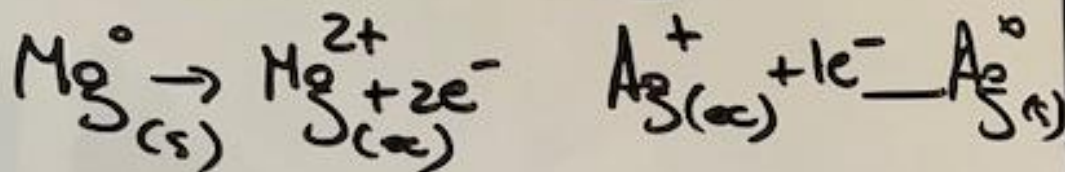
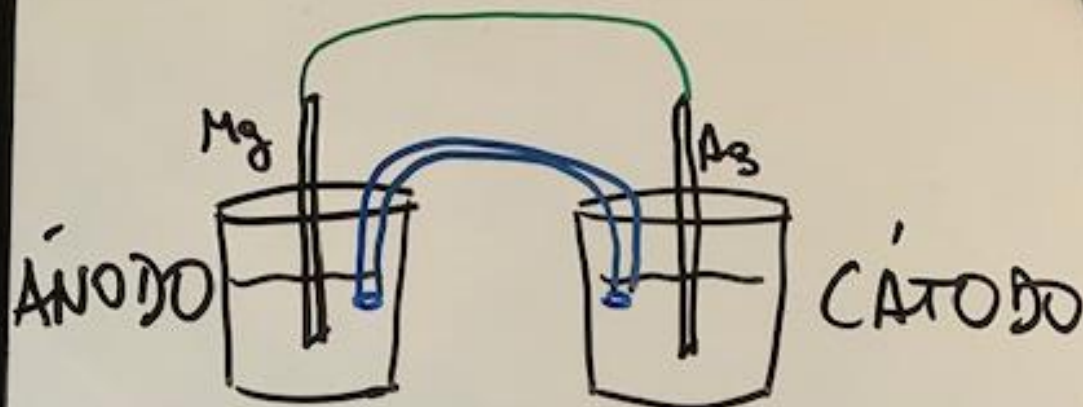


## PROBLEMAS DE ELECTROQUÍMICA

- Haga un diagrama de las siguientes celdas, de cada celda escriba la ecuación balanceada de la reacción que ocurre de manera espontánea y calcule el potencial de la celda. Señale la dirección del flujo de electrones, el ánodo y el cátodo. En cada caso suponga que el circuito se cierra con un alambre y con un puente salino.
  - Una cinta de magnesio se introduce en una solución de  $\text{Mg}^{2+}$  1,00 M y una cinta de plata se introduce en una solución de  $\text{Ag}^+$  1,00 M.
  - Una chapa de zinc se introduce en una solución de  $\text{Zn}^{2+}$  1,00 M y una chapa de estaño se introduce en una solución de  $\text{Sn}^{2+}$  1,00 M.
- Considere la siguiente celda electroquímica representada por:  
 $\text{Mg(s)}/\text{Mg}^{2+}(\text{ac})//\text{Fe}^{3+}(\text{ac})/\text{Fe(s)}$ 
  - Escriba las hemirreacciones y la ecuación global de la celda.
  - El potencial estándar de reducción del par  $\text{Fe}^{3+}(\text{ac})/\text{Fe(s)}$  es de -0,036 V a 25 °C y el del par  $\text{Mg}^{2+}(\text{ac})/\text{Mg(s)}$  es de -2,37 V a 25 °C Determine el potencial estándar de la pila.
- En condiciones estándar, ¿los iones  $\text{Cr}^{3+}$  oxidan al cobre metálico a iones  $\text{Cu}^{2+}$ , o los iones  $\text{Cu}^{2+}$  oxidan al cromo metálico a  $\text{Cr}^{3+}$ ? Escriba la reacción espontánea y calcule el  $E^0_{\text{celda}}$  de esta reacción.
- Escriba la pila, en medio ácido y condiciones estándar, conformada por ion dicromato ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ )/ion  $\text{Cr}^{3+}$  y ion  $\text{Fe}^{3+}$ /ion  $\text{Fe}^{2+}$ .
  - Escriba la ecuación de la reacción espontánea.
  - Determine el potencial estándar de la pila.



$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{R(\text{CÁTODO})} - E^{\circ}_{R(\text{ÁNODO})}$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = 0,80\text{V} - (-2,37)\text{V}$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = +3,17\text{V}$$

→ proceso espontáneo

5. El magnesio metálico no puede obtenerse por electrólisis del cloruro de magnesio acuoso,  $\text{MgCl}_2(\text{ac})$ . ¿Por qué?
6. En la reacción global de electrólisis del  $\text{NaCl}$  en solución acuosa no aparece sodio. Indique las reacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo.
7. El aluminio metálico se obtiene industrialmente por electrolisis del óxido de aluminio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) fundido, utilizando electrodos de carbono.
  - a. Dibuje un esquema de la célula electrolítica utilizada en la electrólisis del  $\text{Al}_2\text{O}_3$  fundido. Indique el signo del ánodo, el signo del cátodo y el flujo de electrones durante la electrolisis.
  - b. Si la celda electrolítica se carga con 2 kg de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  y se hace pasar una corriente eléctrica de  $3,5 \cdot 10^2 \text{ A}$  durante 3 horas, calcule los gramos de aluminio que quedan en la celda después del proceso de electrólisis.
  - c. La tasa de producción de aluminio en g/h.
8. Calcule la masa de cobre metálico que se deposita en el cátodo durante el paso de 2,50 amperes de corriente a través de una solución de sulfato de cobre (II) por 50 minutos.
9. Determine qué volumen de oxígeno gaseoso (en CNPT) se produce por oxidación del agua en el ánodo en la electrólisis del sulfato de cobre (II) del ejercicio anterior.

Semirreacción producida en el electrodo	Potencial estándar reducción, E° (V)	Comportamiento de la especie o del electrodo
$F_2 + 2e \leftrightarrow 2F^-$	2,87	<p><b>ESPECIES OXIDANTES</b> FRENTE AL ELECTRODO DE HIDRÓGENO. PRODUCEN LA REACCIÓN <math>H_2 \leftrightarrow 2H^+ + 2e^-</math> EN EL PROCESO SE REDUCEN (SEMIRREACCIÓN DE REDUCCIÓN: CÁTODO)</p>
$Co^{3+} + 1e \leftrightarrow Co^{2+}$	1,82	
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e \leftrightarrow 2H_2O$	1,78	
$MnO_4^- + 4H^+ + 3e \leftrightarrow MnO_2 + 2H_2O$	1,68	
$Ce^{4+} + 1e \leftrightarrow Ce^{3+}$	1,61	
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \leftrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	1,49	
$ClO_4^- + 8H^+ + 8e \leftrightarrow Cl^- + 4H_2O$	1,37	
$Cl_2 + 2e \leftrightarrow 2Cl^-$	1,36	
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \leftrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,33	
$Au^{3+} + 3e \leftrightarrow Au$	1,31	
$O_2 + 4H^+ + 4e \leftrightarrow 2H_2O$	1,23	
$MnO_2 + 4H^+ + 2e \leftrightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$	1,21	
$2IO_3^- + 12H^+ + 10e \leftrightarrow I_2 + 6H_2O$	1,19	
$IO_3^- + 6H^+ + 6e \leftrightarrow I^- + 3H_2O$	1,08	
$Br_2(l) + 2e \leftrightarrow 2Br^-$	1,06	
$NO_3^- + 4H^+ + 3e \leftrightarrow NO + 2H_2O$	0,96	
$2Hg^{2+} + 2e \leftrightarrow Hg_2^{2+}$	0,90	
$ClO^- + H_2O + 2e \leftrightarrow Cl^- + 2OH^-$	0,90	
$Hg^{2+} + 2e \leftrightarrow Hg$	0,85	
$Ag^+ + e \leftrightarrow Ag$	0,80	
$Hg_2^{2+} + 2e \leftrightarrow 2Hg$	0,80	
$NO_3^- + 2H^+ + 1e \leftrightarrow NO_2 + H_2O$	0,78	<p><b>ESPECIES REDUCTORAS</b> FRENTE AL ELECTRODO DE HIDRÓGENO. PRODUCEN LA REACCIÓN DE <math>2H^+ + 2e^- \leftrightarrow H_2</math> Y EN EL PROCESO SE OXIDAN (SEMIRREACCIÓN DE OXIDACIÓN, ÁNODO)</p>
$Fe^{3+} + 1e \leftrightarrow Fe^{2+}$	0,77	
$O_2 + 2H^+ + 2e \leftrightarrow H_2O_2$	0,68	
$MnO_4^- + 1e \leftrightarrow MnO_4^{2-}$	0,56	
$I_2 + 2e \leftrightarrow 2I^-$	0,53	
$Cu^+ + 1e \leftrightarrow Cu$	0,52	
$Cu^{2+} + 2e \leftrightarrow Cu$	0,34	
$Cu^{2+} + 1e \leftrightarrow Cu^+$	0,16	
$Sn^{4+} + 2e \leftrightarrow Sn^{2+}$	0,15	
$2H^+ + 2e \leftrightarrow H_2$	0,00	
$Fe^{2+} + 3e \leftrightarrow Fe$	-0,04	
$Pb^{2+} + 2e \leftrightarrow Pb$	-0,13	
$Sn^{2+} + 2e \leftrightarrow Sn$	-0,14	
$Ni^{2+} + 2e \leftrightarrow Ni$	-0,23	
$Co^{2+} + 2e \leftrightarrow Co$	-0,28	
$Cd^{2+} + 2e \leftrightarrow Cd$	-0,40	
$Cr^{3+} + 1e \leftrightarrow Cr^{2+}$	-0,41	
$Fe^{2+} + 2e \leftrightarrow Fe$	-0,44	
$Cr^{3+} + 3e \leftrightarrow Cr$	-0,74	
$Zn^{2+} + 2e \leftrightarrow Zn$	-0,76	
$Mn^{2+} + 2e \leftrightarrow Mn$	-1,03	
$Al^{3+} + 3e \leftrightarrow Al$	-1,67	
$Ce^{3+} + 3e \leftrightarrow Ce$	-2,33	
$Mg^{2+} + 2e \leftrightarrow Mg$	-2,37	
$Na^+ + 1e \leftrightarrow Na$	-2,71	
$Ca^{2+} + 2e \leftrightarrow Ca$	-2,76	
$Ba^{2+} + 2e \leftrightarrow Ba$	-2,90	
$K^+ + 1e \leftrightarrow K$	-2,92	
$Li^+ + 1e \leftrightarrow Li$	-3,04	


PODER OXIDANTE


PODER REDUCTOR