

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

- Junio, Ejercicio B5
- Junio, Ejercicio C4
- Reserva 1, Ejercicio B2
- Reserva 1, Ejercicio C2
- Reserva 2, Ejercicio C4
- Reserva 3, Ejercicio B4
- Reserva 3, Ejercicio C4
- Reserva 4, Ejercicio C4
- Julio, Ejercicio C4

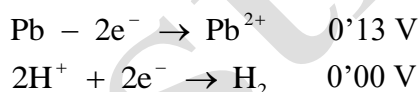
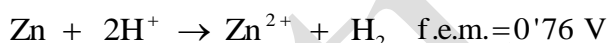
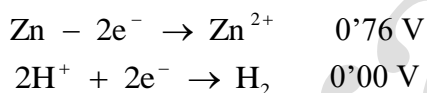
Dados los siguiente potenciales de reducción $E^0(\text{H}^+ / \text{H}_2) = 0 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$; $E^0(\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}) = -0'13 \text{ V}$; $E^0(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = -0'76 \text{ V}$.

- a) Explique, escribiendo las reacciones correspondientes, qué metal o metales producen desprendimiento de hidrógeno al ser tratados con un ácido.
b) Escriba las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo de la pila formada por los electrodos de Zn y Pb.
c) Escriba la notación de la pila formada por los electrodos del apartado b) y calcule su potencial.

QUÍMICA. 2023. JUNIO. EJERCICIO B5

R E S O L U C I Ó N

a) Para que un metal desprenda hidrógeno al ser tratado con un ácido, es necesario que la reacción redox correspondiente sea espontánea. Para ello el potencial de reducción del metal tiene que ser menor que el potencial de reducción del hidrógeno. Sólo el plomo y el cinc lo cumplen



b)

En el ánodo se oxida el Zn: $\text{Zn} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$

En el cátodo se reduce el ión plumboso: $\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$

La reacción global es: $\text{Zn} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Pb}$

c) La notación de la pila es: $\text{Zn(s)} \mid \text{Zn}^{2+}(\text{1M}) \parallel \text{Pb}^{2+}(\text{1M}) \mid \text{Pb(s)}$.

$$\text{f.e.m.} = -0'13 + 0'76 = 0'63 \text{ v}$$

En una celda electrolítica que contiene CuCl_2 fundido se hace pasar una cierta cantidad de corriente durante 2 horas, observándose que se deposita cobre metálico y se desprende dicloro. Basándose en la semireacciones correspondientes:

a) Determine la intensidad de corriente necesaria para depositar 15'9 g de Cu.

b) Calcule el volumen de Cl_2 obtenido a 25°C y 1 atm.

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

QUÍMICA. 2023. JUNIO. EJERCICIO C4

R E S O L U C I Ó N

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

Calculamos la carga necesaria para depositar 15'9 g de cobre

$$15'9 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63'5 \text{ g Cu}} \cdot \frac{2 \text{ moles e}^-}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{96.500 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} \approx 48.326 \text{ C}$$

Calculamos la intensidad de corriente

$$I = \frac{q}{t} = \frac{48.326}{2 \cdot 3600} = 6'7 \text{ Amperios}$$

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

Calculamos los moles de cloro

$$48.326 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96.500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ moles e}^-} = 0'25 \text{ moles Cl}_2$$

Calculamos el volumen:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'25 \cdot 0'082 \cdot 298}{1} = 6'11 \text{ L Cl}_2$$

Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) Todas las reacciones de combustión son procesos redox.**
- b) El agente oxidante es la especie que dona electrones en un proceso redox.**
- c) Cuando el HNO_3 se transforma en NO , el nitrógeno se oxida.**

QUÍMICA. 2023. RESERVA 1. EJERCICIO B2

R E S O L U C I Ó N

- a) Falsa. En las reacciones de combustión no hay intercambio de electrones.
- b) Falsa. El agente oxidante es la especie que acepta electrones en un proceso redox.
- c) Verdadera. Disminuye su número de oxidación.

Basándose en las semireacciones correspondientes:

a) Calcule cuánto tiempo tardará en depositarse 1 g de Zn cuando se lleva a cabo la electrolisis de ZnBr_2 fundido, si la corriente es de 10 A.

b) Si se utiliza la misma intensidad de corriente en la electrolisis de una sal fundida de vanadio y se depositan 3,8 g de este metal en 1 h, ¿cuál será la carga del ion vanadio en esta sal?

Datos: $F = 96500 \text{ C/mol}$. Masas atómicas relativas $V = 50'9$; $Zn = 65'4$

QUÍMICA. 2023. RESERVA 1. EJERCICIO C2

R E S O L U C I Ó N

a) La semireacción que tiene lugar es: $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$

Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$1 = \frac{\frac{65'4}{2} \cdot 10 \cdot t}{96500} \Rightarrow t = 295'11 \text{ segundos}$$

b) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$3'8 = \frac{\frac{50'9}{c} \cdot 10 \cdot 3600}{96500} \Rightarrow c = 5$$

Luego, la carga del ión vanadio es +5

El dicromato de potasio reacciona con el yoduro de sodio en medio ácido sulfúrico para dar sulfato de sodio, sulfato de cromo(III), sulfato de potasio, diyodo y agua:



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

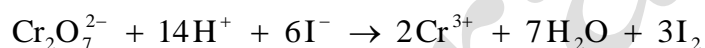
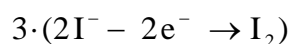
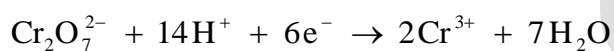
b) Si 30 mL de una disolución de NaI reaccionan con 60 mL de una disolución que contiene 49 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, ¿cuál será la molaridad de la disolución de NaI?.

Masas atómicas: O = 16; K = 39'1; Cr = 52

QUÍMICA. 2023. RESERVA 2. EJERCICIO C4

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:

$$49 \text{ g } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{294'2 \text{ g } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{6 \text{ moles NaI}}{1 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \approx 1 \text{ mol NaI}$$

Calculamos la molaridad: $\text{Molaridad} = \frac{1}{0'03} = 33'3 \text{ M}$

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

- a) Razone cuál de los dos electrodos se podrá utilizar como ánodo.
b) Escriba e identifique las semireacciones de oxidación y reducción.
c) 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. 2023. RESERVA 3. EJERCICIO B4

R E S O L U C I Ó N

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

b y c)

(+) Reducción (Cátodo): $3 \cdot (\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}) \quad E_1 = 0'34$

(-) Oxidación (Ánodo): $2 \cdot (\text{Al} - 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}^{3+}) \quad E_2 = 1'67$



El permanganato de potasio reacciona con el peróxido de hidrógeno en disolución de ácido sulfúrico dando lugar a sulfato de manganeso(II), agua, oxígeno y sulfato de potasio:



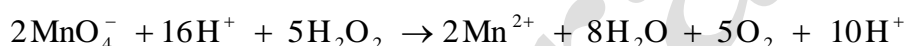
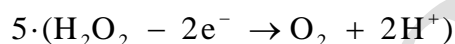
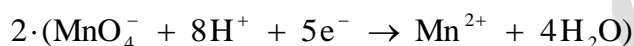
a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

b) Si se consumen 20 mL de una disolución 0'2 M de KMnO_4 para valorar 100 mL de H_2O_2 ¿cuál será la concentración de H_2O_2 ?

QUÍMICA. 2023. RESERVA 3. EJERCICIO C4

R E S O L U C I Ó N

a)



Simplificando y pasando a la reacción molecular, se tiene:

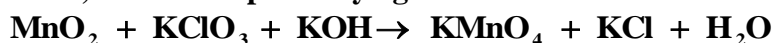


b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$20 \text{ mL } \text{KMnO}_4 \cdot \frac{0'2 \text{ moles } \text{KMnO}_4}{1000 \text{ mL } \text{KMnO}_4} \cdot \frac{5 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}_2}{2 \text{ moles } \text{KMnO}_4} = 0'01 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}_2$$

$$M = \frac{\text{moles}}{V(\text{litros})} = \frac{0'01}{0'1} = 0'1 \text{ M}$$

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



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

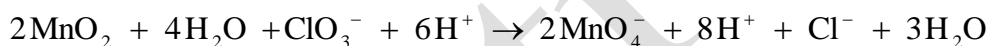
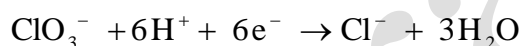
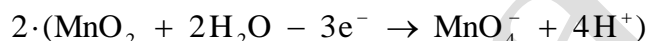
b) Calcule la riqueza en MnO_2 de una muestra si 1 g de ésta reacciona exactamente con 0'35 g de KClO_3 .

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

QUÍMICA. 2023. RESERVA 4. EJERCICIO C4

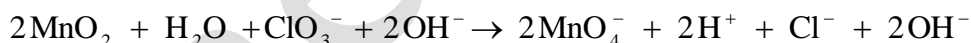
R E S O L U C I Ó N

a)



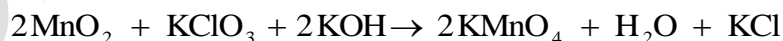
Simplificando, tenemos: $2\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{ClO}_3^- \rightarrow 2\text{MnO}_4^- + 2\text{H}^+ + \text{Cl}^-$.

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:

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

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

El carbono reacciona con ácido nítrico concentrado produciéndose dióxido de carbono, dióxido de nitrógeno y agua.



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

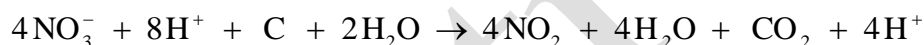
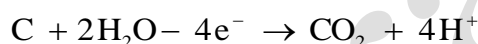
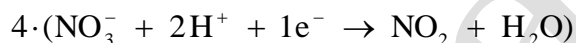
b) Calcule el volumen de CO_2 , medido a 25°C y 1 atm de presión, que se desprenderá cuando reacciones 1 kg de un carbón mineral de riqueza en carbono del 60% con exceso de HNO_3 .

Datos: Masa atómica relativa $\text{C}=12$; $R=0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

QUÍMICA. 2023. JULIO. EJERCICIO C4

R E S O L U C I Ó N

a)



Simplificamos: $4\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + \text{C} \rightarrow 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

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



b) Calculamos la cantidad de carbono que tenemos en el carbón mineral

$$1000 \text{ g carbón mineral} \cdot \frac{60 \text{ g carbono}}{100 \text{ g carbón mineral}} = 600 \text{ g carbono}$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$600 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}} = 50 \text{ moles CO}_2$$

Calculamos el volumen:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{50 \cdot 0'082 \cdot 298}{1} = 1221'8 \text{ L de CO}_2$$