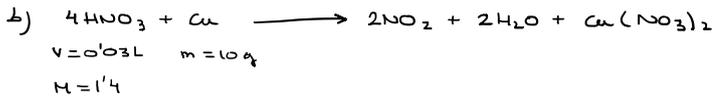


• Hay que terminar la reacción: $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \longrightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

• La ajustamos con la reacción iónica: $4\text{HNO}_3 + \text{Cu} \longrightarrow 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ REACCIÓN MOLECULAR.



• Sacamos moles de Cu: $10\text{g Cu} \cdot \frac{1\text{mol}}{63,5\text{g}} = 0,157\text{ moles}$

• Sacamos moles HNO_3 : $n = M \cdot V = 0,03 \cdot 1,4 = 0,042\text{ moles}$

Sabemos que por un mol de Cu se utiliza 4 moles de HNO_3 . No hay $0,157 \cdot 4 = 0,628\text{g}$ de HNO_3 , así que es el limitante.

c) $0,042\text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{1\text{mol Cu}^{2+}}{4\text{ moles HNO}_3} = 1,05 \cdot 10^{-2}\text{ mol Cu}^{2+} \Rightarrow [\text{Cu}^{2+}] = \frac{n}{V} = \frac{1,05 \cdot 10^{-2}}{0,03} = 0,35\text{ M}$

d) Obtenemos los moles utilizados de Cu: $0,042\text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{1\text{mol Cu}}{4\text{ mol HNO}_3} = 1,05 \cdot 10^{-2}\text{ mol Cu}$

$n_{\text{exceso}} = 0,157 - 1,05 \cdot 10^{-2} = 0,147\text{ moles}$

$0,147\text{ moles Cu} \cdot \frac{63,5\text{g Cu}}{1\text{mol Cu}} = 9,33\text{g Cu}$

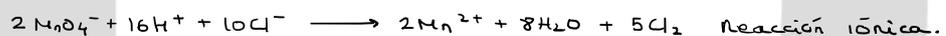
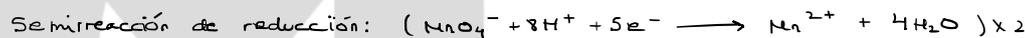
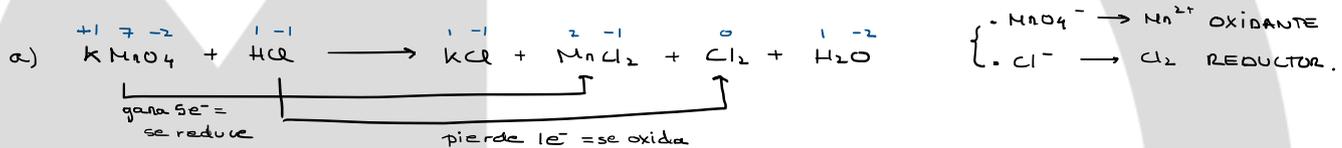
2022 JULIO A.5

El permanganato de potasio reacciona con el ácido clorhídrico produciendo cloruro de potasio, cloruro de manganeso(II), agua y cloro molecular.

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular utilizando el método del ion-electrón. Indique las especies oxidante y reductora.

b) Determine el volumen de ácido clorhídrico comercial del 36% de riqueza en peso y densidad $1,18\text{ g mL}^{-1}$ que se necesitará para que reaccionen completamente 5,00 g de permanganato de potasio.

Datos. Masas atómicas (u): H = 1,0; O = 16,0; Cl = 35,5; K = 39,1; Mn = 55,0.



5g. 24,2%
36%

$d = 1,18\text{g/mL}$

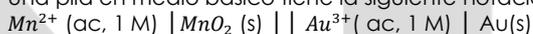
$M_m(\text{KMnO}_4) = 1 \cdot 39,1 + 1 \cdot 55 + 4 \cdot 16 = 158,1\text{g/mol}$

$M_m(\text{HCl}) = 1 \cdot 1 + 1 \cdot 35,5 = 36,5\text{g/mol}$

③ $5\text{g de KMnO}_4 \cdot \frac{1\text{ mol KMnO}_4}{158,1\text{g KMnO}_4} \cdot \frac{16\text{ mol HCl}}{2\text{ mol KMnO}_4} \cdot \frac{36,5\text{g HCl}}{1\text{ mol HCl}} \cdot \frac{100\text{g disolución}}{36\text{g HCl}} \cdot \frac{1\text{ mL}}{1,18\text{g dis.}} = 21,74\text{ mL}$

2022 JULIO B.5

Una pila en medio básico tiene la siguiente notación:

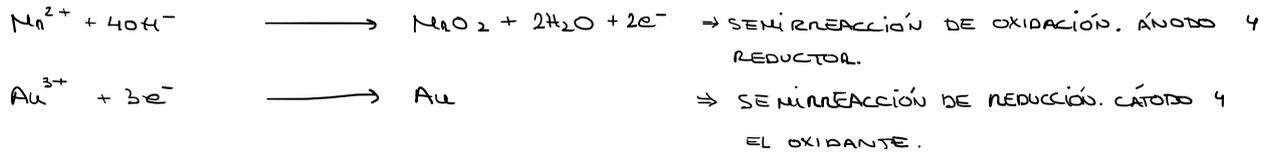


a) Escriba ajustadas por el método ion-electrón las semirreacciones de oxidación y reducción, indicando el ánodo, el cátodo y qué especies actúan como oxidante y reductora.

b) Determine el potencial de la pila y prediga la espontaneidad del proceso redox.

Datos. $E^0(\text{V}): \text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+} = 1,23; \text{Au}^{3+}/\text{Au} = 1,50$.

a) En la notación de una pila va primero el ánodo.



b) $\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_2 = -1'23$ y $\text{Au}^{3+}/\text{Au} = 1'5 \Rightarrow E^{\circ} \text{ pila} = -1'23 + 1'5 = \boxed{0,27\text{V}}$

Como el $E^{\circ} \text{ pila}$ es positivo, la reacción es espontánea ya que $\Delta G < 0$ ($\Delta G = -n \cdot F \cdot E$)

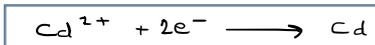
2022 JUNIO COINCIDENTE A.5

Se lleva a cabo la electrólisis de una disolución acuosa de sulfato de cadmio. Calcule:

a) El tiempo necesario para depositar 10 g de cadmio en el cátodo, si la intensidad de corriente es de 2,5 A. Escriba ajustada la reacción que tiene lugar.

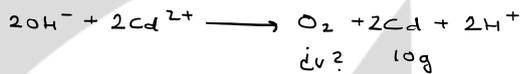
b) El volumen de oxígeno desprendido en el ánodo a 27 °C y 710 mm de Hg en el mismo tiempo. Escriba ajustada la reacción que tiene lugar.

Datos. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Masa atómica (u): $\text{Cd} = 112,4$; $F = 96485 \text{ C mol}^{-1}$.



Utilizando las leyes de Faraday: $m = \frac{Mm}{z \cdot F} \cdot Q$ y $Q = I \cdot t$

$\Rightarrow m = \frac{Mm}{z \cdot F} \cdot I \cdot t \Rightarrow \frac{m \cdot z \cdot F}{Mm \cdot I} = t \Rightarrow t = \frac{10 \cdot 2 \cdot 96485}{112,4 \cdot 2,5} = \boxed{6,87 \cdot 10^3 \text{ s}}$



$\bullet 10 \text{ g Cd} = \frac{1 \text{ mol Cd}}{112,4 \text{ g Cd}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol Cd}} = 4,45 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}_2$

$\bullet P \cdot V = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{4,45 \cdot 10^{-2} \cdot 0,082 \cdot 300}{0,91}$

$\Rightarrow \boxed{V = 1,2 \text{ L de O}_2}$

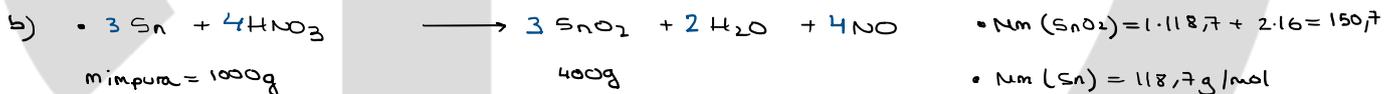
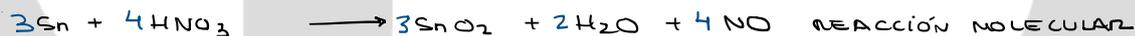
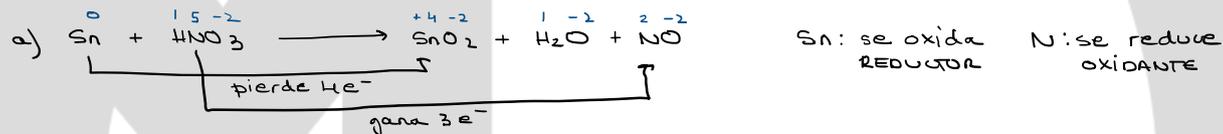
2022 JUNIO COINCIDENTE B.4

En la reacción entre el estaño y el ácido nítrico, se produce dióxido de estaño y agua, y se desprende monóxido de nitrógeno.

a) Escriba ajustadas las semirreacciones de oxidación y reducción por el método de ion-electrón, la reacción iónica y la molecular, e indique las especies oxidante y reductora.

b) Obtenga el porcentaje de estaño que contiene 1 kg de aleación que ha producido 400,0 g de dióxido de estaño.

Datos. Masas atómicas (u): $\text{O} = 16,0$; $\text{Sn} = 118,7$.



$\bullet 400 \text{ g SnO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SnO}_2}{150,7 \text{ g SnO}_2} \cdot \frac{3 \text{ mol Sn}}{3 \text{ mol SnO}_2} \cdot \frac{118,7 \text{ g Sn}}{1 \text{ mol Sn}} = 315,06 \text{ g Sn}$

$\bullet \% \text{ masa} = \frac{m_{\text{Sn}}}{m_{\text{imp}}} \cdot 100 = \frac{315,6}{1000} \cdot 100 = \boxed{31,56\%}$

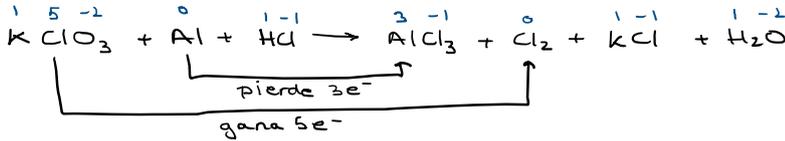
2022 JUNIO A.5

El clorato de potasio, en medio ácido, reacciona con aluminio formándose triclورو de aluminio, cloro molecular, cloruro de potasio y agua.

- a) Formule y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción que tienen lugar.
 b) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
 c) Calcule el volumen de una disolución de clorato de potasio de concentración $1,67 \text{ g L}^{-1}$ que se necesita para oxidar $0,54 \text{ g}$ de aluminio.

Datos. Masas atómicas (u): O = 16,0; Al = 27,0; Cl = 35,5; K = 39,1.

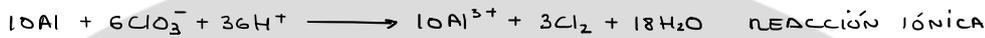
a) El ácido de los reactivos debe ser HCl, porque tiene que haber un Cl con valencia -1 en los reactivos.



- $\text{Al} \longrightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^- \Rightarrow$ SEMIRREACCIÓN DE OXIDACIÓN
- $2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- \longrightarrow \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \Rightarrow$ SEMIRREACCIÓN DE REDUCCIÓN

b) $(\text{Al} \longrightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^-) \times 10$

$(2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- \longrightarrow \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}) \times 3$



c) $[\text{KClO}_3] = 1,67 \text{ g/L}$ $m_{\text{Al}} = 0,54 \text{ g}$ • $M_m(\text{Al}) = 27 \text{ g/L}$ • $M_m(\text{KClO}_3) = 1 \cdot 39,1 + 1 \cdot 35,5 + 3 \cdot 16 = 122,6 \text{ g/mol}$
 ¿V_{KClO3}?

$$0,54 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27 \text{ g Al}} \cdot \frac{6 \text{ mol KClO}_3}{10 \text{ mol Al}} \cdot \frac{122,6 \text{ g}}{1 \text{ mol KClO}_3} = 1,471 \text{ g KClO}_3$$

$$C (\text{g/L}) = \frac{m_s}{V_D} \Rightarrow 1,67 = \frac{1,471}{V_D} \Rightarrow V = \frac{1,471}{1,67} = \boxed{0,88 \text{ L}}$$

2022 JUNIO B.5

Responda las siguientes cuestiones:

a) Dibuje el esquema de una pila utilizando como electrodos una barra de cadmio y otra de plata. Identifique todos los elementos que la forman, e indique el sentido del movimiento de los electrones.

b) Escriba las reacciones que tienen lugar en el cátodo y en el ánodo, y calcule el potencial de la pila.

Datos. $E^\circ (\text{V}): \text{Cd}^{2+}/\text{Cd} = -0,40; \text{Ag}^+/\text{Ag} = 0,80.$



- El de mayor potencial de reducción es el que se reduce.
- Así que se reduce la plata, y es el cátodo y el polo +.
- Se oxida el cadmio, es el ánodo y el polo negativo.

• El sentido de los e^- va desde el ánodo hasta el cátodo, por tanto del Cd a la Ag.

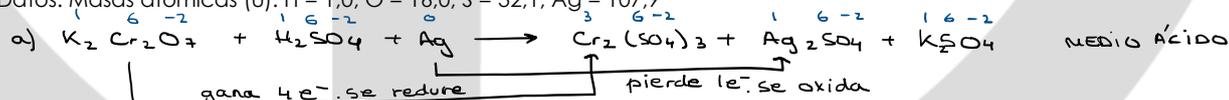


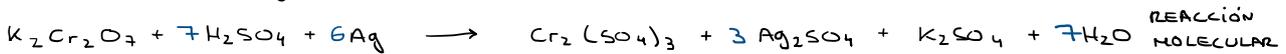
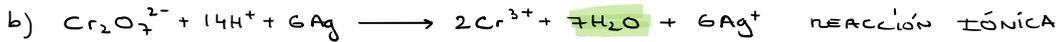
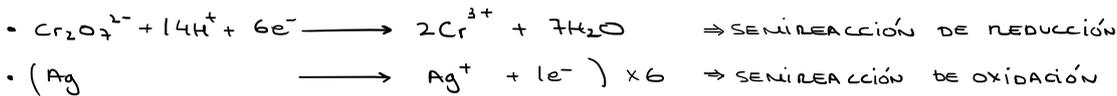
2022 MODELO A.5

Una disolución de dicromato de potasio en medio ácido sulfúrico, reacciona con plata y se forma sulfato de cromo (III), sulfato de plata y sulfato de potasio.

- a) Formule y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción que tienen lugar.
 b) Ajuste las reacciones iónica y molecular globales por el método del ion-electrón.
 c) Calcule el volumen de disolución de ácido sulfúrico de concentración $1,47 \text{ g L}^{-1}$ que se necesita para oxidar $2,16 \text{ g}$ de plata.

Datos. Masas atómicas (u): H = 1,0; O = 16,0; S = 32,1; Ag = 107,9





c) $m_{\text{Ag}} = 2,16\text{g} \quad C_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1,47\text{g/L} \quad \bullet M_m(\text{Ag}) = 107,9\text{g/mol} \quad M_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 4 \cdot 16 = 98\text{g/mol}$

• $2,16\text{g Ag} \cdot \frac{1\text{mol Ag}}{107,9\text{g Ag}} \cdot \frac{1\text{mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{6\text{mol Ag}} \cdot \frac{98\text{g}}{1\text{mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,327\text{g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

• $C_{\text{g/L}} = \frac{m_s}{V_D} \Rightarrow V_D = \frac{m_s}{C_{\text{g/L}}} = \frac{0,327}{1,47} = 0,22\text{L}$

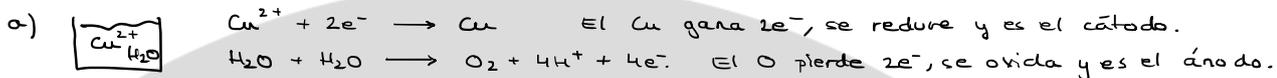
2022 MODELO B.4

Se lleva a cabo la electrólisis de una disolución acuosa de cobre (II).

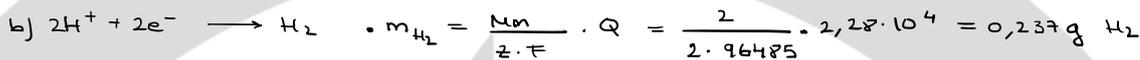
a) Escriba las reacciones que se producen en el cátodo y en el ánodo y calcule la carga necesaria para depositar 7,5 g de cobre.

b) Si se utiliza la misma carga del apartado anterior para llevar a cabo la electrólisis del agua, ¿qué volumen de hidrógeno se desprende a 33 °C y 726 mmHg?

Datos. $R = 0,082\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. $F = 96485\text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masa atómica (u): $\text{Cu} = 63,5$.



• $m = \frac{M_m}{z \cdot F} \cdot Q \Rightarrow 7,5 = \frac{63,5}{2 \cdot 96485} \cdot Q \Rightarrow Q = \frac{7,5 \cdot 2 \cdot 96485}{63,5} = 2,28 \cdot 10^4\text{ C}$



• $P = \frac{726}{760} = 0,955\text{ atm}$ • $T = 273 + 33 = 306\text{ K}$

• $n = \frac{m}{M_m} = \frac{0,237}{2} = 0,118\text{ mol}$ • $P \cdot V = nRT \Rightarrow V = \frac{0,118 \cdot 0,082 \cdot 306}{0,955} = 3,1\text{ L}$

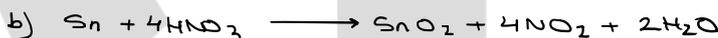
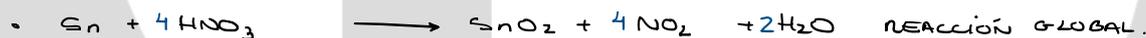
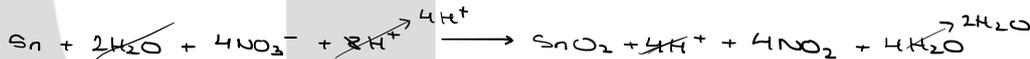
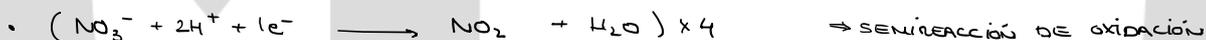
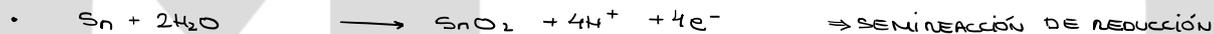
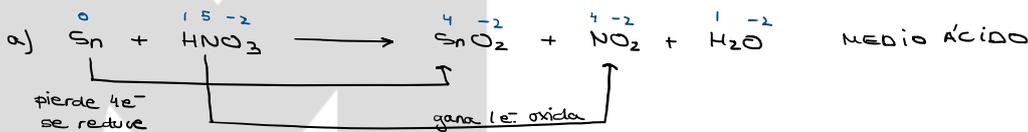
2021 JULIO COINCIDENTES A.5

El estaño metálico reacciona con el ácido nítrico y forma óxido de estaño (IV), dióxido de nitrógeno y agua.

a) Escriba y ajuste por el método del ion-electrón las semirreacciones de oxidación y reducción, y la reacción molecular global que tienen lugar.

b) Calcule el volumen de una disolución de ácido nítrico del 16,0% en masa y densidad $1,09\text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ que reacciona con 3,0 g de estaño.

Datos. Masas atómicas: $\text{H} = 1,0$; $\text{N} = 14,0$; $\text{O} = 16,0$; $\text{Sn} = 118,7$.



• $M_m(\text{Sn}) = 118,7\text{g/mol}$

• $M_m(\text{HNO}_3) = 1 \cdot 1 + 1 \cdot 14 + 3 \cdot 16 = 63\text{g/mol}$

3g
16%
 $d = 1,09\text{g/mL}$

• $3\text{g Sn} \cdot \frac{1\text{mol Sn}}{118,7\text{g Sn}} \cdot \frac{4\text{mol HNO}_3}{1\text{mol Sn}} \cdot \frac{100\text{g disolución}}{16\text{g HNO}_3} \cdot \frac{1\text{mL}}{1,09\text{g}} = 0,58\text{ mL}$

2021 JULIO COINCIDENTES B.5

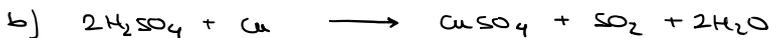
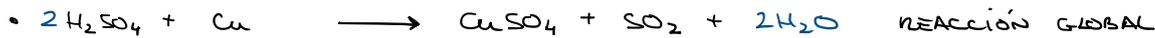
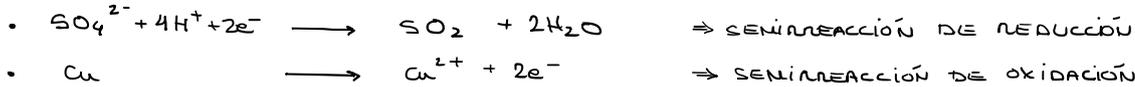
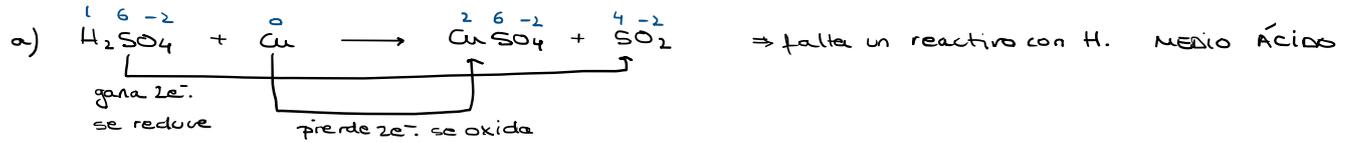
Se hacen reaccionar 20,0 mL de ácido sulfúrico de densidad $1,836\text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ y 98,0% de riqueza en masa con 26,5 g de cobre que tiene un 5,0% de impurezas, obteniéndose sulfato de cobre (II) y dióxido de azufre.

a) Escriba y ajuste utilizando el método del ion electrón, las semirreacciones de oxidación y reducción, y la reacción molecular global.

b) Justifique numéricamente cuál es el reactivo limitante de esta reacción.

c) Calcule la masa de sulfato de cobre (II) que se obtiene.

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



$v = 20\text{ mL}$ $5\% \text{ imp}$
 $d = 1,836\text{ g/mL}$ $26,5\text{ g}$
 $\%m = 98\%$

• $M_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 + 32 + 4 \cdot 16 = 98\text{ g/mol}$

• Sacamos masa Cu : $0,95 \cdot 26,5 = 25,175\text{ g Cu}$ • $M_m(\text{Cu}) = 63,5\text{ g/mol}$

• Sacamos moles Cu : $n = \frac{m}{M_m} = \frac{25,175}{63,5} = 0,396$ moles de Cu tenemos

• Sacamos los moles que necesitamos tener para utilizar los 20 mL de la disolución de H_2SO_4

$20\text{ mL dis.} \cdot \frac{1,836\text{ g dis.}}{1\text{ mL}} \cdot \frac{98\text{ g H}_2\text{SO}_4}{100\text{ g dis.}} \cdot \frac{1\text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98\text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1\text{ mol Cu}}{2\text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,184$ mol de Cu necesitamos.

• Como los moles que tenemos (0,396) > moles necesitados (0,184), el Cu es EXCEDENTE y por tanto el reactivo limitante es el H_2SO_4

c) • $M_m(\text{CuSO}_4) = 1 \cdot 63,5 + 32 + 4 \cdot 16 = 159,5\text{ g/mol}$

• $0,184\text{ mol Cu} \cdot \frac{1\text{ mol CuSO}_4}{1\text{ mol Cu}} \cdot \frac{159,5\text{ g CuSO}_4}{1\text{ mol CuSO}_4} = 29,35\text{ g CuSO}_4$

2021 JULIO A.3

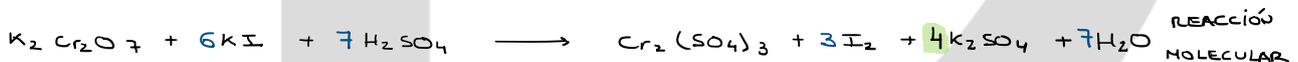
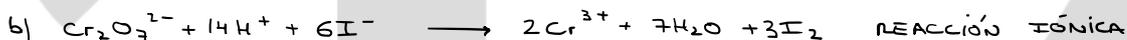
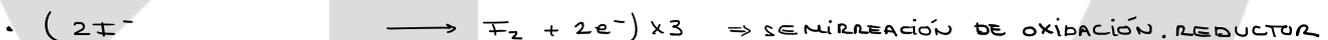
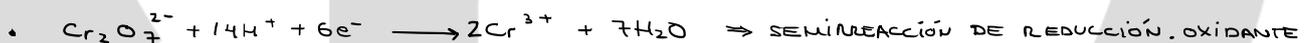
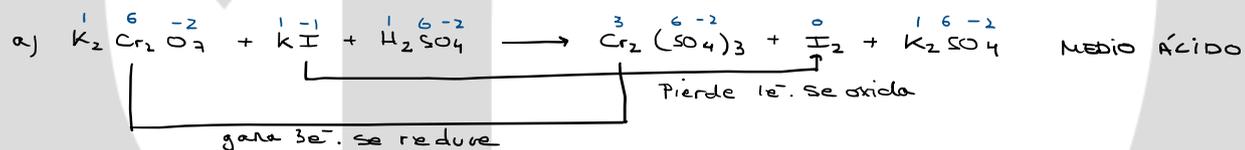
Se hacen reaccionar dicromato de potasio y yoduro de potasio en presencia de ácido sulfúrico, dando lugar a sulfato de cromo (III), yodo y sulfato de potasio.

a) Formule las semirreacciones de oxidación y reducción e indique las especies oxidante y reductora.

b) Ajuste la reacción iónica y molecular global por el método del ion-electrón.

c) Determine el volumen de una disolución 0,25 M de dicromato de potasio que se necesita para obtener 5,0 g de yodo.

Dato: Masa atómica: I = 127.



c) $M_{\text{I}_2} = 5\text{ g}$ $[\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7] = 0,25\text{ M}$ ¿ $V_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$? • $M_m(\text{I}_2) = 2 \cdot 127 = 254\text{ g/mol}$

• $5\text{ g I}_2 \cdot \frac{1\text{ mol I}_2}{254\text{ g I}_2} \cdot \frac{1\text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{3\text{ mol I}_2} = 6,56 \cdot 10^{-3}$ mol $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

$$\cdot [] = \frac{n}{V} \Rightarrow v = \frac{n}{[]} = \frac{6,56 \cdot 10^{-3}}{0,25} = 0,026 \text{ L}$$

2021 JULIO B.5

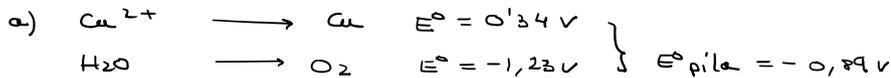
Responda las siguientes cuestiones a partir de la reacción de oxidación-reducción (no ajustada): $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$.

a) Razone si la reacción se produce de forma espontánea.

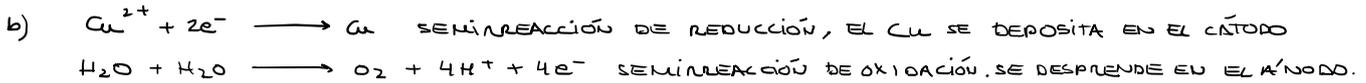
b) Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción, indicando en qué electrodo se deposita el cobre y en cuál se desprende oxígeno.

c) Determine cuánto cobre se deposita si se hace pasar una corriente de 0,50 amperios a través de 1,0 L de disolución de CuSO_4 0,2 M durante 4 horas.

Datos. $E^\circ(\text{V}): \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34; \text{O}_2/\text{H}_2\text{O} = 1,23$. $F = 96485 \text{ C}$. Masa atómica: $\text{Cu} = 63,5$.



Como $E^\circ_{\text{pila}} < 0$ es no espontánea ya que $\Delta G > 0$ donde $\Delta G = -n \cdot F E$



c) $I = 0,5 \text{ A}$ $v = 1 \text{ L}$ $[\text{CuSO}_4] = 0,2 \text{ M}$ $t = 4 \text{ horas} \cdot 3600 = 14400 \text{ s}$

Avenquamos el limitante de los e^- : $Q = I \cdot t = 0,5 \cdot 14400 = 7200 \text{ C}$

$$7200 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{96485 \text{ C}} = 7,46 \cdot 10^{-2} \text{ mol } e^- \text{ proporciona la corriente.}$$

$\cdot [] = \frac{n}{V} \Rightarrow n_{\text{CuSO}_4} = [] \cdot v = 0,2 \cdot 1 = 0,2 \text{ moles}$

Así que en la disolución hay 0,2 mol de Cu^{2+}

0,2 mol Cu^{2+} , $\frac{2 \text{ mol } e^-}{1 \text{ mol } \text{Cu}^{2+}} = 0,4 \text{ mol } e^-$ nos proporciona la disolución.

Así que el limitante es la corriente:

Si utilizamos las leyes de Faraday: $m_{\text{Cu}} = \frac{M_{\text{Cu}}}{z \cdot F} \cdot I \cdot t = \frac{63,5}{2 \cdot 96485} \cdot 0,5 \cdot 14400$

$$m_{\text{Cu}} = 2,37 \text{ g}$$

2021 JUNIO COINCIDENTE B.4

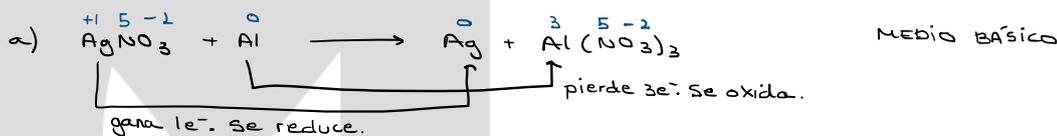
A 50 mL de una disolución de AgNO_3 0,5 M se le añaden 0,35 g de Al obteniéndose Ag y $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

a) Escriba y ajuste por el método del ion-electrón las semirreacciones de oxidación y reducción, y las reacciones iónica global y molecular. Indique cuál es la especie oxidante y cuál es la reductora.

b) Justifique la espontaneidad de la reacción.

c) Calcule la masa total de Ag que se obtiene.

Datos. Masas atómicas: $\text{H} = 1$, $\text{N} = 14$, $\text{Al} = 27$, $\text{Ag} = 108$. $E^\circ(\text{V}): \text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1,7$; $\text{Ag}^+/\text{Ag} = 0,8$.



$v = 50 \text{ mL}$ $m = 0,35 \text{ g}$

$M = 0,5 \text{ M}$

Primero hay que sacar el reactivo limitante: $n_{\text{AgNO}_3} = \frac{m}{M} \Rightarrow n = M \cdot v = 0,5 \cdot 0,05 = 0,025 \text{ mol AgNO}_3$

$0,025 \text{ mol AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol AgNO}_3} \cdot \frac{27 \text{ g Al}}{1 \text{ mol}} = 0,225 \text{ g de Ag}$ necesitamos con 0,025 moles de AgNO_3

• Como hay 0,35g de Al y solo vamos a utilizar 0,225g de Ag, la Ag está en exceso y el reactivo limitante es AgNO₃.

$$0,225 \text{ mol AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{3 \text{ mol AgNO}_3} \cdot \frac{108 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} = \boxed{0,9 \text{ g Ag}}$$

2021 JUNIO A.4

Se construye una pila formada por un electrodo de zinc, sumergido en una disolución 1 M de Zn(NO₃)₂ y conectado por un puente salino con un electrodo de cobre, sumergido en una disolución 1 M de Cu(NO₃)₂.

a) Ajuste las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo, y la reacción iónica global.

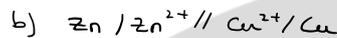
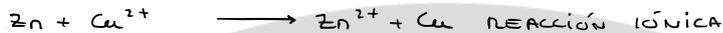
b) Escriba la notación de la pila y detalle para qué sirve el puente salino.

c) Indique en qué sentido circula la corriente en el conductor eléctrico.

d) Indique en qué electrodo se deposita cobre.

Datos. E°(V): Zn²⁺/Zn = -0,76; Cu²⁺/Cu = 0,34.

a) Como es una pila, debe ser espontánea y para ello el que se reduce es el que tiene mayor potencial de reducción. Se reduce el Cu.



El puente salino sirve para conectar las dos semiceldas y hacer que se mantengan neutras y no se carguen, porque si se cargan, se detiene la reacción.

c) La corriente eléctrica va desde el cátodo hacia el ánodo (en sentido contrario al movimiento de los electrones).

d) Se deposita en el cátodo que es donde los iones Cu²⁺ ganan e⁻ y se reducen.

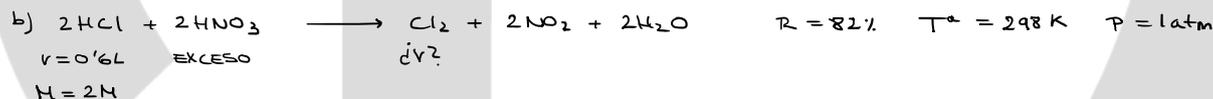
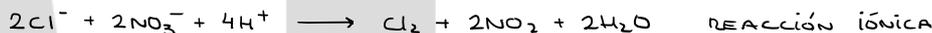
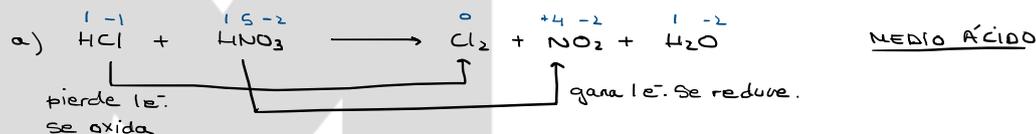
2021 JUNIO B.3

Se puede obtener cloro gaseoso en la oxidación del ácido clorhídrico con ácido nítrico, produciéndose también dióxido de nitrógeno y agua.

a) Indique cuál es la especie oxidante y cuál la reductora. Ajuste la reacción iónica global y la reacción molecular por el método del ion-electrón.

b) Sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 82%, calcule el volumen de cloro que se obtiene a 25 °C y 1,0 atm, cuando reaccionan 600 mL de una disolución 2,00 M de HCl con ácido nítrico en exceso.

Dato: R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.



$$\textcircled{1} M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = M \cdot V = 2 \cdot 0,6 = 1,2 \text{ moles HCl} \quad \textcircled{2} 1,2 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 0,6 \text{ moles Cl}_2$$

$$\textcircled{3} R = \frac{n_{\text{REALES}}}{n_{\text{TEÓRICAS}}} \cdot 100 \Rightarrow 82 = \frac{n_{\text{REALES}}}{0,6} \cdot 100 \Rightarrow n_{\text{REALES}} = \frac{82 \cdot 0,6}{100} = 0,492 \text{ moles Cl}_2$$

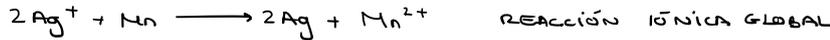
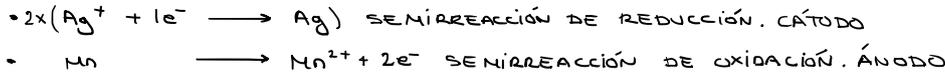
$$\textcircled{4} P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,492 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} \Rightarrow \boxed{V = 12,02 \text{ L}}$$

2021 MODELO A.5

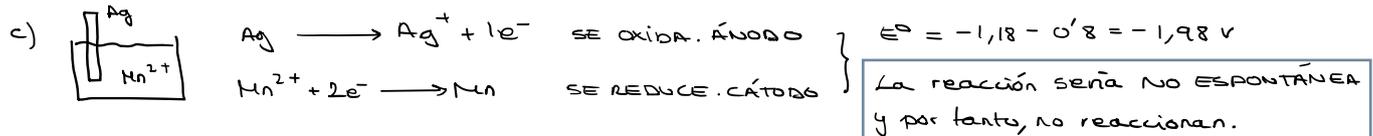
Se construye una celda galvánica con un electrodo de manganeso y un electrodo de plata.

- a) Formule las semirreacciones de oxidación y reducción que se producen. Ajuste la reacción global por el método del ion-electrón.
 b) Determine el potencial de la celda galvánica.
 c) Justifique qué ocurre si se introduce una barra de plata en una disolución de manganeso (II).
 Datos: $E^\circ(V): Mn^{2+}/Mn = -1,18; Ag^+/Ag = 0,80$.

a) En una celda galvánica, el de mayor potencial de reducción se reduce. Por ello se reduce la plata.



b) $E^\circ_{pila} = E^\circ_{cátodo} - E^\circ_{ánodo} = 0,80 - (-1,18) = 1,98 V$

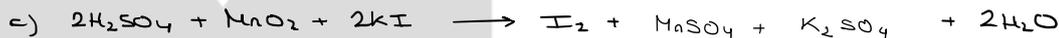
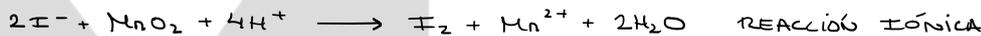
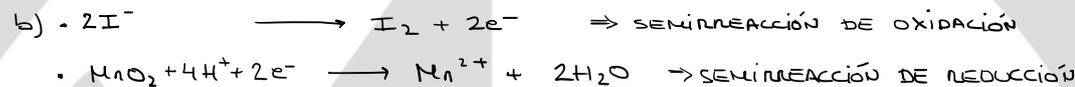
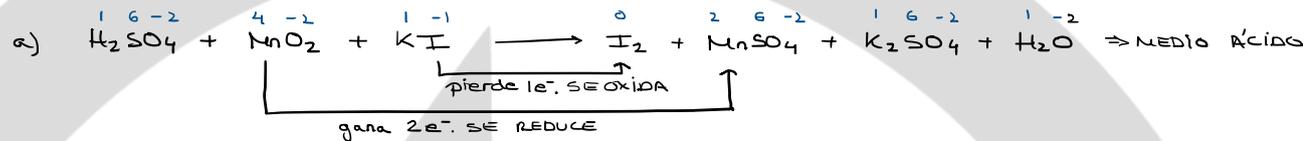


2021 MODELO B.5

En presencia de ácido sulfúrico, el óxido de manganeso (IV) reacciona con el yoduro de potasio y se forma yodo molecular, sulfato de manganeso (II), sulfato de potasio y agua.

- a) Escriba y ajuste por el método del ion-electrón las reacciones iónica y molecular.
 b) Calcule la masa, en gramos, de yodo molecular que se obtiene si reaccionan 2,0 kg de pirolusita, mineral que contiene un 75% en masa de óxido de manganeso (IV).

Datos: Masas atómicas: O = 16; Mn = 55; I = 127.



$n_{imp} = 2000g$ ¿M?

- $0,75 \cdot 2000g = 1500g$ de MnO_2
 • $M_m(MnO_2) = 1 \cdot 55 + 2 \cdot 16 = 87 g/mol$
 • $M_m(I_2) = 2 \cdot 127 = 254 g/mol$

• $1500g MnO_2 \cdot \frac{1 mol MnO_2}{87g} \cdot \frac{1 mol I_2}{1 mol MnO_2} \cdot \frac{254g I_2}{1 mol I_2} = 4379,31 g I_2$

2020 SEPTIEMBRE A.4

Considere los electrodos: $Sn^{2+}/Sn, MnO_4^-/Mn^{2+}$ (en medio ácido clorhídrico), Zn^{2+}/Zn y Ce^{4+}/Ce^{3+} .

- a) Razone qué dos electrodos forman la pila a la que corresponde el proceso con menor ΔG° .
 b) Haga los cálculos pertinentes que le permitan razonar si un recipiente de zinc se deteriora al almacenar en él una disolución de $KMnO_4$ en medio ácido.
 c) Ajuste por el método del ion-electrón la ecuación iónica y molecular del proceso redox del apartado b).

Datos. $E^\circ(V): Zn^{2+}/Zn = -0,76; MnO_4^-/Mn^{2+} = 1,51; Ce^{4+}/Ce^{3+} = 1,61$.

a) Como $\Delta G = -n \cdot F \cdot E^\circ$, el valor ΔG depende de el número de e^- intercambiados y del valor de potencial de la pila:



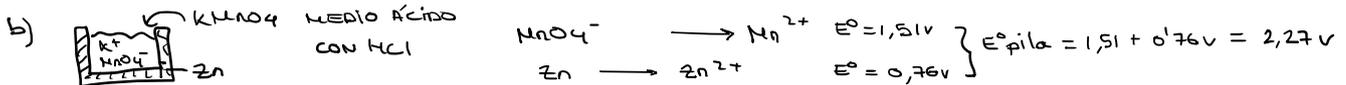
• Como queremos que sea espontánea $\Rightarrow E^\circ_{pila} > 0$ y el de mayor potencial de reducción, se reduce.

y como buscamos que sea lo más espontáneo posible, el que se oxida es el de menor potencial de reducción, que es el cinc.

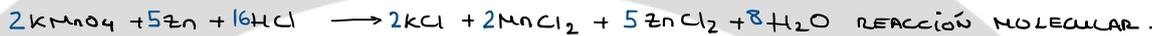
• Probamos Ce^{4+}/Ce^{3+} y $Zn^{2+}/Zn \Rightarrow E^\circ \text{ pila} = E^\circ \text{ cátodo} - E^\circ \text{ ánodo} = 1,61 - (-0,76) = 2,37V$
van a intercambiar $2e^-$, así que $n=2 \Rightarrow \Delta G = -2 \cdot F \cdot 2,37 = -4,74F$

• Probamos con MnO_4^-/Mn^{2+} y $Zn^{2+}/Zn \Rightarrow E^\circ \text{ pila} = 1,51 - (-0,76) = 2,27V$
van a intercambiar $10e^-$, así que $n=10 \Rightarrow \Delta G = -10 \cdot F \cdot 2,27 = -22,7F$

• Por ello, la de menor ΔG es la pila formada por el cátodo MnO_4^-/Mn^{2+} y el ánodo Zn^{2+}/Zn .



• Como $E^\circ > 0$, entonces es espontánea y el recipiente se deteriora.



2020 SEPTIEMBRE B.3

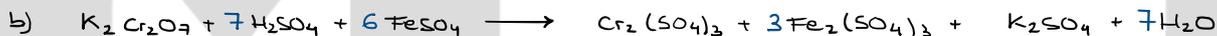
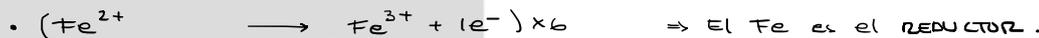
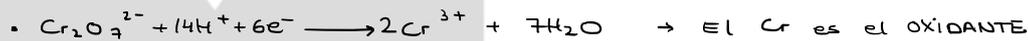
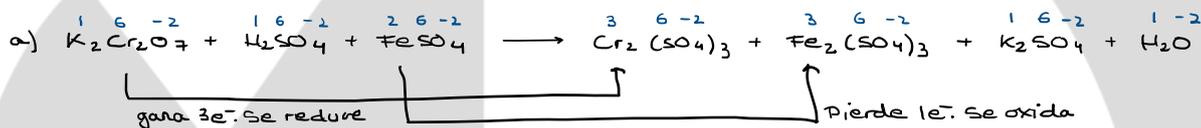
En medio ácido sulfúrico, reaccionan una disolución de dicromato de potasio con una disolución de sulfato de hierro (II), y se obtiene sulfato de cromo (III), sulfato de hierro (III), sulfato de potasio y agua.

a) Ajuste la reacción iónica global por el método del ion-electrón e indique cuál es la especie oxidante y cuál la reductora.

b) Ajuste la reacción molecular por el método del ion-electrón.

c) Calcule el rendimiento con el que transcurre esta reacción si a partir de 4,0 g de dicromato de potasio se obtienen 12,0 g de sulfato de hierro (III).

Datos. Masas atómicas: O = 16,0; S = 32,1; K = 39,1; Cr = 52,0; Fe = 55,8.



c) $m_{K_2Cr_2O_7} = 4g \quad m_{REAL}(Fe_2(SO_4)_3) = 12g$

• $Nm(K_2Cr_2O_7) = 2 \cdot 39,1 + 2 \cdot 52 + 7 \cdot 16 = 294,2g/mol$ • $Nm(Fe_2(SO_4)_3) = 2 \cdot 55,8 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 399,6g/mol$

• $4g K_2Cr_2O_7 \cdot \frac{1mol K_2Cr_2O_7}{294,2g} \cdot \frac{3mol Fe_2(SO_4)_3}{1mol K_2Cr_2O_7} \cdot \frac{399,6g}{1mol Fe_2(SO_4)_3} = 16,3g Fe_2(SO_4)_3$ teóricos.

• $R = \frac{m_{real}}{m_{teórica}} \cdot 100 = \frac{12}{16,3} \cdot 100 = 73,62\%$

2020 JULIO COINCIDENTE B.4

A 25 mL de una disolución de HNO_3 0,24 M se le añaden 15 g de $Cu(s)$ y se obtiene Cu^{2+} y NO .

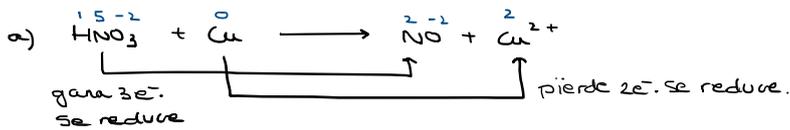
a) Escriba y ajuste por el método del ion-electrón las semirreacciones de oxidación y reducción, y las reacciones iónica y molecular global.

b) Justifique cuantitativamente cuál es el reactivo limitante.

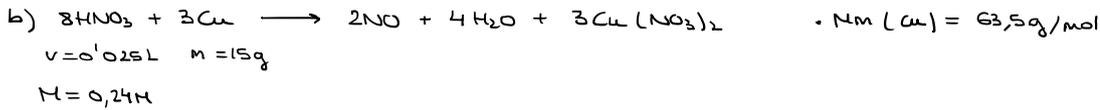
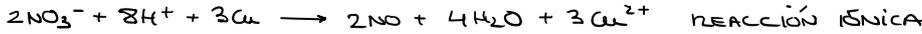
c) Calcule la concentración final de iones Cu^{2+} en disolución, suponiendo que el volumen no ha variado.

d) Determine el volumen de NO obtenido a 0,98 atm y 25 °C.

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



- $(\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e^- \longrightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}) \times 2 \Rightarrow$ SEMIRREACCIÓN DE REDUCCIÓN
- $(\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-) \times 3 \Rightarrow$ SEMIRREACCIÓN DE OXIDACIÓN



• $M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = M \cdot V = 0,24 \cdot 0,025 = 6 \cdot 10^{-3}$ moles de HNO_3

• $6 \cdot 10^{-3} \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol Cu}}{8 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{63,5\text{g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 0,143 \text{ g Cu}$ necesitamos con 25 mL de HNO_3

• Como hay 15g de Cu y solo se usarían 0,143g, es el reactivo en exceso y el limitante es el HNO_3 .

c) Empezamos con el reactivo limitante:

$6 \cdot 10^{-3} \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol Cu}^{2+}}{8 \text{ mol HNO}_3} = 2,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cu}^{2+}$ • $[\text{Cu}^{2+}] = \frac{2,25 \cdot 10^{-3}}{0,025} = 0,09 \text{ mol/L}$

d) $p = 0,98 \text{ atm}$ $T = 25^\circ\text{C}$ ¿V NO?

$6 \cdot 10^{-3} \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol NO}}{8 \text{ mol HNO}_3} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol NO}$ • $PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{1,5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 298}{0,98}$
 $\Rightarrow V = 0,037\text{L}$

2020 JULIO A.5

Responda las siguiente cuestiones:

a) Se construye una pila galvánica con los electrodos Zn^{2+}/Zn y Fe^{2+}/Fe . Escriba las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo y calcule el potencial.

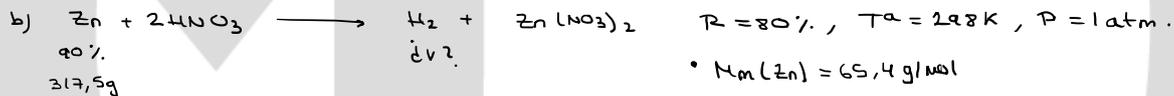
b) Se tratan 317,5 g de zinc, con 90% de riqueza en masa, con una disolución de ácido nítrico diluido. Ajuste la reacción y calcule los litros de hidrógeno que se obtienen a 25°C y 1 atm, si el rendimiento es del 80%.

Datos: $E^\circ(\text{V}): \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76$; $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44$, $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masa atómica Zn = 65,4.

a) En una pila el de mayor potencial de reducción es el que se reduce. $\Rightarrow \text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ SE REDUCE.



$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{CÁTODO}} - E^\circ_{\text{ÁNODO}} = -0,44 - (-0,76) = 0,32\text{V}$



• $317,5\text{g impures} \cdot \frac{90\text{g Zn}}{100\text{g imp.}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4\text{g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 4,37 \text{ mol H}_2$

• $P \cdot V = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{4,37 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 106,79 \text{ L}$

2020 JULIO B.4

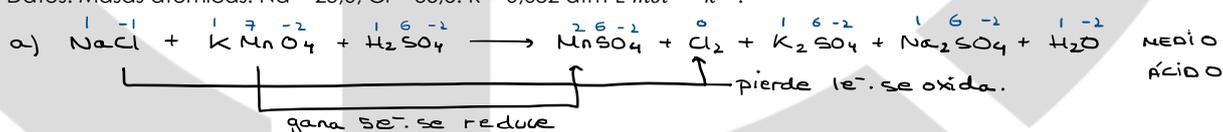
Se hace reaccionar una disolución de cloruro de sodio con permanganato de potasio en medio ácido sulfúrico obteniéndose sulfato de manganeso (II), cloro, sulfato de potasio, sulfato de sodio y agua.

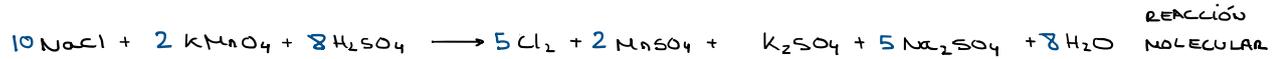
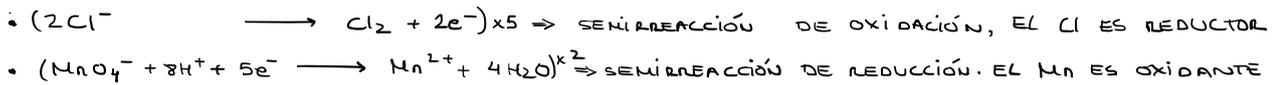
a) Ajuste por el método del ion-electrón las semirreacciones de oxidación y reducción que tienen lugar, e indique las especies que actúan como oxidante y como reductora.

b) Ajuste las reacciones iónica y molecular global.

c) Calcule la masa, en kg, de cloruro de sodio necesaria para obtener 1 m³ de cloro, medido a 750 mm de Hg y 30°C , sabiendo que el rendimiento es del 80%.

Datos: Masas atómicas: Na = 23,0; Cl = 35,5. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.





c) ¿M NaCl? $V_{\text{Cl}_2} = 1\text{m}^3 = 1000\text{L}$, $P = \frac{750}{780} = 0,96\text{ atm}$, $T^\circ = 303\text{K}$, $T_R = 80\%$

• $M_m(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5\text{g/mol}$.

• $P \cdot V = nRT \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,96 \cdot 1000}{0,082 \cdot 303} = 38,64\text{ moles de Cl}_2 \Rightarrow$

• $38,64\text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{100\text{ mol Cl}_2\text{ teórica}}{80\text{ mol Cl}_2\text{ real}} \cdot \frac{10\text{ mol NaCl}}{5\text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{58,5\text{ g NaCl}}{1\text{ mol NaCl}} = \boxed{5651,1\text{ g NaCl}}$

2020 MODELO A.5

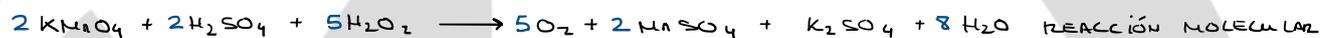
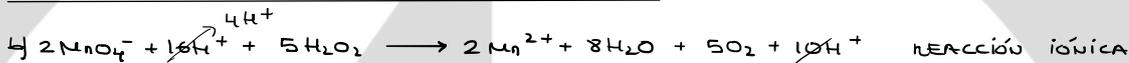
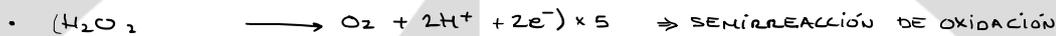
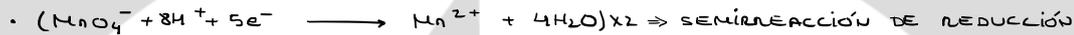
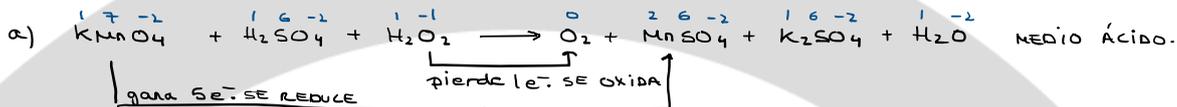
Una disolución de permanganato de potasio en medio ácido sulfúrico, oxida al agua oxigenada formándose oxígeno, sulfato de manganeso (II), sulfato de potasio y agua.

a) Formule y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción que tienen lugar.

b) Ajuste las reacciones iónica y molecular globales por el método del ion-electrón.

c) Calcule el volumen de O_2 , medido a 21°C y 720 mm Hg , que se libera al añadir permanganato de potasio en exceso a 200 mL de peróxido de hidrógeno $0,01\text{ mol L}^{-1}$.

Datos: $R = 0,082\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.



c) ¿V O_2 ? $T^\circ = 294\text{K}$, $P = \frac{720}{760} = 0,947\text{ atm}$, $V_{\text{H}_2\text{O}_2} = 0,2\text{L}$, $[\text{H}_2\text{O}_2] = 0,01\text{ mol/L}$.

① $M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = M \cdot V = 0,01 \cdot 0,2 = 0,002\text{ mol H}_2\text{O}_2$ ② $0,002\text{ mol H}_2\text{O}_2 \cdot \frac{5\text{ mol O}_2}{5\text{ mol H}_2\text{O}_2} = 0,002\text{ mol}$

③ $P \cdot V = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,002 \cdot 0,082 \cdot 294}{0,947} = \boxed{0,0509\text{ L}}$

2020 MODELO B.4

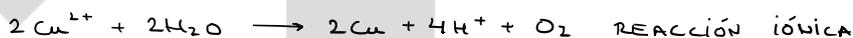
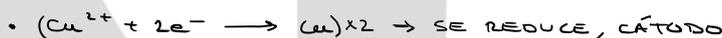
Se lleva a cabo la electrólisis de una disolución acuosa de sulfato de cobre (II) de concentración $4 \times 10^{-2}\text{ mol L}^{-1}$ para obtener cobre metálico.

a) Escriba los procesos que ocurren en el ánodo y en el cátodo y el proceso global ajustado sabiendo que en el ánodo el H_2O se descompone en H^+ y O_2 .

b) Calcule el tiempo necesario para depositar todo el cobre contenido en 250 mL de dicha disolución al pasar una corriente de $1,2\text{ A}$.

c) Determine el volumen de gas desprendido en el ánodo en el proceso del apartado anterior, a 25°C y $1,5\text{ atm}$.

Datos: $R = 0,082\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $F = 96485\text{ C}$.



$\frac{4 \cdot 10^{-2}\text{ mol/L}}{250\text{ mL}} \cdot 4 \cdot 10^{-2}$ $I = 1,2\text{ A} \Rightarrow n = M \cdot V = 4 \cdot 10^{-2} \cdot 0,25 = 0,01\text{ mol}$

• Usando ley de Faraday: $M_{\text{Cu}} = \frac{M_m}{z \cdot F} \cdot I \cdot t \Rightarrow \frac{n}{M_m} = \frac{M_m}{z \cdot F} \cdot I \cdot t \Rightarrow n = \frac{I \cdot t}{z \cdot F}$

$\Rightarrow t = \frac{n \cdot z \cdot F}{I} = \frac{0,01 \cdot 2 \cdot 96485}{1,2} = \boxed{1608,08\text{ s}}$