

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

- Junio, Ejercicio 5, Opción A
- Reserva 1, Ejercicio 3, Opción A
- Reserva 1, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 5, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 3, Opción B
- Reserva 4, Ejercicio 6, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 3, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 5, Opción B

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.

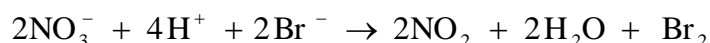
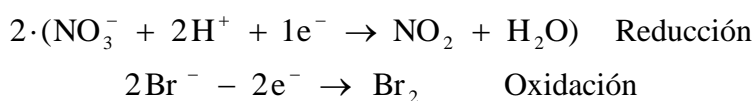
b) Calcule el volumen de ácido nítrico necesario para completar la reacción.

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

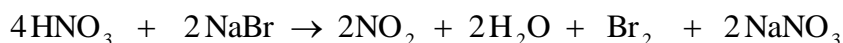
QUÍMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

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

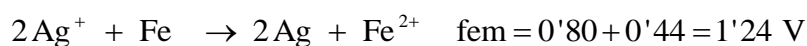
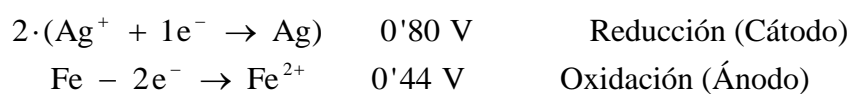
- a) Razone qué electrodos combinaría para construir una pila galvánica que aportara el máximo potencial. Calcule el potencial que se generaría en esta combinación.
b) Escriba la reacción redox global para la pila formada con los electrodos de plata y plomo.
c) Justifique qué especie es la más oxidante.

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

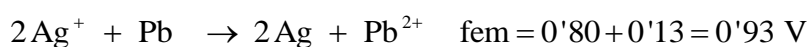
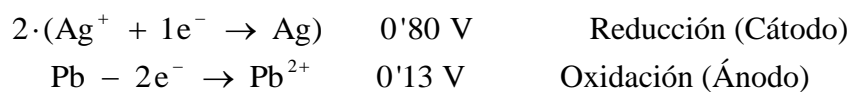
QUÍMICA. 2015. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

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.

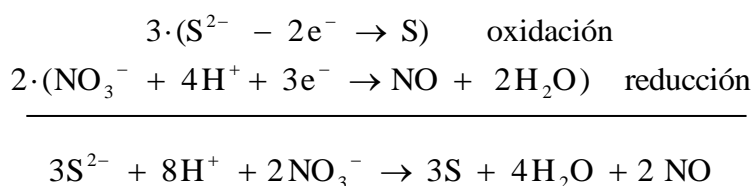
b) Calcule el volumen de una disolución de ácido nítrico del 65% de riqueza en peso y densidad de 1'4 g/mL que se necesitan para que reaccionen 20 g de sulfuro de cobre(II).

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.

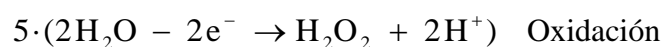
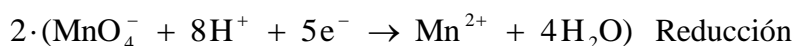
c) Razone si la reacción es espontánea en condiciones estándar, a 25°C.

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

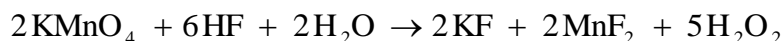
R E S O L U C I Ó N

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.

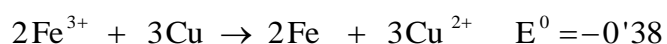
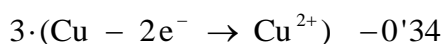
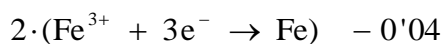
Datos: $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$; $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0'41 \text{ V}$; $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}) = -0'04 \text{ V}$;

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

QUÍMICA. 2015. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

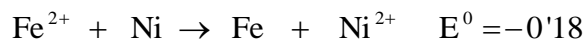
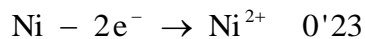
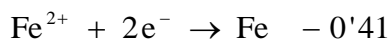
R E S O L U C I Ó N

a)



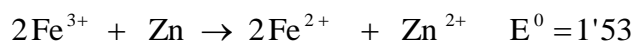
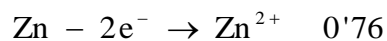
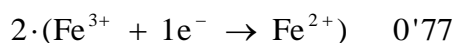
Como $E^0 = -0'38 < 0 \Rightarrow$ No se produce reacción.

b)



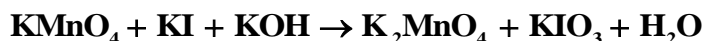
Como $E^0 = -0'18 < 0 \Rightarrow$ No se produce reacción.

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.

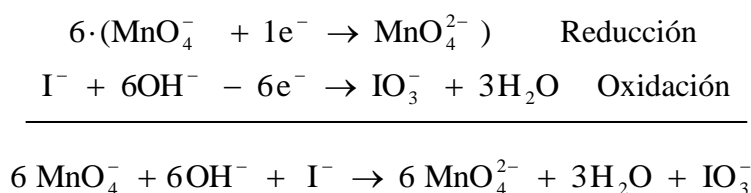
b) Calcula los gramos de yoduro de potasio necesarios para que reaccionen con 120 mL de disolución de permanganato de potasio 0'67 M.

Masas atómicas: I = 127; K = 39

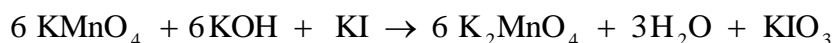
QUÍMICA. 2015. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

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:

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