

1. 2019_M_{A5}. En una celda electrolítica conteniendo CuCl₂ fundido se hace pasar una cierta cantidad de corriente durante 2 horas, observándose que se deposita cobre metálico y se desprende cloro.
- Disocie la sal y escriba ajustadas las reacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo.
 - Determine la intensidad de corriente necesaria para depositar 15,9 g de cobre.
 - Calcule el volumen de cloro obtenido a 25°C y 1 atm.

Datos. Masa atómica: Cu = 63,5. F = 96485 C. R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹

Sol: a) $CuCl_2 \rightarrow 2 Cl^- + Cu^{2+}$. Ánodo: $2 Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2 e^-$. Cátodo: $Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu$; b) $I = 6,7 A$; c) $6,1 L$

2. 2019_M_{B4}. En medio básico el permanganato de potasio reacciona con el sulfito de potasio, dando dióxido de manganeso, sulfato de potasio e hidróxido de potasio.
- Escriba las semirreacciones ajustadas que tienen lugar e indique cuál es el oxidante y cuál el reductor.
 - Escriba ajustadas la reacción iónica global y la reacción molecular global.
 - Calcule el volumen de una disolución de permanganato de potasio 0,25 M que reacciona con 20 mL de una disolución de sulfito de potasio 0,33 M

Sol: a) $MnO_4^- + 2 H_2O + 3 e^- \rightarrow MnO_2 + 4 OH^-$; el oxidante es MnO_4^- (KMnO₄). $SO_3^{2-} + 2 OH^- \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O + 2 e^-$; el reductor es SO_3^{2-} (K₂SO₃). Molecular global: $2 KMnO_4 + H_2O + 3 K_2SO_3 \rightarrow 2 MnO_2 + 3 K_2SO_4 + 2 KOH$; c) $17,6 mL$.

3. 2018_Julio_{A5}. Una muestra de dióxido de manganeso reacciona con ácido clorhídrico comercial de densidad 1,18 kg·L⁻¹ y una riqueza del 38% en masa, obteniéndose cloro gaseoso, cloruro de manganeso(II) y agua.
- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción.
 - Escriba la reacción molecular global ajustada por el método del ion electrón.
 - Halle la masa de dióxido de manganeso de la muestra si se obtienen 7,3 L de cloro, medidos a 1 atm y 20°C.
 - Calcule el volumen de ácido clorhídrico comercial que se consume en la reacción.

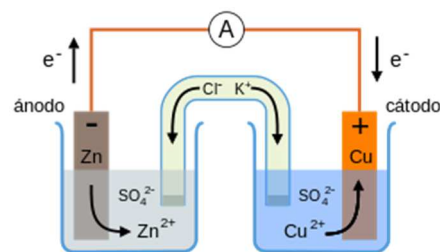
Datos. R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹; Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; Cl = 35,5; Mn = 55,0

Sol: a) oxidación: $2 Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2 e^-$; reducción: $MnO_2 + 4 H^+ + 2 e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2 H_2O$; b) r. molecular: $MnO_2 + 4 HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2 H_2O$; c) $26,1 g$; d) $97,68 mL$

4. 2018_Julio_{B4}. A partir de los potenciales de reducción estándar que se adjuntan:
- Explique detalladamente cómo construir una pila Daniell.
 - Escriba las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo de la pila Daniell e indique el sentido del movimiento de los iones metálicos en sus respectivas disoluciones.
 - Razone si en un recipiente de Pb se produce alguna reacción química cuando se añade una disolución de Cu²⁺.

Datos. E⁰ (V): Pb²⁺/Pb = 0,13; Cu²⁺/Cu = 0,34; Zn²⁺/Zn = - 0,76

Sol: En el ánodo, el electrodo de Zn se va disolviendo, pasando a la disolución iones Zn²⁺; en el cátodo, los iones Cu²⁺ se depositan sobre éste en forma de Cu.
c) $Pb + Cu^{2+} \rightarrow Pb^{2+} + Cu$ Como $\varepsilon^0 = \varepsilon^0_{cátodo} - \varepsilon^0_{ánodo} = 0,34 - 0,13 = 0,21 V$, la reacción puede tener lugar



5. 2018_Junio_{CA2}. Se desea construir una celda galvánica para transformar NO₃⁻ en NO, y se dispone de tres electrodos: Al³⁺/Al, Cl₂/Cl⁻ y Au³⁺/Au.
- A partir de los potenciales de reducción estándar que se adjuntan justifique cuál de los electrodos se puede utilizar, indicando cuál es el agente oxidante y el agente reductor.
 - Calcule el potencial estándar de la celda galvánica.
 - Escriba el proceso iónico global ajustando la reacción en medio ácido por el método ion electrón. Indique los electrodos que actúan como cátodo y como ánodo.

Datos. E⁰ (V): NO₃⁻/NO = 0,96; Cl₂/Cl⁻ = 1,33; Al³⁺/Al = -1,66; Au³⁺/Au = 1,50

Sol: a) cátodo reducción del NO₃⁻ a NO, luego el ánodo deberá tener un ε⁰ menor de 0,96 v, por lo que deberá utilizarse el par Al³⁺/Al en la pila que se quiere construir; oxidante HNO₃ reductor: Al; b) $\varepsilon^0 = \varepsilon^0_{cátodo} - \varepsilon^0_{ánodo} = 0,96 - (-1,66) = 2,62 V$
c) cátodo: $NO_3^- + 4H^+ + 3 e^- \rightarrow NO + 2 H_2O$ ánodo: $Al \rightarrow Al^{3+} + 3 e^-$

6. 2018_Junio_{CB5}. Una corriente de 5 A circula en una celda electrolítica conteniendo CuCl₂ fundido durante 300 min y se depositan en ese tiempo 29,6 g de cobre metálico en el electrodo correspondiente.
- Escriba la ecuación de disociación de CuCl₂ ajustada. Indique las reacciones en el ánodo y en el cátodo.
 - Determine la masa atómica del cobre.
 - Halle los gramos de plata que se depositarán en el cátodo de una celda electrolítica que contiene AgCl fundido conectada a la del enunciado con la misma intensidad.

Datos. Masa atómica: Ag = 107,8; F = 96485 C

Sol: a) disociación electrolítica: $CuCl_2 \rightarrow Cu + Cl_2$ ánodo: $2 Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2 e^-$ cátodo: $Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu$; b) $63,47$
c) $100,55 g Ag$

7. **2018_Junio_{A5}**. A partir de los potenciales de reducción que se adjuntan, conteste razonadamente:
- ¿Qué metales de la lista se disolverán en una disolución de HCl 1 M?
 - Se dispone de tres recipientes con disoluciones de nitrato de plata, nitrato de cinc y nitrato de manganeso (II). En cada uno se introduce una barra de hierro ¿en cuál se formará una capa del otro metal sobre la barra de hierro?
- Datos: E^0 (V): $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44$; $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76$; $\text{Ag}^+/\text{Ag} = 0,80$; $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34$; $\text{Na}^+/\text{Na} = -2,71$; $\text{Mn}^{2+}/\text{Mn} = -1,18$

Sol: a) los que tengan $E^0 < 0$: Na, Zn, Fe y Mn; b) solo ocurrirá con Ag pero no con Zn ni con Mn

8. **2018_Junio_{B3}**. En una celda electrolítica se introduce cloruro de sodio fundido, obteniéndose cloro molecular y sodio metálico.
- Escriba las reacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo de la celda electrolítica.
 - Calcule el potencial necesario para que se produzca la electrolisis.
 - Calcule el tiempo requerido para que se desprenda 1 mol de Cl_2 si se emplea una intensidad de 10 A.
- Datos. E^0 (V): $\text{Cl}_2/\text{Cl}^- = 1,36$; $\text{Na}^+/\text{Na} = -2,71$; $F = 96485 \text{ C}$

Sol: Reacción global: $2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{Na}$; b) E^0 será al menos = 4,07 v; c) 19297 s

9. **2018_M_{A4}**. Se hace pasar una corriente de 1,8 A durante 1,5 horas a través de 500 mL de una disolución de yoduro de cobalto(II) 0,3 M. Se observa que se deposita metal y se forma yodo molecular.
- Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción que se producen en el cátodo y en el ánodo.
 - Calcule la masa de metal depositada.
 - Calcule la concentración de Co^{2+} que queda en disolución.
 - Calcule la masa de yodo molecular obtenida.
- Datos. $F = 96485 \text{ C}$. Masas atómicas: $\text{Co} = 59$; $\text{I} = 127$

Sol: ánodo: oxidación $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ Cátodo, reducción: $\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Co}$; b) 2,97 g Co; c) 0,2 M; d) 12,7 g I_2

10. **2018_M_{B5}**. Cuando el yodo molecular reacciona con el ácido nítrico se produce HIO_3 , dióxido de nitrógeno y agua.
- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción que tienen lugar.
 - Escriba, ajustadas, la reacción iónica global y la reacción molecular global.
 - Calcule el volumen de ácido nítrico del 65% de riqueza en masa y densidad $1,5 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ que reacciona con 25,4 g de yodo molecular.
 - Calcule el volumen de dióxido de nitrógeno gaseoso que se produce con los datos del apartado anterior, medido a 20°C y 684 mm de Hg.
- Datos. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$; $\text{I} = 127$

*Sol: Ánodo, oxidación: $\text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^-$ // Cátodo, reducción: $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Reacción molecular: $\text{I}_2 + 10 \text{HNO}_3 \rightarrow 2 \text{HIO}_3 + 10 \text{NO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$; c) 64,6 mL; d) 26,7 L NO_2*

11. **2017_S_{CA4}**. El $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ reacciona con HI en medio ácido sulfúrico para dar K_2SO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, I_2 y H_2O .
- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción, indicando la especie que actúa como oxidante y la que actúa como reductor.
 - Escriba las reacciones iónica y molecular ajustadas. Utilice el método de ajuste de ion-electrón.
 - Calcule cuántos gramos de I_2 se obtienen cuando se parte de 60 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ y 15 g de HI.
- Datos. Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{K} = 39$; $\text{Cr} = 52$; $\text{I} = 127$

*Sol: Ánodo, oxidación: $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ Cátodo, reducción: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
Reacción molecular: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4 \text{H}_2\text{SO}_4 + 6 \text{HI} \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 7 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
c) reactivo limitante HI; 15,24 g I_2*

12. **2017_S_{A5}**. Utilice los potenciales estándar de reducción que se adjuntan y responda razonadamente a cada apartado, ajustando las reacciones correspondientes y determinando su potencial.
- ¿Se estropeará una varilla de plata si se emplea para agitar una disolución de sulfato de hierro(II)?
 - Si el cobre y el cinc se tratan con un ácido, ¿se desprenderá hidrógeno molecular?
 - Describa el diseño de una pila utilizando como electrodos aluminio y plata. Indique qué reacción ocurre en cada electrodo y calcule su potencial.
- Datos. E^0 (V): $\text{Ag}^+/\text{Ag} = 0,80$; $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34$; $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44$; $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76$; $\text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1,67$

*Sol: Para estropearse la varilla de plata, se tendría que oxidar, con lo que el Fe^{2+} tendría que reducirse; de producirse esta reacción, ε^0 debería ser positivo, como $\varepsilon^0 < 0$ no se estropearía ($\Delta G > 0$ no espontáneo); b) Si se libera H_2 , el H^+ se reduce a H_2 en el cátodo, y como ánodo solo podría actuar el Zn, ya que solo en ese caso $\varepsilon^0 \text{pila} > 0$ y el proceso sería espontáneo; c) Ánodo, oxidación: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$ Cátodo, reducción: $\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$ $\varepsilon^0 \text{pila} = \varepsilon^0 \text{cátodo} - \varepsilon^0 \text{ánodo} = 2,47 \text{ v}$
Reacción global: $\text{Al} + 3\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{Ag}$*

13. 2017_S_{B5}. Se hace pasar una corriente de 1,5 A durante 3 horas a través de una celda electroquímica que contiene un litro de disolución de AgNO₃ 0,20 M. Se observa que se desprende oxígeno molecular.
- Escriba y ajuste las reacciones que se producen en cada electrodo, indicando de qué reacción se trata y en qué electrodo tiene lugar. Escriba la reacción molecular global.
 - Calcule los moles de plata depositados y la concentración de ion metálico que queda finalmente en disolución.
 - Calcule el volumen de oxígeno que se desprende en este proceso, medido a 273 K y 1 atm
- Datos. F = 96485 C. R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹

*Sol: Ánodo, oxidación: 2H₂O → O₂ + 4H⁺ + 4e⁻ Cátodo, reducción: Ag⁺ + 1e⁻ → Ag
Reacción molecular: H₂O + 4Ag⁺ → O₂ + 4H⁺ + 4Ag; b) 0,168 mol Ag, 0,032 M; c) 0,94 L O₂*

14. 2017_Junio_{CA2}. Dada la tabla adjunta de potenciales normales, conteste razonadamente:

Par redox	E ⁰ (V)
ClO ₄ ⁻ /ClO ₃ ⁻	1,19
Cu ²⁺ /Cu	0,34
SO ₄ ²⁻ /S ²⁻	0,15
Sn ⁴⁺ /Sn ²⁺	0,15
Sn ²⁺ /Sn	-0,14

- ¿Reaccionan una disolución acuosa de ácido clorhídrico con estaño metálico?
- Justifique qué catión puede comportarse como oxidante y como reductor.
- ¿Se produce reacción espontánea si se añade Sn a una disolución de Cu²⁺?
- Ajuste una reacción espontánea de reducción de un catión por un anión

*Sol: El Sn metálico solo puede oxidarse a Sn²⁺ y la especie que podría reducirse de la disolución de HCl es el H⁺ a H₂, este proceso sería espontáneo ε⁰pila >0; b) Sn²⁺ puede actuar como oxidante (pasando a Sn) o como reductor (pasando a Sn⁴⁺); c) El Cu²⁺ debería reducirse y el Sn oxidarse a Sn²⁺ o Sn⁴⁺, los dos procesos son espontáneos; d) Ánodo, oxidación: S²⁻ + 4H₂O → SO₄²⁻ + 8H⁺ + 8e⁻ Cátodo, reducción: Cu²⁺ + 2e⁻ → Cu
Reacción iónica: S²⁻ + 4H₂O + 4Cu²⁺ → SO₄²⁻ + 8H⁺ + 4Cu E⁰pila = E⁰cátodo - E⁰ánodo = 0,34 - (0,15) = 0,19 V > 0*

15. 2018_Junio_{CB5}. Cuando el ácido nítrico reacciona con cloro molecular se producen HClO₃, NO₂ y H₂O.

- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción. Indique qué especie actúa como oxidante y cuál como reductor.
 - Ajuste la reacción iónica global por el método del ion-electrón y la reacción molecular global.
 - Calcule el volumen de ácido nítrico del 65% de riqueza en masa y densidad 1,29 g·mL⁻¹ que reacciona con 14,2 g de cloro molecular.
- Datos. Masas atómicas: H = 1,0; N = 14,0; O = 16,0; Cl = 35,5

Sol: b) Reacción molecular: Cl₂ + 10 HNO₃ → 2 HClO₃ + 10 NO₂ + 4 H₂O; c) 0,15 L HNO₃

16. 2017_Junio_{AS}. En la electrolisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio se hace pasar corriente de 3,0 kA durante 2 horas. En el proceso, se observa desprendimiento de hidrógeno y se obtiene cloro en medio básico.

- Escriba y ajuste las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo y la reacción molecular global. Utilice el modelo de ajuste de ion-electrón.
- A 25°C y 1 atm, ¿qué volumen de cloro se obtiene?
- ¿Qué masa de hidróxido de sodio se habrá formado en la celda electrolítica en ese tiempo?

Datos. E⁰ (V): Na⁺/Na = -2,71; Cl₂/Cl⁻ = 1,36; H₂O/H₂ = -0,83. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23. F = 96485 C. R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹

*Sol: Ánodo, oxidación: 2Cl⁻ → Cl₂(g) + 2e⁻; Cátodo, reducción: 2H₂O + 2e⁻ → H₂(g) + 2OH⁻
Reacción iónica global: 2Cl⁻ + 2H₂O → Cl₂(g) + H₂(g) + 2OH⁻
Reacción molecular: 2NaCl + 2H₂O → Cl₂(g) + H₂(g) + 2NaOH; b) 2735 L Cl₂; 8954 g NaOH*

17. 2017_Junio_{B3}. Para determinar la riqueza de un mineral de cobre se hace reaccionar 1 g del mineral con una disolución de ácido nítrico 0,59 M, consumiéndose 80 mL de la disolución de ácido.

- Escriba las semirreacciones en el ánodo y en el cátodo e indique cuáles son las especies oxidante y reductora.
- Ajuste por el método de ion-electrón la reacción global que se produce.
- Calcule la riqueza en cobre del mineral.

Datos. E⁰ (V): Cu²⁺/Cu = 0,34; NO₃⁻/NO₂ = 0,78. Masa atómica: Cu = 63,5

Sol: Reacción molecular: Cu + 4 HNO₃ → Cu(NO₃)₂ + 2 NO₂ + 2 H₂O; c) 0,7493 g Cu, pureza: 74,93%

18. 2016_S_{AS}. Se preparan dos cubas electrolíticas conectadas en serie. La primera contiene 1 L de una disolución de nitrato de plata 0,5 M y la segunda 2 L de una disolución de sulfato de cobre(II) 0,2 M.

- Formule ambas sales y escriba las reacciones que se producen en el cátodo de ambas cubas electrolíticas cuando se hace pasar una corriente eléctrica.
- Sabiendo que en el cátodo de la primera se han depositado 3,0 g de plata, calcule los gramos de cobre que se depositarán en el cátodo de la segunda cuba.
- Calcule el tiempo que tardarán en depositarse dichas cantidades si la intensidad de corriente es de 2 A.
- Transcurrido dicho tiempo, ¿cuántos moles de cada catión permanecen en disolución?

Datos. F = 96485 C. Masas atómicas: Cu = 63,5; Ag = 107,9

Sol: Cátodo primera cuba: Ag⁺ + 1e⁻ → Ag Cátodo segunda cuba: Cu²⁺ + 2e⁻ → Cu; b) 0,88 g Cu; c) 1341 s; d) 0,47 mol Ag en la primera y 0,39 mol Cu en la segunda

19. 2016_S_{B1}. Ajuste las siguientes reacciones redox en sus formas iónica y molecular, especificando en cada caso cuáles son las semirreacciones de oxidación y reducción:

- a) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} + \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{SnCl}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
b) $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

Sol: a) $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} + 5\text{SnCl}_2 \rightarrow 2\text{MnCl}_2 + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{SnCl}_4 + 2\text{KCl}$; b) $2\text{HNO}_3 + 3\text{H}_2\text{S} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$

20. 2016_J_{A3}. Se dispone en el laboratorio de 250 mL de una disolución de Cd^{2+} de concentración 1 M y de dos barras metálicas, una de Ni y otra de Al.

- a) Justifique cuál de las dos barras deberá introducirse en la disolución de Cd^{2+} para obtener Cd metálico y formule las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo. Ajuste la reacción redox global.
b) En la disolución del enunciado, ¿cuántos gramos del metal se consumirán en la reacción total del Cd^{2+} ?
Datos. E° (V): $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd} = -0,40$; $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni} = -0,26$; $\text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1,68$. Masas atómicas: Al = 27; Ni = 59

*Sol: a) La barra que se introduzca se debe oxidar y el metal de la misma ha de tener un $E^\circ < E^\circ$ (Cd^{2+}/Cd), será la de Al.
b) Reacción global: $2\text{Al} + 3\text{Cd}^{2+} \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{Cd}$; b) 4,5 g de Al*

21. 2016_J_{B4}. Se hacen reaccionar KClO_3 , CrCl_3 y KOH , produciéndose K_2CrO_4 , KCl y H_2O .

- a) Formule las semirreacciones que tienen lugar, especificando cuál es el agente oxidante y cuál el reductor y ajuste la reacción iónica.
b) Ajuste la reacción molecular.
c) Ajuste la semirreacción $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ en medio ácido y justifique si una disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en medio ácido es capaz de oxidar un anillo de oro.

Datos. E° (V): $\text{Au}^{3+}/\text{Au} = 1,50$; $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+} = 1,33$

*Sol: a) oxidante: cloro, reductor: cromo; b) Reacción molecular: $2\text{CrCl}_3 + 10\text{KOH} + \text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 7\text{KCl} + 5\text{H}_2\text{O}$;
c) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$; para oxidar al oro, en la pila el oro sería el ánodo y el dicromato el cátodo resultando $E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = 1,33 - 1,50 = -0,17\text{ V} < 0$ por lo que no será capaz de oxidar un anillo de oro*

22. 2016-M_{B5}. En medio ácido clorhídrico, el clorato de potasio reacciona con cloruro de hierro(II) para dar cloruro de hierro(III) y cloruro de potasio, entre otros.

- a) Escriba y ajuste la reacción molecular global.
b) Calcule la masa de agente oxidante sabiendo que para su reducción completa se emplean 40 mL de una disolución de cloruro de hierro(II) 2,5 M.

Datos. Masas atómicas: O = 16,0; K = 39,0; Cl = 35,5

Sol: a) $\text{KClO}_3 + 6\text{FeCl}_2 + 6\text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + 6\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$; b) 2,08 g de KClO_3

23. 2016-M_{A4}. Se lleva a cabo la electrolisis de una disolución acuosa de bromuro de sodio 1 M, haciendo pasar una corriente de 1,5 A durante 90 minutos.

- a) Ajuste las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo.
b) Justifique, sin hacer cálculos, cuál es la relación entre los volúmenes de gases desprendidos en cada electrodo, si se miden en iguales condiciones de presión y temperatura.
c) Calcule el volumen de gas desprendido en el cátodo, medido a 700 mm Hg y 30 °C.

Datos. E° (V): $\text{Br}_2/\text{Br}^- = 1,07$; $\text{O}_2/\text{OH}^- = 0,40$; $\text{Na}^+/\text{Na} = -2,71$; $F = 96485\text{ C}$. $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

SOLUCIÓN

a) En la disolución hay H^+ y OH^- de la disociación del agua, además de Na^+ y Br^- de la disociación de la sal.
Posibles oxidaciones (ánodo): $\text{OH}^-/\text{O}_2 = -0,40\text{ V}$; $\text{Br}^-/\text{Br}_2 = -1,07\text{ V}$; el proceso menos costoso es
 $4\text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^-$
Posibles reducciones (cátodo): $\text{H}^+/\text{H}_2 = 0,0\text{ V}$; $\text{Na}^+/\text{Na} = -2,71\text{ V}$; el proceso menos costoso es
 $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$
b) La reacción global es $4\text{OH}^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2$, que se puede simplificar a
 $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2$. Por lo tanto, en iguales condiciones de p y T, el volumen de H_2 desprendido es el doble del volumen de O_2 desprendido, dado que esta es la relación entre los moles de ambos.
c) En el cátodo se desprende H_2 . Moles $\text{H}_2 = \text{moles e}^- / 2 = I \cdot t / (2 \cdot F) = 1,5 \times 90 \times 60 / (2 \times 96485) = 0,042\text{ mol}$; $V = nRT / p = 0,042 \times 0,082 \times (273 + 30) / (700 / 760) = 1,13\text{ L}$.

24. 2015-S_{A3}. Una disolución de ácido nítrico concentrado oxida al zinc metálico, obteniéndose nitrato de amonio y nitrato de cinc.

- a) Ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción de este proceso, y la reacción molecular global.
b) Calcule la masa de nitrato de amonio producida si se parte de 13,08 g de Zn y 100 mL de ácido nítrico comercial, que posee un 68% en masa de ácido nítrico y una densidad de $1,12\text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

Datos. Masas atómicas: H = 1,0; N = 14,0; O = 16,0; Zn = 65,4.

*Sol: a) oxidación: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$; reducción: $\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\text{e}^- \rightarrow \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$
Reacción molecular: $4\text{Zn} + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$; b) reactivo limitante Zn; 4,0 g NH_4NO_3*

25. **2015-S_{B5}**. El permanganato de potasio actúa como oxidante en medio ácido, dando como producto Mn^{2+} . Por el contrario, como oxidante en medio básico el permanganato de potasio da como producto MnO_2 .

- Ajuste las semirreacciones del anión permanganato como oxidante en medio ácido y en medio básico.
- Razone el medio necesario (ácido o básico) si se quiere usar permanganato de potasio para oxidar una barra de plata
- De acuerdo con los resultados del apartado anterior, calcule qué volumen de una disolución de permanganato de potasio 0,2 M es necesario para oxidar 10,8 g de plata metálica.

Datos. $E^\circ(V)$: $Ag^+/Ag = 0,80$; $MnO_4^-/Mn^{2+} = 1,51$; $MnO_4^-/MnO_2 = 0,59$. Masa atómica $Ag = 108$.

Sol: a) medio ácido: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$; medio básico: $MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$; b) será en medio ácido $E_{pila} = E_{cátodo} - E_{ánodo} = 1,51 - 0,80 > 0$; c) 0,1 L $KMnO_4$

26. **2015-J_{CA4}**. El Sb_2O_5 se obtiene en la reacción $Sb_2S_3 + 10 HNO_3 \rightarrow Sb_2O_5 + 3 S + 10 NO_2 + 5 H_2O$. Si reaccionan 5,0 g de Sb_2S_3 con 0,75 mL de ácido nítrico (67% de riqueza en masa y densidad $1,41 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$):

- Justifique, utilizando números de oxidación, qué especies se oxidan y qué especies se reducen en esta reacción.
- Razone cuál es el reactivo limitante de esta reacción
- Calcule la masa de azufre obtenida.
- Calcule el volumen de dióxido de nitrógeno que se obtendrá, medido a 298 K y 0,8 atm.

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$. Masas atómicas: $H = 1,0$; $N = 14,0$; $O = 16,0$; $S = 32,0$; $Sb = 121,8$

Sol: a) la especie que se oxida: Sb^{3+} y la que se reduce: NO_3^- ; b) reactivo limitante: HNO_3 ; c) 0,108 g de S; d) 0,342 L NO_2

27. **PAU-15J_{CB1}**. Una corriente de 6,5 A circula durante 3 horas a través de dos celdas electrolíticas que contienen sulfato de cobre(II) y tricloruro de aluminio fundidos, respectivamente.

- Escriba y ajuste las semirreacciones que tienen lugar en el cátodo de cada celda. Indique si se trata de una reacción de oxidación o de reducción.
- Calcule la masa de metal depositado en cada una de ellas.

Datos. $F = 96485 \text{ C}$. Masas atómicas: $Al = 27,0$; $Cu = 63,5$

Sol: a) cátodo1: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ cátodo2: $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$; b) 23,1 g Cu y 6,55 g de Al

28. **2015-J_{AS}**. Se preparan dos cubas electrolíticas conectadas en serie que contienen disoluciones acuosas, la primera con 1 L de nitrato de zinc 0,50 M y la segunda con 2 L de sulfato de aluminio 0,20 M.

- Formule las sales y escriba las reacciones en el cátodo de ambas cubas con el paso de la corriente eléctrica.
- Sabiendo que en el cátodo de la segunda se han depositado 5,0 g del metal correspondiente tras 1 h, calcule la intensidad de corriente que atraviesa las dos cubas.
- Calcule los gramos de metal depositados en el cátodo de la primera cubeta en el mismo periodo de tiempo.
- Transcurrido dicho tiempo, ¿cuántos moles de cada catión permanecen en disolución?

Datos. $F = 96485 \text{ C}$. Masas atómicas: $Al = 27,0$; $Zn = 65,4$.

Sol: a) Nitrato de zinc: $Zn(NO_3)_2 \rightarrow Zn^{2+} + NO_3^-$; sulfato de aluminio: $Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al^{3+} + SO_4^{2-}$; b) $I = 15 \text{ A}$; c) 18,3 g

29. **2015-J_{B1}**. Ajuste las siguientes reacciones redox en sus formas iónica y molecular, especificando en cada caso cuáles son las semirreacciones de oxidación y reducción:

- $K_2Cr_2O_7 + HI \rightarrow KI + CrI_3 + I_2 + H_2O$
- $KBr + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Br_2 + SO_2 + H_2O$

Sol: a) $K_2Cr_2O_7 + 14 HI \rightarrow 2 CrI_3 + 7 H_2O + 3 I_2 + 2 KI$; b) $2 H_2SO_4 + 2 KBr \rightarrow SO_2 + 2 H_2O + Br_2 + K_2SO_4$

30. **2015-M_{A2}**. Justifique si estas afirmaciones son verdaderas o falsas:

- En la reacción $S + O_2 \rightarrow SO_2$, el oxígeno es el reductor.
- En el $HClO$ el estado de oxidación del Cl es -1 .
- Una pila formada por los pares redox Cu^{2+}/Cu ($E^\circ = 0,34 \text{ V}$) y Ag^+/Ag ($E^\circ = 0,80 \text{ V}$) tiene un potencial de 0,46 V
- A partir de los potenciales de reducción: $E^\circ(Fe^{3+}/Fe) = -0,04 \text{ V}$; $E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = -0,76 \text{ V}$, se deduce que el proceso redox que se produce con esos dos electrodos viene dado por la reacción $2Fe^{3+} + 3Zn \rightarrow 2Fe + 3Zn^{2+}$

Sol: a) Falso: el O se reduce (pasa de estado de oxidación 0 a -2), es por tanto el oxidante; b) falso, estado de oxidación del Cl +1; c) Verdad, es una pila, el Cu se oxida (ánodo: $\downarrow E_{red}^\circ$) y la Ag se reduce (cátodo: $\uparrow E_{red}^\circ$); d) Verdad, el Fe se reduce y el Zn se oxida: $2Fe^{3+} + 3Zn \rightarrow 2Fe + 3Zn^{2+}$

31. **2015-M_{B2}**. Dada la siguiente reacción sin ajustar: $K_2Cr_2O_7 + KCl + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Cl_2 + H_2O + K_2SO_4$,

- Indique el estado de oxidación del cromo y del cloro en las dos especies químicas en las que participa cada uno de ellos. Indique la especie que se oxida y la que se reduce, la especie reductora y la especie oxidante.
- Ajuste las semirreacciones que tienen lugar y la reacción molecular global.
- Calcule la cantidad máxima (en moles) de Cl_2 que se puede obtener a partir de 2 moles de KCl .

- a) Estados de oxidación: $K_2Cr_2O_7$: Cr = +6; $Cr_2(SO_4)_3$: Cr = +3; KCl: Cl = -1; Cl_2 : Cl = 0.
Se oxida KCl y es la especie reductora. Se reduce $K_2Cr_2O_7$ y es la especie oxidante.
- b) Semirreacción reducción: $1 \times (Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O)$
Semirreacción oxidación: $3 \times (2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-)$
Reacción iónica global: $Cr_2O_7^{2-} + 6Cl^- + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3Cl_2 + 7H_2O$
Reacción molecular global: $K_2Cr_2O_7 + 6KCl + 7H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3Cl_2 + 7H_2O + 4K_2SO_4$
- c) moles de $Cl_2 = (3 / 6) \times$ moles KCl = 1 mol.

32. 2014-S_{B1}. Ajuste las siguientes reacciones redox y justifique si son espontáneas:



Datos. E° (V): $Cr^{3+}/Cr = -0,74$; $Cu^{2+}/Cu = 0,34$; $Cd^{2+}/Cd = -0,40$; $Cl_2/Cl^- = 1,36$.

Sol: a) $Cl_2 + Cd \rightarrow Cd^{2+} + 2 Cl^-$ $E^\circ = 1,36 - (-0,40) = 1,76 V > 0$, espontánea; b) $2 Cr + 3 Cu^{2+} \rightarrow 2Cr^{3+} + 3 Cu$ $E^\circ = 0,34 - (-0,74) = 1,08 V > 0$, sí es espontánea.

33. 2014-S_{A5}. Se lleva a cabo la electrolisis de $ZnBr_2$ fundido.

- a) Escriba y ajuste las semirreacciones que tienen lugar en el cátodo y en el ánodo.
b) Calcule cuánto tiempo tardará en depositarse 1 g de Zn si la corriente es de 10 A.
c) Si se utiliza la misma intensidad de corriente en la electrolisis de una sal fundida de vanadio y se depositan 3,8 g de este metal en 1 hora, ¿cuál será la carga del ion vanadio en esta sal?
Datos. $F = 96485$ C. Masas atómicas: V = 50,9; Zn = 65,4.

Sol: a) cátodo: $Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$ ánodo: $2Br^- \rightarrow Br_2 + 2e^-$; b) 295 s; c) (V^{5+})

34. 2014-J_{CA3}. A partir de los potenciales normales suministrados, justifique para los metales Pb, Ni y Ag:

- a) Cuál o cuáles desprenden hidrógeno molecular al ser tratados con un ácido fuerte.
b) Cuál o cuáles pueden reducir el Sn^{4+} a Sn^{2+} pero no el Sn^{2+} a Sn.
c) Cuál será el potencial de la reacción producida al sumergir una barra de Pb en una disolución acuosa de AgCl. Escriba la reacción y justifique por qué es espontánea.

Datos. E° (V): $Pb^{2+}/Pb = -0,12$; $Ni^{2+}/Ni = -0,26$; $Sn^{4+}/Sn^{2+} = 0,15$; $Sn^{2+}/Sn = -0,14$; $Ag^+/Ag = 0,80$.

*Sol: a) Desprenden H_2 , el Pb y el Ni; b) reducen el Sn^{4+} a Sn^{2+} , el Pb y el Ni; no reduce el Sn^{2+} a Sn, el Pb; c) el Pb se oxidará (ánodo) y la Ag se reducirá (cátodo) Reacción iónica global: $Pb + 2Ag^+ \rightarrow Pb^{2+} + 2Ag$
 $E_{pila} = E_{cátodo} - E_{ánodo} = 0,80 - (-0,12) = 0,92 V > 0$, espontánea*

35. 2014-J_{CB4}. En una cubeta de electrolisis se introducen 50 g de dicloruro de cobalto fundido. A continuación se hace pasar una corriente de 5 A durante 60 minutos.

- a) Escriba las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo.
b) Calcule el volumen de cloro molecular desprendido en la electrolisis, medido a 30°C y 1,5 atm.
c) Calcule la masa de dicloruro de cobalto que queda sin reaccionar al final del proceso.

Datos. $R = 0,082$ atm·L·mol⁻¹·K⁻¹. $F = 96485$ C. Masas atómicas: Cl = 35,5; Co = 58,9

Sol: a) ánodo: $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$; cátodo: $Co^{2+} + 2e^- \rightarrow Co$; b) 1,54 L de Cl_2 ; c) 12,1 g de $CoCl_2$

36. 2014-J_{A5}. Se dispone de dos barras metálicas, una de plata y otra de cadmio, y de 100 mL de sendas disoluciones de sus correspondientes nitratos, con concentración 0,1 M para cada una de ellas.

- a) Justifique qué barra metálica habría que introducir en qué disolución para que se produzca una reacción espontánea.
b) Ajuste la reacción molecular global que tiene lugar de forma espontánea, y calcule su potencial.
c) Si esa reacción está desplazada del todo hacia productos, halle la masa del metal depositado al término de ésta
Datos. E° (V): $Ag^+/Ag = 0,80$; $Cd^{2+}/Cd = -0,40$ V. Masas atómicas: Ag = 108; Cd = 112.

Sol: a) la barra de Cd en la disolución de $AgNO_3$ b) $2AgNO_3 + Cd \rightarrow 2Ag + Cd(NO_3)_2$; c) 1,08 g de Ag

37. 2014-J_{B5}. Se lleva a cabo la valoración de 100 mL de una disolución de peróxido de hidrógeno con una disolución de permanganato de potasio de concentración 0,1 M, obteniéndose $MnCl_2$, O_2 y KCl. La reacción se lleva a cabo en medio ácido clorhídrico y se consumen 23 mL de la disolución de permanganato de potasio.

- a) Indique el estado de oxidación del manganeso en el ion permanganato y en el dicloruro de manganeso, y del oxígeno en el peróxido de hidrógeno y en el oxígeno molecular. Indique la especie que se oxida y la que se reduce. Indique la especie reductora y la especie oxidante.
b) Formule y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción, y la reacción molecular global.
c) Calcule la concentración molar del peróxido de hidrógeno empleado.
d) Halle el volumen de oxígeno desprendido, medido a 700 mm Hg y 30°C. Dato. $R = 0,082$ atm·L·mol⁻¹·K⁻¹

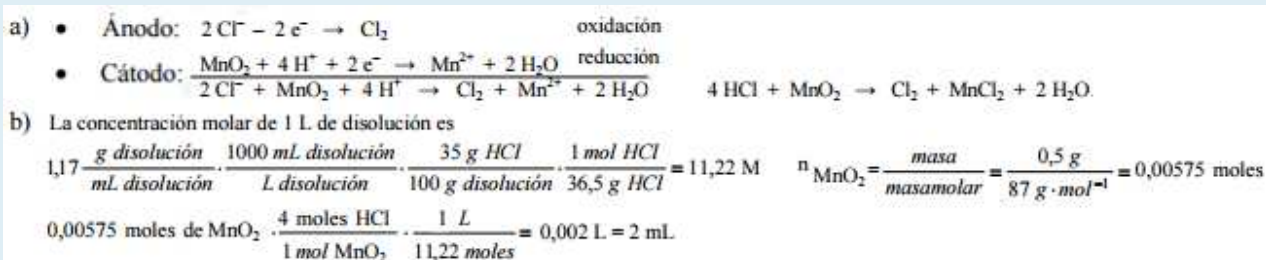
Sol: Mn en el MnO_4^- (n.o: +7) en el $MnCl_2$ (n.o: +2), el O en el H_2O_2 (n.o: -1) y en el O_2 (0); b) Reacción molecular global: $5H_2O_2 + 2KMnO_4 + 6HCl \rightarrow 5O_2 + 2MnCl_2 + 8H_2O + 2KCl$; c) $5,75 \cdot 10^{-2}$ M; d) 0,155 L de O_2

- 38. 2014-M_{AA}.** A 30 mL de una disolución de CuSO₄ 0,1 M se le añade aluminio metálico en exceso.
- Escriba y ajuste las semirreacciones de reducción y oxidación e indique el comportamiento oxidante o reductor de las especies que intervienen.
 - Calcule E⁰ y justifique si la reacción es o no espontánea.
 - Determine la masa de aluminio necesaria para que se consuma todo el sulfato de cobre.
- Datos. E⁰ (Cu²⁺/Cu) = 0,34 V; E⁰ (Al³⁺/Al) = -1,69 V. masa atómica: Al = 27,0

*Sol: a) oxidación: $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$ reducción: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ Reac. iónica global: $2Al + 3Cu^{2+} \rightarrow 2Al^{3+} + 3Cu$
Reacción molecular $2Al + 3CuSO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3Cu$; b) $E^0 = 0,34 - (-1,69) = 2,03 V > 0$, espontánea; c) 0,054 g Al*

- 39. 2013-S_{AS}.** El ácido clorhídrico concentrado reacciona con el dióxido de manganeso produciendo cloro molecular, dicloruro de manganeso y agua.
- Ajuste las semirreacciones iónicas y la reacción molecular global que tienen lugar.
 - Calcule el volumen de ácido clorhídrico, del 35% en masa y densidad 1,17 g·cm⁻³, necesario para hacer reaccionar completamente 0,5 g de dióxido de manganeso.
- Datos. Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; Cl = 35,5 y Mn = 55,0.

SOLUCIÓN



- 40. 2013-S_{B3}.** Para llevar a cabo los procesos indicados en los apartados a) y b) se dispone de cloro y de yodo moleculares. Explique cuál de estas dos sustancias se podría utilizar en cada caso, qué semirreacciones tendrían lugar, la reacción global y cuál sería el potencial de las reacciones para:

a) Obtener Ag⁺ a partir de Ag. b) Obtener Br₂ a partir de Br⁻.
Datos: E⁰ (Cl₂/Cl⁻) = 1,36 V; E⁰ (Br₂/Br⁻) = 1,06 V; E⁰ (I₂/I⁻) = 0,53 V; E⁰ (Ag⁺/Ag) = 0,80 V.

- 41. 2013-J_{CA3}.** Una forma de estimar la contaminación del agua es medir la Demanda Química de Oxígeno (DQO). Para ello, el carbono orgánico (C) se transforma en dióxido de carbono al reaccionar en medio ácido con dicromato de potasio (K₂Cr₂O₇), obteniéndose Cr³⁺.

- Escriba y ajuste las semirreacciones iónicas de oxidación y de reducción.
- Indique qué especie actúa como oxidante y cuál como reductor.
- Ajuste la reacción iónica global.
- Si E⁰ (Cr₂O₇²⁻/Cr³⁺) = 1,44 V ¿qué valor debería tener E⁰ (CO₂/C) para que la reacción estuviera en equilibrio?

Sol: a) oxidación: $C + 2H_2O \rightarrow CO_2 + 4H^+ + 4e^-$; reducción: $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$; b) reductor el C y oxidante el dicromato; c) $3C + 2Cr_2O_7^{2-} + 16H^+ \rightarrow 3CO_2 + 4Cr^{3+} + 8H_2O$; d) en el equilibrio se debe cumplir que: $E^0(CO_2/C) = E^0(Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}) = 1,44 v$ para que $\Delta G^0 = 0$

- 42. 2013-J_{CB4}.** En un proceso de electrolisis de salmuera (disolución acuosa concentrada de cloruro de sodio) se quieren obtener 500 g de cloro, además de las cantidades correspondientes de hidrógeno e hidróxido de sodio.

- Escriba y ajuste las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo y la reacción global molecular.
 - Calcule la cantidad de electricidad (Culombios) necesaria para conseguirlo.
 - Calcule la masa de hidróxido de sodio que se formará.
 - Calcule el volumen de hidrógeno gaseoso que se formará medido a 25°C y 780 mm de presión.
- Datos. R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹; F = 96485 C. Masas atómicas: Na = 23,0; O = 16,0; H = 1,0 y Cl = 35,5.

Sol: a) ánodo (oxidación): $2Cl^- (ac) \rightarrow Cl_2 (g) + 2e^-$ cátodo (reducción): $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 (g) + 2OH^-$; reacción global: $2NaCl (ac) + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + Cl_2 (g) + H_2 (g)$ b) $1,36 \cdot 10^6 C$; c) 563 g de NaOH; d) 168 L de H₂

- 43. 2013-J_{A3}.** Cuando se introduce una barra de Zn en una disolución acuosa de HCl se observa la disolución de la barra y el desprendimiento de burbujas de gas. En cambio, cuando se introduce una barra de plata en una disolución de HCl no se observa ninguna reacción. A partir de estas observaciones:

- Razone qué gas se está desprendiendo en el primer experimento.
- Justifique qué signo tendrán los potenciales E⁰ (Zn²⁺/Zn) y E⁰ (Ag⁺/Ag).
- Justifique si se produce reacción cuando se introduce una barra de Zn en una disolución acuosa de AgCl.

Sol: a) $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2 (g)$; b) $E^0 (Zn^{2+}/Zn) < 0$ ya que se oxida y $E^0 (Ag^+/Ag) > 0$ ya que no se oxida por el hidrógeno; c) Si; el Zn solo se puede oxidar y la Ag⁺ de la disolución se reduce $E^0_{pila} > 0$

44. 2013-J_{B4}. El sulfuro de cobre(II) reacciona con ácido nítrico, en un proceso en el que se obtiene azufre sólido, monóxido de nitrógeno, nitrato de cobre(II) y agua.

- Formule y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción, e indica los reactivos oxidante y reductor.
- Formule y ajuste la reacción molecular global.
- Calcule la molaridad de una disolución de ácido nítrico del 65% de riqueza en peso y densidad 1,4 g·cm⁻³.
- Calcule qué masa de sulfuro de cobre (II) se necesitará para que reaccione completamente con 90 mL de la disolución de ácido nítrico del apartado anterior.

Datos. Masas atómicas: H = 1,0; N = 14,0; O = 16,0; S = 32,0 y Cu = 63,5.

Sol: a) reducción: $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$; oxidación: $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S} + 2\text{e}^-$; oxidante el NO_3^- y el reductor el S^{2-} ; b) $3\text{CuS} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{S} + 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; c) 14,4 M; d) 46,4 g de CuS

45. 2013-M_{A2}. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando su respuesta:

- La reacción redox entre el Sn y el Pb²⁺ es espontánea.
- El Sn se oxida espontáneamente en medio ácido.
- La reducción del Pb²⁺ con sodio metálico tiene un potencial $E = 0,125 - 2 \cdot (-2,713) = 5,551 \text{ V}$.
- La reducción del Sn²⁺ con sodio metálico tiene un potencial $E = -0,137 - (-2,713) = 2,576 \text{ V}$.

Datos. Potenciales normales de reducción (V): (Sn²⁺/Sn) = -0,137; (Pb²⁺/Pb) = +0,125; (Na⁺/Na) = -2,713

Sol: a) Verdad: $E^\circ = E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) - E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = 0,125 - (-0,137) > 0$, espontánea b) Verdad: $E^\circ = E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) - E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = 0,137 \text{ V}$ $E^\circ > 0$, espontánea c) Falso: los E° reducción no se modifican por los coeficientes estequiométricos: $\text{Pb}^{2+} + 2\text{Na} \rightarrow \text{Pb} + 2\text{Na}^+$; $E^\circ = E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) - E^\circ(\text{Na}^+/\text{Na}) = 0,125 - (-2,713) = 2,838 \text{ V}$; d) Verdad: $E^\circ = E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) - E^\circ(\text{Na}^+/\text{Na}) = -0,137 - (-2,713) = 2,576 \text{ V}$

46. 2013-M_{B5}. A 30 mL de una disolución de CuSO₄ 0,1 M se le añade polvo de hierro en exceso.

- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción e indique el comportamiento oxidante o reductor de las especies que intervienen.
- Calcule E⁰ y justifique si la reacción es o no espontánea.
- Determine la masa de hierro necesaria para llevar a cabo esta reacción.

Datos. E⁰(Cu²⁺/Cu) = 0,34 V; E⁰(Fe³⁺/Fe) = -0,04 V; Masa atómica Fe = 56

Sol: a) oxidante (Cu) reductor (Fe) b) E⁰ = 0,38 V c) 0,112 g de Fe

47. 2012-S_{B1}- Ajuste las siguientes reacciones iónicas redox. Indique para cada caso el agente oxidante y el reductor

- $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Br}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{MnO}_4^- + \text{Sn}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Sn}^{4+} + \text{H}_2\text{O}$

Sol: a) $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{Br}^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ oxidante (H_2O_2) reductor (Br^-); b) $2\text{MnO}_4^- + 5\text{Sn}^{2+} + 16\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{Sn}^{4+} + 8\text{H}_2\text{O}$ oxidante (MnO_4^-) reductor (Sn^{2+})

48. 2012-J_{A3}- A partir de los valores de los potenciales estándar proporcionados en este enunciado, razone si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa:

- Cuando se introduce una barra de cobre en una disolución de nitrato de plata, se recubre de plata.
- Los iones Zn²⁺ reaccionan espontáneamente con los iones Pb²⁺, al ser positivo el potencial resultante.
- Cuando se introduce una disolución de Cu²⁺ en un recipiente de plomo, se produce una reacción química.
- Cuando se fabrica una pila con los sistemas Ag⁺/Ag y Zn²⁺/Zn, el ánodo es el electrodo de plata.

Datos. E⁰(Ag⁺/Ag) = 0,80 V; E⁰(Zn²⁺/Zn) = -0,76 V; E⁰(Pb²⁺/Pb) = -0,14 V; E⁰(Cu²⁺/Cu) = 0,34 V

Sol: a) Verdad, la plata oxida al Cu E⁰ = 0,46 V (espontánea); b) Falso, no puede haber reacción redox si no hay una especie que se oxide; c) Verdad, el cobre oxida al Pb E⁰ = 0,48 > 0, espontáneo.; d) Falsa, E⁰ = E⁰cátodo - E⁰ánodo = -0,76 - (0,80) = -1,56 V E⁰ < 0, El electrodo de plata sería el cátodo

49. 2012-J_{B4}- Se quiere recubrir la superficie superior de una pieza metálica rectangular de 3 cm x 4 cm con una capa de níquel de 0,2 mm de espesor realizando la electrolisis de una sal de Ni²⁺.

- Escriba la semirreacción que se produce en el cátodo.
- Calcule la cantidad de níquel que debe depositarse.
- Calcule el tiempo que debe transcurrir cuando se aplica una corriente de 3 A.

Datos. Densidad del níquel = 8,9 g·cm⁻³; F = 96485 C; Masa atómica Ni = 58,7.

Sol: a) $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$; b) 2,136 g de Ni = 0,0364 mol de Ni; c) 2341 s

50. 2012-M_{A3}- S A partir de los potenciales que se dan en los datos, justifique:

- La pareja de electrodos con la que se construirá la pila galvánica con mayor potencial. Calcule su valor.
- Las semirreacciones del ánodo y el cátodo de la pila del apartado anterior.
- La pareja de electrodos con la que se construirá la pila galvánica con menor potencial. Calcule su valor.
- Las semirreacciones del ánodo y el cátodo de la pila del apartado anterior.

Datos. E⁰(Sn²⁺/Sn) = -0,14 V; E⁰(Pt²⁺/Pt) = 1,20 V; E⁰(Cu²⁺/Cu) = 0,34 V; E⁰(Al³⁺/Al) = -1,79 V

Sol: a) Pt²⁺/Pt y Al³⁺/Al E⁰ = 2,99 V b) ánodo: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$ cátodo: $\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pt}$ c) Sn²⁺/Sn y Cu²⁺/Cu E⁰ = 0,48 V d) ánodo: $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^-$ cátodo: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

51. 2012-M_{B5}. Se requieren 2 g de una disolución acuosa comercial de peróxido de hidrógeno para reaccionar totalmente con 15 mL de una disolución de permanganato de potasio (KMnO₄) 0,2 M, en presencia de cantidad suficiente de ácido sulfúrico, observándose el desprendimiento de oxígeno molecular, a la vez que se forma sulfato de manganeso (II).

- Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción y la reacción molecular global del proceso.
- Calcule la riqueza en peso de la disolución comercial de peróxido de hidrógeno, y el volumen de oxígeno desprendido, medido a 27°C y una presión de 700 mm Hg.

Datos. R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹. Masas atómicas: H = 1; O = 16.

Sol: a) $2 \text{KMnO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$ b) 12,75% masa; 0,2 L de O₂

52. 2011-S_{B4}. A 50 mL de una disolución ácida de MnO₄⁻, 1,2 M se le añade un trozo de 14,7 g de Ni(s), obteniéndose Mn²⁺ y Ni²⁺.

- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción, y la reacción iónica global.
- Justifique cuantitativamente que el MnO₄⁻ sea el reactivo limitante.
- Calcule la concentración final de iones Ni²⁺ y Mn²⁺ en disolución, si el volumen no ha variado.
- Determine la masa de Ni que queda sin reaccionar. Dato. Masa atómica Ni = 58,7.

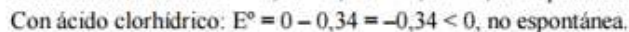
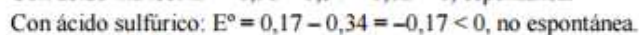
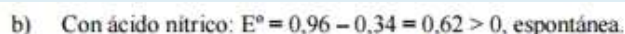
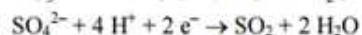
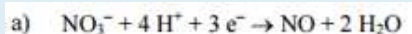
Sol: a) $2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ + 5 \text{Ni} \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Ni}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$; b) $n_{\text{o MnO}_4^-} = 0,06$ $n_{\text{o Ni}} = 0,25$ reactivo limitante KMnO₄; c) $[\text{Mn}^{2+}] = 1,2 \text{M}$, $[\text{Ni}^{2+}] = 3 \text{M}$; d) 5,87 g de Ni

53. 2011-S_{A3}. Se intenta oxidar cobre metálico (Cu → Cu²⁺ + 2e⁻) por reacción con ácido nítrico, ácido sulfúrico y ácido clorhídrico. Considerando los potenciales indicados:

- Escriba y ajuste las semirreacciones de reducción de los tres ácidos.
- Halle E⁰ para las reacciones de oxidación del cobre con los tres ácidos y justifique que solo una de ellas es espontánea.

Datos. E⁰ (Cl₂ / Cl⁻) = 1,36 V; E⁰ (Cu²⁺ / Cu) = 0,34 V; E⁰ (NO₃⁻ / NO) = 0,96 V; E⁰ (SO₄²⁻ / SO₂) = 0,17 V.

SOLUC



54. 2011-J_{A3}. Suponiendo una pila galvánica formada por un electrodo de Ag (s) sumergido en una disolución de AgNO₃ y un electrodo de Pb (s) sumergido en una disolución de Pb(NO₃)₂, indique:

- La reacción que tendrá lugar en el ánodo.
- La reacción que tendrá lugar en el cátodo.
- La reacción global.
- El potencial de la pila.

Datos. E⁰ (Ag⁺/Ag) = 0,80 V; E⁰ (Pb²⁺/Pb) = -0,13 V.

Sol: a) ánodo: $\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$; b) cátodo: $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$; c) $\text{Pb} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{Ag}$; d) E⁰ = 0,93 V

55. 2011-J_{B4}. Se hace reaccionar completamente una muestra de dióxido de manganeso con ácido clorhídrico comercial, de una riqueza en peso del 38% y de densidad 1,18 kg·L⁻¹, obteniéndose cloro gaseoso y Mn²⁺.

- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción.
- Escriba la reacción molecular global que tiene lugar.
- ¿Cuál es la masa de la muestra de MnO₂ si se obtuvieron 7,3 L de gas cloro, medidos a 1 atm y 20 °C?
- ¿Qué volumen de ácido clorhídrico comercial se consume?

Datos. R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹; Masas atómicas: H = 1; O = 16; Cl = 35,5; Mn = 55.

Sol: a) oxidación: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$ reducción: $\text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$; b) $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ c) 26,43 g de MnO₂; d) 99 mL de HCl

56. 2011-M_{A3}. Con los datos de potenciales normales de Cu²⁺/Cu y Zn²⁺/Zn, conteste razonadamente:

- ¿Se produce reacción si a una disolución acuosa de sulfato de zinc se le añade cobre metálico?
- Para hacer una celda electrolítica con las dos especies del apartado a), ¿qué potencial mínimo habrá que aplicar?
- Para la celda electrolítica del apartado b) ¿Cuáles serán el polo positivo, el negativo, el cátodo, el ánodo y qué tipo de semirreacción se produce en ellos?
- ¿Qué sucederá si añadimos zinc metálico a una disolución de sulfato de cobre?

Datos. E⁰ (Zn²⁺/Zn) = -0,76 V, E⁰ (Cu²⁺/Cu) = 0,34 V

Sol: a) No se produciría, E⁰ = E⁰ cátodo - E⁰ ánodo = -0,76 - 0,34 = -1,1 V, E⁰ < 0; b) al menos 1,10 V c) (-) cátodo = reducción del Zn; (+) ánodo = oxidación Cu d) espontáneo E⁰ = 1,10 V

- 57. 2011-M_{B4}.** El dicromato de potasio oxida al yoduro de sodio en medio ácido sulfúrico formándose, entre otros, sulfato de sodio, sulfato de potasio, sulfato de cromo(III) y yodo molecular.
- Formule las semirreacciones de oxidación y reducción.
 - Formule la reacción iónica y diga cuáles son las especies oxidante y reductora.
 - Formule la reacción molecular.
 - Si tenemos 120 mL de disolución de yoduro de sodio y se necesitan para su oxidación 100 mL de disolución de dicromato de potasio 0,2 M, ¿cuál es la molaridad de la disolución de yoduro de sodio?

*Sol: a) oxi.: $2 I^- \rightarrow I_2 + 2 e^-$ red.: $Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e^- \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$; b) $Cr_2O_7^{2-} + 6 I^- + 14 H^+ \rightarrow 2 Cr^{3+} + 3 I_2 + 7 H_2O$
oxidante: $K_2Cr_2O_7$; reductor: NaI ; c) $K_2Cr_2O_7 + 6 NaI + 7 H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3 Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 3 I_2 + 7 H_2O$; d) 1 M*

- 58. 2010-S_{GA3}.** Dados los siguientes pares redox: Mg^{2+}/Mg ; Cl_2/Cl^- ; Al^{3+}/Al ; Ag^+/Ag

- Escriba y ajuste las semirreacciones de reducción de cada uno de ellos.
- ¿Qué especie sería el oxidante más fuerte? Justifique su respuesta.
- ¿Qué especie sería el reductor más fuerte? Justifique su respuesta.
- ¿Podría el Cl_2 oxidar al Al^{3+} ? Justifique su respuesta.

Datos. $E^\circ (Mg^{2+}/Mg) = -2,37 V$; $E^\circ (Cl_2/Cl^-) = 1,36 V$; $E^\circ (Al^{3+}/Al) = -1,66 V$; $E^\circ (Ag^+/Ag) = 0,80 V$

*Sol: a) $Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$; $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$; $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$; $Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag$ b) oxidante más fuerte, el Cl_2 ;
c) reductor más fuerte, el Mg ; d) No, no se puede oxidar más.*

- 59. 2010-S_{GB2}.** En dos recipientes que contienen 100 mL de disolución 1 M de sulfato de zinc y de nitrato de plata, respectivamente, se introducen electrodos de cobre metálico. Si solo en uno de ellos se produce reacción:

- Calcule los potenciales estándar de las dos posibles reacciones y justifique cuál se produce de forma espontánea. Para el proceso espontáneo, indique la especie que se oxida y la que se reduce.
- Calcule qué masa de cobre ha reaccionado en el proceso espontáneo cuando se gasta todo el otro reactivo.

Datos. $E^\circ (Zn^{2+}/Zn) = -0,76 V$, $E^\circ (Cu^{2+}/Cu) = 0,34 V$, $E^\circ (Ag^+/Ag) = 0,80 V$; masa atómica Cu = 63,5

Sol: a) $E^\circ (Zn^{2+}/Zn) - E^\circ (Cu^{2+}/Cu) = -1,1V$ (no espontánea) // $E^\circ (Ag^+/Ag) - E^\circ (Cu^{2+}/Cu) = 0,46V$ (espontánea); b) 3,175 g Cu

- 60. 2010-S_{EA3}.** - El dicromato de potasio oxida al yoduro de sodio en medio ácido sulfúrico originándose, entre otros, sulfato de sodio, sulfato de cromo(III) y yodo.

- Formule las semirreacciones de oxidación y reducción.
- Formule la reacción iónica y diga cuáles son las especies oxidante y reductora.
- Formule la reacción molecular.
- Justifique si el dicromato de potasio oxidaría al cloruro de sodio.

Datos. $E^\circ (Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}) = 1,33 V$; $E^\circ (Cl_2/Cl^-) = 1,36 V$

*Sol: a) oxidación: $2 I^- \rightarrow I_2 + 2 e^-$ reducción: $Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e^- \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$;
c) $K_2Cr_2O_7 + 6 NaI + 7 H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3 Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 3 I_2 + 7 H_2O$; d) $E^\circ = -0,03$ no lo oxidaría*

- 61. 2010-S_{EB1}.** El cadmio metálico reacciona con ácido nítrico concentrado produciendo monóxido de nitrógeno como uno de los productos de la reacción:

- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción, así como la ecuación molecular global.
- Calcule el potencial de la reacción y justifique si la reacción se produce de manera espontánea.
- ¿Qué volumen de ácido nítrico 12 M es necesario para consumir completamente 20,2 gramos de cadmio?

Datos. Masa atómica de Cd = 112; $E^\circ (Cd^{2+}/Cd) = -0,40 V$, $E^\circ (NO_3^-/NO) = 0,96 V$

SOLUCIÓN

a) Reacción de oxidación: $Cd - 2 e^- \rightarrow Cd^{2+}$ (x3)
 Reacción de reducción: $NO_3^- + 4 H^+ + 3 e^- \rightarrow NO + 2 H_2O$ (x2)
 Ecuación molecular global: $3 Cd + 8 HNO_3 \rightarrow 3 Cd(NO_3)_2 + 2 NO + 4 H_2O$

b) $E^\circ = E^\circ (NO_3^-/NO) - E^\circ (Cd^{2+}/Cd) = 0,96 - (-0,4) = 1,36 V > 0$, espontánea.

c) $n(Cd) = \frac{m}{Pm} = \frac{20,2}{112} = 0,1804$ moles de Cd $n(HNO_3) = 0,1804$ moles de Cd $\cdot \frac{8 \text{ moles de } HNO_3}{3 \text{ moles de Cd}} = 0,481$ moles de HNO_3
 $n(HNO_3) = V \cdot M$; $0,481 = V \cdot 12$; $V = 0,04 L = 40 mL$

- 62. 2010-J_{CA3}.** Suponiendo una pila galvánica formada por un electrodo de Mg(s) sumergido en una disolución de $Mg(NO_3)_2$ y un electrodo de Cu(s) sumergido en una disolución de $Cu(NO_3)_2$, indique:

- La reacción que tendrá lugar en el ánodo.
- La reacción que tendrá lugar en el cátodo.
- La reacción global.
- El potencial de la pila.

Datos. $E^\circ (Mg^{2+}/Mg) = -2,37 V$; $E^\circ (Cu^{2+}/Cu) = 0,34 V$

Sol: a) ánodo: $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$; b) cátodo: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$; c) $Mg + Cu^{2+} \rightarrow Mg^{2+} + Cu$; d) $E^\circ = E^\circ \text{ cátodo} - E^\circ \text{ ánodo} = 2,71 V$

63. 2010-J_{CB1}. 58,5 gramos de bismuto metálico reaccionan completamente con una disolución de ácido nítrico 14 M, obteniéndose monóxido de nitrógeno y Bi^{3+} .

- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción.
- Escriba la reacción molecular global que tiene lugar.
- ¿Qué volumen de disolución de ácido nítrico es necesario?
- ¿Qué volumen de NO, medido a 1 atm y 25°C, se obtiene?

Datos. Masa atómica: Bi = 209; R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹

Sol: a) oxidación: $\text{Bi}(s) \rightarrow \text{Bi}^{3+} + 3e^-$; reducción: $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$; b) $\text{Bi} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$; c) 80 mL; d) 6,84 L de NO

64. 2010-J_{GA3} Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- En una pila galvánica, la reacción de reducción tiene lugar en el ánodo.
- En la pila Daniell, la reducción de los cationes Cu^{2+} tiene lugar en el polo positivo de la pila.
- En una pila galvánica, el polo negativo recibe el nombre de cátodo.
- En la pila Daniell, la oxidación del Zn tiene lugar en el ánodo.

Sol: a) Falso: la reducción ocurre en el cátodo y la oxidación en el ánodo; b) Verdad, los iones Cu^{2+} de la disolución se reducen en el cátodo pasando a Cu metálico; c) Falso: en una pila el polo negativo es el ánodo; d) Verdad, el Zn se oxida en el ánodo, pasando los iones Zn^{2+} a la disolución.

65. 2010-J_{GB1}. Se realiza la electrolisis de CaCl_2 fundido.

- Formule las semirreacciones que se producen en el cátodo y en el ánodo.
- ¿qué volumen de cloro, medido a 0°C y 1 atm, se obtiene haciendo pasar una corriente de 12 A durante 8 h?
- ¿Durante cuántas horas debe estar conectada la corriente de 12 A para obtener 20 gramos de calcio?

Datos. R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹; F = 96485 C; Masa atómica Ca = 40

Sol: a) ánodo: oxidación $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e^-$ cátodo: reducción $\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ca}$; b) 40,1 L de Cl_2 ; c) 2,23 h

66. 2010-J_{EA3}. Para los pares redox: Cl_2/Cl^- , I_2/I^- y $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$:

- Indique los agentes oxidantes y reductores en cada caso.
- Justifique si se producirá una reacción redox espontánea al mezclar Cl_2 con una disolución de KI.
- Justifique si se producirá una reacción espontánea al mezclar I_2 con una disolución que contiene Fe^{2+} .
- Para la reacción redox espontánea de los apartados b) y c), ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción y la reacción iónica global.

Datos. $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$; $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,53 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$.

Sol: a) oxidante: Cl_2 reductor: I; b) $E^\circ > 0$ si se produce; c) $E^\circ < 0$ no se produce; d) $2\text{I}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{Cl}^-$

67. 2010-J_{EB2}. Al mezclar sulfuro de hidrógeno con ácido nítrico se forma azufre, dióxido de nitrógeno y agua.

- Formule las semirreacciones de oxidación y reducción.
- Formule la reacción molecular global indicando las especies oxidante y reductora.
- ¿qué masa de azufre se obtiene a partir de 24 cm³ de ácido nítrico comercial de 65 % en masa $d = 1,39 \text{ g/cm}^3$?
- Calcule el volumen de dióxido de nitrógeno que se obtiene, medido a 700 mm de Hg y 25°C

Datos: R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹; masas moleculares: H = 1; N = 14; O = 16; S = 32

SOLUCIÓN

- Reacción de oxidación: $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S} + 2e^-$
Reacción de reducción: $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 1e^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} (\times 2)$
- $2\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
oxidante: HNO_3 ; reductor: H_2S
- $[\text{HNO}_3] = \frac{d \cdot \% \cdot 10}{Pm} = \frac{1,39 \cdot 65 \cdot 10}{63} = 14,34 \text{ M}$ $n(\text{HNO}_3) = V \cdot M = 0,024 \cdot 14,34 = 0,3442 \text{ moles de HNO}_3$
 $n(\text{S}) = 0,3442 \text{ moles de HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de S}}{2 \text{ moles de HNO}_3} = 0,1721$
- $V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,3442 \cdot 0,082 \cdot 298}{700/760} = 9,13 \text{ L}$ $m(\text{S}) = n(\text{S}) \cdot Pm = 0,1721 \cdot 32 = 5,51 \text{ g de S}$

68. 2010-M_{B2}. La electrólisis de una disolución acuosa de BiCl_3 en medio neutro origina Bi (s) y Cl_2 (g).

- Escriba las semirreacciones iónicas en el cátodo y en el ánodo y la reacción global del proceso, y calcule el potencial estándar correspondiente a la reacción global.
- Calcule la masa de bismuto metálico y el volumen de cloro gaseoso, medido a 25°C y 1 atm, obtenidos al cabo de dos horas, cuando se aplica una corriente de 1,5 A.

Datos. F = 96485 C/mol; R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹; masas atóm.: Cl = 35,5; Bi = 209; $E^\circ(\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}) = 0,29 \text{ v}$; $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ v}$

Sol: a) cátodo: $\text{Bi}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Bi}$ ánodo: $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$; b) 7,73 g de Bi y 1,37 L de Cl_2