

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

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

emestrada

La siguiente reacción tiene lugar en medio ácido: $\text{BrO}_4^- + \text{Zn} \rightarrow \text{Br}^- + \text{Zn}^{2+}$

a) Ajuste la reacción iónica por método del ión-electrón

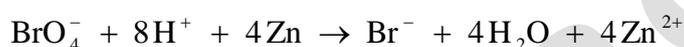
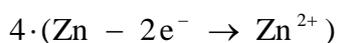
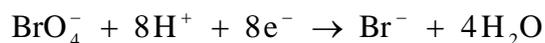
b) Calcule la riqueza de una muestra de Zn si 1 g de la misma reacciona con 25 mL de una disolución 0'1 M de iones BrO_4^- .

Masa atómica: Zn = 65'4

QUÍMICA. 2007. JUNIO EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



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

$$0'025 \cdot 0'1 \text{ moles } \text{BrO}_4^- \cdot \frac{4 \text{ moles } \text{Zn}}{1 \text{ mol } \text{BrO}_4^-} \cdot \frac{65'4 \text{ g}}{1 \text{ mol } \text{Zn}} = 0'654 \text{ g Zn}$$

$$100 \text{ g muestra} \cdot \frac{0'654 \text{ g puros Zn}}{1 \text{ g muestra}} = 65'4\% \text{ de riqueza}$$

Se realiza la electrolisis de 2 litros de una disolución de nitrato de plata 0'2 M haciendo pasar una corriente eléctrica de 0'5 amperios durante 4 horas. Calcule:

a) La masa de plata que se deposita en el cátodo.

b) La concentración de iones Ag^+ que queda en la disolución una vez finalizada la electrolisis.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masas atómicas: $\text{Ag} = 108$.

QUÍMICA. 2007. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Con la intensidad de corriente y el tiempo se calcula la carga que ha circulado por la disolución y aplicando la 2ª ley de Faraday se calculan los equivalentes-gramos de plata depositados. Con ellos y, teniendo en cuenta que la plata sólo transfiere 1 electrón, se calculan los gramos de plata.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{108 \cdot 0'5 \cdot 14400}{96500} = 8'05 \text{ g}$$

b) Si a los moles iniciales se le restan los que se ha depositado en el cátodo, quedarán los que permanecen disueltos en el volumen de 1 litro:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{0'4 - \frac{8'05}{108}}{2 \text{ litros}} = 0'162 \text{ M}$$

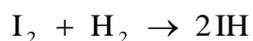
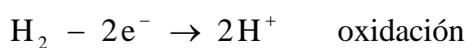
Cuando el I_2 reacciona con gas hidrógeno, se transforma en yoduro de hidrógeno:

- a) Escriba el proceso que tiene lugar, estableciendo las correspondientes semirreacciones redox.
b) Identifique, razonando la respuesta, la especie oxidante y la especie reductora.
c) ¿Cuántos electrones se transfieren para obtener un mol de yoduro de hidrógeno según el proceso redox indicado? Razone la respuesta.

QUÍMICA. 2007. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



b) El oxidante es la especie que se reduce, es decir el I_2 y el reductor es la que se oxida, es decir el H_2 .

c) En las reacciones vemos que se transfieren 2 moles de electrones para obtener 2 moles de HI, luego, para obtener 1 mol se transferirá 1 mol de electrones.

Se hace pasar una corriente eléctrica de 5 amperios durante 2'5 horas a través de una celda electrolítica que contiene una disolución acuosa de CuCl_2 . Calcule:

a) La masa de cobre metálico depositado en el cátodo.

b) El volumen de Cl_2 medido en condiciones normales que se genera en el ánodo.

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

QUÍMICA. 2007. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Con la intensidad de corriente y el tiempo se calcula la carga que ha circulado por la disolución y aplicando la 2ª ley de Faraday se calculan los equivalentes-gramos de plata depositados. Con ellos y, teniendo en cuenta que la plata sólo transfiere 1 electrón, se calculan los gramos de plata.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{63'5}{2} \cdot 5 \cdot 9000}{96500} = 14'8 \text{ g}$$

b) Teniendo en cuenta que por cada mol de cobre se desprende 1 mol de cloro.

$$n_{\text{Cl}_2} = n_{\text{Cu}} = \frac{14'8}{63'5} = 0'233 \text{ moles}$$

$$V = 0'233 \cdot 22'4 = 5'22 \text{ L}$$

Se dispone de una pila formada por un electrodo de cinc y otro de plata sumergidos en una disolución 1 M de sus respectivos iones, Zn^{2+} y Ag^+ . Razone la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

- a) La plata es el cátodo y el cinc el ánodo.
- b) El potencial de la pila es 0'04 V.
- c) En el ánodo de la pila tiene lugar la reducción del oxidante.

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

QUÍMICA. 2007. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Verdadera. Como el potencial de la plata es mayor que el del cinc, es la plata la que se reduce y, por lo tanto es el cátodo, mientras que el cinc se oxida y es el ánodo.

b) Falsa.

$$E^0_{\text{pila}} = 0'76 + 0'8 = 1'56 \text{ v}$$

c) Falsa. En el ánodo de la pila tiene lugar la oxidación del reductor.

Una muestra que contiene sulfuro de calcio, CaS, se trata con ácido nítrico concentrado hasta reacción completa, según: $\text{CaS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \text{SO}_2 + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

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

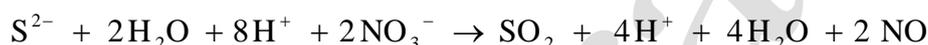
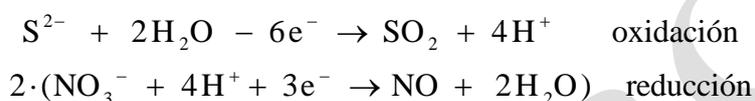
b) Sabiendo que al tratar 35 g de la muestra con exceso de ácido se obtienen 20'3 L de NO, medidos a 30 °C y 780° mm de Hg, calcule la riqueza en CaS de la muestra.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: Ca = 40; S = 32.

QUÍMICA. 2007. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Simplificando, tenemos que: $\text{S}^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}$

Ajustamos la ecuación molecular: $\text{CaS} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO} + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

b) Calculamos los moles de NO.

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{780}{760} \cdot 20'3 = 0'838 \text{ moles}$$

Por la estequiometría de la reacción sabemos que:

$$0'838 \text{ moles} \cdot \frac{72 \text{ gr CaS}}{2 \text{ moles NO}} = 30'168 \text{ g CaS}$$

Calculamos la riqueza de la muestra:

$$\frac{30'168 \text{ g CaS puros}}{35 \text{ gr muestra}} \cdot 100 = 86'19 \%$$

a) El proceso global de una reacción redox es: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

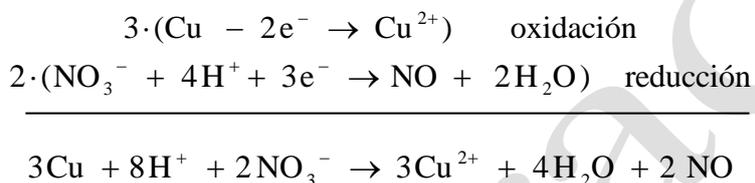
Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción de este proceso, indicando el agente oxidante y el agente reductor.

b) El potencial de reducción estándar del Mg^{2+}/Mg es $-2,34 \text{ V}$. Razone cuál será el electrodo que actúa como ánodo y cuál como cátodo cuando se construye una pila con el electrodo de magnesio y un electrodo normal de hidrógeno.

QUÍMICA. 2007. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



El oxidante es el ácido nítrico y el reductor el cobre.

b) El potencial del electrodo normal de hidrógeno es cero. Al ser mayor que el potencial del magnesio, el hidrógeno se reduce y actúa como cátodo y el magnesio se oxida y actúa como ánodo.

El ácido nítrico reacciona con el sulfuro de hidrógeno según la ecuación:



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

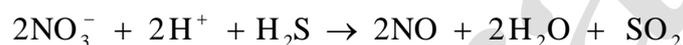
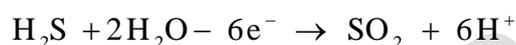
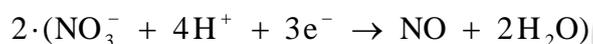
b) Calcule el volumen de sulfuro de hidrógeno, medido a 700 mm de Hg y 60°C, necesario para reaccionar con 500 mL de una disolución de ácido nítrico 0'5 M.

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

QUÍMICA. 2007. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



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

$$0'5 \cdot 0'5 \text{ moles} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{2 \text{ mol HNO}_3} = 0'125 \text{ moles H}_2\text{S}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'125 \cdot 0'082 \cdot 333}{\frac{700}{760}} = 3'70 \text{ L}$$