

Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares

$$E^0(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = +0'80 \text{ V y } E^0(\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}) = -0'25 \text{ V}$$

a) ¿Cuál es la fuerza electromotriz, en condiciones estándar, de la pila que se podría construir?.

b) Escriba la notación de esa pila y las reacciones que tienen lugar.

QUÍMICA. 2008. JUNIO EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

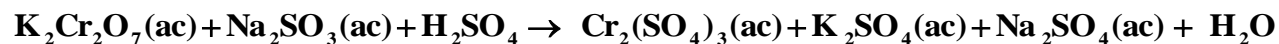
a) La reacción global es: $\text{Ni} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2 \text{Ag}$ $fem = 0'80 + 0'25 = 1'05 \text{ V}$

b) $(-)\text{Ni} \mid \text{Ni}^{2+}(\text{1M}) \parallel \text{Ag}^+(\text{1M}) \mid \text{Ag}(+)$.

En el ánodo se oxida el Ni: $\text{Ni} - 2e^- \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 0'25 \text{ V}$

En el cátodo se reduce el ión plata: $2 \text{Ag}^+ + 2e^- \rightarrow 2 \text{Ag} + 0'80 \text{ V}$

Dada la reacción:



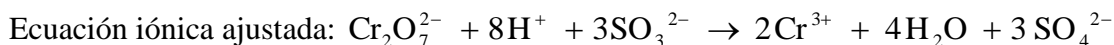
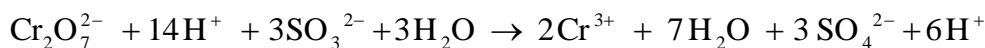
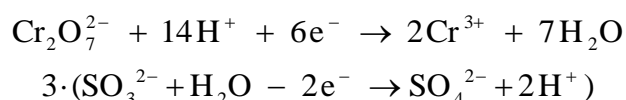
a) Ajuste por el método del ión-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.

b) Calcule la molaridad de una disolución de sulfito de sodio, si 15 mL de ésta reaccionan totalmente, en medio ácido, con 25'3 mL de disolución de dicromato potásico 0'06 M

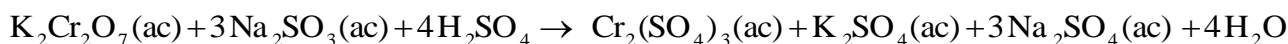
QUÍMICA. 2008. JUNIO EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Ecuación molecular ajustada:



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'06 \cdot 0'253 \cdot \frac{3 \text{ moles Na}_2\text{SO}_3}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 4'554 \cdot 10^{-3} \text{ moles Na}_2\text{SO}_3$$

$$M = \frac{4'554 \cdot 10^{-3}}{0'015} = 0'30 \text{ M}$$

La siguiente reacción transcurre en medio ácido: $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{SO}_4^{2-}$

a) Razone qué especie se oxida y cuál se reduce.

b) Indique cuál es el oxidante y cuál el reductor, justificando la respuesta.

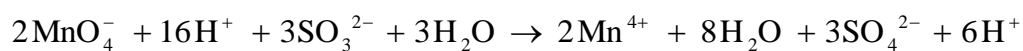
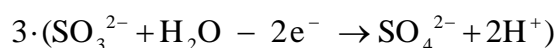
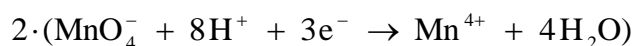
c) Ajuste la reacción iónica.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 1 EJERCICIO 3 OPCIÓN A

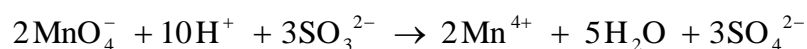
R E S O L U C I Ó N

a y b) La especie oxidante es la que se reduce, es decir, gana electrones para disminuir su estado de oxidación, en este caso el permanganato. La especie reductora es la que se oxida, es decir, pierde electrones para aumentar su estado de oxidación. En este caso el sulfito.

c)



Simplificando, tenemos que la ecuación iónica ajustada es:



Una corriente de 6 amperios pasa a través de una disolución acuosa de ácido sulfúrico durante 2 horas.

Calcule:

a) La masa de oxígeno liberado.

b) El volumen de hidrógeno que se obtendrá, medido a 27°C y 740 mm de Hg.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. $F = 96500 \text{ C}$. Masa atómica: $O = 16$.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 1 EJERCICIO 6 OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{\frac{16}{2} \cdot 6 \cdot 7200}{96500} = 3'58 \text{ g}$$

b) Calculamos la masa:

$$m = \frac{\frac{2}{2} \cdot 6 \cdot 7200}{96500} = 0'447 \text{ g de H}_2$$

Calculamos el volumen:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{\frac{0'447}{2} \cdot 0'082 \cdot 300}{\frac{740}{760}} = 5'64 \text{ L de H}_2$$

El ácido nítrico reacciona con el cobre generando nitrato de cobre (II), monóxido de nitrógeno (NO) y agua.

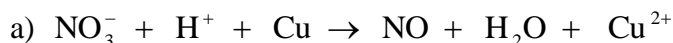
a) Escriba la ecuación iónica del proceso.

b) Asigne los números de oxidación y explique qué sustancia se oxida y cuál se reduce.

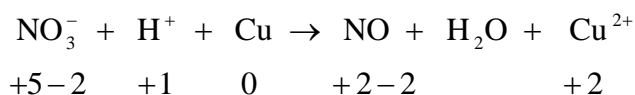
c) Determine la ecuación molecular y ajústela mediante el método del ión-electrón.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 2 EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N



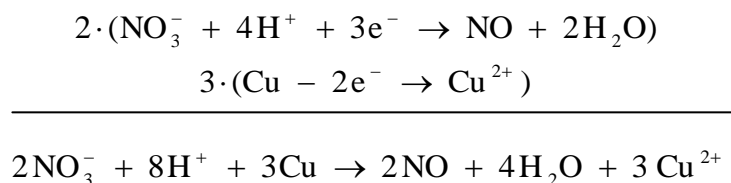
b) Los estados de oxidación son:



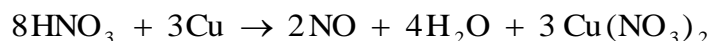
El cobre se oxida pasando a Cu^{2+} según la ecuación: $\text{Cu} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{2+}$

El nitrato se reduce pasando a NO según la ecuación: $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$

c)



Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, añadimos los iones espectadores necesarios para obtener la ecuación molecular.



Dada la reacción:



a) Ajuste por el método del ión-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.

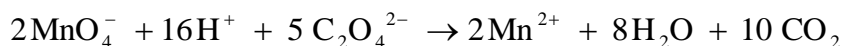
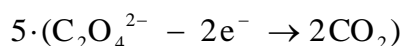
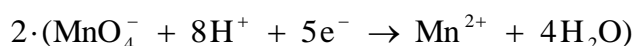
b) Calcule la molaridad de una disolución de KMnO_4 , sabiendo que 20 mL de la misma reaccionan por completo con 0'268 g de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$

Masas atómicas: C = 12 ; O = 16 ; Na = 23.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 3 EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Simplificando y pasando a la reacción molecular, se tiene:



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$\frac{0'268}{134} \text{ moles Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \frac{2 \text{ moles KMnO}_4}{5 \text{ moles Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ moles KMnO}_4$$

$$M = \frac{8 \cdot 10^{-4}}{0'02} = 0'04$$

a) Calcule el tiempo necesario para que una corriente de 6 amperios deposite 190'50 g de cobre de una disolución de CuSO_4

b) ¿Cuántos moles de electrones intervienen?

Datos: $F = 96.500 \text{ C}$. Masa atómica: $\text{Cu} = 63'5$.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$190'5 = \frac{63'5}{96500} \cdot 6 \cdot t \Rightarrow t = 96.500 \text{ segundos}$$

b)

$$\frac{190'5}{63,5} \text{ moles} \cdot \frac{2 \text{ electrones}}{1 \text{ mol de Cu}} = 6 \text{ moles de electrones}$$

Dada la reacción:



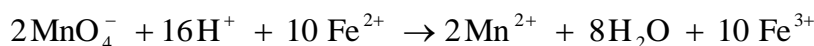
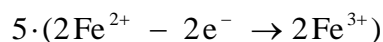
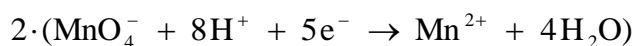
a) Ajuste por el método del ión-electrón esta reacción, en su forma iónica y molecular.

b) ¿Qué volumen de disolución 0'02 M de permanganato de potasio se necesita para oxidar 30 mL de disolución de sulfato de hierro (II) 0'05 M, en presencia de ácido sulfúrico?.

QUÍMICA. 2008. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Simplificando y pasando a la reacción molecular, se tiene:



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'03 \cdot 0'05 \text{ moles} \cdot \frac{2 \text{ moles KMnO}_4}{10 \text{ moles FeSO}_4} = 3 \cdot 10^{-4} \text{ moles KMnO}_4$$

$$V = \frac{\text{moles}}{\text{M}} = \frac{3 \cdot 10^{-4}}{0'02} = 0'015 \text{ L} = 15 \text{ mL de disolución de KMnO}_4$$

El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio según la reacción:



a) Ajustela por el método del ión-electrón y escriba las dos semiecuaciones redox.

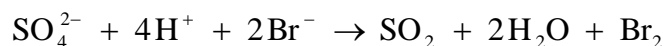
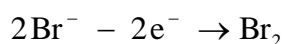
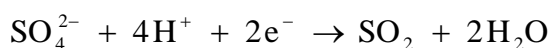
b) Calcule el volumen de bromo líquido (densidad 2'92 g/mL) que se obtendrá al tratar 90'1 g de bromuro de potasio con suficiente cantidad de ácido sulfúrico.

Masas atómicas: Br = 80 ; K = 39

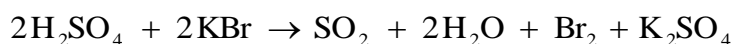
QUIMICA. 2009. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



La ecuación molecular ajustada será:



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$90'1 \text{ g} \cdot \frac{160 \text{ g Br}_2}{2 \cdot 119 \text{ g KBr}} = 60'57 \text{ g Br}_2$$

$$v = \frac{m}{d} = \frac{60'57}{2'92} = 20'74 \text{ mL}$$

Sea una pila constituida, en condiciones estándar, por un electrodo de plata sumergido en una disolución de nitrato de plata y un electrodo de cadmio sumergido en una disolución de nitrato de cadmio.

a) Escriba la reacción química que se produce en esta pila.

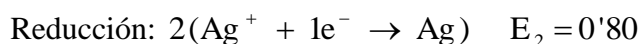
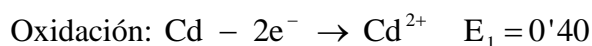
b) Escriba la notación de la pila formada.

c) Calcule la fuerza electromotriz de la pila.

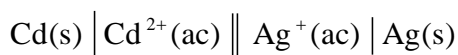
Datos: $E^0(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0'80 \text{ V}$; $E^0(\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}) = -0'40 \text{ V}$.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N



Para escribir la notación de la pila se empieza siempre escribiendo a la izquierda el proceso de oxidación (ánodo) y a continuación el de reducción (cátodo). La doble barra indica que los dos semielementos están separados por un puente salino.



El ácido nítrico concentrado reacciona con mercurio elemental en presencia de ácido clorhídrico produciendo cloruro de mercurio (II), monóxido de nitrógeno y agua.

a) Ajuste la ecuación iónica y molecular por el método del ión-electrón.

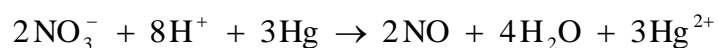
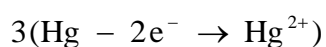
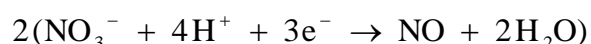
b) Calcule el volumen de ácido nítrico 2 M que se debe emplear para oxidar completamente 3 g de mercurio elemental.

Masa atómica: Hg = 200'6.

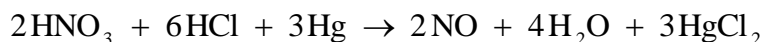
QUÍMICA. 2009. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Añadiendo los iones que faltan pasamos a la ecuación molecular



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$3 \text{ g} \cdot \frac{2 \text{ moles HNO}_3}{3 \cdot 200'6 \text{ g de Hg}} = 9'97 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$$2 = \frac{9'97 \cdot 10^{-3}}{V} \Rightarrow V = 4'98 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 4'98 \text{ mL}$$

Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares $E^0(\text{Hg}_2^{2+} / \text{Hg}) = 0'27 \text{ V}$ y $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$:

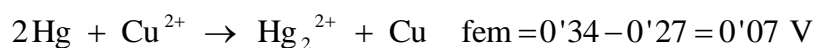
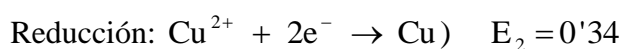
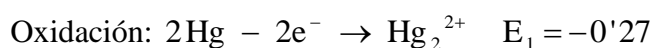
a) ¿Cuál es la fuerza electromotriz, en condiciones estándar, de la pila que se podría construir?

b) Escriba las semireacciones y la reacción global de esa pila.

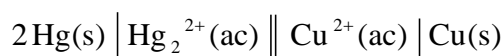
c) Indique cuál es el cátodo, el ánodo y sus signos.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N



Para escribir la notación de la pila se empieza siempre escribiendo a la izquierda el proceso de oxidación (ánodo)(polo negativo) y a continuación el de reducción (cátodo)(polo positivo). La doble barra indica que los dos semielementos están separados por un puente salino.



Se electroliza una disolución acuosa de ácido sulfúrico y se desprende hidrógeno y oxígeno.

a) ¿Qué cantidad de carga eléctrica se ha de utilizar para obtener 1 L de oxígeno medido en condiciones normales?

b) ¿Cuántos moles de hidrógeno se obtienen en esas condiciones?

Dato: $F = 96500 \text{ C}$.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

$$1 \text{ L} \cdot \frac{32 \text{ g}}{22'4 \text{ L}} = 1'428 \text{ g}$$

Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$1'428 = \frac{\frac{16}{2} \cdot q}{96500} \Rightarrow q = 17.225'25 \text{ C}$$

b)

$$m = \frac{\frac{2}{2} \cdot 17225'25}{96500} = 0'1785 \text{ g de H}_2 = 0'08925 \text{ moles}$$

Razone si se produce alguna reacción, en condiciones estándar, al añadir:

a) Cinc metálico a una disolución acuosa de iones Pb^{2+}

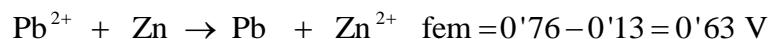
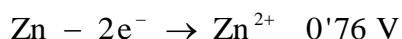
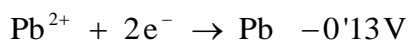
b) Plata metálica a una disolución acuosa de iones Pb^{2+}

Datos: $E^0(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0'80 \text{ V}$; $E^0(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = -0'76 \text{ V}$; $E^0(\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}) = -0'13 \text{ V}$

QUÍMICA. 2009. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

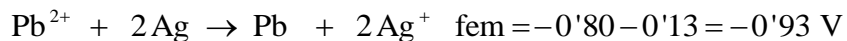
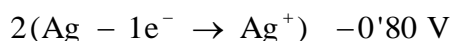
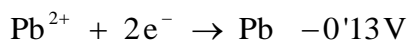
R E S O L U C I Ó N

a)



Como $\text{fem} > 0 \Rightarrow$ Si se produce la reacción.

b)



Como $\text{fem} < 0 \Rightarrow$ No se produce la reacción.

El estaño metálico es oxidado por el ácido nítrico produciendo óxido de estaño (IV), dióxido de nitrógeno y agua.

a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular del proceso por el método del ión-electrón.

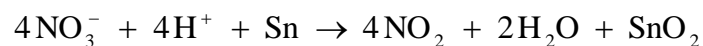
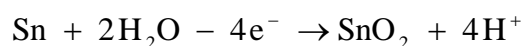
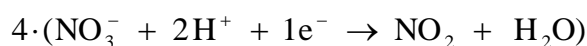
b) Calcule los gramos de estaño que reaccionan con 2 L de disolución de ácido nítrico 2 M.

Masa atómica: Sn = 118'7.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, pasamos a la ecuación molecular.



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$2 \cdot 2 \text{ moles} \cdot \frac{118'7 \text{ g Sn}}{4 \text{ moles HNO}_3} = 118'7 \text{ g Sn}$$

Para platear un objeto se ha estimado que es necesario depositar 40 g de plata.

a) Si se realiza la electrolisis de una disolución acuosa de sal de plata con una corriente de 2 amperios ¿cuánto tiempo se tardará en realizar el plateado?.

b) ¿Cuántos moles de electrones han sido necesarios para ello?.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$; Masa atómica: $\text{Ag} = 108$.

QUÍMICA. 2009. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow t = \frac{m \cdot 96500}{Eq - g \cdot I} = \frac{40 \cdot 96500}{108 \cdot 2} = 17.870'37 \text{ segundos} = 4'96 \text{ horas}$$

b) Como la reacción es: $\text{Ag}^+ + 1e^- \rightarrow \text{Ag}$, se cumple que:

$$\text{Moles de plata} = \text{moles de electrones} = \frac{40}{108} = 0'37$$

El gas cloro se puede obtener por reacción de ácido clorhídrico con ácido nítrico, produciéndose simultáneamente dióxido de nitrógeno y agua.

a) Ajuste la ecuación iónica y molecular por el método del ión-electrón.

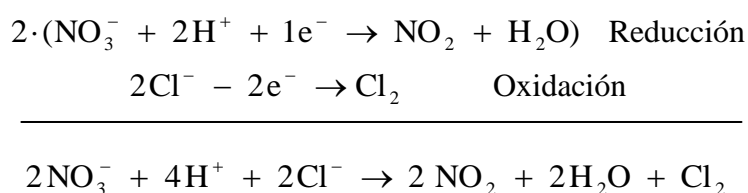
b) Calcule el volumen de cloro obtenido, a 17 °C y 720 mm de mercurio, cuando reaccionan 100 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0'5 M con ácido nítrico en exceso.

Dato: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

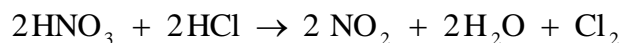
QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, pasamos a la ecuación molecular.



b) Calculamos los moles de Cl_2

$$0'1 \text{ L disolución} \cdot \frac{0'5 \text{ moles HCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ moles HCl}} = 0'025 \text{ moles Cl}_2$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'025 \cdot 0'082 \cdot 290}{\frac{720}{760}} = 0'627 \text{ L}$$

Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares $E^0(\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-) = 1'36 \text{ V}$ y $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$:

a) Escriba la reacción global de la pila que se podría construir.

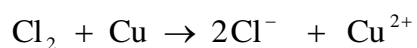
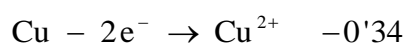
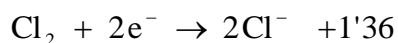
b) Indique cuál es el cátodo y cuál el ánodo.

c) ¿Cuál es la fuerza electromotriz de la pila, en condiciones estándar?

QUÍMICA. 2010. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



b) El ánodo es el electrodo de Cu que es donde se produce la oxidación y el cátodo es el electrodo de Cl_2 que es donde se produce la reducción.

c) $fem = 1'36 - 0'34 = 1'02 \text{ v}$

Por dos cubas electrolíticas que contienen disoluciones de nitrato de plata y sulfato de cobre (II), respectivamente, pasa la misma cantidad de corriente. Calcule:

a) Los gramos de cobre depositados en la segunda cuba, si en la primera se han depositado 10 g de plata.

b) El tiempo que dura el proceso si la corriente que circula es de 5 amperios.

Datos: $F = 96.500 \text{ C}$. Masas atómicas: $\text{Cu} = 63.5$; $\text{Ag} = 108$.

QUÍMICA. 2010. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday a la primera cuba.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 10 = \frac{108 \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow I \cdot t = 8.935'18 \text{ C}$$

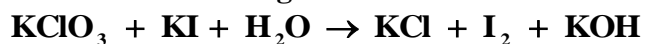
Calculamos los gramos de cobre depositados en la segunda cuba.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{63.5}{2} \cdot \frac{8.935'18}{96500} \Rightarrow I \cdot t = 2.94 \text{ g}$$

b)

$$I \cdot t = 8.935'18 \Rightarrow t = \frac{8.935'18}{5} = 1.787 \text{ segundos}$$

a) Ajuste por el método del ión-electrón la siguiente reacción:



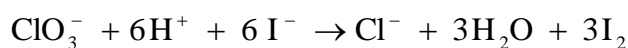
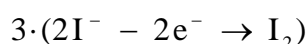
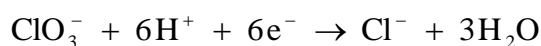
b) Calcule la masa de clorato de potasio que se necesitará para obtener 1 gramo de yodo.

Masas atómicas: Cl = 35'5 ; K = 39 ; O = 16 ; I = 127.

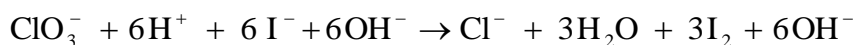
QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Como la reacción transcurre en medio básico:



Simplificando, tenemos: $\text{ClO}_3^- + 6\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + 3\text{I}_2 + 6\text{OH}^-$

La ecuación molecular ajustada sería: $\text{KClO}_3 + 6\text{KI} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KCl} + 3\text{I}_2 + 6\text{KOH}$

b) Como queremos obtener 1 g de yodo, tenemos:

$$1 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{254 \text{ g I}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol I}_2} \cdot \frac{122'5 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} = 0'16 \text{ g KClO}_3$$

Se realiza la electrodeposición completa de la plata que hay en 2 L de una disolución de AgNO_3 . Si fue necesaria una corriente de 1'86 amperios durante 12 minutos, calcule:

a) La molaridad de la disolución de AgNO_3

b) Los gramos de plata depositados en el cátodo.

Datos: $F = 96.500 \text{ C}$. Masa atómica: $\text{Ag} = 108$

QUÍMICA. 2010. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

b) Se calcula la carga que ha circulado y, con ella, los equivalentes-gramo y la masa de plata depositada:

$$Q = I \cdot t = 1'86 \cdot 12 \cdot 60 = 1.339'2 \text{ C}$$

$$1.339'2 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ eq-g Ag}}{96.500 \text{ C}} \cdot \frac{108 \text{ g Ag}}{1 \text{ eq-g Ag}} = 1'49 \text{ g Ag}$$

a) Esta es toda la plata contenida en la disolución. Con ella se calculan los moles de Ag, que serán los mismos que de nitrato de plata y con estos moles y el volumen, se calcula la molaridad.

$$\frac{1'49 \text{ g Ag}}{2 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{108 \text{ g Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol Ag}} = 6'89 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Se dispone de una disolución acuosa de AgNO_3 1 M.

a) Si se sumerge un alambre de cobre, ¿se oxidará? Justifique la respuesta.

b) Si el alambre fuese de oro, ¿se oxidaría? Justifique la respuesta.

c) Si se produce reacción, escriba y ajuste la ecuación correspondiente.

Datos: $E^0(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0'80 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$; $E^0(\text{Au}^{3+} / \text{Au}) = 1'50 \text{ V}$

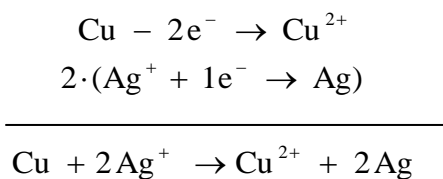
QUÍMICA. 2010. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) La plata tiene más tendencia a reducirse que el cobre (su potencial estándar de reducción es mayor). Por lo tanto, la plata ganará un electrón y se reducirá a cambio de que el cobre pierda dos y se oxide.

b) Si el alambre es de oro no ocurrirá nada, ya que el oro posee mayor potencial estándar de reducción.

c) Para el apartado a:



El permanganato de potasio oxida al sulfato de hierro (II) en medio ácido sulfúrico, para dar sulfato de manganeso (II), sulfato de hierro (III), sulfato de potasio y agua.

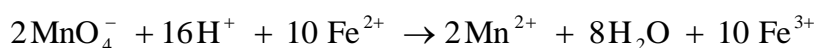
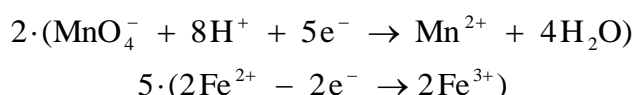
a) Ajuste la ecuación iónica y la molecular del proceso por el método del ión-electrón.

b) Calcule el volumen de una disolución de permanganato de potasio 0'02 M que se requiere para oxidar 40 mL de disolución de sulfato de hierro (II) 0'1 M.

QUÍMICA. 2010. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



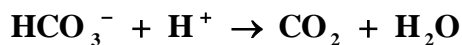
Simplificando y pasando a la reacción molecular, se tiene:



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$\begin{aligned} 0'04 \text{ L disolución FeSO}_4 \cdot \frac{0'1 \text{ mol FeSO}_4}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{2 \text{ moles KMnO}_4}{10 \text{ moles FeSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{0'02 \text{ moles KMnO}_4} &= \\ = 0'04 \text{ L disolución KMnO}_4 &= 40 \text{ mL disolución KMnO}_4 \end{aligned}$$

a) Justifique si los siguientes procesos son redox:



b) Escriba las semiecuaciones de oxidación y de reducción en el que corresponda.

QUÍMICA. 2010. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

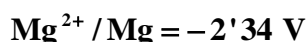
R E S O L U C I Ó N

a) El primero no es, ya que ningún elemento cambia su estado de oxidación. El segundo sí, se oxida el yodo que pasa de yodato y se reduce el nitrato que pasa a monóxido de nitrógeno.

b) La semireacción de oxidación es: $\text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} - 10\text{e}^- \rightarrow 2 \text{IO}_3^- + 12 \text{H}^+$

Se reduce el nitrato: $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$

En la tabla siguiente se indican los potenciales estándar de distintos pares en disolución acuosa:



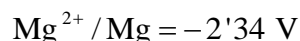
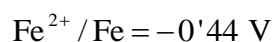
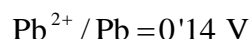
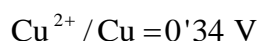
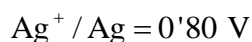
a) De esta especies, razone: ¿Cuál es la más oxidante?. ¿Cuál es la más reductora?.

b) Si se introduce una barra de plomo en una disolución acuosa de cada una de las siguientes sales: AgNO_3 , CuSO_4 , FeSO_4 y MgCl_2 , ¿en qué casos se depositará una capa de otro metal sobre la barra de plomo?. Justifique la respuesta.

QUÍMICA. 2011. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

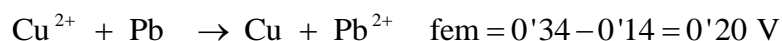
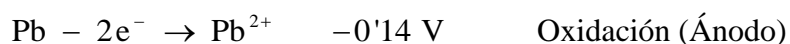
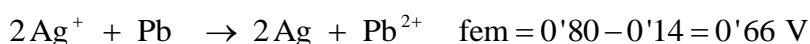
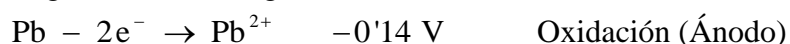
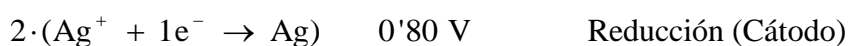
R E S O L U C I Ó N

a) Si ordenamos los pares de acuerdo con su potencial, tenemos:



La especie más oxidante es la que tiene mayor potencial, es decir, $\text{Ag}^{+} / \text{Ag} = 0'80 \text{ V}$, mientras que la especie más reductora es la que tiene menor potencial, es decir, $\text{Mg}^{2+} / \text{Mg} = -2'34 \text{ V}$

b) Las sales de AgNO_3 y CuSO_4 contienen iones con mayor potencial que el plomo, por lo tanto, se depositará Ag y Cu .



Un método de obtención de cloro gaseoso se basa en la oxidación del HCl con HNO_3 produciéndose simultáneamente NO_2 y H_2O

a) Ajuste la reacción molecular por el método del ión-electrón.

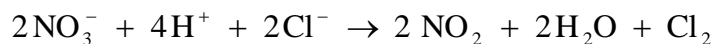
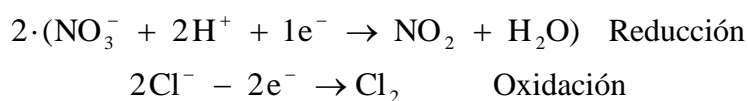
b) Calcule el volumen de cloro obtenido, a 25°C y 1 atm, cuando reaccionan 500 mL de una disolución acuosa 2 M de HCl con HNO_3 en exceso, si el rendimiento de la reacción es del 80 %.

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

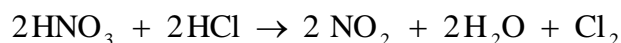
QUÍMICA. 2011. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, pasamos a la ecuación molecular.



b) Calculamos los moles de Cl_2

$$0'5 \text{ L disolución} \cdot \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ moles HCl}} = 0'5 \text{ moles Cl}_2$$

Como el rendimiento de la reacción es del 80%, realmente los moles de cloro obtenidos serán:

$$0'5 \cdot \frac{80}{100} = 0'4 \text{ moles de Cl}_2$$

Calculamos el volumen:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'4 \cdot 0'082 \cdot 298}{1} = 9'77 \text{ L de Cl}_2$$

En la valoración de una muestra de nitrito de potasio (KNO_2) impuro, disuelto en 100 mL de agua acidulada con ácido sulfúrico, se han empleado 5'0 mL de KMnO_4 0'1 M. Sabiendo que se obtiene KNO_3 , K_2SO_4 y MnSO_4 :

a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ión-electrón.

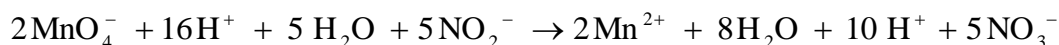
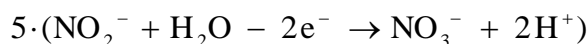
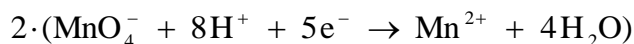
b) Calcule la riqueza en nitrito de la muestra inicial, si su masa era 0'125 g.

Masas atómicas: K = 39; O = 16; N = 14.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Ajustamos la reacción por el método del ión-electrón:



Simplificando y pasando a la reacción molecular, se tiene:



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$5 \cdot 10^{-3} \cdot 0'1 \text{ moles } \text{KMnO}_4 \cdot \frac{5 \text{ moles } \text{KNO}_2}{2 \text{ moles } \text{KMnO}_4} \cdot \frac{85 \text{ g } \text{KNO}_2}{1 \text{ mol } \text{KNO}_2} = 0'10625 \text{ gr } \text{KNO}_2$$

Calculamos la riqueza de la muestra inicial

$$\frac{0'10625 \text{ gr } \text{KNO}_2}{0'125 \text{ gr muestra}} \cdot 100 = 85\%$$

Se construye una pila conectando dos electrodos formados introduciendo una varilla de cobre en una disolución 1'0 M de Cu^{2+} y otra varilla de aluminio en una disolución de Al^{3+} 1'0 M.

a) Escriba las semirreacciones que se producen en cada electrodo, indicando razonadamente cuál será el cátodo y cuál el ánodo.

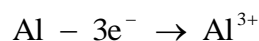
b) Escriba la notación de la pila y calcule el potencial electroquímico de la misma, en condiciones estándar

Datos: $E^0(\text{Al}^{3+} / \text{Al}) = -1'67 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'35 \text{ V}$

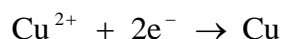
QUÍMICA. 2011. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) El ánodo es el electrodo de aluminio que es donde se produce la reacción de oxidación



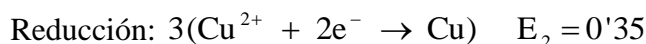
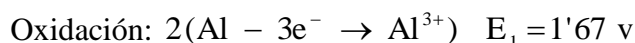
El cátodo es el electrodo de cobre que es donde se produce la reacción de reducción



b) Para escribir la notación de la pila se empieza siempre escribiendo a la izquierda el proceso de oxidación (ánodo) y a continuación el de reducción (cátodo). La doble barra indica que los dos semielementos están separados por un puente salino.



Calculamos el potencial de la pila:



Calcule:

a) Los gramos de cinc depositados en el cátodo al pasar una corriente de 1'87 amperios durante 42'5 minutos por una disolución acuosa de Zn^{2+} .

b) El tiempo necesario para producir 2'79 g de I_2 en el ánodo al pasar una corriente de 1'75 amperios por una disolución acuosa de KI.

Datos: $F = 96500$ C. Masas atómicas: $Zn = 65'4$; $I = 127$.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{65'4}{2} \cdot 1'87 \cdot 2550 = 1'615 \text{ g}$$

b) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 2'79 = \frac{254}{2} \cdot 1'75 \cdot t \Rightarrow t = 1.211'4 \text{ segundos}$$

En el cátodo de una cuba electrolítica se reduce la especie $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ a Cr^{3+} , en medio ácido.

Calcule:

a) ¿Cuántos moles de electrones deben llegar al cátodo para reducir un mol de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$?

b) Para reducir toda la especie $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ presente en 20 mL de disolución, se requiere una corriente eléctrica de 2'2 amperios durante 15 minutos. Calcule la carga que se consume, expresada en Faraday, y deduzca cuál será la concentración inicial de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) El proceso de reducción ajustado es: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
vemos que por cada mol que se reduce de dicromato se necesitan 6 moles de electrones.

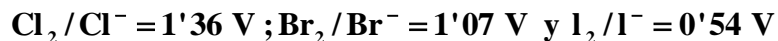
b) La carga que ha circulado, por definición, es: $Q = I \cdot t = 2'2 \cdot 900 = 1980 \text{ C}$

Con la carga se calculan los eq-gramo de dicromato:

$$1.980 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ eq-g dicromato}}{96.500 \text{ C}} = 0'02 \text{ eq-g dicromato}$$

$$N = \frac{0'02 \text{ eq-g}}{0'02 \text{ L}} = 1 \text{ N} = 0'167 \text{ M}$$

Dados los valores de potencial de reducción estándar de los sistemas:



a) ¿Cuál es la especie química más oxidante entre las mencionadas anteriormente?.

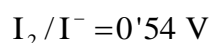
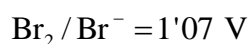
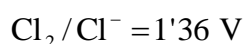
b) ¿Es espontánea la reacción entre el cloro molecular y el ión yoduro?.

c) ¿Es espontánea la reacción entre el yodo y el ión bromuro?.

QUÍMICA. 2011. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

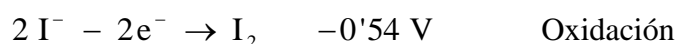
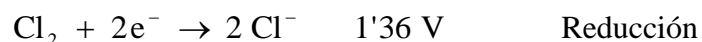
R E S O L U C I Ó N

a) Si ordenamos los pares de acuerdo con su potencial, tenemos:



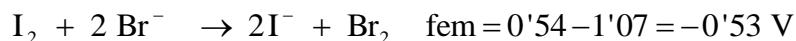
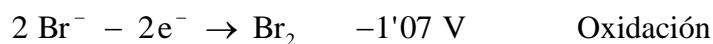
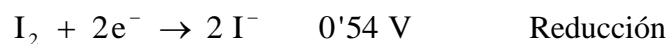
La especie más oxidante es la que tiene mayor potencial, es decir, $\text{Cl}_2/\text{Cl}^- = 1'36 \text{ V}$, mientras que la especie más reductora es la que tiene menor potencial, es decir, $\text{I}_2/\text{I}^- = 0'54 \text{ V}$

b)



Luego, la reacción es espontánea.

c)



Luego, la reacción no es espontánea.

En disolución acuosa y en medio ácido sulfúrico el sulfato de hierro (II) reacciona con permanganato de potasio para dar sulfato de manganeso (II), sulfato de hierro (III) y sulfato de potasio.

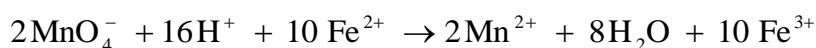
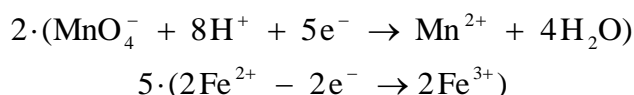
a) Escriba y ajuste las correspondientes reacciones iónicas y la molecular del proceso por el método del ión-electrón.

b) Calcule la concentración molar de una disolución de sulfato de hierro (II) si 10 mL de esta disolución han consumido 22'3 mL de una disolución acuosa de permanganato de potasio 0'02 M.

QUÍMICA. 2011. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Simplificando y pasando a la reacción molecular, se tiene:



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'02 \cdot 0'0223 \text{ moles de KMnO}_4 \cdot \frac{10 \text{ moles de FeSO}_4}{2 \text{ moles de KMnO}_4} = 2'23 \cdot 10^{-3} \text{ moles de FeSO}_4$$

La concentración molar es:

$$M = \frac{2'23 \cdot 10^{-3}}{0'01} = 0'223 \text{ M}$$

El dióxido de manganeso reacciona en medio de hidróxido de potasio con clorato de potasio para dar permanganato de potasio, cloruro de potasio y agua.

a) Ajuste la ecuación molecular por el método del ión-electrón.

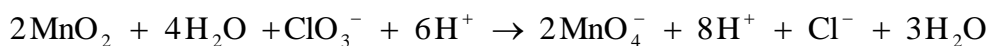
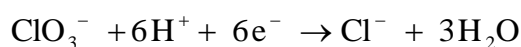
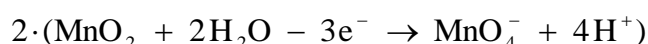
b) Calcule la riqueza en dióxido de manganeso de una muestra si 1 g de la misma reacciona exactamente con 0'35 g de clorato de potasio.

Masas atómicas: O = 16 ; Cl = 35'5 ; K = 39 ; Mn = 55 .

QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

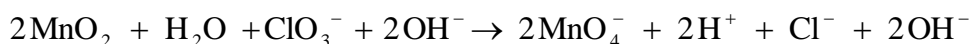
R E S O L U C I Ó N

a)



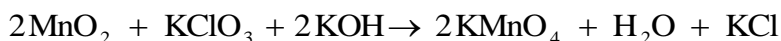
Simplificando, tenemos: $2\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{ClO}_3^- \rightarrow 2\text{MnO}_4^- + 2\text{H}^+ + \text{Cl}^-$.

Esta es la ecuación iónica ajustada en medio ácido, pero el problema nos dice que estamos en medio básico (KOH), entonces añadimos a los dos términos los OH^- necesarios para neutralizar los H^+ .



Simplificando, nos queda: $2\text{MnO}_2 + \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^-$

Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica en medio básico, pasamos a la molecular, sumando en los dos términos los iones que faltan.

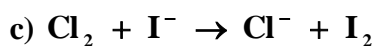
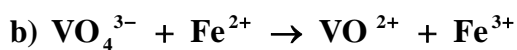
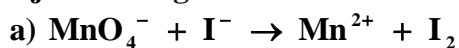


b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'35 \text{ g de } \text{KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{KClO}_3}{122'5 \text{ g } \text{KClO}_3} \cdot \frac{2 \text{ moles de } \text{MnO}_2}{1 \text{ mol de } \text{KClO}_3} \cdot \frac{87 \text{ g } \text{MnO}_2}{1 \text{ mol de } \text{MnO}_2} = 0'497 \text{ g de } \text{MnO}_2$$

$$\text{La riqueza es: } \frac{0'497 \text{ g de } \text{MnO}_2}{1 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 49'7\%$$

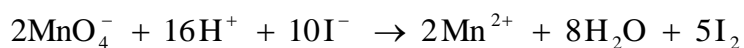
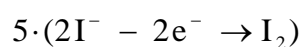
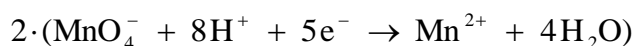
Ajuste las siguientes ecuaciones iónicas, en medio ácido, por el método del ión-electrón:



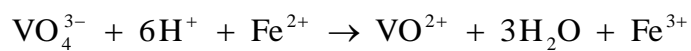
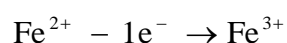
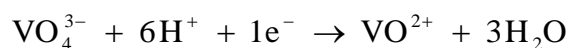
QUIMICA. 2012. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

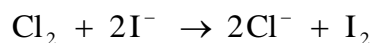
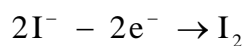
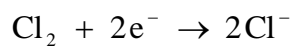
a)



b)



c)



Una corriente de 8 A atraviesa durante dos horas dos celdas electrolíticas conectadas en serie que contienen sulfato de aluminio la primera y un sulfato de cobre la segunda.

a) Calcule la cantidad de aluminio depositada en la primera celda.

b) Sabiendo que en la segunda celda se han depositado 18'95 g de cobre, calcule el estado de oxidación en que se encontraba el cobre.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masas atómicas: $\text{Al} = 27$; $\text{Cu} = 63'5$.

QUIMICA. 2012. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday a la primera celda.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{27}{3} \cdot 8 \cdot 7200}{96500} = 5'37 \text{ g Al}$$

b)

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 18'95 = \frac{\frac{63'5}{n} \cdot 8 \cdot 7200}{96500} \Rightarrow n = 2$$

El estado de oxidación del cobre era 2.

La notación de una pila electroquímica es: $\text{Mg}/\text{Mg}^{2+}(1\text{M}) \parallel \text{Ag}^+(1\text{M})/\text{Ag}$.

a) Calcule el potencial estándar de la pila.

b) Escriba y ajuste la ecuación química para la reacción que ocurre en la pila.

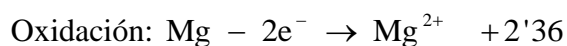
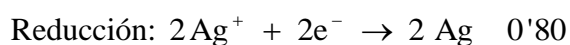
c) Indique la polaridad de los electrodos.

Datos: $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0'80 \text{ V}$; $E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2'36 \text{ V}$.

QUIMICA. 2012. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a y b) Se reducirá el ión plata que tiene un potencial estándar de reducción mayor:



c) El ánodo (polaridad negativa) es donde ocurre la oxidación: el magnesio. El cátodo (polaridad positiva) donde ocurre la reducción: plata.

Una celda electrolítica contiene un litro de una disolución de sulfato de cobre (II). Se hace pasar una corriente de 2 A durante dos horas depositándose todo el cobre que había. Calcule:

a) La cantidad de cobre depositado.

b) La concentración de la disolución de sulfato de cobre inicial.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masas atómicas. $\text{Cu} = 63'5$.

QUIMICA. 2012. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

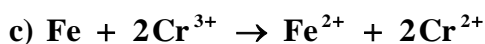
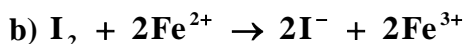
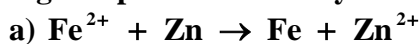
a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday a la primera celda.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{63'5}{2} \cdot 2 \cdot 7200}{96500} = 4'74 \text{ g Cobre}$$

b)

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ L disolución}} = \frac{\frac{4'74}{63'5}}{1} = 0'07 \text{ M}$$

Considerando condiciones estándar a 25 °C, justifique cuáles de las siguientes reacciones tienen lugar espontáneamente y cuáles sólo pueden llevarse a cabo por electrólisis:



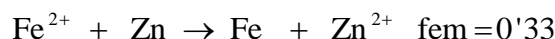
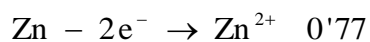
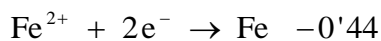
Datos: $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0'44 \text{ V}$; $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0'77 \text{ V}$; $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0'77 \text{ V}$;

$E^0(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}) = -0'42 \text{ V}$; $E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0'53 \text{ V}$.

QUIMICA. 2012. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

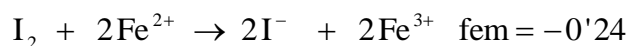
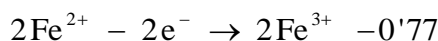
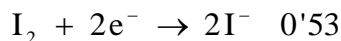
R E S O L U C I Ó N

a)



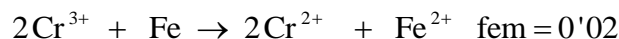
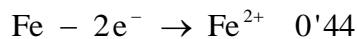
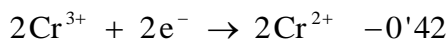
Como $\text{fem} > 0 \Rightarrow$ Si se produce la reacción.

b)



Como $\text{fem} < 0 \Rightarrow$ No se produce la reacción.

c)



Como $\text{fem} > 0 \Rightarrow$ Si se produce la reacción.

El clorato de potasio reacciona en medio ácido sulfúrico con el sulfato de hierro (II) para dar cloruro de potasio, sulfato de hierro (III) y agua:

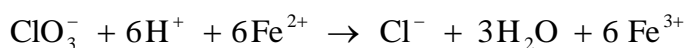
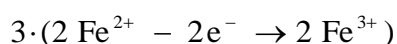
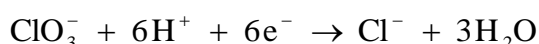
a) Escriba y ajuste la ecuación iónica y molecular por el método del ión-electrón.

b) Calcule la riqueza en clorato de potasio de una muestra sabiendo que 1g de la misma han reaccionado con 25 mL de sulfato de hierro 1M. Masas atómicas: O = 16; Cl = 35'5; K = 39.

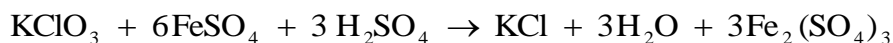
QUIMICA. 2012. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, añadimos los iones espectadores necesarios para obtener la ecuación molecular.



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'025 \text{ moles FeSO}_4 \cdot \frac{122'5 \text{ g KClO}_3}{6 \text{ moles FeSO}_4} = 0'51 \text{ g KClO}_3$$

$$\frac{0'51 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 51\%$$

El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio para dar bromo, dióxido de azufre, sulfato de potasio y agua.

a) Escriba y ajuste la ecuación molecular por el método del ión-electrón.

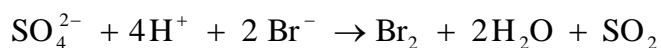
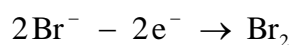
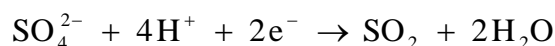
b) Calcule los gramos de bromo que se producirán cuando se traten 50 g de bromuro de potasio con exceso de ácido sulfúrico.

Masas atómicas: K = 39 ; Br = 80

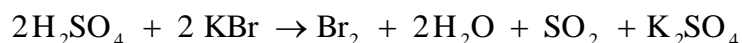
QUÍMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Añadimos los iones que faltan y pasamos a la reacción molecular:



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$50 \text{ g de KBr} \cdot \frac{1 \text{ mol de KBr}}{119 \text{ g de KBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Br}_2}{2 \text{ moles de KBr}} \cdot \frac{160 \text{ g de Br}_2}{1 \text{ mol de Br}_2} = 33'61 \text{ g de Br}_2$$

Una muestra de un mineral que contiene cobre, además de impurazas inertes, se disuelve con ácido nítrico concentrado según la siguiente reacción sin ajustar:



a) Ajuste por el método del ión-electrón la ecuación molecular.

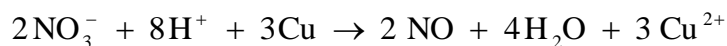
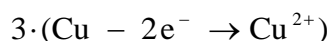
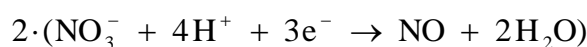
b) Calcule el contenido en cobre de la muestra si 1 g de la misma reacciona totalmente con 25 mL de ácido nítrico 1 M.

Masas atómicas: Cu = 63,5.

QUÍMICA. 2013. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, añadimos los iones espectadores necesarios para obtener la ecuación molecular.



b) Calculamos los moles de ácido nítrico que reaccionan

$$25 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} = 0'025 \text{ moles HNO}_3$$

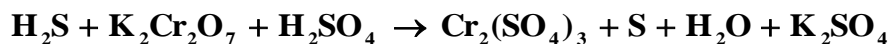
Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'025 \text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{3 \text{ moles Cu}}{8 \text{ moles HNO}_3} \cdot \frac{63'5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 0'5953 \text{ g Cu}$$

Calculamos el % de cobre en la muestra

$$\frac{0'5953 \text{ g Cu}}{1 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 59'53\% \text{ de cobre en la muestra}$$

Al burbujear sulfuro de hidrógeno a través de una disolución de dicromato de potasio, en medio ácido sulfúrico, el sulfuro de hidrógeno se oxida a azufre elemental según la siguiente reacción:



a) Ajuste la ecuación molecular por el método del ión-electrón.

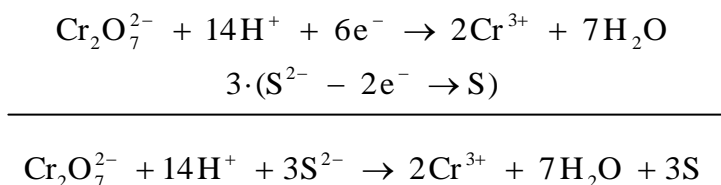
b) Qué volumen de sulfuro de hidrógeno, medido a 25°C y 740 mm Hg de presión, debe pasar para que reaccionen exactamente con 30 mL de disolución de dicromato de potasio 0,1 M.

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

QUÍMICA. 2013. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, añadimos los iones espectadores necesarios para obtener la ecuación molecular.



b) Calculamos los moles de dicromato: $n = V \cdot M = 0'03 \cdot 0'1 = 0'003$ moles

$$0'003 \text{ moles de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{3 \text{ moles } \text{H}_2\text{S}}{1 \text{ mol de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 9 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } \text{H}_2\text{S}$$

Calculamos el volumen:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{9 \cdot 10^{-3} \cdot 0'082 \cdot 298}{\frac{740}{760}} = 0'225 \text{ L de } \text{H}_2\text{S}$$

Al pasar una corriente durante el tiempo de una hora y cincuenta minutos a través de una disolución de Cu(II), se depositan 1,82 g de cobre.

a) Calcule la intensidad de la corriente que ha circulado.

b) Calcule la carga del electrón.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masa atómica Cu = 63,5.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 1'82 = \frac{63'5}{2} \cdot I \cdot 6600}{96500} \Rightarrow I = 0'838 \text{ A}$$

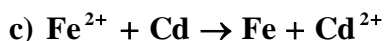
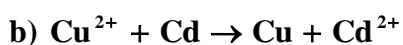
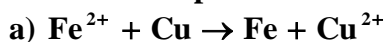
b) La carga total es: $Q = I \cdot t = 0'838 \cdot 6600 = 5530'8 \text{ C}$

Calculamos el número de electrones:

$$1'82 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{63'5 \text{ g}} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{2 \text{ electrones}}{1 \text{ átomo}} = 3'45 \cdot 10^{22} \text{ electrones}$$

$$Q = n^\circ \text{ electrones} \cdot q_{e^-} \Rightarrow q_{e^-} = \frac{Q}{n^\circ \text{ electrones}} = \frac{5530'8}{3'45 \cdot 10^{22}} = 1'6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

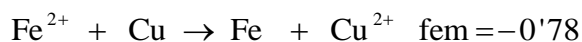
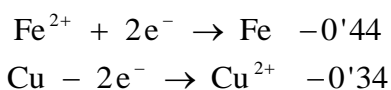
Utilizando los valores de los potenciales de reducción estándar: $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$; $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0'44 \text{ V}$ y $E^0(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0'40 \text{ V}$, justifique cuál o cuáles de las siguientes reacciones se producirá de forma espontánea:



QUÍMICA. 2013. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

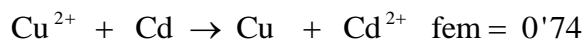
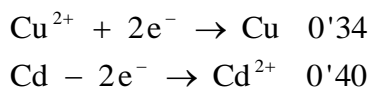
R E S O L U C I Ó N

a)



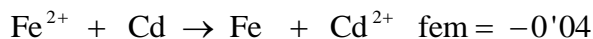
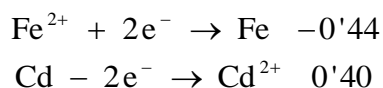
Como $\text{fem} < 0 \Rightarrow$ No se produce la reacción.

b)



Como $\text{fem} > 0 \Rightarrow$ Si se produce la reacción.

c)



Como $\text{fem} < 0 \Rightarrow$ No se produce la reacción.

Dados los potenciales normales de reducción: $E^0(\text{Na}^+ / \text{Na}) = -2'71 \text{ V}$; $E^0(\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-) = 1'36 \text{ V}$;
 $E^0(\text{K}^+ / \text{K}) = -2'92 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$.

a) Justifique cuál será la especie más oxidante y la más reductora.

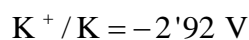
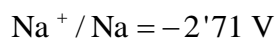
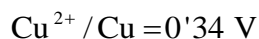
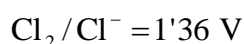
b) Elija dos pares para construir la pila de mayor voltaje.

c) Para esa pila escriba las reacciones que tienen lugar en el cátodo y en el ánodo.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

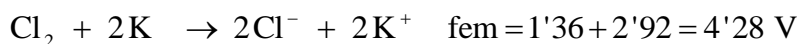
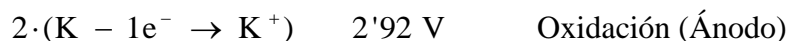
a) Si ordenamos los pares de acuerdo con su potencial, tenemos:



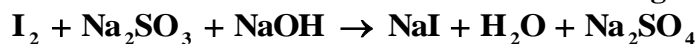
La especie más oxidante es la que tiene mayor potencial, es decir, $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^- = 1'36 \text{ V}$, mientras que la especie más reductora es la que tiene menor potencial, es decir, $\text{K}^+ / \text{K} = -2'92 \text{ V}$

b) $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^- = 1'36 \text{ V}$ y $\text{K}^+ / \text{K} = -2'92 \text{ V}$

c)



El yodo molecular en medio básico reacciona con el sulfito de sodio según la reacción:



a) Ajuste la ecuación molecular según el método del ión-electrón.

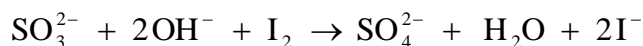
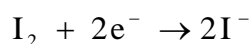
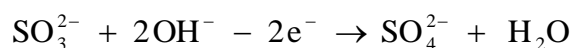
b) ¿Qué cantidad de sulfito de sodio reaccionará exactamente con 2,54 g de yodo molecular?

Datos: Masas atómicas O = 16; Na = 23; S = 32; I = 127.

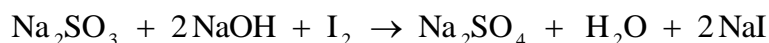
QUÍMICA. 2013. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Ajustamos la reacción que está en medio básico



Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, añadimos los iones espectadores necesarios para obtener la ecuación molecular.



b) Calculamos los gramos de sulfito de sodio que reaccionan:

$$2,54 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{254 \text{ g I}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3}{1 \text{ mol I}_2} \cdot \frac{126 \text{ g Na}_2\text{SO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3} = 1,26 \text{ g Na}_2\text{SO}_3$$

Dada la reacción de oxidación-reducción: $I_2 + HNO_3 \rightarrow HIO_3 + NO + H_2O$

a) Escriba y ajuste las semireacciones de oxidación y reducción por el método del ión-electrón.

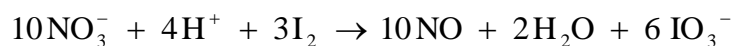
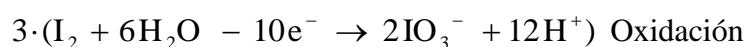
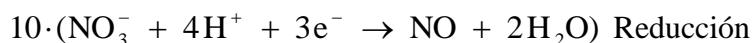
b) Escriba la reacción molecular ajustada.

c) Identifique, justificando la respuesta, el agente oxidante y el reductor.

QUÍMICA. 2013. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



b) Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, añadimos los iones espectadores necesarios para obtener la ecuación molecular.



c) El oxidante es el HNO_3 ya que gana electrones, y el I_2 es el reductor ya que pierde electrones.

Una corriente de 5 A circula durante 30 min por una disolución de una sal de cinc, depositando 3,048 g de cinc en el cátodo. Calcule:

a) La masa atómica del cinc.

b) Los gramos de cinc que se depositarán al pasar una corriente de 10 A durante 1 hora.

Dato: $F = 96500 \text{ C}$

QUÍMICA. 2013. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 3'048 = \frac{\frac{p.at.}{2} \cdot 5 \cdot 1800}{96500} \Rightarrow P.at. = 65'36$$

b) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{65'36}{2} \cdot 10 \cdot 3600}{96500} = 12'19 \text{ g}$$

a) ¿Qué cantidad de electricidad es necesaria para que se deposite en el cátodo todo el oro contenido en un litro de disolución 0'1 M de cloruro de oro(III)?

b) Qué volumen de dicloro, medido a la presión de 740 mmHg y 25°C, se desprenderá del ánodo?.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{Au} = 197$; $\text{Cl} = 35'5$.

QUÍMICA. 2014. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) De acuerdo con la 2ª ley de Faraday, la cantidad de electricidad necesaria para depositar un equivalente de una sustancia es 96.500 C.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 0'1 \cdot 197 = \frac{197}{3} \cdot I \cdot t \Rightarrow I \cdot t = \frac{96500 \cdot 0'1 \cdot 197}{\frac{197}{3}} = 28950 \text{ C}$$

b) Calculamos los moles de cloro

$$28950 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Cl}_2}{2 \text{ moles } e^-} = 0'15 \text{ moles } \text{Cl}_2$$

Calculamos el volumen:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0'15 \cdot 0'082 \cdot 298}{\frac{740}{760}} = 3'76 \text{ L de } \text{Cl}_2$$

Responda razonadamente:

a) ¿Reaccionará una disolución acuosa de ácido clorhídrico con hierro metálico?

b) ¿Reaccionará una disolución acuosa de ácido clorhídrico con cobre metálico?

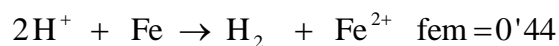
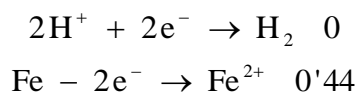
c) ¿Qué ocurrirá si se añaden limaduras de hierro a una disolución Cu^{2+} ?

Datos: $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$; $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0'44 \text{ V}$ y $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0'0 \text{ V}$.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

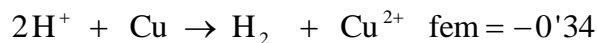
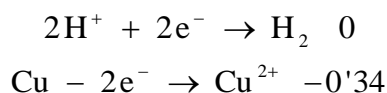
R E S O L U C I Ó N

a)



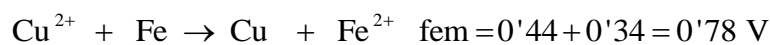
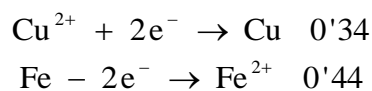
Como $\text{fem} > 0 \Rightarrow$ Si se produce la reacción.

b)



Como $\text{fem} < 0 \Rightarrow$ No se produce la reacción.

c)



Como $\text{fem} > 0 \Rightarrow$ Si se produce la reacción.

El ácido nítrico reacciona con el sulfuro de hidrógeno dando azufre elemental (S), monóxido de nitrógeno y agua.

a) Escriba y ajuste por el método del ion-electrón la reacción molecular correspondiente.

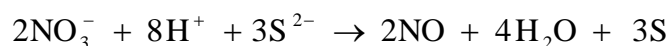
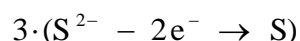
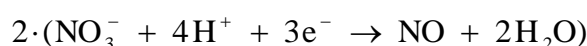
b) Determine el volumen de sulfuro de hidrógeno, medido a 60°C y 1 atm, necesario para que reaccione con 500 mL de ácido nítrico 0,2 M.

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

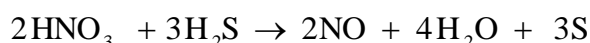
QUÍMICA. 2014. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



La ecuación molecular ajustada es:



b) Calculamos los moles de HNO_3

$$0'2 = \frac{\text{moles}}{0'5} \Rightarrow 0'1 \text{ mol de } \text{HNO}_3$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'1 \text{ mol de } \text{HNO}_3 \cdot \frac{3 \text{ moles de } \text{H}_2\text{S}}{2 \text{ moles de } \text{HNO}_3} = 0'15 \text{ moles de } \text{H}_2\text{S}$$

Calculamos el volumen

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'15 \cdot 0'082 \cdot 333}{1} = 4'09 \text{ L de } \text{H}_2\text{S}$$

Justifique qué ocurrirá cuando:

a) Un clavo de hierro se sumerge en una disolución acuosa de CuSO_4 .

b) Una moneda de níquel se sumerge en una disolución de HCl .

c) Un trozo de potasio sólido se sumerge en agua.

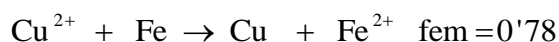
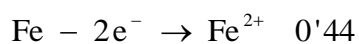
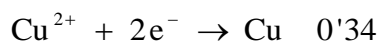
Datos: $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$; $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0'44 \text{ V}$; $E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0'24 \text{ V}$;

$E^0(\text{K}^+/\text{K}) = -2'93 \text{ V}$; $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0'00 \text{ V}$.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

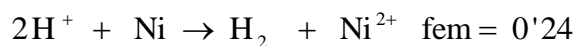
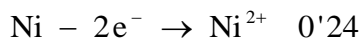
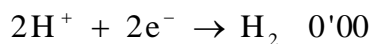
R E S O L U C I Ó N

a)



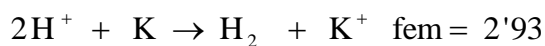
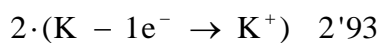
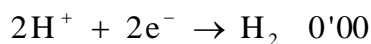
Como $\text{fem} > 0 \Rightarrow$ Si se produce la reacción, por lo tanto, el clavo de hierro se disuelve.

b)



Como $\text{fem} > 0 \Rightarrow$ Si se produce la reacción, por lo tanto, la moneda de níquel se disuelve.

c)



Como $\text{fem} > 0 \Rightarrow$ Si se produce la reacción.

Se hace pasar durante 2,5 horas una corriente de 5 A a través de una celda electroquímica que contiene una disolución de SnI_2 . Calcule:

a) La masa de estaño metálico depositada en el cátodo.

b) Los moles de I_2 liberados en el ánodo.

Datos: $F = 96.500 \text{ C}$. Masas atómicas $\text{Sn} = 118'7$; $\text{I} = 127$.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday:

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{118'7}{2} \cdot 5 \cdot 9000}{96500} = 27'68 \text{ g}$$

b) Aplicamos la 2ª ley de Faraday:

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{254}{2} \cdot 5 \cdot 9000}{96500} = 59,22 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{254 \text{ g I}_2} = 0'23 \text{ moles de I}_2$$

Se construye una pila electroquímica con los pares Hg^{2+}/Hg y Cu^{2+}/Cu cuyos potenciales normales de reducción son 0,95 V y 0,34 V, respectivamente.

a) Escriba las semirreacciones y la reacción global.

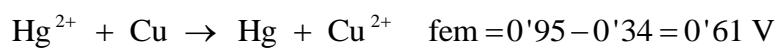
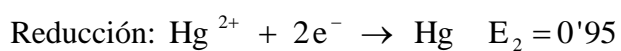
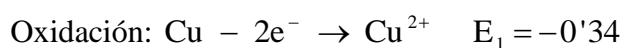
b) Indique el electrodo que actúa como ánodo y el que actúa como cátodo.

c) Calcule la fuerza electromotriz de la pila.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a y c)



b) El electrodo de cobre actúa como ánodo y el electrodo de mercurio como cátodo.

Dada la siguiente reacción: $\text{As} + \text{KBrO} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$

a) Ajuste la ecuación molecular según el método del ión-electrón.

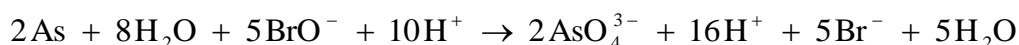
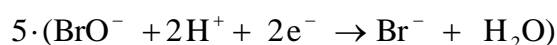
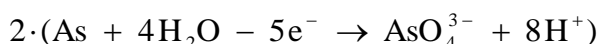
b) Calcule los gramos de arsénico que habrán reaccionado cuando se hayan consumido 60 mL de hidróxido de potasio 0,25 M.

Datos: Masas atómicas $\text{H} = 1$; $\text{As} = 74'9$; $\text{O} = 16$; $\text{K} = 39$.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 4. EJERCICIO 6 OPCIÓN B

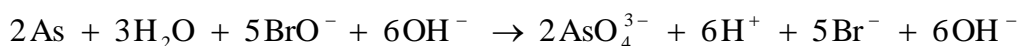
R E S O L U C I Ó N

a)



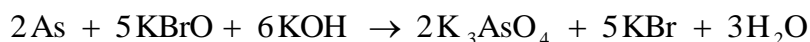
Simplificando, tenemos: $2\text{As} + 3\text{H}_2\text{O} + 5\text{BrO}^- \rightarrow 2\text{AsO}_4^{3-} + 6\text{H}^+ + 5\text{Br}^-$.

Esta es la ecuación iónica ajustada en medio ácido, pero el problema nos dice que estamos en medio básico (KOH), entonces añadimos a los dos términos los OH^- necesarios para neutralizar los H^+ .



Simplificando, nos queda: $2\text{As} + 5\text{BrO}^- + 6\text{OH}^- \rightarrow 2\text{AsO}_4^{3-} + 5\text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$

Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica en medio básico, pasamos a la molecular, sumando en los dos términos los iones que faltan.



b) Calculamos los gramos de hidróxido de potasio

$$M = \frac{\frac{\text{g}}{\text{Pm}}}{V} \Rightarrow 0'25 = \frac{\frac{\text{g}}{56}}{0'06} \Rightarrow 0'84 \text{ g de KOH}$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'84 \text{ g de KOH} \cdot \frac{2 \cdot 74'9 \text{ g As}}{6 \cdot 56 \text{ g de KOH}} = 0'3745 \text{ g de As}$$

Se hace reaccionar una muestra de 10 g de cobre con ácido sulfúrico obteniéndose 23,86 g de sulfato de cobre(II), además de dióxido de azufre y agua.

a) Ajuste la reacción molecular que tiene lugar por el método del ión-electrón.

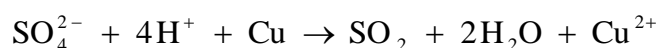
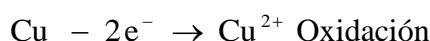
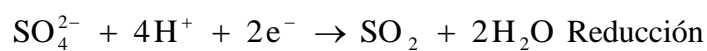
b) Calcule la riqueza de la muestra inicial en cobre.

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

QUÍMICA. 2014. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, añadimos los iones espectadores necesarios para obtener la ecuación molecular.



b) Según la estequiometría de la reacción vemos que:

$$23,86 \text{ g CuSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{159,5 \text{ g CuSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuSO}_4} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 9,5 \text{ g Cu}$$

Calculamos la riqueza de la muestra:

$$\frac{9,5 \text{ g Cu}}{10 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 95 \%$$

100 g de bromuro de sodio, NaBr, se tratan con ácido nítrico concentrado, HNO₃ de densidad 1'39 g/mL y riqueza del 70% en masa, hasta reacción completa. En esta reacción se obtienen Br₂, NO₂, NaNO₃ y agua como productos de la reacción.

a) Ajuste las semireacciones de oxidación y reducción por el método del ión electrón y ajuste tanto la reacción iónica como la molecular.

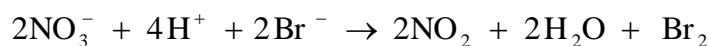
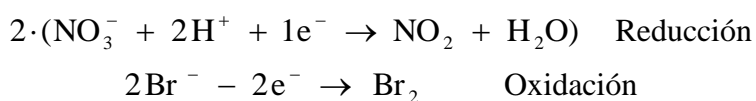
b) Calcule el volumen de ácido nítrico necesario para completar la reacción.

Datos: Masas atómicas: Br = 80, Na = 23, O = 16, N = 14, H = 1.

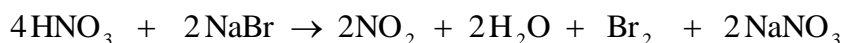
QUÍMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



La ecuación molecular ajustada es:



b) Calculamos el volumen de HNO₃

$$100 \text{ g NaBr} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{103 \text{ g NaBr}} = 0'97 \text{ moles NaBr}$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que, por cada mol de NaBr reaccionan 2 moles de HNO₃, es decir, en nuestro caso, 1'94 moles de HNO₃.

Calculamos la molaridad de la disolución que nos dan.

$$M = \frac{\text{g}}{\text{Pm}} = \frac{1390 \cdot 0'7}{63} = 15'44 \text{ M} = \frac{\text{moles}}{\text{V}} = \frac{1'94}{\text{V}} \Rightarrow \text{V} = 0'125 \text{ L} = 125'64 \text{ mL}$$

Dados los siguientes electrodos: Fe^{2+}/Fe ; Ag^+/Ag y Pb^{2+}/Pb

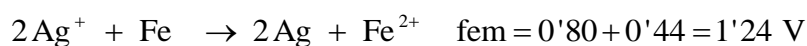
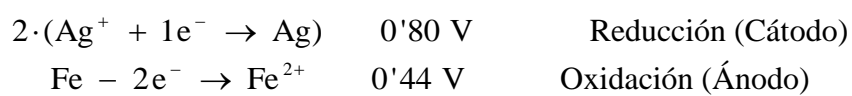
- a) Razone qué electrodos combinaría para construir una pila galvánica que aportara el máximo potencial. Calcule el potencial que se generaría en esta combinación.
b) Escriba la reacción redox global para la pila formada con los electrodos de plata y plomo.
c) Justifique qué especie es la más oxidante.

Datos: $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0'44 \text{ V}$; $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0'80 \text{ V}$; $E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0'13 \text{ V}$.

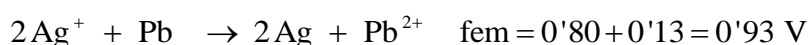
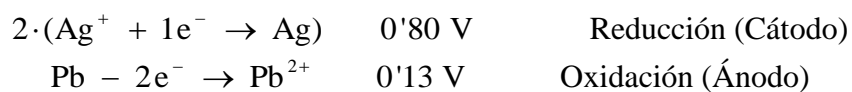
QUÍMICA. 2015. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



b)



c) Si ordenamos los pares de acuerdo con su potencial, tenemos:

$$\text{Ag}^+/\text{Ag} = 0'80 \text{ V}$$

$$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb} = -0'13 \text{ V}$$

$$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0'44 \text{ V}$$

La especie más oxidante es la que tiene mayor potencial, es decir, $\text{Ag}^+/\text{Ag} = 0'80 \text{ V}$, mientras que la especie más reductora es la que tiene menor potencial, es decir, $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0'44 \text{ V}$

Durante la electrolisis del NaCl fundido se depositan 322 g de Na. Calcule:

a) La cantidad de electricidad necesaria para ello.

b) El volumen de Cl_2 medido a 35°C y 780 mmHg .

Datos: $F = 96.500 \text{ C}$; Masas atómicas $\text{Na} = 23$; $\text{Cl} = 35,5$. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{E_{\text{q}} - \text{g} \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 322 = \frac{23 \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow I \cdot t = 1.351.000 \text{ culombios}$$

b) Calculamos los moles de cloro

$$m = \frac{E_{\text{q}} - \text{g} \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{71}{2} \cdot 1.351.000}{96500} = 497 \text{ g} = 7 \text{ moles}$$

Calculamos el volumen

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{7 \cdot 0,082 \cdot 308}{\frac{780}{760}} = 172,25 \text{ L}$$

Dada la reacción: $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

a) Ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción por el método de ión electrón y ajuste tanto la reacción iónica como la molecular.

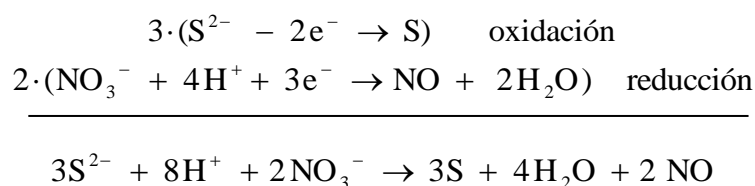
b) Calcule el volumen de una disolución de ácido nítrico del 65% de riqueza en peso y densidad de 1'4 g/mL que se necesitan para que reaccionen 20 g de sulfuro de cobre(II).

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

QUÍMICA. 2015. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Ajustamos la ecuación molecular: $3\text{CuS} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{S} + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO} + 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

b) Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción calculamos los gramos de ácido nítrico que reaccionan:

$$20 \text{ g CuS} \cdot \frac{1 \text{ mol CuS}}{95'5 \text{ g CuS}} \cdot \frac{8 \text{ moles HNO}_3}{3 \text{ moles CuS}} \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 35'18 \text{ g HNO}_3$$

Calculamos el volumen de disolución que necesitamos:

$$35'18 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1400 \text{ g disolución}} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{65 \text{ g HNO}_3} = 38'65 \text{ mL disolución}$$

Dada la reacción: $\text{KMnO}_4 + \text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KF} + \text{MnF}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$

a) Identifique y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción.

b) Indique la especie oxidante y reductora.

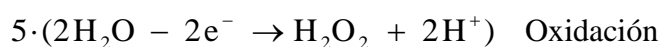
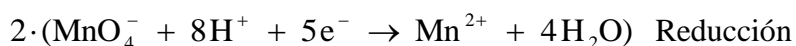
c) Razone si la reacción es espontánea en condiciones estándar, a 25°C.

Datos: $E^0(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = 1'51 \text{ V}$; $E^0(\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}) = 1'76 \text{ V}$.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

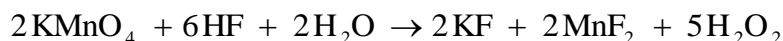
R E S O L U C I Ó N

a)



Simplificamos la ecuación iónica: $2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{H}_2\text{O}_2$

Pasamos a la ecuación molecular:



b) El oxidante es el permanganato y el reductor el agua.

c) No es espontánea, ya que: $fem = 1'51 - 1'76 = -0'25 \text{ V}$

Al electrolizar cloruro de cinc fundido haciendo pasar una corriente de 0'1 A durante 1 hora:
a) ¿Cuántos gramos de Zn metal pueden depositarse en el cátodo?
b) ¿Qué volumen de cloro se obtendrá a 45°C y 1025 mmHg?
Datos: $F = 96.500 \text{ C}$; Masas atómicas $Zn = 65'4$; $Cl = 35'5$. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.
QUÍMICA. 2015. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{\frac{65'4}{2} \cdot 0'1 \cdot 3.600}{96500} = 0'122 \text{ g}$$

b) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{\frac{71}{2} \cdot 0'1 \cdot 3.600}{96500} = 0'132 \text{ g}$$

Calculamos el volumen:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{\frac{0'132}{71} \cdot 0'082 \cdot 318}{\frac{1025}{760}} = 0'036 \text{ L de Cl}_2$$

Sabiendo el valor de los potenciales de los siguientes pares redox, indica razonadamente, si son espontáneas las siguientes reacciones:

a) Reducción del Fe^{3+} a Fe por el Cu.

b) Reducción del Fe^{2+} a Fe por el Ni.

c) Reducción del Fe^{3+} a Fe^{2+} por el Zn.

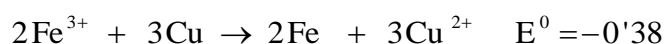
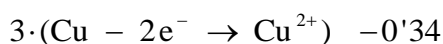
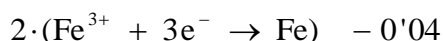
Datos: $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$; $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0'41 \text{ V}$; $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}) = -0'04 \text{ V}$;

$E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0'77 \text{ V}$; $E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0'23 \text{ V}$.; $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0'76 \text{ V}$

QUÍMICA. 2015. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

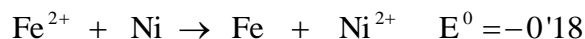
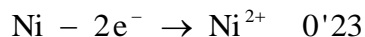
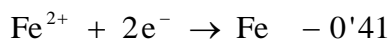
R E S O L U C I Ó N

a)



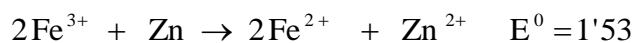
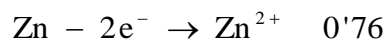
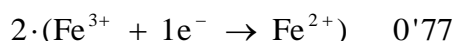
Como $E^0 = -0'38 < 0 \Rightarrow$ No se produce reacción.

b)



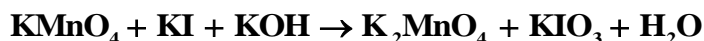
Como $E^0 = -0'18 < 0 \Rightarrow$ No se produce reacción.

c)



Como $E^0 = 1'53 > 0 \Rightarrow$ Si se produce reacción.

Dada la siguiente reacción:



a) Ajusta las semireacciones de oxidación y reducción por el método del ión-electrón y ajusta tanto la reacción iónica como la molecular.

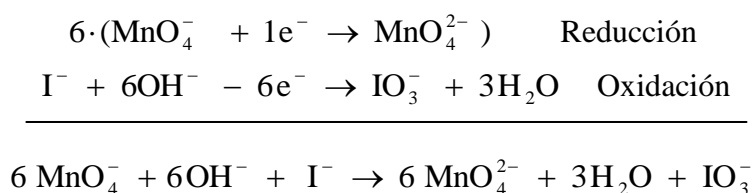
b) Calcula los gramos de yoduro de potasio necesarios para que reaccionen con 120 mL de disolución de permanganato de potasio 0'67 M.

Masas atómicas: I = 127; K = 39

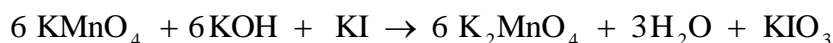
QUÍMICA. 2015. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Una vez que tenemos la ecuación iónica ajustada, añadimos los iones espectadores necesarios hasta completar la ecuación molecular ajustada, que será:



b)

$$\text{moles KMnO}_4 = 0'12 \cdot 0'67 = 0'0804$$

Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$0'0804 \text{ moles KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol KI}}{6 \text{ moles KMnO}_4} \cdot \frac{166 \text{ g KI}}{1 \text{ mol KI}} = 2'22 \text{ g KI}$$

Se desea construir una pila en la que el cátodo está constituido por el electrodo $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$. Para el ánodo se dispone de los electrodos: $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$ y I_2 / I^-

- Razone cuál de los dos electrodos se podrá utilizar como ánodo.
- Identifique las semireacciones de oxidación y reducción de la pila.
- Calcule el potencial estándar de la pila.

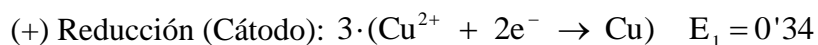
Datos: $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$; $E^0(\text{Al}^{3+} / \text{Al}) = -1'67 \text{ V}$; $E^0(\text{I}_2 / \text{I}^-) = 0'54 \text{ V}$.

QUÍMICA. 2016. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) En el ánodo se produce la oxidación, luego el electrodo es el $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$ ya que tiene menor potencial de reducción.

b y c)



a) Se hace pasar una corriente eléctrica de 1'5 A a través de 250 mL de una disolución acuosa de iones Cu^{2+} 0'1M. ¿Cuánto tiempo tiene que transcurrir para que todo el cobre de la disolución se deposite como cobre metálico?.

b) Determine el volumen de Cl_2 gaseoso, medido a 27°C y 1 atm, que se desprenderá en el ánodo durante la electrolisis de una disolución de cualquier cloruro metálico, aplicando una corriente de 4 A de intensidad durante 15 minutos.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$; Masas atómicas: $\text{Cu} = 63'5$; $\text{Cl} = 35'5$. $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

QUÍMICA. 2016. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos los moles de Cu^{2+}

$$0'25 \text{ L disolución} \cdot \frac{0'1 \text{ mol Cu}^{2+}}{1 \text{ L disolución}} = 0'025 \text{ moles Cu}^{2+}$$

La reacción que tiene lugar en el cátodo es: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

$$0'025 \text{ moles Cu}^{2+} \cdot \frac{2 \text{ moles e}^-}{1 \text{ mol Cu}^{2+}} \cdot \frac{96.500 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 4.825 \text{ C}$$

Calculamos el tiempo

$$t = \frac{q}{I} = \frac{4.825}{1'5} = 3.216'66 \text{ segundos}$$

b) Calculamos la carga

$$q = I \cdot t = 4 \cdot 900 = 3.600 \text{ C}$$

La reacción que tiene lugar en el ánodo es: $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$

$$3.600 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96.500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ moles e}^-} = 0'0186 \text{ moles Cl}_2$$

Calculamos el volumen:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'0186 \cdot 0'082 \cdot 300}{1} = 0'457 \text{ L Cl}_2$$

Se dispone de una pila con dos electrodos de Cu y Ag sumergidos en una disolución 1 M de sus respectivos iones, Cu^{2+} y Ag^+ . Conteste razonadamente sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) El electrodo de plata es el cátodo y el de cobre el ánodo.

b) El potencial de la pila es de 1,14 V.

c) En el ánodo de la pila tiene lugar la reducción del oxidante.

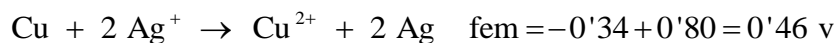
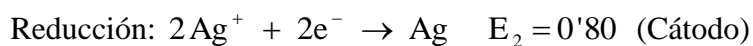
Datos: $E^0(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0'80 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Cierta. El cátodo es donde ocurre la reducción, es decir, la plata. El ánodo es donde ocurre la oxidación, es decir, el cobre.

b) Falsa.



c) Falsa. En el ánodo se produce la oxidación del reductor.

Dada la siguiente reacción: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} + \text{NaNO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$

a) Ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción por el método de ión electrón y ajuste tanto la reacción iónica como la molecular.

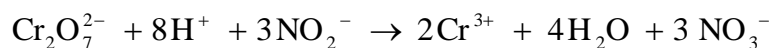
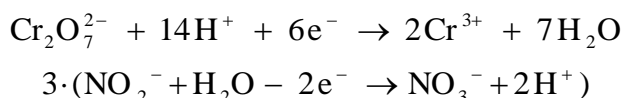
b) Calcule el volumen de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 2 M necesario para oxidar 20 g de NaNO_2 .

Datos: Masas atómicas N = 14; O = 16; Na = 23.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, añadimos los iones espectadores necesarios para obtener la ecuación molecular.



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$20 \text{ g NaNO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{3 \text{ moles NaNO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol NaNO}_2}{69 \text{ g NaNO}_2} = 0'097 \text{ moles K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{volumen(L)}} \Rightarrow 2 = \frac{0'097}{V} \Rightarrow V = 0'0485 \text{ L} = 48'5 \text{ mL}$$

Dada la reacción $\text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

a) Ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción por el método de ión electrón y ajuste tanto la reacción iónica como la molecular.

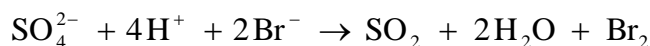
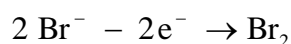
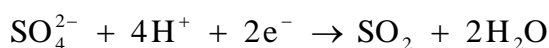
b) ¿Cuántos mL de bromo (Br_2 , líquido) se producirán al hacer reaccionar 20 gramos de bromuro de potasio con ácido sulfúrico en exceso?

Datos: Densidad $\text{Br}_2 = 2'8 \text{ g/mL}$. Masas atómicas $\text{Br} = 80$; $\text{K} = 39$.

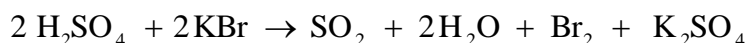
QUÍMICA. 2016. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, añadimos los iones espectadores necesarios para obtener la ecuación molecular.



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$20 \text{ g KBr} \cdot \frac{1 \text{ mol Br}_2}{2 \text{ moles KBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol KBr}}{119 \text{ g KBr}} \cdot \frac{160 \text{ g Br}_2}{1 \text{ mol Br}_2} = 13'45 \text{ g Br}_2$$

$$V = \frac{m}{d} = \frac{13'45}{2'8} = 4'8 \text{ mL}$$

La notación de una pila es: $\text{Cd(s)} \mid \text{Cd}^{2+}(\text{ac},1\text{M}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{ac},1\text{M}) \mid \text{Cu(s)}$

a) Escriba e identifique las semirreacciones de oxidación y reducción.

b) Escriba la ecuación neta que tiene lugar e identifique las especies oxidante y reductora.

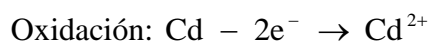
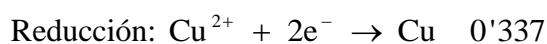
c) Si el voltaje de la pila es $E^0 = 0'74 \text{ V}$, ¿cuál es el potencial de reducción estándar del electrodo $\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}$?

Dato: $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'337 \text{ V}$.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



b) La reacción global es: $\text{Cd} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + \text{Cu}$

El oxidante es el cobre y el reductor el cadmio.

$$\text{c) } \text{fem} = 0'74 = x + 0'337 \Rightarrow x = 0'403$$

Luego, el potencial de reducción estándar del cadmio es: $E^0(\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}) = -0'403 \text{ V}$

a) El cinc metálico puede reaccionar en medio ácido oxidándose a Zn^{2+} , según la siguiente reacción redox espontánea: $\text{Zn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$. ¿Qué volumen de hidrógeno medido a 700 mmHg y 77°C se desprenderá si se disuelven completamente 0'5 moles de cinc?.

b) Al realizar la electrolisis de una disolución de una sal de Zn^{2+} aplicando durante 2 horas una intensidad de 1'5 A, se depositan en el cátodo 3'66 g de metal. Calcule la masa atómica del cinc.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$; $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

QUÍMICA. 2016. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos el volumen:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'5 \cdot 0'082 \cdot 350}{\frac{700}{760}} = 15'58 \text{ L H}_2$$

b) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$3'66 = \frac{\frac{m_a}{2} \cdot 1'5 \cdot 7.200}{96500} \Rightarrow m_a = 65'4$$

Utilizando los datos que se facilitan, indique razonadamente, si:

a) El Mg(s) desplazará al Pb²⁺ en disolución acuosa.

b) El Sn(s) reaccionará con una disolución acuosa de HCl 1 M disolviéndose.

c) El SO₄²⁻ oxidará al Sn²⁺ en disolución ácida a Sn⁴⁺.

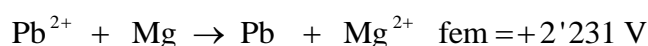
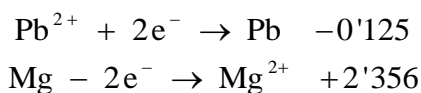
Datos: E⁰(Mg²⁺/Mg) = -2'356 V ; E⁰(Pb²⁺/Pb) = -0'125 V ; E⁰(Sn²⁺/Sn) = -0'137 V

E⁰(Sn⁴⁺/Sn²⁺) = +0'154 V ; E⁰(SO₄²⁻/SO₂(g)) = +0'170 V ; E⁰(H⁺/H₂) = 0'00 V.

QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

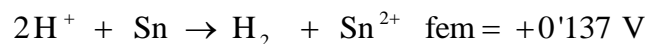
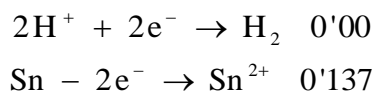
R E S O L U C I Ó N

a)



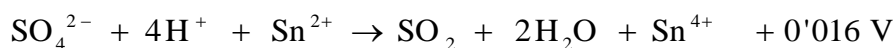
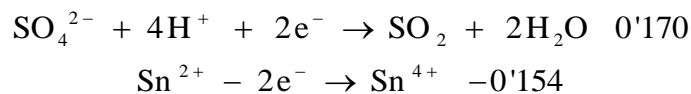
Como fem > 0 ⇒ Si se produce la reacción.

b)



Como fem > 0 ⇒ Si se produce la reacción.

c)



Como fem > 0 ⇒ Si se produce la reacción.

Dada la reacción: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ión-electrón

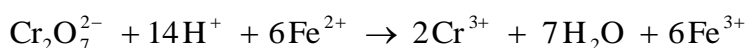
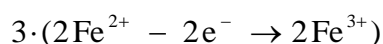
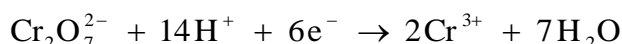
b) Calcule los gramos de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ que se obtendrán a partir de 4 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, si el rendimiento es del 75%.

Datos: Masas atómicas K = 39 ; Cr = 52 ; S = 32 ; Fe = 56 ; O = 16 ; H = 1

QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

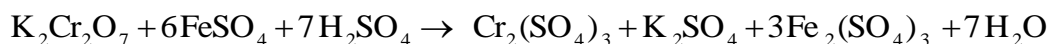
R E S O L U C I Ó N

a)



Ecuación iónica ajustada: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} + 6\text{Fe}^{3+}$

Ecuación molecular ajustada:



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$4 \text{ g } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{3 \cdot 400 \text{ g } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{294 \text{ g } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 16'33 \text{ g } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

Como nos dicen que el rendimiento de la reacción es de 75%, entonces:

$$16'33 \text{ g } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 0'75 = 12'25 \text{ g } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

Los electrodos de aluminio y cobre de una pila galvánica se encuentran en contacto con una disolución de Al^{3+} y Cu^{2+} en una concentración 1 M.

a) Escriba e identifique las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo.

b) Calcule la f.e.m. de la pila y escriba su notación simplificada

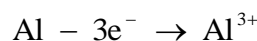
c) Razone si alguno de los dos metales produciría $\text{H}_2(\text{g})$ al ponerlo en contacto con ácido sulfúrico (H_2SO_4).

Datos: $E^0(\text{Al}^{3+} / \text{Al}) = -1'67 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$; $E^0(\text{H}^+ / \text{H}_2) = 0'00 \text{ V}$

QUÍMICA. 2018. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

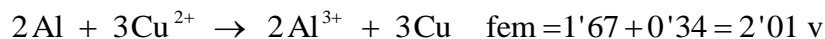
a) El ánodo es el electrodo de aluminio que es donde se produce la reacción de oxidación



El cátodo es el electrodo de cobre que es donde se produce la reacción de reducción



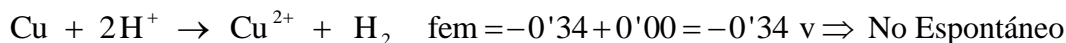
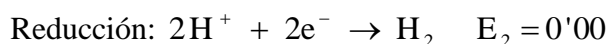
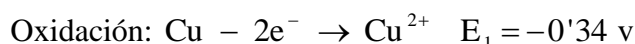
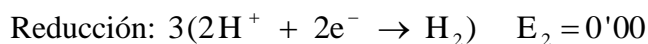
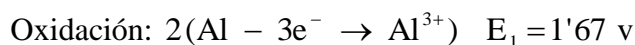
b)



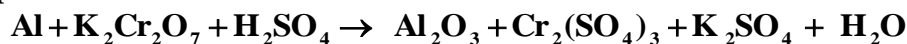
Para escribir la notación de la pila se empieza siempre escribiendo a la izquierda el proceso de oxidación (ánodo) y a continuación el de reducción (cátodo). La doble barra indica que los dos semielementos están separados por un puente salino.



c) Calculamos si alguno reacciona con el sulfúrico



Para obtener el óxido de aluminio a partir de aluminio metálico se utiliza una disolución de dicromato de potasio en medio ácido:



a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ión-electrón.

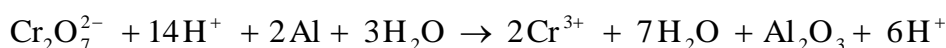
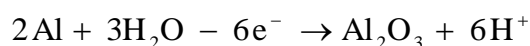
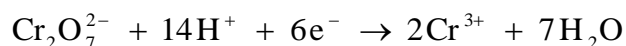
b) Calcule el volumen de disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ de una riqueza del 20% en masa y densidad 1'124g/mL que sería necesario para obtener 25 g de Al_2O_3 .

Datos: Masas atómicas relativas: Cr = 52; K = 39; Al = 27; O = 16

QUÍMICA. 2018. JUNIO EJERCICIO 6. OPCIÓN B

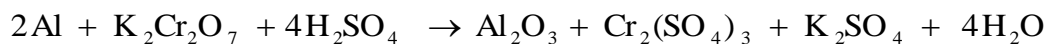
R E S O L U C I Ó N

a)



Ecuación iónica ajustada: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 8\text{H}^+ + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3$

Ecuación molecular ajustada:



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$25 \text{ g Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 0'245 \text{ moles K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$0'245 \text{ moles K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{294 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{20 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1'124 \text{ g disolución}} = 320 \text{ mL}$$