el E° del oxígeno (1,23 V) sea menor que el del cloro (1,36 V): el oxígeno necesita una **sobretensión** grande. Es un dato experimental que te darán o que tienes que saber.
- **Electrodo activo**: un ánodo de cobre o de oro se **disuelve** ($\mathrm{Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2\,e^-}$) y repone los iones que se depositan en el cátodo. Así funcionan el refinado del cobre y la galvanoplastia.
- El voltaje mínimo teórico es $-E^\circ$ de la reacción: 1,23 V para descomponer el agua; en la práctica, más.

Electrólisis	Cátodo (-)	Ánodo (+)
$NaCl$ fundido	Na	Cl_2
$NaCl$ en disolución concentrada (electrodos inertes)	H_2 (y queda OH^-)	Cl_2
$CuSO_4$ en disolución (electrodos inertes)	Cu	O_2 (y queda H^+)
Agua con H_2SO_4 o Na_2SO_4 (electrodos inertes)	H_2	O_2 (la mitad de volumen que de H_2)
Dorado con ánodo de oro en Au^{3+}	Se deposita Au sobre la pieza	El ánodo de Au se disuelve

En 2025-2026 casi todos los ejercicios son de sales fundidas o de depósito de un metal, y el enunciado suele decir qué se obtiene.

Ánodo y cátodo, por la reacción

Pregunta trampa de Cataluña 2026 (serie de reserva), País Vasco 2026 (extraordinaria) y el modelo de Murcia de 2026: en un recubrimiento electrolítico (dorado, plateado, cromado), **la pieza es el cátodo**, porque en ella se reduce el ion metálico; por eso se conecta al polo negativo.



Electrólisis del cloruro de sodio fundido. El ánodo, unido al polo + de la fuente, oxida el Cl^- a Cl_2; el cátodo, unido al polo −, reduce el Na^+ a sodio. Los cationes van al cátodo y los aniones al ánodo.

8 Leyes de Faraday: masa, volumen, tiempo e intensidad

Michael Faraday comprobó en 1833–1834 que la cantidad de sustancia que se transforma en un electrodo es proporcional a la carga que pasa. Hoy se resume en una cadena de factores que sale en casi todos los problemas de electrólisis.

- **Carga**: $Q = I \cdot t$ (culombios = amperios × segundos). Pasa el tiempo a **segundos**.

- **Moles de electrones**: $n(\mathrm{e^-}) = \dfrac{Q}{F}$. La constante de Faraday es la carga de un mol de electrones: $F = N_A \cdot e = 96\,485{,}33$ C/mol (valor CODATA; muchos exámenes dan 96 500).
- **Moles de sustancia**: divide entre los electrones de su semirreacción. Para $\mathrm{Cu^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Cu}$, $n(\mathrm{Cu}) = n(\mathrm{e^-})/2$; para $\mathrm{Au^{3+} + 3\,e^- \longrightarrow Au}$, entre 3; para $\mathrm{2\,Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2\,e^-}$, entre 2.
- Todo junto (segunda ley de Faraday):

$$m = \frac{M\,I\,t}{z\,F}$$

  con M la masa molar y z los electrones por fórmula. Si piden un **gas**, pasa los moles a volumen con $pV = nRT$ (Tema 1).
- Para el **tiempo** o la **intensidad**, recorre la cadena al revés: masa → moles → moles de electrones → Q → $t = Q/I$ o $I = Q/t$. Dos cubas **en serie** reciben la misma carga.
- Con la masa, la intensidad y el tiempo también puedes despejar la **masa molar** o la **carga del ion** ($z = M\,I\,t/(m\,F)$): Canarias pidió en 2026 la masa atómica del cinc, y País Vasco en 2025, si la sal era $\mathrm{FeCl_2}$ o $\mathrm{FeCl_3}$.

Escribe la semirreacción del electrodo que te interesa (con sus electrones).

↓

Q = I·t con t en segundos.

↓

n(e⁻) = Q/F con la F del enunciado.

↓

n(sustancia) = n(e⁻)/z, según la semirreacción.

↓

Masa (n·M) o volumen (pV = nRT), con unidades.

MASA DE COBRE DEPOSITADA

Se electroliza una disolución de $\mathrm{CuSO_4}$ con una corriente de 2,00 A durante 30,0 min. ¿Qué masa de cobre se deposita? ($M(\mathrm{Cu}) = 63{,}55$ g/mol; $F = 96\,485$ C/mol.)

Respuesta modelo

Cátodo: $\mathrm{Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Cu(s)}$. $Q = 2{,}00 \cdot 1800 = 3600$ C. $n(\mathrm{e^-}) = 3600/96\,485 = 0{,}03731$ mol. $n(\mathrm{Cu}) = 0{,}03731/2 = 0{,}01866$ mol. $m = 0{,}01866 \cdot 63{,}55 = 1{,}19$ g de cobre.

Por qué puntúa. El error típico: dejar t en minutos (sale 60 veces menos).

VOLUMEN DE GASES EN LA ELECTRÓLISIS DEL AGUA

Se electroliza agua acidulada con 1,00 A durante 1,00 h. ¿Qué volúmenes de $\mathrm{H_2}$ y de $\mathrm{O_2}$ se obtienen a 25 °C y 1 atm? ($F = 96\,485$ C/mol; $R = 0{,}082$ atm·L/(mol·K).)

Respuesta modelo

$Q = 1{,}00 \cdot 3600 = 3600$ C y $n(\mathrm{e^-}) = 0{,}03731$ mol. Cátodo: $\mathrm{2\,H^+ + 2\,e^- \longrightarrow H_2}$, $n(\mathrm{H_2}) = 0{,}03731/2 = 0{,}01866$ mol; $V = \dfrac{nRT}{p} = 0{,}01866 \cdot 0{,}082 \cdot 298 = 0{,}456$ L. Ánodo: $\mathrm{2\,H_2O \longrightarrow O_2 + 4\,H^+ + 4\,e^-}$, $n(\mathrm{O_2}) = 0{,}03731/4$, la mitad de moles: $0{,}228$ L de $\mathrm{O_2}$.

Por qué puntúa. Con la misma carga, el volumen de $\mathrm{H_2}$ es el doble que el de $\mathrm{O_2}$: por eso la relación 2:1 de la electrólisis del agua.

Qué valor de F te dan

Dan F = 96 485 C/mol Galicia, Madrid y la Comunitat Valenciana (que además pone en su formulario la 2.ª ley de Faraday, m = M·Q/(n$_e$·F)); 96 500 C/mol Andalucía, Cantabria, Cataluña, Extremadura, Murcia, Navarra y País Vasco; 96 490 C/mol Castilla y León (en su hoja de datos); Canarias, una u otra; Asturias, con todas sus cifras (9,648 533 99·10^4 C/mol en el modelo de 2025). Aragón no ha dado nunca F, La Rioja no la dio en 2025-2026 e Illes Balears no la incluye en su hoja de constantes. Asturias limita las leyes de Faraday a «electrodeposición, electrolisis del agua, electrolisis de sales fundidas» (ficha 2025/2026, saber B.21).

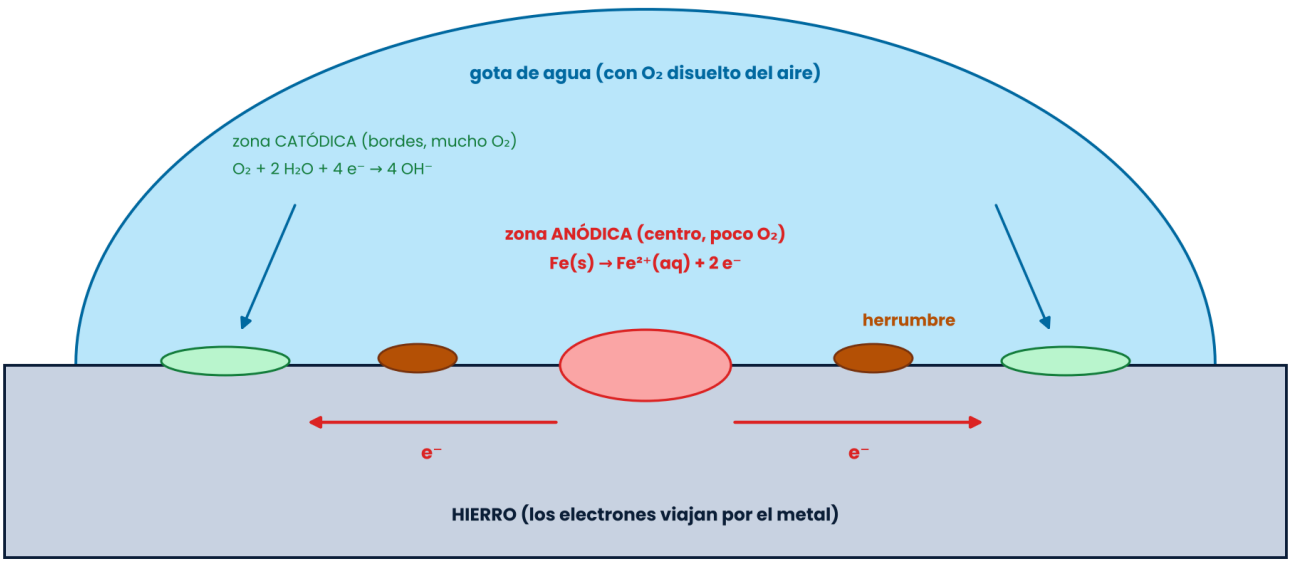
9 Aplicaciones: baterías, pilas de combustible, corrosión y electrólisis industrial

El Real Decreto 243/2022 incluye las «Reacciones de oxidación y reducción en la fabricación y funcionamiento de baterías eléctricas, celdas electrolíticas y pilas de combustible, así como en la prevención de la corrosión de metales». Cae sobre todo como contexto de un ejercicio.

- **Pila primaria y batería (secundaria)**: una pila se agota; una batería se recarga. **Recargar es hacer una electrólisis**: la fuente invierte la reacción de descarga.
- **Batería de plomo** (la de los coches): al descargarse, $\mathrm{Pb\,(s) + PbO_2\,(s) + 2\,H_2SO_4\,(aq) \longrightarrow 2\,PbSO_4\,(s) + 2\,H_2O\,(l)}$. Cada celda da unos 2,05 V ($1{,}69 - (-0{,}36)$ con los potenciales de los pares $\mathrm{PbO_2/PbSO_4}$ y $\mathrm{PbSO_4/Pb}$); seis en serie dan los 12 V.
- **Batería de ion-litio**: al descargarse, el litio del grafito (electrodo negativo) se oxida y los $\mathrm{Li^+}$ pasan a un óxido metálico del positivo (por ejemplo $\mathrm{LiCoO_2}$), que se reduce. El litio es el metal más ligero y el más reductor: más de 3 V por celda y mucha energía por kilogramo.
- **Pila de combustible de hidrógeno**: los reactivos llegan sin parar. Ánodo: $\mathrm{H_2\,(g) \longrightarrow 2\,H^+\,(aq) + 2\,e^-}$. Cátodo: $\mathrm{O_2\,(g) + 4\,H^+\,(aq) + 4\,e^- \longrightarrow 2\,H_2O\,(l)}$. Global: $\mathrm{2\,H_2\,(g) + O_2\,(g) \longrightarrow 2\,H_2O\,(l)}$, $E^\circ = 1{,}23$ V. Solo produce agua; es limpia de verdad si el $\mathrm{H_2}$ sale de la electrólisis del agua con electricidad renovable (**hidrógeno verde**). Las **biopilas** (pilas de combustible microbianas) usan bacterias que oxidan materia orgánica en el ánodo; en el cátodo el $\mathrm{O_2}$ se reduce a agua (Cataluña 2026).
- **Corrosión del hierro**: es una pila. Bajo una gota de agua, el hierro se oxida en la zona con poco oxígeno (ánodo: $\mathrm{Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2\,e^-}$) y el oxígeno se reduce en el borde (cátodo: $\mathrm{O_2 + 2\,H_2O + 4\,e^- \longrightarrow 4\,OH^-}$, $+0{,}40$ V). Los iones acaban formando **herrumbre**, óxido de hierro(III) hidratado. Hacen falta **agua y oxígeno**; las sales (agua de mar) la aceleran porque aumentan la conductividad.
- **Protección**: barreras (pintura; estaño en la hojalata, que solo protege intacto, porque el estaño es menos reductor que el hierro); **galvanizado** (cinc, más reductor: aunque se raye, se oxida el cinc); **ánodo de sacrificio** (bloques de Mg o Zn en cascos de barcos y tuberías, que se oxidan ellos y hay que reponer); metales que se **pasivan** (Al, Cr).
- **Electrólisis industrial**: Na, Mg y Li de sus cloruros fundidos; Al de la alúmina en criolita fundida; **cloro-sosa** (NaCl en disolución → $\mathrm{Cl_2}$, $\mathrm{H_2}$ y NaOH); **refinado del cobre**; **cinc electrolítico**; **galvanoplastia** (cromado, dorado, plateado).

Lo que dicen los documentos de cada comunidad

Asturias: «No es necesario memorizar las ecuaciones químicas asociadas a los procesos indicados» (ficha 2025/2026, B.22); añade la obtención de zinc electrolítico en el Principado y pilas concretas (seca, alcalina, plomo-ácido, níquel-cadmio, ion-litio, combustible). La matriz de Castilla y León (Guía de calificación PAU 2027) no recoge este saber del RD. El Decreto 108/2022 de la Comunitat Valenciana no cita la corrosión.



$Fe^{2+} + 2\ OH^- \rightarrow Fe(OH)_2$; con más $O_2 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow$ herrumbre, $Fe_2O_3 \cdot x\ H_2O$ (óxido de hierro(III) hidratado)

Corrosión del hierro bajo una gota de agua. En el centro, con poco O_2, el hierro se oxida (zona anódica); en el borde, el O_2 se reduce a OH^- (zona catódica). Los electrones viajan por el metal y la herrumbre aparece entre las dos zonas.

10 Qué te piden en tu comunidad

Tabla con lo que ha caído en las convocatorias ordinaria y extraordinaria de 2025 y 2026 y con lo que dicen los documentos oficiales. Que algo no haya caído no significa que no entre: solo está fuera lo que un documento excluye.

Comunidad	Ha caído en 2025-2026	Lo que dicen sus documentos
Andalucía	2025 ord. (corrosión, ánodos de sacrificio, $MgCl_2$ fundido)	Sin exclusiones; espontaneidad con E°, fem o ΔG = -nFE.
Aragón	2025 ord. (espontaneidad de cuatro reacciones) y 2026 ext. (pila Pb/Ag con puente salino)	Potenciales siempre de reducción (estructura 2025-26); nunca han dado F.
Asturias	2025 ord. (pila Cr/Ni) y 2026 ext. (pila Co/Fe y su diagrama)	Sin dibujos de celdas; Faraday en electrodeposición, agua y sales fundidas (ficha 2025/2026).
Canarias	Las cuatro (pilas y notación; NaCl fundido en 2025 ext.; Zn^{2+} en 2026 ord.)	Ajuste redox solo en medio ácido (actas de 28-03-2025 y 20-03-2026; 2025-26; pendiente de confirmar para 2027); estados de agregación obligatorios en la notación.
Cantabria	2025 ord. ($CuCl_2$ fundido con Faraday)	Fem y ΔG, diseño de pilas y Faraday en sus concreciones.
Castilla-La Mancha	2026 ext. (E° para que haya equilibrio, ΔG° = -nFE°)	En sus criterios de 2024 vale el dibujo o la notación de la pila.
Castilla y León	2025 ord. (pila con esquema) y 2025 ext. ($FeCl_3$ con Faraday)	La matriz no recoge baterías, pilas de combustible ni corrosión.
Cataluña	2026 ext. (Fe^{2+}/Ce^{4+} con potenciales; biopila con Faraday) y la serie de reserva de 2026 (dorado; fuera del recuento)	Orientacions: práctica de fem de una pila y de electrólisis; el ajuste ion-electrón sigue fuera en la PAU 2027 (Tema 15).
Comunitat Valenciana	2025 y 2026 ord. (pilas) y 2026 ext. (cromado con Faraday)	Nernst excluida; no cita la corrosión; Faraday en el formulario.
Extremadura	2026 ord. (pila Cu–Ag) y 2026 ext. (NaCl fundido)	Sin exclusiones.
Galicia	2025 ord. (Ag y Cu^{2+}; electrólisis) y 2026 ord. (diseñar una pila)	Problemas de cubas electrolíticas; práctica de la célula galvánica.

Comunidad	Ha caído en 2025-2026	Lo que dicen sus documentos
Illes Balears	2025 ord. (dibujo del montaje) y 2026 ord. (pila Zn/Cu)	Faraday en el decreto y la matriz; F no está en la hoja de constantes.
La Rioja	2025 ord. y 2026 ext. (espontaneidad con potenciales)	Su documento de estructura 2025-26 copia los saberes del RD, sin exclusiones.
Madrid	2025 ext. y 2026 ord. (pilas y espontaneidad)	Nernst excluida (ámbito 2026-27); modelo 2027 con $CrCl_3$ fundido.
Murcia	Las cuatro (ánodos de sacrificio, pila de mayor fem, Faraday, puente salino)	Nernst excluida; no preguntan el signo de los electrodos.
Navarra	2025 ord. y las dos de 2026 (pila de mayor voltaje, LiCl fundido, mercurio)	Justificar con esquemas de celdas galvánicas.
País Vasco	Las cuatro (pila Daniell, Al/Cu con notación IUPAC, Faraday)	Prácticas con dibujo; no dan el número de Avogadro.

Recuento oficial de Farmeando PAU sobre las 68 convocatorias ordinarias y extraordinarias de 2025 y 2026 de las 17 comunidades.

11 Ejercicio resuelto: diseñar una pila para la electrólisis del agua (Galicia 2026)

PAU GALICIA 2026 · CONVOCATORIA ORDINARIA · PREGUNTA 1, «DESTREZAS BÁSICAS DE LA QUÍMICA / REACCIONES QUÍMICAS» (OBLIGATORIA; 2,5 PUNTOS)

Una de las posibles soluciones para luchar contra el calentamiento global, causado en gran medida por la emisión de CO2 procedente de la quema de combustibles fósiles, es sustituir dichos combustibles por hidrógeno, dado que su combustión solo produce agua. Sin embargo, el hidrógeno apenas existe libre en la naturaleza y debe obtenerse mediante la electrólisis del agua, empleando idealmente energía de fuentes renovables con el fin de evitar la emisión de CO2. Reacción global de la electrólisis del agua. H2O(l) → H2(g) + ½ O2(g). Datos generales del examen: Constante de Faraday: 96 485 C·mol-1.

1.1) Sabiendo que para el proceso de electrólisis del agua el valor de la entalpía es ΔHOR =285·103 J/mol y el de la entropía ΔSOR =163 J/mol·K, analice razonadamente si a temperatura ambiente (25°C) el proceso será espontáneo y, en caso de no serlo, determine la temperatura mínima a partir de la cual la reacción se vuelve espontánea, indicando claramente el razonamiento seguido. (0,5 puntos)

1.2) Sabiendo que el potencial estándar Eo de la electrólisis del agua H2O(l) → H2(g) + ½ O2(g) es -1,23V, diseñe una pila (celda galvánica) que pudiera proporcionar la energía necesaria para llevar a cabo este proceso, escogiendo para este fin los materiales y reactivos que considere necesarios de entre los que se indican a continuación. Puede bien describir el diseño de la pila o bien hacer un dibujo de la misma indicando claramente los componentes. Escriba las semirreaciones implicadas, el sentido del flujo de los electrones y la justificación termodinámica del funcionamiento de la pila. Material: Dos vasos de precipitados, dos matraces aforados, una lámpara, un voltímetro, un tubo de vidrio en forma de U, pinzas de cocodrilo, cable conductor, algodón, un embudo cónico y una bureta. Reactivos: Placas de cobre y de manganeso, disolución de NaCl, disolución de sulfato de cobre(II), disolución de sulfato de manganeso(II), hexano y acetona. Datos: Eo(Cu2+/Cu) = + 0,34 V y Eo(Mn2+/Mn) = – 1,18 V (2,0 puntos)

Apartado 1.1)

1. La idea: espontaneidad a una temperatura dada es el signo de ΔG (Tema 9): $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$, con todo en julios.
2. A 25 °C, $T = 298$ K: $\Delta G^\circ = 285\,000 - 298 \cdot 163 = 285\,000 - 48\,574 = 236\,426$ J/mol $\approx 236{,}4$ kJ/mol.
3. $\Delta G^\circ > 0$: a 25 °C la electrólisis del agua **no es espontánea** (por eso el texto habla de aportar energía eléctrica).

4. Como $\Delta H^\circ > 0$ y $\Delta S^\circ > 0$, el término $-T\Delta S^\circ$ gana al subir T. El límite es $\Delta G^\circ = 0$: $T = \dfrac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \dfrac{285\,000}{163} = 1748{,}5$ K (estimación que supone ΔH° y ΔS° constantes).

SOLUCIÓN $\Delta G^\circ(298\ \text{K}) = +236{,}4$ kJ/mol: no espontánea a 25 °C; lo sería por encima de unos **1748,5 K** (≈ 1475 °C).

Apartado 1.2)

1. La idea: para forzar la electrólisis hace falta una pila con $E^\circ_{\text{pila}} > 0$ y, además, **mayor que 1,23 V** (el potencial de la electrólisis es $-1{,}23$ V). Con las placas y disoluciones dadas solo se puede montar una pila Mn/Cu.
2. El par de **mayor** E°, Cu^{2+}/Cu ($+0{,}34$ V), se reduce: **cátodo (+)**, placa de cobre en sulfato de cobre(II): $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\,\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$.
3. El de **menor** E°, Mn^{2+}/Mn ($-1{,}18$ V), se oxida: **ánodo (-)**, placa de manganeso en sulfato de manganeso(II): $\text{Mn}(\text{s}) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\,\text{e}^-$.
4. Reacción global (ya tienen los mismos electrones): $\text{Mn}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$. Ojo: la solución oficial la escribe con «Mn(aq)» y «Cu(aq)»; los metales son sólidos.
5. Fem: $E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = 0{,}34 - (-1{,}18) = +1{,}52$ V.
6. Justificación termodinámica: $\Delta G^\circ = -nFE^\circ = -2 \cdot 96\,485 \cdot 1{,}52 = -293\,314$ J ≈ -293 kJ < 0: la pila funciona espontáneamente. Y como $1{,}52$ V $> 1{,}23$ V, puede aportar la energía que pide la electrólisis: $+2 \cdot 96\,485 \cdot 1{,}23 \approx +237$ kJ por mol de agua, coherente con los 236,4 kJ/mol del apartado 1.1.
7. Montaje: un vaso con la placa de Mn en MnSO_4 y otro con la de Cu en CuSO_4; el **puente salino** es el tubo en U con la disolución de NaCl, tapado con algodón; las placas, unidas con cable y pinzas de cocodrilo al **voltímetro**. Electrones: por el cable, **del Mn al Cu**; por el puente, el Cl^- va hacia el Mn y el Na^+ hacia el Cu.
8. Se descartan los matraces aforados, la bureta y el embudo (no hacen falta) y el hexano y la acetona (no son electrolitos: no conducen).

SOLUCIÓN Pila $\text{Mn}(\text{s}) \mid \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) \,||\, \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \mid \text{Cu}(\text{s})$ con puente salino de NaCl: $E^\circ = +1{,}52$ V y $\Delta G^\circ \approx -293$ kJ; como $1{,}52$ V supera los $1{,}23$ V necesarios, en teoría puede impulsar la electrólisis del agua.

Lo que puntúa. Los criterios de la CiUG solo dan el reparto («Apartado 1.1. 0,5 puntos, apartado 1.2. 2 puntos») y una solución modelo como esta. Pesan los criterios generales: «Unha cuestión teórica deberá razoarse. Non facelo anula a cuestión» [una cuestión teórica debe razonarse; no hacerlo la anula]; formular o igualar mal una ecuación deja el apartado en el 25 % como máximo; «Os erros nas unidades, ou ben o non poñelas, descontan un 25% da nota do apartado» [los errores en las unidades, o no ponerlas, restan un 25 %].

Error típico que te quita puntos. Montar la pila al revés (Cu como ánodo): sale E° = -1,52 V y la pila no funciona. También olvidar el puente salino o decir que por él pasan electrones, y no comparar 1,52 V con 1,23 V, que es lo que justifica que la pila sirve para la electrólisis.

12 Ejercicio resuelto: corrosión y dorado electrolítico de las medallas olímpicas (Cataluña 2026)

PAU CATALUÑA 2026 · CONVOCATORIA ORDINARIA, SERIE DE RESERVA (SERIE 5) · EJERCICIO 1 (OBLIGATORIO; 2,5 PUNTOS)

El diseño de las medallas de oro de los Juegos Olímpicos de París de 2024 es el resultado de un proyecto en el que se quiso asociar las medallas con un monumento icónico de París. El centro de cada medalla contiene una pieza hexagonal de hierro que es original de la torre Eiffel. Esta pieza de hierro se ha tratado para que no se eche a perder. La corona de la medalla es de plata y se ha recubierto de oro mediante un proceso electrolítico con una solución acuosa de una sal de oro (AuCl3). La cantidad final de oro electrodepositado que tiene cada medalla es de 6,0 g. Datos: Masa atómica relativa del oro: Au = 196,97 g mol−1. Constante de Faraday: F = 96 500 C mol−1. 1 A = 1 C s−1.

1.1) ¿Qué proceso se produciría si no se aplicara un tratamiento al hierro? ¿Cuáles son los principales agentes causantes de este proceso? En el proceso electrolítico usado para recubrir de oro la corona de plata, ¿la medalla actúa como ánodo o como cátodo? Razone la respuesta. Realice un dibujo esquemático de este proceso electrolítico e indique el nombre y la polaridad de los electrodos y la reacción que tendrá lugar en el electrodo donde está la medalla. (1,25 puntos)

1.2) Si por la celda electrolítica circula una intensidad de corriente de 0,3 A, ¿cuántas horas tienen que transcurrir para conseguir recubrir de oro (6,0 g) la corona de la medalla? (1,25 puntos)

Apartado 1.1)

1. Sin tratamiento, el hierro sufriría **corrosión**: se oxidaría a óxidos de hierro (herrumbre), $\mathrm{Fe} \longrightarrow \mathrm{Fe^{2+}} + 2\,\mathrm{e^-}$ y después a hierro(III). Los agentes principales son el **oxígeno del aire** y el **agua** (la humedad); las sales disueltas la aceleran.
2. La medalla es el **cátodo**: sobre ella tiene que depositarse oro metálico, y eso es una **reducción**, $\mathrm{Au^{3+}(aq)} + 3\,\mathrm{e^-} \longrightarrow \mathrm{Au(s)}$. En una cuba electrolítica el cátodo está unido al **polo negativo** de la fuente.
3. Dibujo: un recipiente con $\mathrm{AuCl_3(aq)}$; la **medalla, cátodo (−)**, unida al polo negativo de la fuente; enfrente, el **ánodo (+)**. Los $\mathrm{Au^{3+}}$ migran a la medalla y los $\mathrm{Cl^-}$ al ánodo. Si el ánodo es de oro, se disuelve ($\mathrm{Au} \longrightarrow \mathrm{Au^{3+}} + 3\,\mathrm{e^-}$) y repone el oro; si es inerte (grafito, platino), se oxida el $\mathrm{Cl^-}$ o el agua.
4. Reacción en el electrodo de la medalla: $\mathrm{Au^{3+}(aq)} + 3\,\mathrm{e^-} \longrightarrow \mathrm{Au(s)}$.

SOLUCIÓN Corrosión del hierro por el O_2 y el agua; la medalla es el **cátodo (−)**, donde ocurre $\mathrm{Au^{3+}(aq)} + 3\,\mathrm{e^-} \longrightarrow \mathrm{Au(s)}$; el ánodo es el polo (+).

Apartado 1.2)

1. La idea: leyes de Faraday al revés. De la masa de oro sacamos la carga y de la carga, el tiempo.
2. Moles de oro: $n(\mathrm{Au}) = \dfrac{6{,}0}{196{,}97} = 0{,}030461$ mol.
3. Cada $\mathrm{Au^{3+}}$ necesita 3 electrones: $n(\mathrm{e^-}) = 3 \cdot 0{,}030461 = 0{,}091384$ mol.
4. Carga: $Q = n(\mathrm{e^-}) \cdot F = 0{,}091384 \cdot 96\,500 = 8818{,}6$ C.
5. Tiempo: $t = \dfrac{Q}{I} = \dfrac{8818{,}6}{0{,}3} = 29\,395$ s. En horas: $29\,395/3600 = 8{,}165$ h. Los criterios oficiales dan bien «29395,339 s», pero en la línea siguiente escriben «t = 2939,339 s» (falta una cifra); el resultado final, 8,165 h, es correcto.

SOLUCIÓN $Q = 8818{,}6$ C y $t = 29\,395$ s $\approx$ **8,2 h** (8,165 h): a 0,3 A, dorar una medalla lleva más de ocho horas.

Lo que puntúa. Criterios de Cataluña (serie 5 de la convocatoria ordinaria, traducidos del catalán): en 1.1, corrosión 0,15 y agentes (oxígeno del aire y agua) 0,10; la medalla como cátodo 0,25; el dibujo con ánodo (+) y cátodo (−) 0,50; la reacción $Au^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Au$ 0,25. En 1.2, la carga (8818,60 C) 0,65 y el tiempo (8,165 h) 0,60. Además: «Cada resultat numèric final (o intermedi rellevant) que s'expressi sense unitats o amb unitats incorrectes, es penalitzarà amb 0,10 punts» [−0,10 por cada resultado sin unidades] y un error de formulación resta 0,5 puntos en el apartado.

Error típico que te quita puntos. Dividir entre 1 en vez de entre 3 electrones (sale un tiempo tres veces menor) y decir que la medalla es el ánodo porque «es donde va el oro»: el oro se deposita por reducción, en el cátodo.

13 Ejercicio resuelto: especie más oxidante, espontaneidad y pila de mayor fem (Murcia 2026)

PAU REGIÓN DE MURCIA 2026 · CONVOCATORIA ORDINARIA (JUNIO) · BLOQUE 4, CUESTIÓN 4B (A ELEGIR ENTRE 4A Y 4B; 2 PUNTOS)

Considere los siguientes sistemas para los que se proporcionan sus potenciales estándar de reducción: E°(Pb2+/Pb) = −0,13 V; E°(Ag+/Ag) = 0,80 V; E°(Na+/Na) = −2,71 V; E°(Fe3+/Fe2+) = +0,77 V; E°(Mn2+/Mn) = −1,18 V. Datos generales del examen: F = 96.500 C·mol−1.

a) Explique qué metal es más oxidante (0,5 puntos)

b) Explique si se producirá alguna reacción redox espontánea al adicionar virutas de plomo a una disolución de NaOH, en condiciones estándar (0,5 puntos)

c) ¿Qué dos sistemas conectaría para obtener la pila más eficiente, en términos de fuerza electromotriz? Escriba la reacción que tendría lugar, calcule el valor de dicha fuerza electromotriz y calcule la variación de energía libre (1 punto)

Apartado a)

1. La idea: el poder oxidante lo mide E° de reducción: cuanto mayor, más tendencia tiene la forma oxidada a reducirse y, por tanto, a oxidar a otras especies.
2. El mayor de la lista es $E^\circ(\mathrm{Ag^+/Ag}) = +0{,}80$ V.
3. Matiz: el oxidante es el **ion** $\mathrm{Ag^+}$; la plata metálica solo puede ceder electrones (es el reductor más débil de la lista). La solución oficial responde «El metal más oxidante es la plata», siguiendo la redacción del enunciado.

SOLUCIÓN La especie más oxidante es el $\mathrm{Ag^+}$ ($E^\circ = +0{,}80$ V, el mayor potencial de reducción): es la que más tiende a reducirse a Ag.

Apartado b)

1. La idea: el plomo solo puede actuar como reductor ($\mathrm{Pb \longrightarrow Pb^{2+} + 2\,e^-}$). En la disolución de NaOH, de los pares dados, el único oxidante posible es el $\mathrm{Na^+}$.
2. Reacción hipotética: $\mathrm{Pb\,(s) + 2\,Na^+\,(aq) \longrightarrow Pb^{2+}\,(aq) + 2\,Na\,(s)}$. Cátodo: $\mathrm{Na^+/Na}$; ánodo: $\mathrm{Pb^{2+}/Pb}$.
3. $E^\circ = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = -2{,}71 - (-0{,}13) = -2{,}58$ V < 0, luego $\Delta G^\circ = -nFE^\circ > 0$: no es espontánea.
4. Si además piensas en el agua de la disolución como oxidante ($\mathrm{2\,H_2O + 2\,e^- \longrightarrow H_2 + 2\,OH^-}$, $-0{,}83$ V, un dato que no da el enunciado): $E^\circ = -0{,}83 - (-0{,}13) = -0{,}70$ V < 0, tampoco. La conclusión no cambia.

SOLUCIÓN $E^\circ = -2{,}58$ V: **no** se produce ninguna reacción redox espontánea; el $\mathrm{Na^+}$ es un oxidante demasiado débil para oxidar al plomo.

Apartado c)

1. La idea: la fem es $E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$; será máxima uniendo el par de **mayor** E° (cátodo) con el de **menor** E° (ánodo): $\mathrm{Ag^+/Ag}$ $(+0{,}80$ V) y $\mathrm{Na^+/Na}$ $(-2{,}71$ V).
2. Cátodo: $\mathrm{Ag^+\,(aq) + e^- \longrightarrow Ag\,(s)}$. Ánodo: $\mathrm{Na\,(s) \longrightarrow Na^+\,(aq) + e^-}$. Global: $\mathrm{Na\,(s) + \ Ag^+\,(aq) \longrightarrow Na^+\,(aq) + \ Ag\,(s)}$, con $n = 1$.
3. Fem: $E^\circ = 0{,}80 - (-2{,}71) = 3{,}51$ V.
4. Energía libre: $\Delta G^\circ = -nFE^\circ = -1 \cdot 96\,500 \cdot 3{,}51 = -338\,715$ J $\approx -338{,}7$ kJ (por mol de sodio). Negativa: espontánea.
5. Es un cálculo con la tabla: en la práctica esta pila no se puede montar con disoluciones acuosas, porque el sodio reacciona con el agua ($E^\circ = -0{,}83 - (-2{,}71) = 1{,}88$ V con el par del agua).

SOLUCIÓN Pila $\mathrm{Na/Ag^+}$: $\mathrm{Na + Ag^+ \longrightarrow Na^+ + Ag}$, $E^\circ = 3{,}51$ V y $\Delta G^\circ = -338{,}7$ kJ.

Lo que puntúa. La solución oficial de Murcia da: a) la plata (ver el matiz del paso 3); b) E° = -2,58 V, no espontánea; c) Ag^+/Ag y Na^+/Na, $Na + Ag^+ \rightarrow Na^+ + Ag$, 3,51 V y ΔG° = -338,715 kJ, como aquí. No reparte décimas dentro de cada apartado; se aplican los criterios generales del documento «Estructura y criterios de valoración» (igual en 2026 y en 2027): «se penalizará una justificación incorrecta de una respuesta correcta (entre el 50 y el 100% de la puntuación)», «La falta de unidades en un resultado final se penalizará en un valor de entre el 10 y el 25%» y «No se penalizará un mal redondeo de resultados».

Error típico que te quita puntos. En c), multiplicar los potenciales por coeficientes o sumar en vez de restar (0,80 + (-2,71)). En a), contestar «la plata» sin decir que lo que se reduce es el ion Ag^+: es justo lo que distingue a un oxidante de un reductor.

Conceptos clave

Pila (celda galvánica)

Dispositivo que separa las dos semirreacciones de una redox espontánea para obtener corriente eléctrica: transforma energía química en eléctrica.

Cuba (celda electrolítica)

Dispositivo en el que una fuente de corriente continua provoca una redox no espontánea (electrólisis): transforma energía eléctrica en química.

Ánodo

Electrodo en el que se produce la oxidación. Es el polo negativo de una pila y el positivo de una cuba electrolítica.

Cátodo

Electrodo en el que se produce la reducción. Es el polo positivo de una pila y el negativo de una cuba electrolítica.

Puente salino

Tubo con la disolución de una sal inerte (KNO_3, KCl…) que une las semiceldas: deja pasar iones, mantiene la neutralidad eléctrica y cierra el circuito sin que las disoluciones se mezclen.

Electrodo estándar de hidrógeno

Electrodo de referencia: platino en contacto con H^+ de actividad 1 (≈ 1 M) y H_2 a 1 bar. Su potencial vale 0 V por convenio.

Potencial estándar de reducción (E°)

Fem de la pila formada por el electrodo estándar de hidrógeno (izquierda) y el electrodo estudiado (derecha) en condiciones estándar. Cuanto mayor es, más oxidante es la forma oxidada del par.

Fuerza electromotriz (fem)

Diferencia de potencial entre los electrodos de una pila sin corriente. En condiciones estándar, E° = E°cátodo − E°ánodo; si es positiva, la reacción es espontánea.

Constante de Faraday (F)

Carga de un mol de electrones: F = N_a·e = 96 485 C/mol (muchos exámenes usan 96 500).

Leyes de Faraday

La masa transformada en un electrodo es proporcional a la carga que pasa (Q = I·t) y, para la misma carga, a M/z: m = M·I·t/(z·F).

Corrosión

Oxidación de un metal por su entorno; en el hierro, por el oxígeno y el agua, formando herrumbre (óxido de hierro(III) hidratado).

Ánodo de sacrificio

Bloque de un metal más reductor que el que se protege (Mg, Zn) unido a él: se oxida en su lugar y hay que reponerlo.

Pila de combustible

Pila a la que se le aportan los reactivos de forma continua; la de hidrógeno oxida H_2 con O_2 y produce agua ($E° = 1{,}23$ V).

MODO PAU

Ocho claves que valen puntos

Ánodo y cátodo

Ánodo = oxidación; cátodo = reducción, en pilas y en cubas. El signo cambia: ánodo (−) en la pila, (+) en la cuba.

Fem

$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$ con los **dos potenciales de reducción**. Si sale negativa, has puesto la pila al revés.

No multipliques E°

El potencial es intensivo: no se multiplica por los coeficientes al igualar electrones.

ΔG°

$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$ con el n de la ecuación global, en **J** (pásalo a kJ). Termina con «es espontánea».

Iguala electrones

Escribe las dos semirreacciones con sus electrones y multiplícalas antes de sumar. Andalucía y otras comunidades exigen el ion-electrón.

Notación

Ánodo a la izquierda, | entre fases, ‖ para el puente salino y **estados de agregación** (Canarias los penaliza).

Puente salino

Por él van **iones, no electrones**: aniones al ánodo, cationes al cátodo; mantiene la neutralidad eléctrica.

Faraday

t en **segundos**, $n(\text{e}^-) = It/F$ con la F del enunciado, y divide entre los electrones de la semirreacción.

Cómo te lo pueden preguntar

- Pila con dos pares de potenciales dados: semirreacciones en el ánodo y en el cátodo, reacción global ajustada, fem, notación, función del puente salino y, a menudo, el esquema o ΔG° = −nFE°: sale en 33 de las 68 convocatorias de 2025 y 2026, en 16 comunidades (todas menos Cantabria).
- Espontaneidad con potenciales (dentro de ese mismo recuento de 33): si un metal se disuelve en un ácido o en la disolución de otro ion, qué especie es la más oxidante o la más reductora, si se puede guardar una disolución en un recipiente, qué dos electrodos dan la pila de mayor fem.
- Electrólisis con las leyes de Faraday: masa depositada, volumen de gas, tiempo o intensidad, en sales fundidas (NaCl, LiCl, $CuCl_2$), recubrimientos (dorado, plateado, cromado) o el agua: sale en 15 de las 68 convocatorias, en 11 comunidades.
- Aplicaciones con un texto de contexto (corrosión y ánodos de sacrificio, papel de aluminio con alimentos ácidos, biopilas): sale en 4 de las 68 convocatorias, en 4 comunidades (Andalucía, Canarias, Cataluña y Murcia).
- Todo el tema (cualquiera de las anteriores): 38 de las 68 convocatorias, en las 17 comunidades.

No lo confundas

- El **ánodo de una pila** (polo −) con el **ánodo de una cuba** (polo +): el nombre va con la reacción (oxidación); el signo, con el tipo de celda.
- El **ion Ag^+** (oxidante fuerte) con la **plata metálica** (reductor débil): en estas reacciones el metal solo puede ceder electrones.
- **E°** (intensivo, no se multiplica) con **ΔG°** (extensivo, depende de n y de cómo escribas la ecuación).
- Lo que va por el **cable** (electrones) con lo que va por el **puente salino** (iones).

- **Pila** (reacción espontánea, E° > 0) con **electrólisis** (reacción no espontánea forzada por la corriente).
- El **esquema** de la pila (dibujo con vasos, electrodos y puente) con su **notación** (línea con | y ‖).
- **Moles de electrones** con **moles de sustancia**: para el oro hay que dividir entre 3; para el cobre, entre 2.
- **Potencial de reducción** con **potencial de oxidación**: son el mismo número con el signo cambiado. Si usas uno de oxidación, la fem se calcula sumando; lo seguro es restar dos de reducción.

Ponte a prueba

PAU Canarias 2026 (ordinaria), Pregunta 5, propuesta 5B (a elegir entre 5A y 5B; 2 puntos). Se construye una pila voltaica usando como electrodos Cr y Ni. a) Escriba las semirreacciones que ocurren en cada electrodo, indicando cuál corresponde al ánodo, cuál al cátodo y sus signos. b) Determine el potencial (f.e.m.) de la pila y la reacción global ajustada. c) Escriba la notación la pila. d) El papel de aluminio es ampliamente usado para envolver alimentos, no obstante, se desaconseja su uso en alimentos ácidos como los cítricos o el tomate. Justifica si el aluminio podría reaccionar con los ácidos. Datos: Potenciales normales de reducción: Eo(Cr3+/Cr) = -0,74 V; Eo(Ni2+/Ni) = -0,25 V; Eo(Al3+/Al) = -1,66 V; Eo(H+/H2) = 0,00 V. Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Solución: a) El Cr tiene el menor E°: se oxida. **Ánodo (-)**: $\mathrm{Cr(s)} \longrightarrow \mathrm{Cr^{3+}(aq)} + 3\,\mathrm{e^-}$. **Cátodo (+)**: $\mathrm{Ni^{2+}(aq)} + 2\,\mathrm{e^-} \longrightarrow \mathrm{Ni(s)}$. **b)** $E^\circ = -0{,}25 - (-0{,}74) = +0{,}49$ V. Igualando electrones (×2 y ×3): $2\,\mathrm{Cr(s)} + 3\,\mathrm{Ni^{2+}(aq)} \longrightarrow 2\,\mathrm{Cr^{3+}(aq)} + 3\,\mathrm{Ni(s)}$. **c)** $\mathrm{Cr(s)} \mid \mathrm{Cr^{3+}(aq)} \,||\, \mathrm{Ni^{2+}(aq)} \mid \mathrm{Ni(s)}$. **d)** $2\,\mathrm{Al(s)} + 6\,\mathrm{H^+(aq)} \longrightarrow 2\,\mathrm{Al^{3+}(aq)} + 3\,\mathrm{H_2(g)}$: el Al se oxida (ánodo) y el $\mathrm{H^+}$ se reduce (cátodo), $E^\circ = 0{,}00 - (-1{,}66) = +1{,}66\ \mathrm{V} > 0$: sí puede reaccionar, y pasarían iones $\mathrm{Al^{3+}}$ al alimento. En la práctica la capa de $\mathrm{Al_2O_3}$ frena la reacción, pero el ácido la ataca. (La solución oficial da los mismos valores, aunque en d) llama ánodo al $\mathrm{H^+}$ y cátodo al Al: es al revés.)

PAU Extremadura 2026 (extraordinaria), Apartado 3, Ejercicio 3.3 (a elegir entre 3.2 y 3.3; 1,5 puntos). Al realizar la electrólisis de cloruro de sodio fundido (NaCl) se depositan 5 g de sodio en el cátodo. a) Calcular los moles de Cl2 (g) liberados en el ánodo. b) Calcular el volumen de Cl2 (g) liberado medido a 1 atm y 25ºC. c) Averiguar el tiempo (en segundos) necesario para que se depositen los 5,0 g de sodio, sabiendo que la intensidad de corriente es de 100 A. Datos: Constante de Faraday, F = 96500 C·mol-1; R = 0,082 atm·L·mol-1·K-1; Masa atómica (u): Na = 23. Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Solución: Cátodo: $\mathrm{Na^+} + \mathrm{e^-} \longrightarrow \mathrm{Na}$; ánodo: $2\,\mathrm{Cl^-} \longrightarrow \mathrm{Cl_2} + 2\,\mathrm{e^-}$; global: $2\,\mathrm{NaCl(l)} \longrightarrow 2\,\mathrm{Na(l)} + \mathrm{Cl_2(g)}$. **a)** $n(\mathrm{Na}) = 5/23 = 0{,}2174$ mol $= n(\mathrm{e^-})$; $n(\mathrm{Cl_2}) = 0{,}2174/2 = 0{,}1087$ mol $\approx 0{,}11$ mol. **b)** $V = \dfrac{nRT}{p} = 0{,}1087 \cdot 0{,}082 \cdot 298 = 2{,}66$ L. (La solución oficial da 2,69 L porque redondea antes a 0,11 mol: $0{,}11 \cdot 0{,}082 \cdot 298 = 2{,}69$ L; la diferencia es solo de redondeo.) **c)** $Q = n(\mathrm{e^-})\,F = 0{,}2174 \cdot 96\,500 = 20\,978$ C; $t = Q/I = 20\,978/100 = 209{,}8$ s ≈ 210 s.

PAU País Vasco 2026 (extraordinaria), Bloque D, problema D1 (a elegir entre D1 y D2; 2 puntos). Un estudiante de química desea construir una pila galvánica en el laboratorio utilizando electrodos de aluminio y cobre sumergidos en disoluciones de sus respectivas sales (sulfato de aluminio y sulfato de cobre(II), ambas 1 M). Dispone también de un puente salino de nitrato de potasio. Datos: E°(Cu^{2+}/Cu) = +0,34 V; E° (Al^{3+}/Al) = −1,66 V. a) Dibujar un esquema detallado de la pila, identificando todos sus componentes. Escribir las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo y la reacción global. (1,00) b) Calcular la fuerza electromotriz estándar de esta pila y escribir la notación de la pila según las normas de la IUPAC. (0,50) c) Explicar la función del puente salino y predecir hacia dónde migrarán los iones K^+ y NO_3^- durante el funcionamiento de la pila. (0,50)

Solución: a) Esquema como el de la pila Daniell: un vaso con la lámina de Al en $\mathrm{Al_2(SO_4)_3}$ 1 M (**ánodo, −**), otro con la lámina de Cu en $\mathrm{CuSO_4}$ 1 M (**cátodo, +**), un cable con voltímetro entre las láminas (electrones del Al al Cu) y el puente salino de $\mathrm{KNO_3}$ uniendo las disoluciones. Ánodo: $\mathrm{Al(s) \longrightarrow Al^{3+}(aq) + 3\,e^-}$. Cátodo: $\mathrm{Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Cu(s)}$. Global (×2 y ×3): $\mathrm{2\,Al(s) + 3\,Cu^{2+}(aq) \longrightarrow 2\,Al^{3+}(aq) + 3\,Cu(s)}$. **b)** $E^\circ = 0{,}34 - (-1{,}66) = +2{,}00$ V. Notación: $\mathrm{Al(s) \mid Al^{3+}(aq, 1M) \,||\, Cu^{2+}(aq, 1M) \mid Cu(s)}$. **c)** El puente salino deja pasar iones entre las semiceldas, mantiene su neutralidad eléctrica (así sigue circulando la corriente) y evita que las disoluciones se mezclen. Como en el ánodo se forman cationes Al^{3+}, hacia él migran los aniones NO_3^-; como en el cátodo desaparecen cationes Cu^{2+}, hacia él migran los K^+. Coincide con la solución oficial.

Fuentes

1. Real Decreto 243/2022, de 5 de abril, por el que se establecen la ordenación y las enseñanzas mínimas del Bachillerato (Química, bloque «Reacciones químicas»: reacciones redox)
2. CRC Handbook of Chemistry and Physics, sección 5: «Electrochemical Series» (P. Vanýsek), CRC Press (potenciales estándar de reducción a 25 °C)
3. IUPAC, Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry (Green Book), 3.ª ed., 2007, apdo. 2.13.1: celdas electroquímicas, notación, electrodo estándar de hidrógeno, ánodo y cátodo
4. NIST, CODATA: constante de Faraday (96 485,332 12 C/mol)
5. PAU Galicia 2026, ordinaria: examen de Química
6. PAU Galicia 2026, ordinaria: criterios de corrección (en gallego)
7. PAU Cataluña 2026, convocatoria ordinaria, serie de reserva (serie 5): examen de Química en castellano
8. PAU Cataluña 2026, convocatoria ordinaria, serie de reserva (serie 5): criterios de corrección (en catalán)
9. PAU Región de Murcia 2026, ordinaria: examen y soluciones de Química
10. PAU Canarias 2026, ordinaria: examen de Química
11. PAU Canarias 2026, ordinaria: examen con soluciones y criterios
12. PAU Extremadura 2026, extraordinaria: examen de Química
13. PAU Extremadura 2026, extraordinaria: criterios y soluciones
14. PAU País Vasco 2026, extraordinaria: examen de Química
15. PAU País Vasco 2026, extraordinaria: solucionario y criterios
16. Comisión de Química de las universidades públicas de Madrid: «Ámbito de contenidos de la materia Química», curso 2026-2027, con el modelo 2027 (versión corregida publicada por la UAM, 6-11-2026; exclusión de la ley de Nernst)
17. Universidad de Murcia: «Orientación sobre los contenidos del examen de Química (para PAU 2027)»
18. Universidad de Murcia: «Redox: apuntes y exámenes resueltos» (PAU 2026)
19. Comisión de Química de la Comunitat Valenciana: «Matizaciones sobre el programa» (ecuación de Nernst)
20. Decreto 108/2022 de la Comunitat Valenciana (DOGV núm. 9404), currículo de Química de Bachillerato
21. Universidad de Oviedo: «Información sobre la PAU. Curso 2025/2026. Química» (saberes B.20–B.22)
22. Junta de Castilla y León: Guía de calificación de Química, PAU 2027 (23-10-2026; mismo contenido que la de 2026) (matriz de especificación)
23. CiUG: «Orientacións. Curso 2026/2027» (Química, Galicia)

Imágenes: Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib) con datos del CRC Handbook of Chemistry and Physics. · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib).

Apuntes de Farmeando PAU · farmeandopau.com · Revisados frente a fuentes. Última revisión: 15 de noviembre de 2026. Licencia CC BY-NC-ND 4.0: puedes copiarlo y compartirlo citándonos, sin uso comercial ni cambios (las imágenes, con su propia licencia). ¿Un error? Avísanos desde la página del tema. Cómo los hacemos: farmeandopau.com/metodologia.