

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

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

emestrada

Una muestra de 3'25 g de nitrito de potasio impuro, disuelta en agua acidificada con ácido sulfúrico, se hace reaccionar con permanganato de potasio:



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

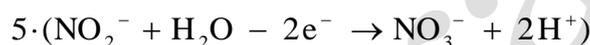
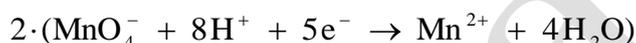
b) Calcule la riqueza en KNO_2 de la muestra inicial si se han consumido 50 mL de KMnO_4 0'2 M.

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

QUÍMICA. 2021. JUNIO. EJERCICIO C4

RESOLUCIÓN

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:

$$50 \text{ mL KMnO}_4 \cdot \frac{0'2 \text{ moles KMnO}_4}{1000 \text{ mL KMnO}_4} \cdot \frac{5 \text{ moles KNO}_2}{2 \text{ moles KMnO}_4} \cdot \frac{85 \text{ g KNO}_2}{1 \text{ mol KNO}_2} = 2'125 \text{ g KNO}_2$$

Calculamos la riqueza de la muestra inicial

$$\frac{2'125}{3'25} \cdot 100 = 65'38\%$$

Indique razonadamente si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) Una cucharilla de aluminio se disuelve al introducirla en una disolución de CuSO_4 .
- b) Las disoluciones acuosas de Fe^{2+} no son estables y se oxidan en presencia de oxígeno.
- c) El cobre no reacciona con HCl , pero sí con HNO_3 .

Datos: $E^0(\text{Al}^{3+} / \text{Al}) = -1'66 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$; $E^0(\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = 0'77 \text{ V}$
 $E^0(\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}) = 1'23 \text{ V}$; $E^0(\text{H}^+ / \text{H}_2) = 0'00 \text{ V}$; $E^0(\text{NO}_3^- / \text{NO}_2) = 0'80 \text{ V}$

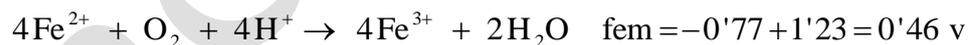
QUÍMICA. 2021. RESERVA 1. EJERCICIO B5

R E S O L U C I Ó N

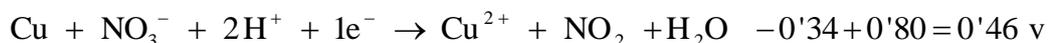
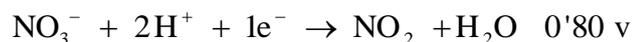
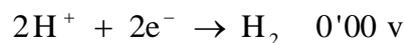
- a) Verdadera. La cucharilla de aluminio se disuelve



- b) Verdadera. Ya que:



- c) Verdadera. Ya que:



Se realiza la electrolisis completa de 500 mL de una disolución de NiSO_4 durante 15 minutos y se depositan 1'8 g de níquel en el cátodo.

a) Escriba la semireacción correspondiente y calcule la intensidad de corriente que ha circulado por la celda.

b) Calcule la molaridad de la disolución inicial.

Datos: $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masa atómica relativa: $\text{Ni} = 58'7$

QUÍMICA. 2021. RESERVA 1. EJERCICIO C2

R E S O L U C I Ó N

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

Aplicando la 2ª ley de Faraday, tenemos:

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 1'8 = \frac{\frac{58'7}{2} \cdot I \cdot 900}{96500} \Rightarrow I = 6'58 \text{ Amperios}$$

$$\text{b) } M = \frac{\text{moles soluto}}{1 \text{ L disolución}} = \frac{1'8}{58'7} = 0'06 \text{ M}$$

Una pila electroquímica está compuesta por dos electrodos de Ag y de Cu introducidos en una disolución 1M de AgNO_3 y 1 M de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, respectivamente.

a) Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción que tienen lugar e identifique el oxidante y el reductor de la reacción redox.

b) Escriba la notación de barras de la pila.

c) Calcule la f.e.m. de la pila.

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

QUÍMICA. 2021. RESERVA 2. EJERCICIO B5

R E S O L U C I Ó N

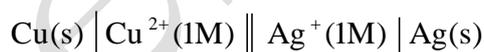
a) El ánodo es el electrodo de cobre que es donde se produce la reacción de oxidación. El cobre (Cu^{2+}) es el reductor, ya que cede electrones.



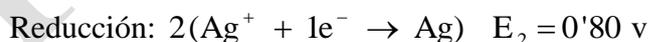
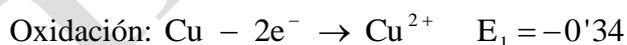
El cátodo es el electrodo de plata que es donde se produce la reacción de reducción. La plata es el oxidante, ya que gana electrones.



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 el potencial de la pila:



a) Se hace pasar una corriente eléctrica de 2'5 A por una celda electrolítica que contiene 500 mL de una disolución 0'5 M de iones Cu^{2+} . Calcule cuánto tiempo debe transcurrir para que la concentración de iones Cu^{2+} se reduzca a la mitad.

b) Calcule el volumen de dicloro (Cl_2), medido a 20°C y 720 mmHg, que se desprende al pasar durante 15 minutos una corriente de 5 A a través de un recipiente que contiene cloruro de calcio (CaCl_2) fundido.

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

Masas atómicas relativas: $\text{Cu} = 63'5$; $\text{Cl} = 35'5$.

QUÍMICA. 2021. RESERVA 2. EJERCICIO C4

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos el número de equivalentes-gramo que se depositarán de cobre a partir de los datos de la disolución:

$$0'5 \cdot 0'5 = 0'25 \text{ moles} = 0'25 \cdot 63'5 \text{ g} = 15'875 \text{ g}$$

Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$\frac{15'875}{2} = \frac{\frac{63'5}{2} \cdot 2'5 \cdot t}{96500} \Rightarrow t = 9.650 \text{ segundos}$$

b) Calculamos la masa de cloro

$$m = \frac{\frac{71}{2} \cdot 5 \cdot 900}{96500} = 1'65 \text{ g}$$

Calculamos el volumen

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{\frac{1'65}{71} \cdot 0'082 \cdot 293}{\frac{720}{760}} = 0'589 \text{ L de } \text{Cl}_2$$

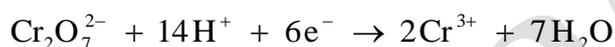
Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) Cuando el ión dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) se reduce hasta Cr^{3+} gana 3 electrones.
- b) En una reacción redox el agente oxidante aumenta su número de oxidación al perder electrones.
- c) Para la reacción de oxidación del Fe con MnO_4^- para dar Fe^{2+} y Mn^{2+} , el número de electrones que gana 1 mol de oxidante es igual al número de electrones que cede 1 mol de reductor.

QUÍMICA. 2021. RESERVA 3. EJERCICIO B4

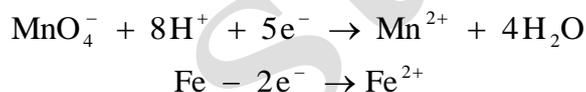
R E S O L U C I Ó N

- a) Falsa. El número de electrones sería 6

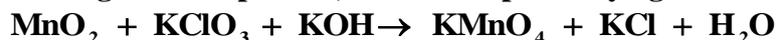


- b) Falsa. El oxidante gana electrones y reduce su número de oxidación.

- c) Falsa. Ya que 1 mol de oxidante (MnO_4^-) gana 5 electrones y 1 mol de reductor (Fe) cede 2 electrones.



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



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

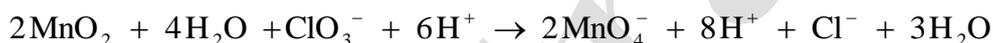
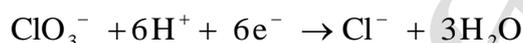
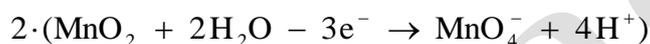
b) Calcule la masa de clorato de potasio (KClO_3) que reacciona con 25 g de una muestra que tiene una riqueza en MnO_2 del 60%.

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

QUÍMICA. 2021. RESERVA 3. EJERCICIO C4

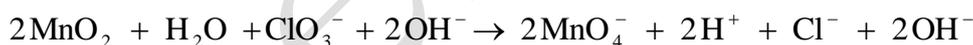
R E S O L U C I Ó N

a)



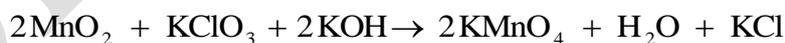
Simplificando, tenemos: $2\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{ClO}_3^- \rightarrow 2\text{MnO}_4^- + 2\text{H}^+ + \text{Cl}^-$.

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) Calculamos los gramos de MnO_2

$$25 \text{ g} \cdot \frac{60}{100} = 15 \text{ g MnO}_2$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$15 \text{ g de MnO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de MnO}_2}{87 \text{ g MnO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de KClO}_3}{2 \text{ moles de MnO}_2} \cdot \frac{122'5 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol de KClO}_3} = 10'56 \text{ g KClO}_3$$

Un método de obtención de dicloro se basa en la oxidación de ácido clorhídrico con ácido nítrico, produciéndose además dióxido de nitrógeno y agua.



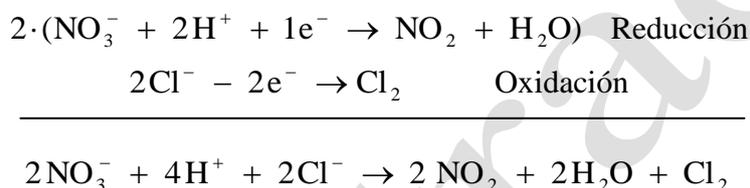
- a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ión-electrón.
b) Calcule el rendimiento de la reacción sabiendo que se han obtenido 9'78 L de Cl_2 , medido a 25 °C y 1 atm de presión, cuando han reaccionado 500 mL de HCl 2 M con HNO_3 en exceso.

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

QUÍMICA. 2021. RESERVA 4. EJERCICIO C4

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 que se tienen que obtener según la reacción

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

Calculamos los moles que dice el problema que se han obtenido

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot 9'78 = n \cdot 0'082 \cdot 298 \Rightarrow n = 0'4 \text{ moles de Cl}_2$$

Luego, el rendimiento de la reacción es

$$\frac{0'4}{0'5} \cdot 100 = 80\%$$

La reacción entre KMnO_4 y HCl en disolución permite obtener Cl_2 gaseoso, además de MnCl_2 , KCl y agua.

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

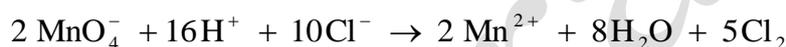
b) Calcule la masa de KMnO_4 que reacciona con 25 mL de una disolución de HCl del 30% de riqueza en masa cuya densidad es de $1,15 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

Datos: Masas atómicas relativas: $\text{Mn} = 55$; $\text{K} = 39$; $\text{Cl} = 35,5$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$

QUÍMICA. 2021. JULIO. EJERCICIO C4

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)

$$25 \text{ mL HCl} \cdot \frac{1,15 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{30}{100} = 8,625 \text{ g HCl}$$

Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$8,625 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{2 \text{ moles KMnO}_4}{16 \text{ moles HCl}} \cdot \frac{158 \text{ g KMnO}_4}{1 \text{ mol KMnO}_4} = 4,66 \text{ g KMnO}_4$$