

ELECTRÓLISIS

1. Suponiendo que la oxidación anódica tiene lugar con un rendimiento del 80%. Calcúlese cuánto tiempo tendrá que circular una corriente de 5 amperios para oxidar 15 gramos de Mn^{2+} a MnO_4^-

Dato: Masa atómica del Mn = 55.

Solución. $t = 32898 \text{ s} = 9 \text{ h } 8' 17''$

2. Una corriente de 4 amperios circula durante 1 hora y 10 minutos a través de 2 células electrolíticas que contienen, respectivamente, sulfato de cobre (II) y cloruro de aluminio.

a) Escriba las reacciones que se producen en el cátodo de ambas células electrolíticas.

b) Calcule los gramos de cobre y de aluminio metálicos que se habrán depositado.

Datos: Masas atómicas: Cu = 63'5 y Al = 27'0

Constante de Faraday $F = 96.500 \text{ C}\cdot\text{eq}^{-1}$

Solución. b) 1'6 gr.

3. Se hace la electrólisis del NaCl en disolución acuosa utilizando la corriente de 5 A durante 30 minutos:

a) ¿Qué volúmenes de gases se obtienen en el ánodo y en el cátodo a 1 atm? Y 25°C?

b) ¿Cómo tendría que estar el electrolito en la celda para que se depositase sodio y qué diferencia de potencial habría que aplicar?

Datos: $E^\circ \text{Na}^+/\text{Na} = -2,71 \text{ V}$; $E^\circ \text{Cl}_2/2\text{Cl}^- = 1,36 \text{ V}$

Solución. a) $V(\text{H}_2) \quad V(\text{Cl}_2) = 1'14 \text{ L}$; b) $E = 4'07 \text{ v}$.

4. Para obtener 3,08 g de un metal M por electrólisis, se pasa una corriente de 1'3A a través de una disolución de MCl_2 durante 2 horas. Calcule:

a) La masa atómica del metal.

b) Los litros de cloro producidos a 1 atmósfera de presión y 273 K.

Datos: Constante de Faraday $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{eq}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Solución. a) 63'5 gr/mol; b) $V(\text{Cl}_2) = 1'086 \text{ L}$.

5. Se tiene una disolución acuosa de sulfato de cobre (II).

a) Calcule la intensidad de corriente que se necesita pasar a través de la disolución para depositar 5 g de cobre en 30 minutos.

b) ¿Cuántos átomos de cobre se habrán depositado?

Datos.- Masa atómica del Cu = 63,5, $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol}$; $F = 96500 \text{ culombios/mol}$.

Solución. a) 8'4 A; b) $4'7 \times 10^{22} \text{ at}$.

6. Dos celdas electrolíticas que contienen nitrato de plata(I) y sulfato de cobre (II), respectivamente, están montadas en serie. Halle los gramos de cobre que se depositarán en la segunda celda, si en la primera se depositan 2 gramos de plata.

DATOS: Masa atómicas: Ag = 108; Cu = 63'5

Solución. 0'59 gr Cu.

7. En la electrólisis de una disolución acuosa que contiene sulfato de zinc y sulfato de cadmio, se deposita todo zinc y el cadmio, para lo cual se hace pasar una corriente de 10 amperios durante 2 horas, obteniéndose una mezcla de ambos metales de 35'44 g. Calcule el porcentaje en peso de zinc en la mezcla metálica.

DATOS: Masas atómicas: Cd = 112'4

Zn = 65'4

Solución. 26'1% Zn.

8. Calcule la cantidad de aluminio que podrá obtenerse por electrólisis de una disolución de sulfato de aluminio (III), utilizando una intensidad de 1000 A, durante una hora, si el rendimiento es del 80%. Datos: Masa atómica: Al = 27; $F (\text{Faraday}) = 96500 \text{ C}\cdot\text{eq}^{-1}$

Solución. 268'6 gr Al.

9. Septiembre 2000. En la electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de potasio se obtiene hidróxido de potasio, hidrógeno molecular y cloro molecular. Determine:

- a- El proceso que tiene lugar en cada electrodo, señalando al mismo tiempo su naturaleza anódica o catódica. ¿Por qué se forma hidróxido de potasio?
- b- ¿Qué volumen (en L) de hidrógeno y cloro gaseosos, medidos a 0°C y 1 atm, se obtendrán al utilizar una corriente de 25 amperios durante 2 horas?

DATOS: $1 F = 96500 C \cdot eq^{-1}$; $R = 0.082 atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; Masas atómicas: Cl = 35.5; H = 1

Solución. b) 83.5 L.

10. Septiembre 2001. Para depositar en uno de los electrodos de una célula electrolítica el níquel contenido en 500 mL de una disolución 0.5 M de sulfato de níquel(II), se hace pasar por ella una corriente de 10 A durante un cierto tiempo. Calcule:

- a) El tiempo necesario para realizar la operación anterior, teniendo en cuenta que el rendimiento de la electrolisis es del 80%.
- b) Si la cantidad de electricidad empleada en la electrolisis anterior, se utilizara para electrolizar agua, ¿qué cantidades de oxígeno e hidrógeno se obtendrían, si el rendimiento de la operación es también del 80%?

DATOS: $1 F = 96500 C \cdot eq^{-1}$. Masas atómicas: Ni = 58.7; O = 16; H = 1

Solución. a) 6032 s. b) $m(H_2)$ 0.5 gr, $m(O_2)$ = 4 gr.

11. Junio 2001. Se conectan dos cubas electrolíticas en serie. En la primera se coloca una disolución de ácido sulfúrico y en la segunda, una disolución de nitrato de cobre (II). Después del paso de una determinada cantidad de electricidad, en la primera cuba se recogen 600 ml de hidrógeno molecular a 27°C y 1 atm de presión.

- a) Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos de ambas cubas.
- b) El peso de cobre depositado en la segunda cuba.

Datos: Faraday = $96500 C \cdot eq^{-1}$; $R = 0.082 atm \cdot L / mol \cdot K$; Masas atómicas: Cu = 63.5; H = 1.

Solución. b) $m(Cu)$ = 1.55 gr.

12. Septiembre 1999. Se dispone de dos cubas electrolíticas conectadas en serie con disoluciones de nitrato de plata y de ácido sulfúrico, respectivamente. Se hace pasar corriente de forma que en la primera se depositan 0.2325 gramos de plata. Calcule el volumen de hidrogeno medido a 25°C y 1 atmósfera de presión, que se desprenderá en la segunda cuba.

Datos: Masas atómicas; Ag = 108; H = 1; $1 Faraday = 96500 C \cdot eq^{-1}$

Solución. 26 mL.

13. Junio 1999. Se electroliza una disolución acuosa de sulfato de cobre(II) durante 30 minutos, utilizando electrodos inertes, sobre los que se aplica una corriente de intensidad 5 amperios. En dicha electrólisis se deposita un metal y se desprende un gas. Escriba:

- a) Semirreacción catódica
- b) Semirreacción anódica

Calcule:

- c) Gramos que se obtienen del metal depositado
- d) Volumen de gas que se desprende en las condiciones de trabajo (Temperatura = 25°C y P = 1 atm).

DATOS: Masas atómicas, O = 16; Cu = 63.5; $F = 96500 C \cdot eq^{-1}$; $R = 0.082 atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$

Solución. b) 2.96 gr Cu; d) 570 mL de O_2 .

14. Junio 1998. Se electroliza una disolución de ácido sulfúrico, usando electrodos inertes, durante un periodo de 20 minutos. El hidrógeno producido se recoge sobre agua a una presión total de 750 mm de Hg y a una temperatura de 27 °C, obteniéndose en estas condiciones 200 mL.

- a) Indique en que electrodo se desprende el hidrogeno., cuál es la reacción correspondiente y cuál es el equivalente electroquímico del hidrogeno.
- b) Calcule la intensidad de la corriente aplicada.

DATOS: $F = 96500 C \cdot eq^{-1}$; $R = 0.082 atm \cdot L / K \cdot mol$; Presión de vapor del agua a 27 °C = 26 mm Hg; H = 1

Solución. b) 1.25 A.

15. Junio 1997. Se dispone de una disolución acuosa de sulfato de cobre (II) de concentración 4×10^{-2} M. Calcule el tiempo necesario para electrolizar completamente el cobre contenido en 250 ml de dicha disolución al pasar una corriente de 1'2 amperios, si el rendimiento del proceso es del 60%.

DATOS: Masas atómicas: O = 16,0; S = 32,0; Cu = 63,5

Constante de Faraday: $96.500 \text{ C} \cdot \text{eq}^{-1}$

Solución. 2680 s.

16. Junio 1997. Para platear por ambas cara con 0'1 mm. de espesor una medalla de 2 cm. de diámetro y 0'4 mm. de altura, se efectúa una electrólisis de una disolución de nitrato de plata, haciendo actuar la medalla como cátodo y aplicando una corriente de 10 amperios. Calcule el tiempo necesario para llevar a cabo dicho plateado.

DATOS: Masa atómica de la Ag = 107'9

Densidad de la plata = $10'5 \text{ g/cm}^3$

$F = 96500 \text{ C} \cdot \text{eq}^{-1}$

Solución. 62,5 s.

17. Una disolución de sulfato de cobre (II), que contiene 0,400 g de ión Cu^{2+} , se electroliza entre electrodos de platino hasta que la totalidad del cobre queda depositado en el cátodo; se continúa después la electrólisis siete minutos más. Durante la electrólisis el volumen de la disolución se mantiene en 100 cm^3 , y la intensidad de la corriente en 1'20 A durante todo el proceso. Suponiendo un rendimiento del 100%.

- Hallar el tiempo necesario para el depósito completo del cobre.
- Que ocurre en el ánodo mientras dura la deposición de cobre, y lo que sucede después, en los siete segundos siguientes, en cada uno de los electrodos.
- Determinar el volumen total de gases, medidos en condiciones normales, que se desprenden en los electrodos durante toda la electrólisis.
- Hallar el pH final de la disolución, suponiendo que la disociación del ácido sulfúrico sea total.

Solución. a) 1013 s. c) 0'159 L d) pH = 0'9