

ACTIVIDADES

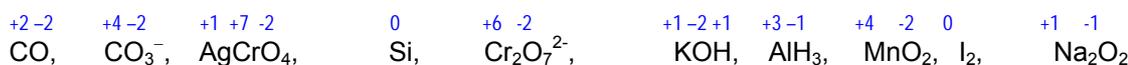
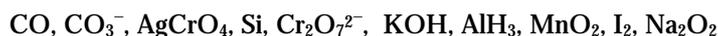
1 Los procesos redox se denominan procesos de transferencia de electrones. ¿Sabrías justificar por qué?



Porque algunas de las sustancias que intervienen intercambian electrones, la que se oxida cede electrones y la que se reduce los capta.



2 Determina el número de oxidación de todos los elementos en cada una de las especies que se indican a continuación:



3 Determina cuáles de las siguientes ecuaciones representan procesos redox e indica los números de oxidación de los elementos:

- a) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$
- b) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow 2 \text{NaCl} + \text{CaCO}_3$
- c) $\text{MgO} + 2 \text{HBr} \longrightarrow \text{MgBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{MnO}_4^- + \text{NO}_2 \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{NO}_3^-$
- e) $2 \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \longrightarrow 3 \text{S} + 3 \text{H}_2\text{O}$
- f) $2 \text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$



Serán procesos redox aquellas reacciones en la que algunos de sus elementos cambien su estado de oxidación de los reactivos a los productos.

- a)
- $$\begin{array}{ccccccc} 0 & +2 & +6 & -2 & +2 & +6 & -2 & 0 \\ \text{Zn} + \text{CuSO}_4 & \longrightarrow & \text{ZnSO}_4 + \text{Cu} \end{array}$$
- Sí es un proceso redox, el Zn se oxida pasando de 0 a +2 y el cobre se reduce pasando de 2+ a 0.

- b)
- $$\begin{array}{ccccccc} +2 & -1 & +1 & +4 & -2 & +1 & -1 & +2 & +4 & -2 \\ \text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 & \longrightarrow & 2 \text{NaCl} + \text{CaCO}_3 \end{array}$$

No es un proceso redox pues no cambian.

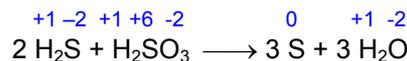
- c)
- $$\begin{array}{ccccccc} +2 & -2 & +1 & -1 & +2 & -1 & +1 & -2 \\ \text{MgO} + 2 \text{HBr} & \longrightarrow & \text{MgBr}_2 + \text{H}_2\text{O} \end{array}$$

No es un proceso redox pues no cambian.

- d)
- $$\begin{array}{ccccccc} +7 & -2 & +4 & -2 & +2 & +5 & -2 \\ \text{MnO}_4^- + \text{NO}_2 & \longrightarrow & \text{Mn}^{2+} + \text{NO}_3^- \end{array}$$

Sí es proceso redox pues el manganeso se reduce pasando de +7 a +2 y el nitrógeno se oxida pasando de +4 a +5.

e)



Sí es un proceso redox, una dismutación pues es el azufre el que se oxida pasando de -2 a 0 y también se reduce pasando de +6 a 0.

f)



No es una reacción redox pues no hay cambios en los estados de oxidación.

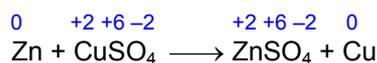


4 Ajusta los siguientes procesos redox, indicando, en cada caso, cuál es la especie oxidante y cuál la reductora:

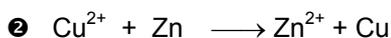
- a) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$
- b) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{MnO}_4^- + \text{NO}_2 \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{NO}_3^-$
- d) $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \longrightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$



a)



1 Ecuación iónica



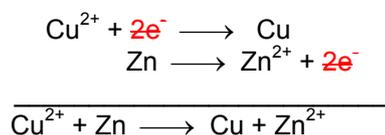
2 Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Cu}$, como la masa está ajustada ajustamos la carga, $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$.

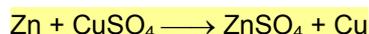
Oxidación: $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}$, como la masa está ajustada ajustamos la carga, $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

El nº de electrones que se intercambian está igualado.

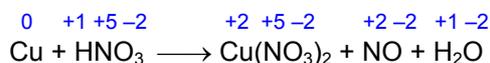
3



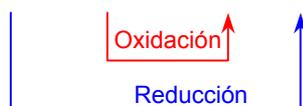
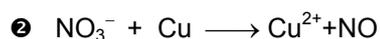
4 Luego la reacción molecular es:



b)



1 Ecuación iónica



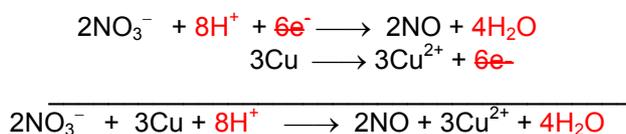
3 Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{NO}$, ajustamos la masa $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \longrightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ y después ajustamos la carga, $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$.

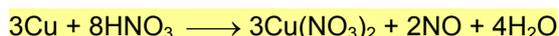
Oxidación: $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+}$, como la masa está ajustada ajustamos la carga, $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$

Para igualar el nº de electrones que se intercambian hay multiplicar la primera por 2 y la segunda por 3.

4



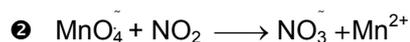
5 Luego la reacción molecular es:



en donde los 5 nitratos (hasta 8 que hemos puesto), proceden de los que se combinan con el cobre, que no cambiam de valencia con el cobre, al tiempo ajustamos los 8 protones que tiene que haber.

6

1 Ecuación iónica



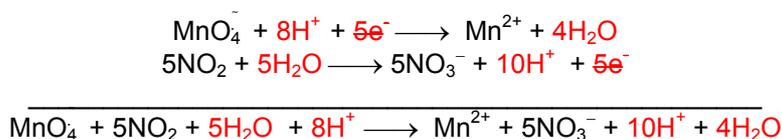
3 Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}$, ajustamos la masa $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$, y después ajustamos la carga, $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$.

Oxidación: $\text{NO}_2 \longrightarrow \text{NO}_3^-$, ajustamos la masa $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$ y después la carga $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^-$

Para igualar el nº de electrones que se intercambian hay multiplicar la segunda por 5.

4

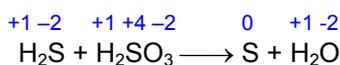


Tema nº 8 – Reacciones de transferencia de electrones 4

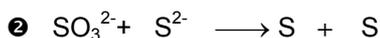
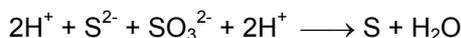
5 Luego la reacción ajustada después de simplificar protones y agua es:



d)



1 Ecuación iónica



Es una dismutación en el sentido inverso.

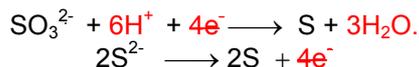
3 Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{SO}_3^{2-} \longrightarrow \text{S}$, ajustamos la masa $\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ \longrightarrow \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$, y después ajustamos la carga, $\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e}^- \longrightarrow \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$.

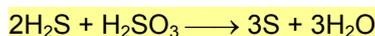
Oxidación: $\text{S}^{2-} \longrightarrow \text{S}$, ajustamos la carga $\text{S}^{2-} \longrightarrow \text{S} + 2\text{e}^-$

Para igualar el nº de electrones que se intercambian hay multiplicar la segunda por 2.

4



5 Luego la reacción molecular es:



en donde los 6 protones se han distribuido 4 en el sulfhídrico y los otros dos en el sulfuroso y hemos sumado los azufres.



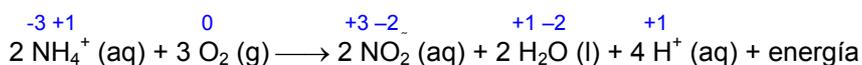
5 Cuando la cantidad de nitrógeno es muy alta, los microorganismos, al descomponer la materia orgánica, provocan alguna de estas reacciones:

Nitritación	$2\text{NH}_4^+(\text{aq}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{NO}_2^-(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + \text{energía}$
Nitratación	$2\text{NO}_2^-(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{energía}$
En ausencia de aire	$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 5\text{e}^- + 6\text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow 1/2\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Indica, en cada caso, los números de oxidación de los átomos y propón los pares de semirreacciones redox.



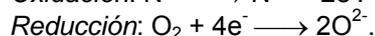
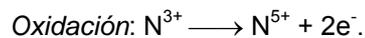
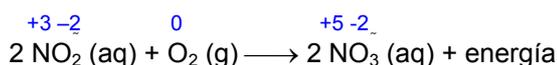
Nitración



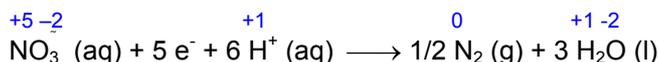
Oxidación: $\text{N}^{3-} \longrightarrow \text{N}^{3+} + 6\text{e}^-$

Reducción: $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Nitratación



Ausencia de aire



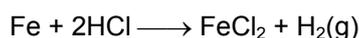
Sólo hay una semireacción que es la de reducción, falta el par de la oxidación.



6 Una muestra de un mineral de hierro que pesa 1,2 g se disuelve en HCl (aq) y todo el hierro se transforma en Fe^{2+} (aq). A continuación, esta disolución se valora con 28,7 ml de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (aq) de concentración 0,05 M, proceso en el que el cromo se convierte en Cr^{3+} (aq). ¿Cuál es el porcentaje en masa del hierro en la muestra mineral?



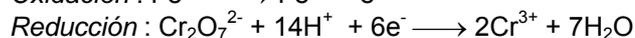
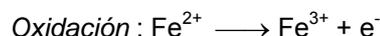
La reacción que transforma el hierro en catión hierro(II) es:



y la de valoración del catión ferroso con dicromato:



cuyas semireacciones son:



Como las valoraciones ocurren equivalente a equivalente:

N° de equiv-gr (Fe^{2+}) = n° de equiv-gr ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) = $V_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot M_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \text{n}^\circ \text{e}^- = 0,0287 \text{ l} \cdot 0,05 \text{ mol/l} \cdot 6 \text{ equiv-gr/mol} = 0,00861 \text{ equiv-gr de Fe}^{2+}$ que se corresponde con una masa de Fe disuelto:

$m = 0,00861 \text{ equiv-gr} \cdot 56 \text{ g/equiv-gr} = 0,4536 \text{ g de Fe}$ había en la muestra, luego el porcentaje es:

$$\% = 0,4536 \text{ g de Fe} / 1,2 \text{ g de muestra} \cdot 100 = 37,8 \%$$



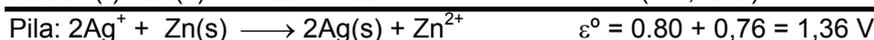
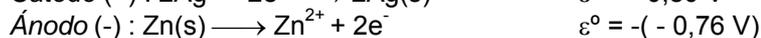
7 Describe la pila que se podría construir utilizando un electrodo de plata y otro de cinc. Determina qué valor de la fem se obtiene si se trabaja en condiciones estándar



Escribimos las semireacciones de reducción y sus potenciales:



Si invertimos el segundo proceso y multiplicamos el primero por 2:



Y el esquema de pila sería: (-) Zn(s) | Zn²⁺ (aq) || Ag⁺ (aq) | Ag(s) (+)

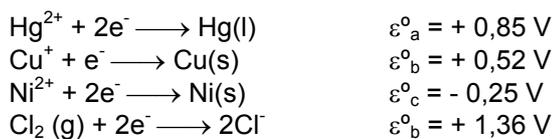


8 Indica qué se reduciría y qué se oxidaría al combinar, de dos en dos, la siguientes semipilas en condiciones estándar:

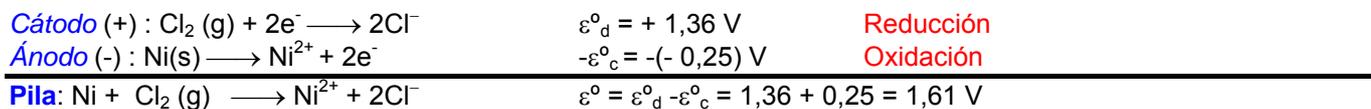
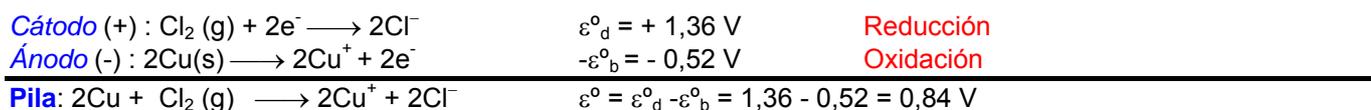
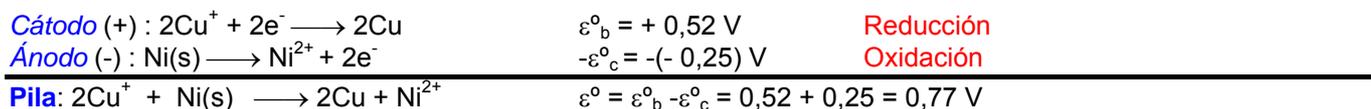
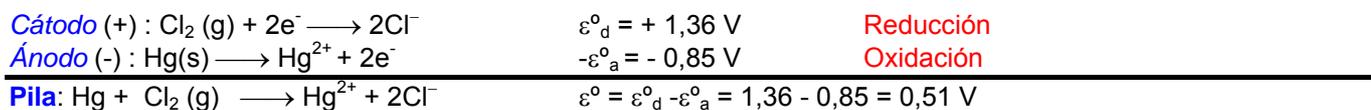
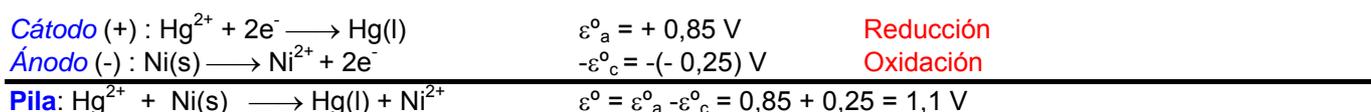
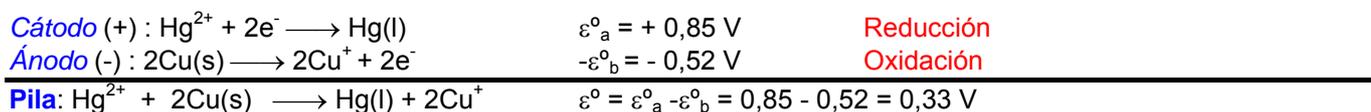
- a) Hg²⁺ | Hg (l)
- b) Cu⁺ | Cu (s)
- c) Ni²⁺ | Ni (s)
- d) Cl₂ (g) | 2 Cl⁻



Primero escribimos los potenciales estándar de reducción de cada par:



y, ahora, vamos emparejándolos para que formen pilas de ε^o > 0:

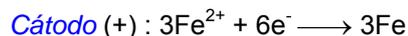
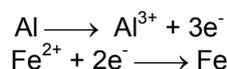


9 La reacción global (sin ajustar) que se produce en una pila es: Al (s) + Fe²⁺ (1 M) → Al³⁺ (1 M) + Fe (s)

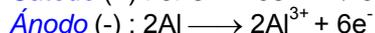
- a) Ajusta la reacción y escribe la pila utilizando la notación simplificada.
- b) Si la fem de esta pila es 1,27 V y el potencial estándar del electrodo de hierro es -0,41 V, ¿cuál será el potencial estándar de reducción del electrodo de aluminio



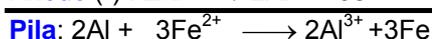
a) Las semireacciones redox son:



Reducción



Oxidación



Y el esquema de pila sería: (-) Al(s) | Al³⁺ (aq) || Fe²⁺ (aq) | Fe(s) (+)

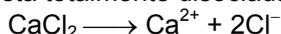
b) Como $\varepsilon^\circ = \varepsilon_{\text{Cátodo}} + \varepsilon_{\text{Ánodo}}$; $1,27 \text{ V} = (-,041) \text{ V} + \varepsilon_{\text{Ánodo}}$ luego $\varepsilon_{\text{Ánodo}} = 1,27 \text{ V} + 0,41 \text{ V} = 1,68 \text{ V}$.



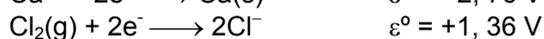
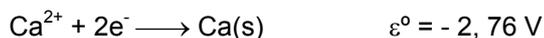
1 0 Se dispone de una espátula de aluminio para trabajar en nuestro laboratorio. ¿Hay algún problema en utilizarla para manipular una disolución de cloruro de calcio? ¿Y para manipular una disolución de sulfato de cinc?



Como la sal es un electrolito fuerte, está totalmente dissociada en disolución:



Las semireacciones y potenciales redox de las especies presentes son:



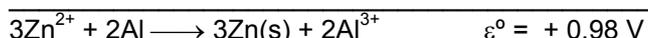
El Al ha de actuar como reductor luego no puede reaccionar con los aniones cloruro que también actúan como reductores y con los cationes calcio se formaría un proceso:



Con potencial negativo : $\varepsilon^\circ = - 1,08 \text{ V}$ que no es espontáneo ($\varepsilon^\circ < 0$) , luego no hay ningún problema en trabajar con la espátula de Al pues no es atacada por la disolución de CaCl₂.

Si la disolución de trabajo el ZnSO₄ \longrightarrow Zn²⁺ + SO₄²⁻

se produciría el proceso:



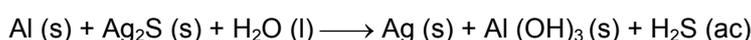
que sí es espontáneo ya que tiene potencial positivo. No es conveniente trabajar con una espátula de aluminio en esta disolución pues el catión cinc ataría al Al de la espátula disolviéndola y haciendo que pase a la disolución como cationes Al³⁺.



1 1 Habitualmente, los objetos de plata se ensucian y pierden brillo porque se forma una capa de sulfuro de plata. Para limpiarla, se envuelven en papel de aluminio y se sumergen durante un tiempo en un recipiente que contenga agua con sal. Explica por qué es adecuado este método. (Nota: el papel de aluminio doméstico tiene un barniz protector; si vas a realizar este experimento, procura que los bordes que has cortado estén en contacto con el objeto de plata que quieres limpiar o raspa su superficie.)



La reacción que se produce es la siguiente:



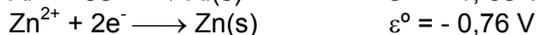
El aluminio reduce el sulfuro de plata de color pardusco a plata metálica quedando de nuevo brillante.



1 2 Utilizando la tabla de potenciales estándar de reducción, elige tres metales que sean idóneos para proteger, actuando de ánodo de sacrificio, una superficie de hierro.



Los metales que vayamos a usar como ánodo de sacrificio tienen que tener más tendencia a oxidarse que el hierro, es decir, han de tener un potencial de reducción menor, por ejemplo:



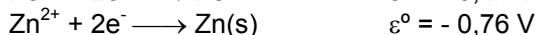
cuyos potenciales de reducción son menores que :



1 3 ¿Por qué la galvanización (recubrimiento con Zn) es un método de protección eficaz para el hierro, mientras que el estañado no lo es y, en su caso, la hojalata (hierro estañado) se oxida con mucha facilidad?



Si escribimos la semireacciones y sus potenciales:



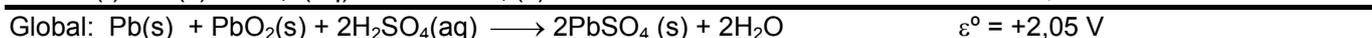
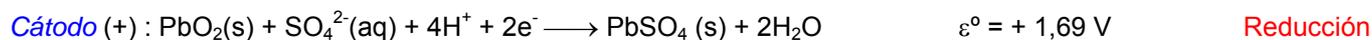
Apreciamos que en caso de romperse la capa protectora de Zn que recubre el hierro (al entrar en contacto con el oxígeno del aire) como el Zn tiene más tendencia a reducirse (menor potencial), se produciría la oxidación del Zn y no del hierro preservando este.



1 4 ¿Cuál será, aproximadamente, la fem creada en cada celda de la batería de plomo de un automóvil? ¿Cuántas celdas deberían ponerse en serie para obtener los 12,6 V necesarios?



Las semireacciones y sus potenciales son:



Luego nº de celdas necesarias para tener 12,6 V = $\frac{12,6\text{V}}{2,05\text{V}} \approx 6$ celdas

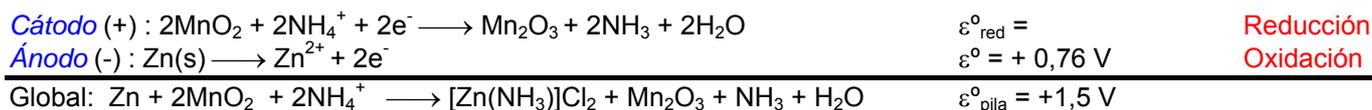


1 5 Sabiendo que la fem de una pila seca Leclanché es de unos 1,5 V, y suponiendo que no hay interferencias de ningún tipo, ¿cuál es el potencial de reducción estándar de la semipila $\text{MnO}_2(\text{s}) \mid \text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s})$?



Las semireacciones la global y los potenciales son:

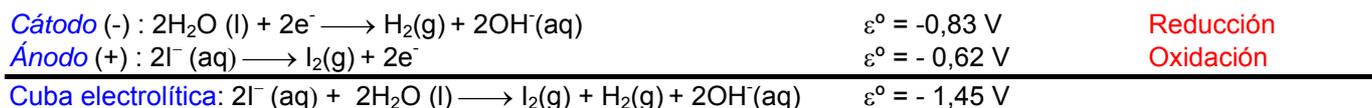
Tema nº 8 – Reacciones de transferencia de electrones 9



Luego despejando $\varepsilon^\circ_{\text{red}} = \varepsilon^\circ_{\text{pila}} - \varepsilon^\circ = 1,5 \text{ V} - 0,76\text{V} = 0,74 \text{ V}$.



1 6 ¿Qué fem ha de proporcionar una batería (fuente de corriente continua) para provocar la electrolisis de una disolución acuosa de yoduro de calcio?



La batería ha de proporcionar unos 1,5 V.

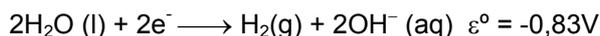


1 7 Indica qué sustancia migraría al ánodo y cuál al cátodo al introducir electrodos en disoluciones acuosas de las siguientes especies:

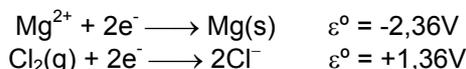
- a) Cloruro de magnesio (sal).
- b) Ácido nítrico (ácido muy fuerte, disolución diluida).
- c) Hidróxido de sodio (base muy fuerte, disolución diluida).
- d) Sulfato de sodio (sal).
- e) Sulfato de cobre(II) (sal).



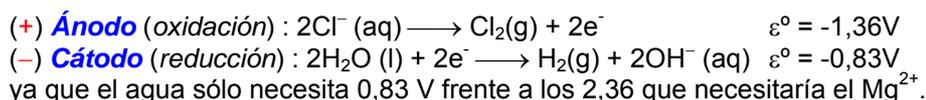
Además de los iones producidos al disociarse las especies que se dan, hay que tener en cuenta la semireacción de reducción del agua en que se disuelven esas especies, descargándose antes los cationes que tengan potenciales de reducción más elevados y los aniones que lo tengan más bajo:



a) El cloruro de magnesio disuelto en agua se disocia según $\text{MgCl}_2 \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ y las semireacciones y potenciales de sus iones son:



El proceso que necesita menor aporte energético para que se produzca electrolisis es:

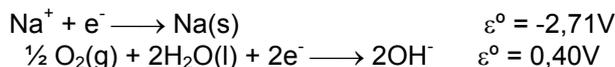
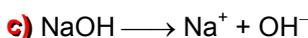
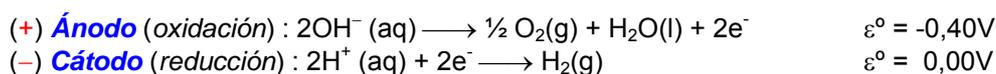


b) El ácido nítrico disuelto en agua se disocia según $\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ y las semireacciones y potenciales de sus iones son:

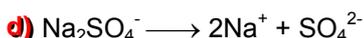
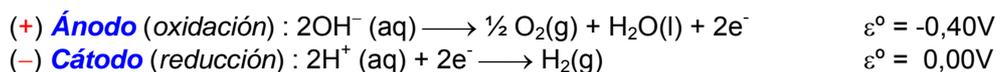


además tenemos que tener en cuenta los OH^- en que se disocia el agua.

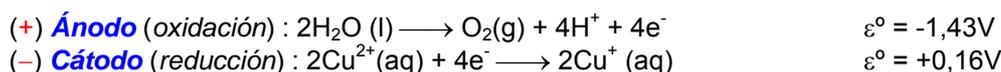
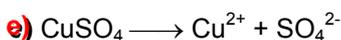
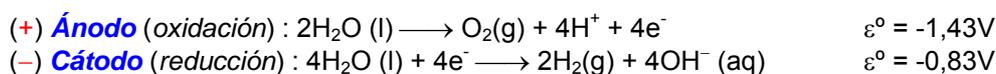
El proceso que necesita menor aporte energético para que se produzca electrolisis:



luego se producen las semireacciones del apartado anterior:



ahora se produce la descomposición del agua en sendos electrodos:



18 Calcula los faradios que circulan en un sistema de corriente que trabaja con una intensidad de 0,5 mA durante 1 hora. ¿Cuántos electrones han circulado? ¿Qué cantidad de Zn^{2+} se ha podido depositar como Zn (s)?



$$Q = I \cdot t = 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ A} \cdot 3600 \text{ s} = 1,8 \text{ C} = 1,8 \text{ C} \cdot \frac{1\text{F}}{96500\text{C}} = 1,87 \cdot 10^{-5} \text{ F.}$$

Ahora pasamos a nº electrones teniendo en cuenta que un Faradio es la cantidad de electricidad que equivale a un mol de electrones:

$$1,87 \cdot 10^{-5} \text{ F} = 1,87 \cdot 10^{-5} \text{ F} \cdot \frac{1 \text{ mol de e}^-}{1\text{F}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ e}^-}{1 \text{ mol}} = 1,12 \cdot 10^{19} \text{ electrones}$$

Para hallar la cantidad de Zn depositada partimos de la semireacción:

$$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}(\text{s})$$

$$m = \frac{ItM}{F \cdot n} = n^\circ \text{ de Faradios} \cdot \frac{M}{n} = 1,87 \cdot 10^{-5} \text{ F} \cdot \frac{65}{2} = 6,01 \cdot 10^{-4} \text{ g de Zn se depositan}$$



19 ¿Cuánta carga eléctrica -en culombios- se consumiría al depositar 25 g de Cu en la electrolisis del CuSO_4 ? ¿Cuánto tiempo debería pasar una corriente de 1 A para obtenerla?



La semireacción es: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$

$$\text{Como } m = \frac{ItM}{F \cdot n} \Rightarrow Q = It = \frac{mF \cdot n}{M} = \frac{25\text{g} \cdot 96500 \cdot 2}{63,5} = 75984 \text{ C.}$$

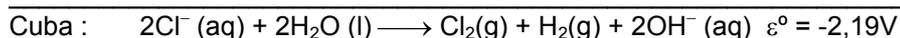
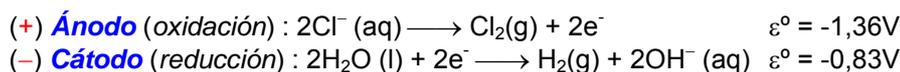
El tiempo necesario para que una $I = 1$ A haga pasar esta electricidad es : $t = \frac{Q}{I} = \frac{75984C}{1A} = 75\ 984\ s \approx 21\ hr.$



20 Si el precio industrial del kW·h es de 3 céntimos de euro, ¿qué coste supone la producción de 1 m³ de Cl₂ gaseoso, medido en CN, a partir del proceso electrolítico del NaCl en disolución acuosa?



Las semireacciones y potenciales son:



$$Q = 1\ 000\ l\ de\ Cl_2 \cdot \frac{1\ mol\ de\ Cl_2}{22,4\ l} \cdot \frac{2\ moles\ de\ e^{-}}{1\ mol\ de\ Cl_2} \cdot \frac{96500C}{1\ mol\ de\ e^{-}} = 8\ 616\ 071\ C\ se\ necesitan$$

Como $\varepsilon = \frac{T}{Q} \Leftrightarrow T = Q \cdot \varepsilon = 8\ 616\ 071\ C \cdot 2,19\ V = 18\ 869\ 195\ J$, luego el coste:

$$Coste = 18\ 869\ 195\ J \cdot \frac{1\ kw \cdot h}{3600000J} \cdot \frac{0,03\ €}{1\ kw \cdot h} = 0,16\ €$$



21 Se conectan en serie tres pilas electrolíticas con disoluciones de AgNO₃, AlCl₃ y ZnSO₄. En la primera de ellas se depositaron 1,75 g de plata, después de que hubiese circulado una corriente continua durante 90 minutos. Calcula:

- a) La intensidad de esa corriente.
- b) La masa de cada uno de los metales que se ha debido depositar en las otras dos pilas.



La disociación de las sales y las semireacciones de los cationes metálicos son:



A partir de la masa de Ag depositada en la primera hallamos la carga necesaria

$$Como\ m = \frac{Q \cdot M}{F \cdot n} \Leftrightarrow Q = \frac{m_{Ag} \cdot F \cdot n}{M} = \frac{1,75g \cdot 96500C \cdot 1e^{-}}{108g/mol} = 1\ 563,7\ C$$

a) $I = \frac{Q}{t} = \frac{1563,7C}{90 \cdot 60s} = 0,3\ A.$

b) Como la carga que atraviesa las tres cubas es la misma (están en serie), las masas depositadas serán proporcionales a sus pesos equivalentes:

$$\frac{m_{Ag}}{Pe_{Ag}} = \frac{m_{Al}}{Pe_{Al}} = \frac{m_{Zn}}{Pe_{Zn}} \Rightarrow \begin{cases} \frac{m_{Ag}}{Pe_{Ag}} = \frac{m_{Al}}{Pe_{Al}} \Rightarrow m_{Al} = \frac{Pe_{Al}}{Pe_{Ag}} \cdot m_{Ag} = \frac{27/3}{108/1} \cdot 1,75g = 0,15g \\ \frac{m_{Ag}}{Pe_{Ag}} = \frac{m_{Zn}}{Pe_{Zn}} \Rightarrow m_{Zn} = \frac{Pe_{Zn}}{Pe_{Ag}} \cdot m_{Ag} = \frac{65/2}{108/1} \cdot 1,75g = 0,53g \end{cases}$$



22 Indica el esquema de los procesos siguientes en la forma a | b || c | d.

	Celda galvánica o electroquímica	Cuba electrolítica
Oxidación: ánodo	$\text{Zn(s)} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$	$\text{Cl}^{-}(\text{l}) \longrightarrow \frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{e}^{-}$
Reducción: Cátodo	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Cu(s)}$	$\text{Na}^{+}(\text{l}) + \text{e}^{-} \longrightarrow \text{Na(l)}$
Electrodo negativo	Ánodo	Cátodo
Proceso global	$\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$	$\text{Cl}^{-}(\text{l}) + \text{Na}^{+}(\text{l}) \longrightarrow \frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{Na(l)}$
Tipo	Espontáneo	No espontáneo
ΔE	Produce energía e obtiene energía eléctrica	Hay que proporcionar energía. Se consume.
Flujo de e^{-}	Del ánodo al cátodo	Del ánodo al cátodo



La celda galvánica: (-) Zn(s) | Zn²⁺(aq) || Cu²⁺(aq) | Cu(s) (+)

La cuba electrolítica: (+) Cl⁻(l) | Cl₂(g) || Na⁺(aq) | Na(l) (-)



23 ¿Representa cada uno de los siguientes procesos una celda galvánica o una electrolítica? ¿Por qué?

- a) Cu (s) | Cu²⁺ || Zn²⁺ | Zn (s)
- b) Fe (s) | Fe²⁺ || Co²⁺ | Co (s)
- c) Cu (s) | Cu⁺ || Br₂ (l) | Br⁻



Para decidirlo hemos de estudiar los potenciales de reducción en cada proceso y ver si se genera ($\varepsilon < 0$) energía o se consume ($\varepsilon > 0$):

a) Cu (s) | Cu²⁺ || Zn²⁺ | Zn (s)

Ánodo (oxidación) : Cu (s) \longrightarrow Cu²⁺ + 2e⁻ $\varepsilon^{\circ} = -0,16\text{V}$

Cátodo (reducción) : Zn²⁺ + 2e⁻ \longrightarrow Zn (s) $\varepsilon^{\circ} = -0,76\text{V}$

Cuba : Cu (s) + Zn²⁺ \longrightarrow Cu²⁺ + Zn (s) $\varepsilon^{\circ} = -0,92\text{V}$

Es una cuba electrolítica pues $\varepsilon^{\circ} < 0$.

b) Fe (s) | Fe²⁺ || Co²⁺ | Co (s)

Ánodo (oxidación) : Fe (s) \longrightarrow Fe²⁺ + 2e⁻ $\varepsilon^{\circ} = +0,41\text{V}$

Cátodo (reducción) : Co²⁺ + 2e⁻ \longrightarrow Co (s) $\varepsilon^{\circ} = -0,28\text{V}$

Pila : Fe (s) + Co²⁺ \longrightarrow Fe²⁺ + Co (s) $\varepsilon^{\circ} = +0,13\text{V} \Rightarrow$ Pila

c) Cu (s) | Cu⁺ || Br₂ (l) | Br⁻

Ánodo (oxidación) : 2Cu (s) \longrightarrow 2Cu⁺ + 2e⁻ $\varepsilon^{\circ} = -0,52\text{V}$

Cátodo (reducción) : Br₂ + 2e⁻ \longrightarrow 2Br⁻ $\varepsilon^{\circ} = -1,08\text{V}$

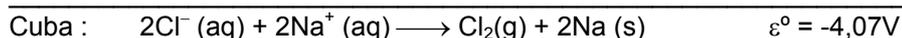
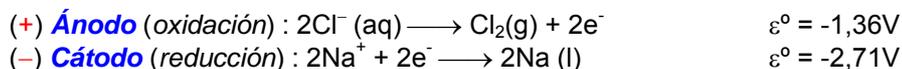
Pila : 2Cu (s) + Br₂ \longrightarrow 2Cu⁺ + 2Br⁻ $\varepsilon^{\circ} = +0,56\text{V} \Rightarrow$ Pila



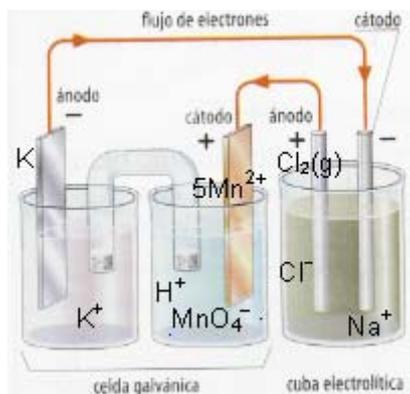
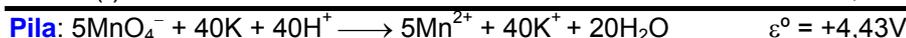
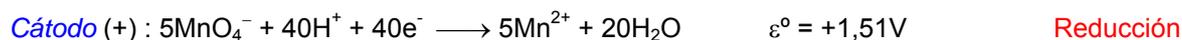
24 Podríamos lograr la electrolisis del NaCl en estado fundido utilizando como fuente de energía una celda galvánica. Propón alguna que pueda hacerlo. Representa el montaje e indica qué reacciones tendrían lugar en cada electrodo de la celda galvánica y la electrolítica.



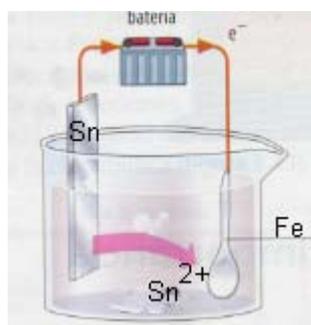
Primero vemos qué potencial necesitamos para la electrolisis del NaCl fundido:



Necesitamos, pues, una pila, o una batería de pilas, que proporcione al menos un potencial de 4,07 V, por ejemplo:



25 Haz un esquema que represente un método válido de estañado del hierro. Indica qué elemento pondrías de ánodo, cuál de cátodo y qué disolución de electrolito.



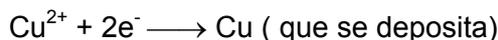
El electrolito debería ser una sal de Sn^{2+} . El ánodo de Sn y el cátodo el objeto de hierro a estañar.



26 Calcula la cantidad de sulfato de cobre(II) hexahidratado y el tiempo que ha de emplearse para recubrir una placa cuadrada de hierro, de 8 cm de lado y espesor despreciable, por electrodeposición de una película de cobre de un espesor de una milésima de milímetro. La intensidad de la corriente eléctrica empleada es de 1,5 A, y la densidad del cobre metal es 8,93 g/cm³.



La barra metálica ha de ser el cátodo en donde ocurre la reducción depositándose el cobre metálico según la semireacción:



El volumen de cobre que se ha de depositar es el volumen de un ortoedro o paralelepípedo rectangular de base la de la capa y altura el espesor a electrodepositar = $64 \text{ cm}^2 \cdot 10^{-4} \text{ cm} = 6,4 \cdot 10^{-3} \text{ cm}^3$.

$$\text{Como densidad} = \rho = \frac{m}{V} \Leftrightarrow m = \rho \cdot V = 8,93 \frac{\text{g}}{\text{ml}} \cdot 6,4 \cdot 10^{-3} \text{ ml} = 0,057 \text{ g de Cu que son } \frac{0,057 \text{ g}}{63,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,8 \cdot 10^{-3}$$

moles de electrones intercambiados luego podemos calcular la carga que se necesita:

$$\frac{1 \text{ mol de e}^{-}}{96500 \text{ C}} = \frac{1,8 \cdot 10^{-3} \text{ moles de e}^{-}}{Q} \Leftrightarrow Q = 173,7 \text{ C}$$

$$\text{Si por último de } Q = I \cdot t \text{ despejamos el tiempo tenemos } t = \frac{Q}{I} = \frac{173,7 \text{ C}}{1,5 \text{ A}} = 115,8 \text{ s} = 1 \text{ min } 56 \text{ s}$$

Como $\text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ se necesitarán tantos moles de sulfato como de cobre han de depositarse es decir $8,9 \cdot 10^{-4}$ moles de sulfato de cobre que son $8,9 \cdot 10^{-4}$ moles de $\text{CuSO}_4 \cdot 159,5 \text{ g/mol} = 0,142 \text{ g}$ de sulfato.



CUESTIONES Y PROBLEMAS

Cuestiones generales

1 Explica por qué es más correcto hablar de procesos redox que de procesos de oxidación o procesos de reducción.



Porque no puede darse un proceso de reducción (captación de electrones) sin que simultáneamente haya otro proceso de oxidación (cesión de electrones) ya que alguien debe ceder los electrones que el otro capta, es decir los dos procesos son inseparables por lo que ha de hablarse de procesos de **reducción-oxidación**



2 Comenta si es cierta o falsa la siguiente afirmación: «para que un elemento se oxide, debe combinarse con oxígeno».



La afirmación es falsa ya que el concepto moderno de oxidación no implica al oxígeno, basta con que la sustancia ceda electrones aumentando su estado de oxidación para considerar que se ha oxidado.



3 ¿Hay algún modo de realizar un proceso redox no espontáneo?



Sí hay forma de realizar un proceso redox que es espontáneo, suministrando la energía necesaria para que ocurra, ejemplos tenemos en las cubas electrolíticas y sus aplicaciones industriales para purificar metales o la galvanostegia y galvanoplastia.



4 ¿Vale 1,1 V el potencial de todas las pilas que se construyan con un electrodo de cinc y otro de cobre?



Además de hay dos posibles procesos de oxidación del Cu:



El potencial de la pila depende de la concentración de los electrolitos según la ecuación de Nernst:

$$\varepsilon = \varepsilon^0 - \frac{Rt}{nF} \log \left[\frac{[\text{Cu}^+]}{[\text{Zn}^{2+}]} \right]$$

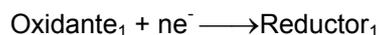
S'lo en condiciones estándar (concentraciones unidad y temperatura de 25°) el potencial de la pila sería 1,1 V.



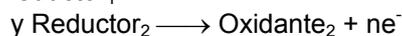
5 ¿Qué representa un par redox conjugado?



Como los procesos redox son reversibles, una especie que actúa como oxidante en una reacción lo hace como reductora en la inversa, luego un para redox conjugado está formado por una especie oxidante y la especie reductora en la que se convierte en el proceso:



Par redox conjugado Oxidante₁/Reductor₁



Par redox conjugado Reductor₂/Oxidante₂



6 ¿Por qué es necesario colocar un puente salino en las celdas galvánicas?



La función del puente salino es permitir el movimiento de iones entre semiceldas (sin que se mezclen) para evitar la acumulación de iones de la misma carga en cada uno de ellas lo que impediría el progreso de la reacción.



7 ¿Qué representa el potencial estándar de un electrodo?



El potencial de reducción estándar (o normal) de un electrodo representa la tendencia que tiene ese electrodo a reducirse frente a un electrodo estándar de hidrógeno. Se representa por ε^0 y se mide en voltios.

Los electrodos que tienen potencial de reducción negativo manifiestan menos tendencia a reducirse que el hidrógeno.

♦ Cuanto más negativo sea el potencial de reducción de un electrodo, más tendencia tendrá a oxidarse y, por tanto, mayor será su poder reductor.

♦ Cuanto más positivo sea el potencial de reducción de un electrodo, más tendencia tendrá a reducirse y, por tanto, mayor será su poder oxidante.



① ¿Es preciso combinar un electrodo de potencial estándar positivo con otro de potencial estándar negativo para construir una pila?



Para construir una pila no es necesario que los electrodos tengan potencial de signo distinto, basta con el potencial estándar de la pila, $\varepsilon^{\circ} = \varepsilon^{\circ}_{\text{cátodo}} + \varepsilon^{\circ}_{\text{ánodo}}$ sea positivo.



① ¿Es lo mismo un electrodo estándar que un electrodo inerte? Ilústralo con un ejemplo.



No es lo mismo, un electrodo estándar es aquel en el que las sustancias que interviene en el proceso están en condiciones estándar (concentraciones 1 M para las disoluciones, 1 atm de presión para los gases y temperatura de 25° C), mientras que un electrodo inerte es aquel que aún siendo conductor no participa en el proceso redox.



①① ¿Es lo mismo una celda electroquímica que una celda electrolítica? ¿Y una galvánica?



Una **celda electroquímica** es un dispositivo que permite obtener energía eléctrica a partir de un proceso redox espontáneo mientras que una **cuba electrolítica**, por el contrario, realiza un proceso redox no espontáneo al suministrarse la energía que necesita para que tenga lugar.

El término **celda galvánica** se suele usar como sinónimo de celda electroquímica.



①① Indica cuál es el sentido del movimiento de los electrones en la celda galvánica y en la celda electrolítica.



Celda electroquímica: los e⁻ van del ánodo (-) al cátodo (+).

Cuba electrolítica: los e⁻ van del ánodo (+) al cátodo (-).



①② Une con flechas:



①③ ¿Qué signo tiene la fem (e) en un proceso redox espontáneo? Relaciónalo con el signo de ΔG.



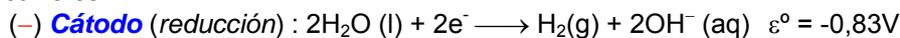
Un proceso espontáneo es aquel en que $\Delta G < 0$ y como $\Delta G = - nF \cdot \varepsilon^{\circ}_{\text{pila}}$, para que $\Delta G < 0 \Rightarrow \varepsilon^{\circ}_{\text{pila}} > 0$



①④ ¿Es el resultado de la electrolisis del NaCl el mismo tanto si la sal está fundida como si está disuelta en agua? Razona tu respuesta.



No, pues si el NaCl está disuelto en agua, en el cátodo en lugar de descargarse el catión sodio, la semireacción que ocurre es:



ya que el agua es más fácilmente reducible que los cationes Na^+ por tener mayor potencial de reducción normal.



①⑤ ¿Hay algún valor límite para el voltaje del generador de corriente que utilicemos a fin de que se produzca una electrolisis?



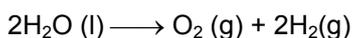
Existe un valor mínimo que es el potencial de cuba por debajo del cual no tiene lugar la electrolisis, el límite superior lo marca la energía necesaria para fisiónar los átomos mediante reacciones nucleares o que descarguen sustancias contaminantes en los electrodos.



①⑥ ¿Qué volúmenes relativos de hidrógeno y oxígeno se des prenderán en la electrolisis del agua? ¿Por qué?



la reacción global de electrolisis del agua es:



luego el volumen de $\text{H}_2 \uparrow$ será siempre el doble del de $\text{O}_2 \uparrow$ ya que, en las mismas condiciones, si hay el doble de moles de un gas, el volumen que ocupa será el doble (ley de Avogadro).



①⑦ ¿Por qué se produce la corrosión? Sugiere al menos dos métodos para evitar la corrosión de una tubería de hierro.



Un metal se oxida cuando pierde electrones. Cuando este proceso está causado por los agentes atmosféricos se llama corrosión. Se denomina corrosión al deterioro de cualquier material, y en especial los metales, producido por el medio ambiente. La corrosión es un fenómeno electroquímico, aunque de naturaleza muy compleja, que consiste en la oxidación de un metal en contacto con el oxígeno atmosférico y la humedad para formar un óxido metálico. Se citan como clásicas las dos condiciones necesarias para que se produzca la corrosión: que haya oxígeno y que haya humedad.

El oxígeno toma los electrones del metal:



La humedad del aire es usualmente el medio que permite la transferencia de los electrones. Por condensación del vapor de agua, el metal se encuentra recubierto por una fina película de agua, que, con las sustancias que ha ido tomando de la atmósfera, constituye una disolución iónica (la corrosión es muy rápida cerca del mar donde la atmósfera está cargada de NaCl).

El fenómeno de corrosión más cotidiano es el aherrumbramiento del hierro; sin embargo, el oscurecimiento de los objetos de plata o la formación de una capa verdosa en el cobre y sus aleaciones son también debidos a la corrosión. La corrosión afecta a automóviles, barcos, puentes y todo tipo de construcciones metálicas expuestas a los agentes atmosféricos. El problema de la corrosión es particularmente importante desde el punto de vista económico, ya que las pérdidas que ocasiona en los países industrializados son muy elevadas. No sólo hay que tener en cuenta el coste asociado a la reparación de los daños producidos, sino también las inversiones que la protección frente a este fenómeno origina.

En el caso del hierro el producto de la corrosión es un óxido hidratado, de color marrón-naranja, de formulación $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ conocido como herrumbre u orín.

No se conoce el proceso con exactitud, aunque sí su mecanismo general: se requiere un medio acuoso ácido, que actúa de cátodo; la propia estructura de hierro es el ánodo y también el conductor para transportar los electrones y cerrar el circuito de la celda galvánica.

En la corrosión del hierro, el agua actúa como lugar en el que se produce la reacción entre el oxígeno y el hierro y como transmisor de los cationes, que se depositan en forma de herrumbre. El metal de hierro actúa de conductor de electrones para el proceso de reducción del oxígeno atmosférico en medio ácido. La lluvia ácida acelera la corrosión. Con el fin de paliar las corrosiones, se han propuesto varios métodos. En general se trata de estrategias bien diferenciadas:

- Recubrimientos superficiales.
- Protección catódica.
- Técnica de pasivado.

Recubrimientos superficiales

Este método es de tipo físico: se trata de evitar el contacto entre el metal que se desea proteger -por ejemplo, el hierro- y el oxígeno atmosférico o disuelto en agua. Esto se logra mediante pinturas o con deposiciones de capas metálicas protectoras, por inmersión en el metal fundido o por electrodeposición. Si se rompe la capa protectora, el hierro se oxidará siempre que el metal que forma esa capa tenga más tendencia a reducirse que él (por ejemplo, el estaño o el cobre). Si tiene menos tendencia a reducirse que el hierro, se producirá la oxidación del metal protector; esto es lo que sucede en la galvanización, que consiste en recubrir el hierro con una capa de cinc.

Técnica del pasivado

El pasivado se produce al hacer que el hierro reaccione con un oxidante fuerte como el ácido nítrico o el dicromato de potasio. Al sumergir el hierro en una disolución concentrada de estas sustancias, se forma una capa superficial de Fe_2O_3 que impide que la oxidación progrese hacia el interior.



Concepto de oxidación-reducción

1 8 Determina el número de oxidación de todos los elementos en cada una de las especies que se indican:

- a) Al, P₄, CH₄, CH₃Cl, Fe₂O₃
 b) OH⁻, MnO₄⁻, HSO₃⁻, TiCl₃
 c) BrF₅, BaO₂, H₂S₂O₇, OF₂



0 0 -4 +1 -2 +1 -1 +3 -2
 a) Al, P₄, CH₄, CH₃Cl, Fe₂O₃

-2 +1 +7 -2 +1 +6 -2 +3 -1
 b) OH⁻, MnO₄⁻, HSO₃⁻, TiCl₃

+5 -1 +2 -1 +1 +6 -2 +2 -1
 c) BrF₅, BaO₂, H₂S₂O₇, OF₂

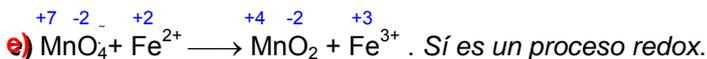
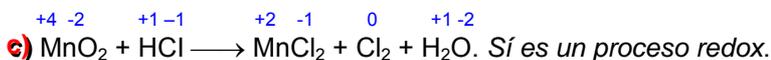
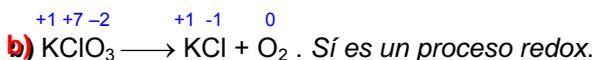
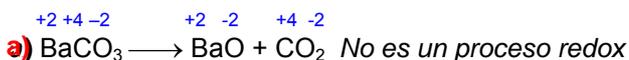


1 9 Determina cuáles de las siguientes ecuaciones representan procesos redox:

- a) BaCO₃ → BaO + CO₂
 b) KClO₃ → KCl + O₂
 c) MnO₂ + HCl → MnCl₂ + Cl₂ + H₂O
 d) N₂ + H₂ → NH₃
 e) MnO₄⁻ + Fe²⁺ → MnO₂ + Fe³⁺



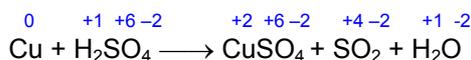
Serán procesos redox aquellos en los que halla variación en el estado de oxidación de alguno de sus constituyentes.



20 Para la reacción:



- a)** Determina cuál es la especie que se oxida.
- b)** Determina cuál es la especie que se reduce.
- c)** Determina cuál es la especie oxidante.
- d)** Determina cuál es la especie reductora.
- e)** Señala los pares redox conjugados.



- a)** La especie que se oxida es la que aumenta de estado de oxidación, el Cu
- b)** La especie que se reduce es la que disminuye su estado de oxidación S^{6+} del H_2SO_4 .
- c)** El oxidante capta electrones: $\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ y se reduce.
- d)** El reductor cede electrones $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ y se oxida.
- e)** $\text{Cu} / \text{Cu}^{2+}$ y $\text{S}^{6+} / \text{S}^{4+}$.

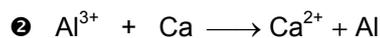


21 Ajusta los siguientes procesos redox señalando, en cada caso, la especie oxidante y la reductora:

- a)** $\text{Ca} + \text{AlCl}_3 \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{Al}$
- b)** $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- c)** $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$
- d)** $\text{I}^- + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{IO}_3^- + \text{H}^+ + \text{Br}^-$
- e)** $\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ \longrightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
- f)** $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HClO} + \text{HCl}$
- g)** $\text{HNO}_3 + \text{Zn} \longrightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
- h)** $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2$
- i)** $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{HCl} \longrightarrow \text{CrCl}_3 + \text{S} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$



1 Ecuación iónica



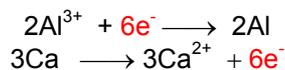
3 Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{Al}^{3+} \longrightarrow \text{Al}$, como la masa está ajustada ajustamos la carga, $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Al}$.

Oxidación: $\text{Ca} \longrightarrow \text{Ca}^{2+}$, ajustamos la carga $\text{Ca} \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$

Para igualar el nº de electrones que se intercambian hay multiplicar la primera por 2 y la segunda por 3.

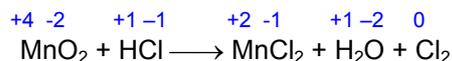
4



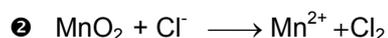
5 Luego la reacción molecular es:



b)



1 Ecuación iónica



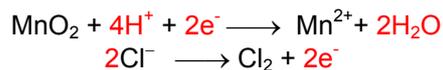
3 Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{MnO}_2 \longrightarrow \text{Mn}^{2+}$, se ajusta primero la masa $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ y después ajustamos la carga $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$.

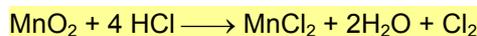
Oxidación: $2\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$.

El nº de electrones que se intercambian está igualado.

4

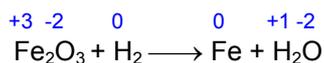


5 Luego la reacción molecular es:

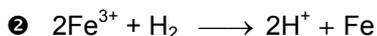
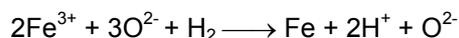


En donde los 4 Cl del HCl son para igualar los dos que se combinan con el Mn y los de la molécula libre, al tiempo que balanceamos los H.

c)



1 Ecuación iónica



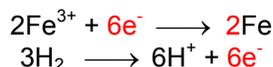
3 Ajuste de semireacciones:

Reducción: $2\text{Fe}^{3+} \longrightarrow \text{Fe}$, se ajusta primero la masa $2\text{Fe}^{3+} \longrightarrow 2\text{Fe}$ y después ajustamos la carga $2\text{Fe}^{3+} + 6\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Fe}$.

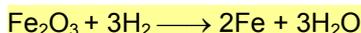
Oxidación: $\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$

Para igualar el nº de electrones que se intercambian hay que multiplicar la segunda por 3.

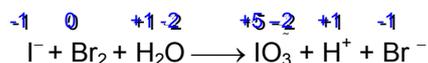
4



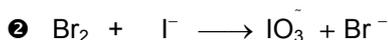
5 Luego la reacción molecular es:



d)



1 Ecuación iónica



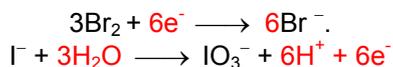
3 Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{Br}_2 \longrightarrow \text{Br}^-$, se ajusta primero la masa $\text{Br}_2 \longrightarrow 2\text{Br}^-$ y después ajustamos la carga $\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Br}^-$.

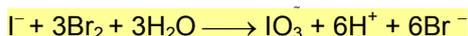
Oxidación: $\text{I}^- \longrightarrow \text{IO}_3^-$, primero la masa $\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{IO}_3^- + 6\text{H}^+$ y después la carga $\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^-$

Para igualar el nº de electrones que se intercambian hay que multiplicar la primera por 3.

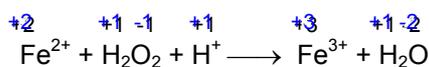
4



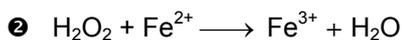
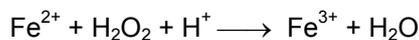
5 Luego la reacción queda, introduciendo coeficientes:



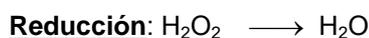
e)



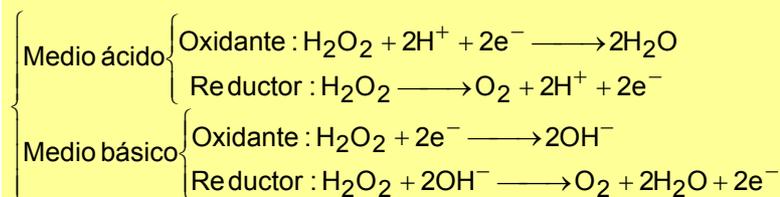
1 Ecuación iónica



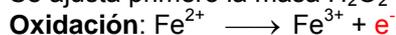
3 Ajuste de semireacciones:



Dado la importancia de este reactivo, exponemos las semireacciones según el medio y si actúa como oxidante o reductor:

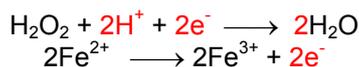


Se ajusta primero la masa $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ y después ajustamos la carga $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$.



Para igualar el nº de electrones que se intercambian hay que multiplicar la segunda por 2.

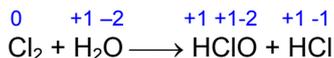
4



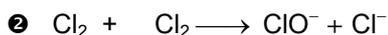
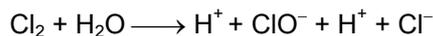
5 Luego la reacción ajustada es:



f)



1 Ecuación iónica



Dismutación del Cl_2

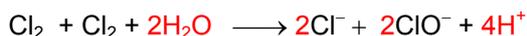
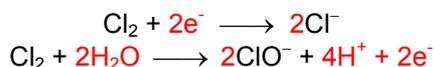
3 Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{Cl}_2 \longrightarrow \text{Cl}^-$, se ajusta primero la masa $\text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{Cl}^-$ y después ajustamos la carga $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-$.

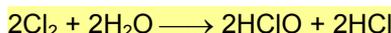
Oxidación: $\text{Cl}_2 \longrightarrow \text{ClO}^-$, primero la masa $\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{ClO}^- + 4\text{H}^+$ y después la carga $\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{ClO}^- + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^-$.

El nº de electrones que se intercambian es igual.

4

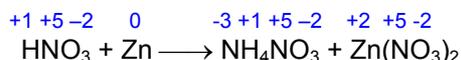


5 Luego la reacción queda, introduciendo coeficientes:

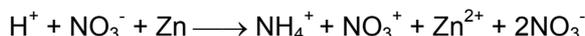


en donde hemos sumados los cloros que se dismutan y repartido los 4 protones entre los dos ácidos.

g)



1 Ecuación iónica



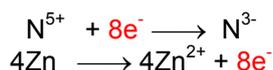
3 Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{N}^{5+} \longrightarrow \text{N}^{3-}$, ajustamos la carga $\text{N}^{5+} + 8\text{e}^- \longrightarrow \text{N}^{3-}$.

Oxidación: $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}$, ajustamos la carga $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$.

El nº de electrones que se intercambian se iguala multiplicando la 2ª por 4.

4

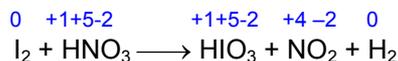


5 Luego la reacción queda, introduciendo coeficientes:

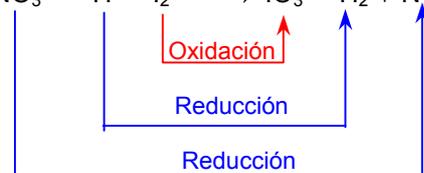


Que es imposible de ajustar.

h)



1 Ecuación iónica



En donde vemos que hay dos oxidantes que se reducen.

④ Ajuste de semireacciones:

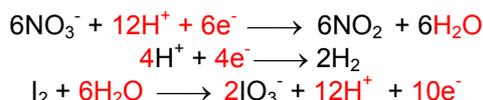
Reducción: $\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{NO}_2$, se ajusta primero la masa $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ y después ajustamos la carga $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

La otra semireacción de reducción: $\text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2$, masa $2\text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2$ y carga $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2$.

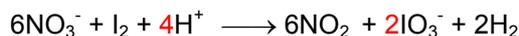
Oxidación: $\text{I}_2 \longrightarrow \text{IO}_3^-$, primero la masa $\text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+$ y después la carga $\text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^-$.

Para igualar el nº de electrones que se intercambian hay que multiplicar la primera semireacción de reducción por 6 y la segunda por 2.

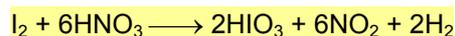
④



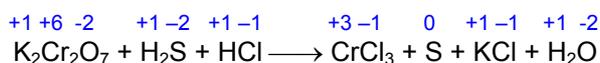
$6\text{NO}_3^- + \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + 12\text{H}^+ + 4\text{H}^+ \longrightarrow 6\text{NO}_2 + 2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2 + 12\text{H}^+$
que después de sumar y simplificar protones y agua queda:



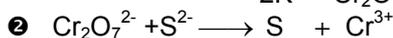
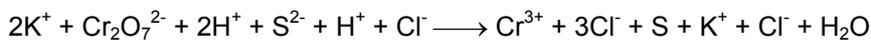
⑤ Luego la reacción queda, introduciendo coeficientes:



i)



① Ecuación iónica



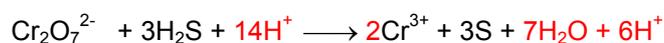
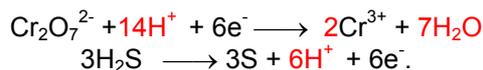
⑤ Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow \text{Cr}^{3+}$, se ajusta primero la masa $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ y después ajustamos la carga $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$.

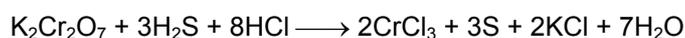
Oxidación: $\text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{S}$, primero la masa $\text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{S} + 2\text{H}^+$ y después la carga $\text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$.

Para que el nº de electrones que se intercambian sea igual hemos de multiplicar la 2ª por 3.

④



⑤ Si simplificamos los 14 protones con los 6 del segundo miembro e introducimos coeficientes:



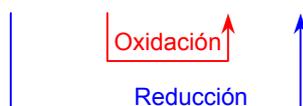
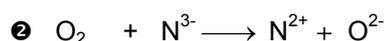
②② Escribe y ajusta las siguientes reacciones redox:

- a) La oxidación de NH_3 a NO por oxígeno molecular (en la reacción, el O_2 se reduce para dar H_2O).
- b) La reacción de H_2S con SO_2 para obtener azufre y agua (el H_2S es reductor, mientras que el SO_2 se comporta como oxidante).
- c) La oxidación del ion NO_2^- a NO_3^- por MnO_4^- en medio ácido (en la reacción se produce Mn^{2+}).



a)

① La escribimos y hallamos los estados de oxidación:



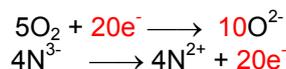
③ Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{O}_2 \longrightarrow \text{O}^{2-}$, se ajusta primero la masa $\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{O}^{2-}$ y después ajustamos la carga $\text{O}_2 + 4\text{e}^- \longrightarrow 2\text{O}^{2-}$

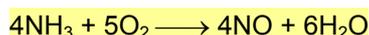
Oxidación: $\text{N}^{3-} \longrightarrow \text{N}^{2+}$, la carga $\text{N}^{3-} \longrightarrow \text{N}^{2+} + \text{e}^-$

Para que el nº de electrones que se intercambian sea igual hemos de multiplicar la primera por 5 y la 2ª por 4.

④

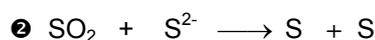
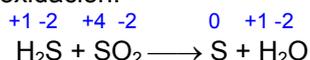


⑤ Si introducimos coeficientes queda ajustada, si repartimos los 10 oxígenos entre las dos moléculas que los tienen:



b)

① La escribimos y hallamos los estados de oxidación:



Es una dismutación inversa

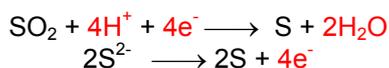
③ Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{SO}_2 \longrightarrow \text{S}$, se ajusta primero la masa $\text{SO}_2 + 4\text{H}^+ \longrightarrow \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ y después ajustamos la carga $\text{SO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \longrightarrow \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

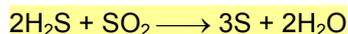
Oxidación: $\text{S}^{2-} \longrightarrow \text{S}$, ajustamos la carga $\text{S}^{2-} \longrightarrow \text{S} + 2\text{e}^-$

Para que el nº de electrones que se intercambian sea igual hemos de multiplicar la 2ª por 2.

④

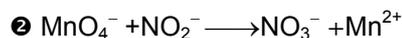
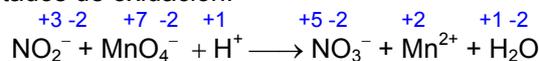


Si introducimos coeficientes queda ajustada:



c)

1 La escribimos y hallamos los estados de oxidación:



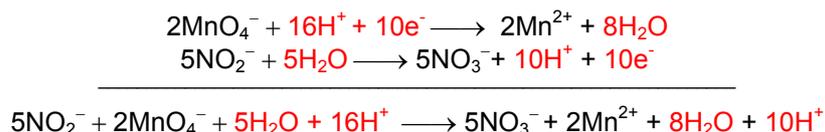
3 Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}$, se ajusta primero la masa $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ y después ajustamos la carga $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

Oxidación: $\text{NO}_2^- \longrightarrow \text{NO}_3^-$, primero ajustamos masa $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$ y después ajustamos la carga $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$

Para que el nº de electrones que se intercambian sea igual hemos de multiplicar la primera por 2 y la 2ª por 5.

4



Si simplificamos e introducimos coeficientes queda ajustada:



Estequiometría y valoraciones redox

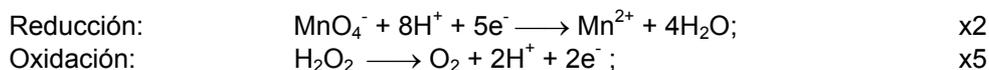
El peróxido de hidrógeno se utiliza en muchas industrias relacionadas con el blanqueo o la decoloración (productos de limpieza y cosmética). Para valorar su concentración en una muestra, se le hace reaccionar con una disolución de permanganato de potasio de concentración conocida en un medio ácido (H_2SO_4). En una ocasión hicieron falta 27,4 mL de una disolución 1 M de permanganato para reaccionar con 50 mL de la muestra.

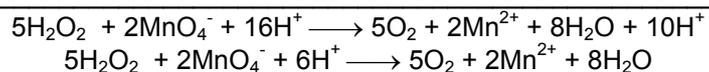
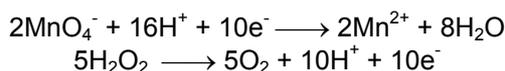
Suponiendo que el permanganato únicamente reacciona con el peróxido de hidrógeno (dando el ion Mn^{2+} y O_2). Indica:

- ¿Cuál es la concentración del H_2O_2 en la muestra?
- ¿Qué volumen de oxígeno se libera si trabajamos a 25 °C y a la presión atmosférica?

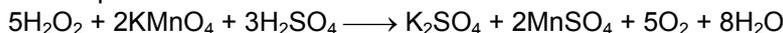


Primero escribimos y ajustamos la reacción redox:





la ecuación molecular ajustada queda:



a) Como las valoraciones redox ocurren equivalente a equivalente nº equivalentes del $\text{KMnO}_4 = \text{n}^\circ$ equivalentes del $\text{H}_2\text{O}_2 \Leftrightarrow N_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4} = N_{\text{H}_2\text{O}_2} \cdot V_{\text{H}_2\text{O}_2} \Leftrightarrow M_{\text{KMnO}_4} \cdot (\text{n}^\circ \text{e}^-) \cdot V_{\text{KMnO}_4} = M_{\text{H}_2\text{O}_2} \cdot (\text{n}^\circ \text{e}^-) \cdot V_{\text{H}_2\text{O}_2}$; $1 \text{ M} \cdot 5 \cdot 27,4 \text{ ml} =$

$$M_{\text{H}_2\text{O}_2} \cdot 2 \cdot 50 \text{ ml} \Rightarrow M_{\text{H}_2\text{O}_2} = \frac{15 \cdot 27,4}{2 \cdot 50} = 1,37 \text{ M en H}_2\text{O}_2$$

b)

$$27,4 \text{ ml de KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ l de KMnO}_4}{1000 \text{ ml de KMnO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de KMnO}_4}{1 \text{ l de KMnO}_4} \cdot \frac{5 \text{ moles de O}_2}{2 \text{ moles de KMnO}_4} = 0,0685 \text{ moles de O}_2 \text{ que ocupan un}$$

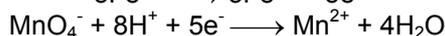
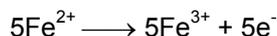
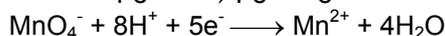
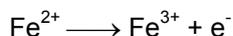
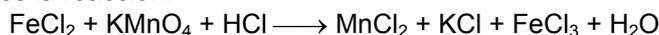
$$\text{volumen } V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,0685 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 1,67 \text{ litros.}$$



24 Para determinar la cantidad de hierro que hay en un mineral, se toma una muestra de 5 g del mismo y se transforma en cloruro de hierro(II). La disolución resultante se valora con permanganato de potasio en medio ácido (HCl). Así, para completar la valoración, son necesarios 80 ml de una disolución 0,1 M de permanganato que se transforma en Mn^{2+} en este proceso. Calcula la riqueza de hierro en la muestra original.



Escribimos y ajustamos la reacción:



nº de equivalentes de Fe = $M_{\text{KMnO}_4} \cdot (\text{n}^\circ \text{e}^-) \cdot V_{\text{KMnO}_4} = 0,1 \text{ M} \cdot 5 \text{ e}^- \cdot 0,08 \text{ l} = 0,04$ equivalentes de Fe que equivalen a $0,04 \text{ moles} \cdot 66,847 \text{ g/mol} = 2,23 \text{ g de Fe}$, luego en la muestra había:

$$\% \text{ de riqueza} = \frac{2,23 \text{ g de Fe}}{5 \text{ g de muestra}} \cdot 100 = 44,68 \% \text{ en Fe.}$$



25 El I_2 se puede comportar como oxidante o como reductor, dependiendo de la especie con la que reaccione. Cuando reacciona con el ión permanganato, se transforma en ión yodato y aparece el ión Mn^{2+} . Cuando reacciona con gas hidrógeno, se transforma en yoduro de hidrógeno.

a) Escribe el proceso que tiene lugar en cada caso.

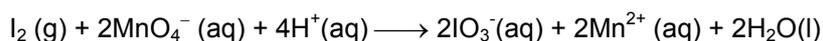
b) Identifica la especie oxidante y la especie reductora en cada uno de los procesos.

c) Calcula la cantidad de permanganato a 0,5 M de concentración que se necesita para reaccionar con 8 g de I_2 .

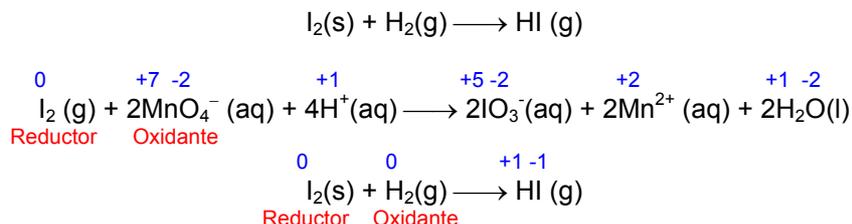
d) Calcula el volumen de gas hidrógeno, a 700 mmHg y 25 °C, que se necesita para reaccionar con 8 g de I_2 .



a)



b)



c) Si tenemos en cuenta la primera reacción

nº de equivalentes de permanganato = nº de equivalentes de yodo = $M_{KMnO_4} \cdot (n^\circ e^-) \cdot V_{KMnO_4} = 8 \text{ g de } I_2$

$$\frac{1 \text{ equiv } I_2}{\frac{127 \cdot 2}{10} \text{ g}} = 0,315 \text{ equiv, luego } V_{KMnO_4} = \frac{0,315}{0,55} = 0,126 \text{ l} = 126 \text{ ml de permanganato.}$$

d) La segunda reacción ajustada es $I_2(s) + H_2(g) \longrightarrow 2HI(g)$, luego:

$$\text{moles de } H_2 = 8 \text{ g de } I_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } I_2}{254 \text{ g de } I_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2}{1 \text{ mol de } I_2} = 0,03 \text{ moles de } H_2 \text{ que ocupan un volumen :}$$

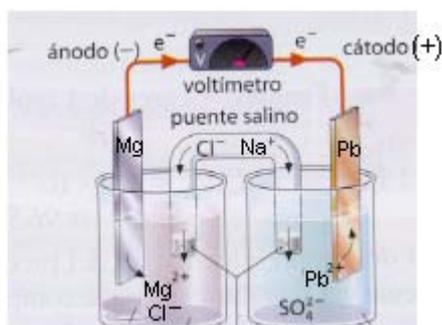
$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,03 \cdot 0,082 \cdot (35 + 273)}{700 / 760} = 0,796 \text{ l} \approx 0,8 \text{ litros}$$



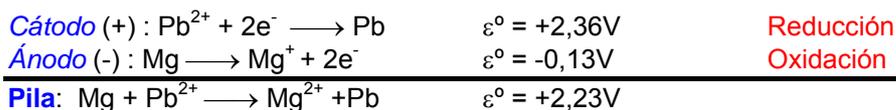
Celdas electroquímicas

26 Para construir una pila, se cuenta con los siguientes productos: cinta de magnesio, una barra de plomo, cloruro de magnesio, sulfato de plomo, cloruro de sodio. Además, se dispone del material de vidrio, balanzas, conexiones eléctricas y demás utensilios habituales en un laboratorio de química.

- a) Haz un esquema de la pila que se podría construir y la fem (ϵ) que se podría obtener con ella.
- b) Señala qué electrodo actúa como ánodo y cuál como cátodo e identifica las reacciones que tienen lugar en cada uno de ellos.
- c) Indica cuáles son los electrodos positivo y negativo.
- d) Indica el sentido del movimiento de los electrones y demás especies cargadas en la pila.



a) Las semireacciones y sus potenciales son



El resto de cuestiones están contestadas en el dibujo.



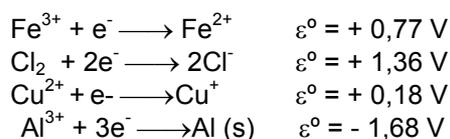
Se van a construir en el laboratorio las siguientes semiceldas:



- ¿Cómo podrían combinarse para obtener la pila con mayor potencial? ¿Y la pila con el menor?
- En cada caso, describe los detalles de la construcción de la pila (tipo de electrodo que tienes que utilizar, conexiones entre ellos, etcétera).
- Indica en ambas pilas cuál es el electrodo positivo, cuál el que actúa como ánodo y en qué sentido circulan los electrones.
- Escribe la ecuación de la reacción química que se va a producir en cada pila y señala cuál es la especie que actúa de oxidante y cuál la que lo hace de reductor.

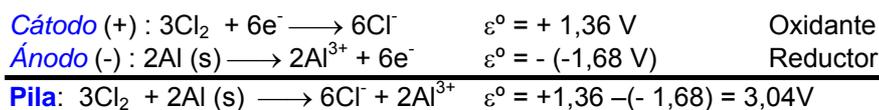


Las semireacciones y sus potenciales de reducción son:

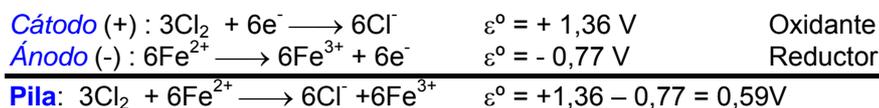


a) y d)

La pila de **mayor potencial** sería:

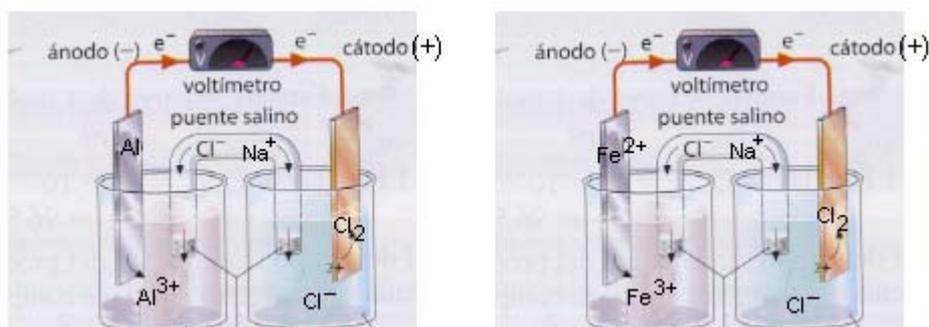


La pila de **menor potencial** sería:



También valdría $\text{Fe}^{3+} | \text{Fe}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$ que tendría el mismo potencial

b) y c)



Procesos redox espontáneos. Manejo de los potenciales estándar

28 Tradicionalmente se decía que los ácidos disuelven los metales; sin embargo, hoy sabemos que esto no sucede en todos los casos. De los siguientes metales, indica cuáles se disuelven en un ácido y cuáles no: Zn, Ag, Cu, Ni y Mg.

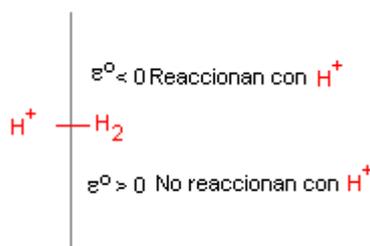


El que los ácidos ataquen o no a los metales depende de su potencial de reducción respecto del hidrógeno (que es cero), los metales de potenciales negativos serán atacados por los ácidos pero no los metales de potenciales positivos.

La reacción es:



Para que esto ocurra el metal ha de ser más reductor que el hidrógeno (por encima de él), los más oxidantes que están por debajo no reaccionan:



Zn → Sí se disuelve en ácido pues $\epsilon^\circ (Zn^{2+} / Zn) = - 0,75 V$.

Ag → No se disuelve en ácido pues $\epsilon^\circ (Ag^+ / Ag) = + 0,80 V$.

Cu → No se disuelve en ácido pues $\epsilon^\circ (Cu^{2+} / Cu) = + 0,84 V$ y $(Cu^+ / Cu) = + 0,52 V$.

Ni → Sí se disuelve en ácido pues $\epsilon^\circ (Ni^{2+} / Ni) = - 0,25 V$.

Mg → Sí se disuelve en ácido pues $\epsilon^\circ (Mg^{2+} / Mg) = - 2,76 V$.



29 Con mayor o menor rapidez, los objetos metálicos se acaban oxidando. Para limpiarlos, se puede utilizar vinagre, que, como sabes, tiene una gran proporción de ácido acético. Indica si este método es igual de efectivo para limpiar el óxido de cobre, el de hierro y el de cinc.

Como hemos dicho en el ejercicio anterior el que un metal sea o no atacado por un ácido (acético en este caso) depende su potencial de reducción:

Zn y Fe sí se pueden limpiar pues tienen potenciales negativos el Cu no pues su potencial de reducción es positivo.



30 A una disolución que contiene iones Cu^{2+} , Zn^{2+} , Pb^{2+} , Ag^+ y Mn^{2+} se le añade polvo de níquel; ¿se producirá alguna reacción? Justifica tu respuesta.



El potencial de reducción del par redox Ni^{2+} / Ni es $\epsilon^\circ (Ni^{2+} / Ni) = - 0,25 V$ y los correspondientes a los cationes dados:

$\epsilon^\circ (Cu^{2+} / Cu) = + 0,34 V$

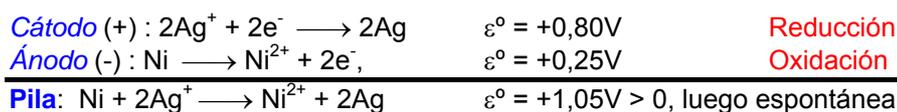
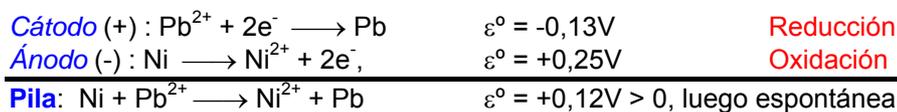
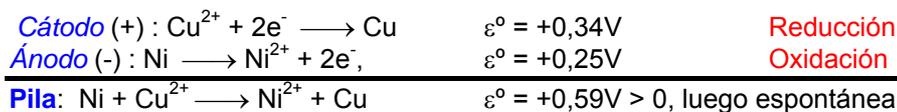
$\epsilon^\circ (Zn^{2+} / Zn) = - 0,76 V$

$\epsilon^\circ (Pb^{2+} / Pb) = -0,13 V$

$\epsilon^\circ (Ag^+ / Ag) = + 0,80 V$

$\epsilon^\circ (MnO_2 / Mn^{2+}) = + 1,14 V$

el Ni debe actuar como reductor $\text{Ni} \longrightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$, pues tenemos polvo de níquel, con $\varepsilon^\circ = +0,25 \text{ V}$ y el catión metálico como oxidante, para lo cual ha de tener un potencial, bien positivo o si es negativo, mayor de $-0,25$. Luego darán lugar a reacción:



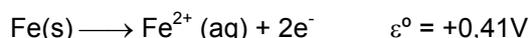
No reaccionan el Zn^{2+} y el Mn^{2+} que son más reductores que el Ni.



③① Para proteger de la corrosión los depósitos y las conducciones de hierro de las instalaciones comunitarias de agua caliente, se utilizan los denominados electrodos de sacrificio. Indica, razonadamente, qué metales de la siguiente lista podríamos utilizar con este fin: cobre, níquel, magnesio, estaño, aluminio, cinc o plomo. ¿Y si el depósito fuese de cobre?



El potencial de oxidación del Fe y su semireacción es:



luego los metales que tengan más tendencia a oxidarse, es decir, que tengan un potencial de reducción estándar menor de $-0,41 \text{ V}$ podrán usarse como ánodo de sacrificio consumiéndose en lugar del hierro.



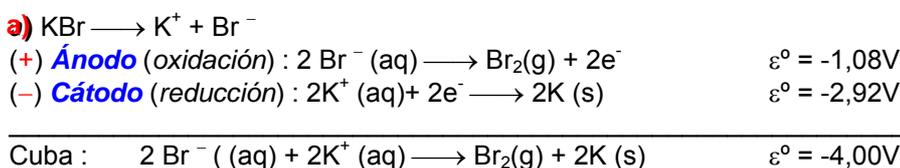
Si el depósito fuese de cobre como $\varepsilon^\circ (\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ servirían todos los cationes metálicos dados como ánodo de sacrificio.



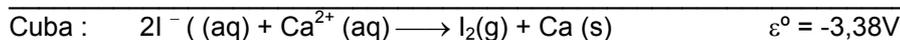
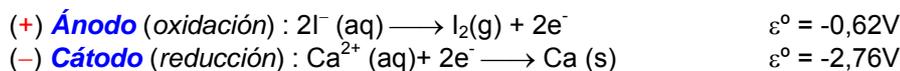
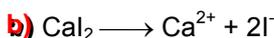
Electrólisis

③② Cuál es la fem mínima que debe tener una batería para lograr la electrolisis de las siguientes sustancias:

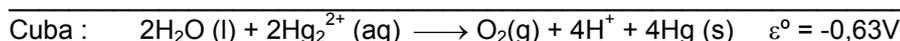
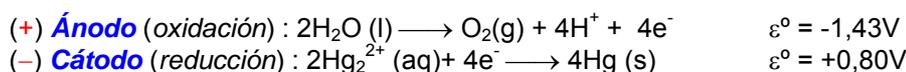
- a) KBr en estado fundido.
- b) CaI_2 en estado fundido.
- c) Hg_2SO_4 en disolución acuosa.



Luego la batería tendría que suministrar al menos 4,00 V que el mínimo potencial necesario para que se produzca la electrolisis.



Luego la batería tendría que suministrar al menos 3,38 V que el mínimo potencial necesario para que se produzca la electrolisis.



Luego la batería tendría que suministrar al menos 0,63 V que el mínimo potencial necesario para que se produzca la electrolisis.



3 3 En los ejemplos anteriores indica:

- a)Cuál es la oxidación y cuál la reducción?
- b)¿Qué se descarga en el ánodo y qué en el cátodo?
- c)¿De dónde a dónde fluyen los electrones?

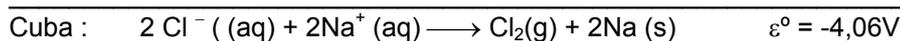
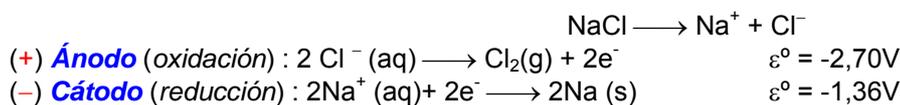


a) y b) se ha escrito en la semireacciones.

c) Los electrones van del ánodo(+) al cátodo (-) en todos los casos.



3 4 ¿Qué costo supone la producción de 1 t de sodio metal, a partir del proceso electrolítico del NaCl en estado fundido? Supón que el precio industrial del kW · h es de 3 céntimos de euro.



$$Q = 10^6 \text{ g de Na} \cdot \frac{1 \text{ equiv. Na}}{23 \text{ g de Na}} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ equiv - g}} = 4,2 \cdot 10^9 \text{ C.}$$

Como $\varepsilon = \frac{T}{Q} \Rightarrow T = Q \cdot \varepsilon = 4,2 \cdot 10^9 \text{ C} \cdot 4,06\text{V} = 1,71 \cdot 10^{10} \text{ J} = 1,71 \cdot 10^{10} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ kw} \cdot \text{h}}{3600000 \text{ J}} = 4 \text{ 736,6 kw} \cdot \text{h}$ de energía se consumen, que es un coste = $4 \text{ 736,6 kw} \cdot \text{h} \cdot 0,03 \text{ €/kw} \cdot \text{h} = 14,2 \text{ €}$.



35) Cuánto ácido clorhídrico al 37% en masa se puede conseguir a partir del cloro obtenido por electrólisis del NaCl, al hacer pasar una corriente de 25 A durante una jornada de 8 horas.



$$I = 25 \text{ A.}$$

$$T = 8 \text{ hr} = 28\,800 \text{ s}$$

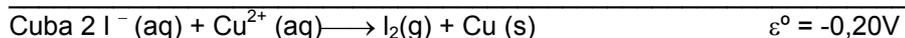
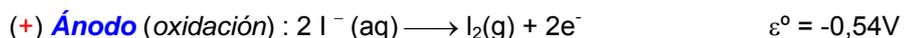
$$Q = I \cdot t = 25 \text{ A} \cdot 28\,800 \text{ s} = 720\,000 \text{ C que equivalen a:}$$

$$720\,000 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ equiv - g de Cl}_2}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ equiv HCl}}{1 \text{ equiv Cl}_2} \cdot \frac{36,5 \text{ g de HCl}}{1 \text{ equiv HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g de disolución}}{37 \text{ g de HCl}} = 736,03 \text{ g de disolución al 37 \% en HCl.}$$

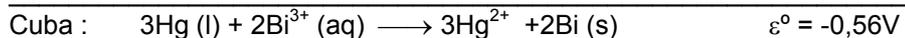
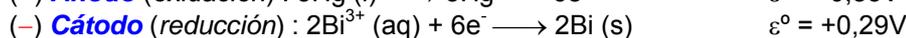
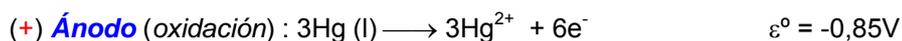
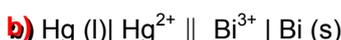


36) ¿Cuál es el voltaje mínimo necesario que ha de tener una batería para lograr la electrólisis en las siguientes celdas?

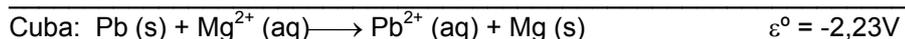
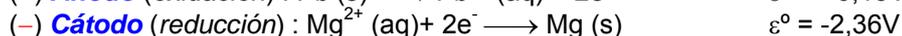
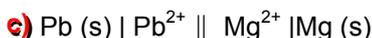
- a) $\text{I}^- \mid \text{I}_2(\text{s}) \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}(\text{s})$
- b) $\text{Hg}(\text{l}) \mid \text{Hg}^{2+} \parallel \text{Bi}^{3+} \mid \text{Bi}(\text{s})$
- c) $\text{Pb}(\text{s}) \mid \text{Pb}^{2+} \parallel \text{Mg}^{2+} \mid \text{Mg}(\text{s})$
- d) $\text{Tl}(\text{s}) \mid \text{Tl}^+ \parallel \text{Sn}^{4+} \mid \text{Sn}^{2+}$



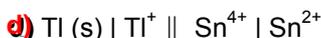
Luego la batería tendría que suministrar al menos 0,20 V que el mínimo potencial necesario para que se produzca la electrólisis.

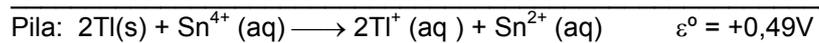
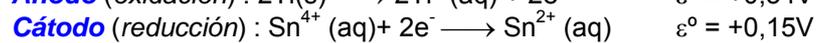


Luego la batería tendría que suministrar al menos 0,56 V que el mínimo potencial necesario para que se produzca la electrólisis.



Luego la batería tendría que suministrar al menos 2,23 V que el mínimo potencial necesario para que se produzca la electrólisis.





Luego es una pila ya que su $\varepsilon^\circ > 0$.

