

G13C. ELECTROQUÍMICA. ELECTRÓLISIS

NOTA: Al final de la sección G13. ELECTROQUÍMICA se encuentra una tabla de potenciales de reducción estándar que pueden utilizar para resolver los ejercicios de la guía.

- 1)** Indicar las reacciones que ocurren y las especies que se producen en el ánodo y en el cátodo (ambos inertes) durante la electrólisis de soluciones acuosas neutras que contienen:

a) fosfato de sodio **c)** sulfato (VI) de zinc (II)

b) ioduro de cadmio (II) **d)** cloruro de oro (III)

2) Escribir las ecuaciones de las reacciones anódica y catódica correspondientes a la electrólisis de las siguientes soluciones acuosas:

a) cloruro de sodio **b)** ioduro de potasio

Sabiendo que la fenolftaleína cambia de color (de transparente a rosado) al entrar en contacto con medio básico, indicar como podría emplear estas reacciones para identificar el signo de los polos de una fuente de corriente continua.

Sabiendo que el almidón da color azul en presencia de iodo, mencionar otra posible forma de identificar dichos polos.

- 3)** Dibujar los esquemas y escribir las ecuaciones químicas correspondientes a los siguientes procesos:

a) obtención industrial de aluminio **b)** refinación electrolítica del cobre.

4) Una solución de sulfato de cobre (II) se电解iza con electrodos inertes durante 5h 21min 40s con una intensidad de corriente de 5 A.

a) Calcular la masa de Cu y el volumen de O₂ (en condiciones normales de presión y temperatura) que se obtienen.

5) Se hace circular 1,0 Faraday por 1,0 L de una solución de sulfato de cobre (II) cuya concentración inicial es 2,5 M.

a) Calcular la molaridad final de sulfato de cobre (II) si el ánodo es de cobre.

b) Calcular la molaridad final de sulfato de cobre (II) si el ánodo es de platino.

c) Escribir las ecuaciones de las reacciones anódica y catódica que se producen en cada caso.

6) Por una cuba electrolítica que contiene solución acuosa de cloruro de níquel (II) circulan 5 A durante 1930 s. Calcular la masa de níquel que se deposita en el cátodo.

7) Para los siguientes gases:

i) O₂ ii) H₂ iii) Cl₂

a) Dar un ejemplo del electrolito que pueda utilizarse para producir por electrólisis cada uno de ellos.

b) Calcular el volumen en condiciones normales de presión y temperatura que se libera por el paso de 6 Faraday en una cuba que contiene el electrolito correspondiente.

8) En una instalación para la obtención de aluminio metálico circula una corriente de intensidad 50000 A

durante 3 hs.

a) Calcular la masa de aluminio que se obtienen en ese lapso.

b) Si se supone que el 20% de la masa de oxígeno formado ataca al ánodo con formación de dióxido de carbono, calcular la masa de electrodo que se consume en esas 3 horas?

- 9) Se desea realizar un baño de oro de 0,5 mm de espesor sobre una pieza de hierro de 205 cm^2 de superficie total. El rendimiento de la operación es de 82% y la densidad del oro es 19300 kg/m^3 .

NOTA: La sal de oro más popular entre las disponibles comercialmente es AuCl_3 .

a) Dibujar un esquema del dispositivo para realizar el baño, mencionando todos los materiales y sustancias necesarias.

b) Calcular la intensidad de corriente necesaria para que el proceso se logre en no más de 60 min

- 10) Por métodos electroquímicos se desea obtener aluminio, sodio, zinc y magnesio en estado metálico puro. Para ello, se cuenta con las sustancias NaCl , Al_2O_3 , MgCl_2 y ZnSO_4 .

a) Indicar cuáles electrolitos se pueden utilizar en solución acuosa y cuáles en estado líquido (sal fundida). ¿Por qué?

b) Escribir las reacciones anódica, catódica y molecular correspondientes a los sistemas electrolíticos necesarios y/o más adecuados en cada caso.

c) Dibujar un esquema de la instalación de la celda electrolítica para el caso de la obtención de aluminio, señalando el tipo y polaridad de los electrodos, las especies presentes, el movimiento de iones y de electrones, etc.

- 11) En un mismo proceso electrolítico industrial se quieren producir, como mínimo, 2 ton/día de NaOH y 1,4 ton/día de Cl_2 para abastecer una planta de tratamiento de pulpa de madera.

a) Identificar el sistema electrolítico necesario para el proceso. Escribir la ecuación anódica, catódica y molecular de la reacción.

b) Dibujar el esquema de la celda para este sistema.

c) Calcular el volumen mínimo de solución de electrolito de concentración 6 M que se precisa suponiendo un rendimiento de 67%.

d) Calcular la intensidad media de la corriente.

e) Calcular la masa excedente de uno de los productos.

f) Calcular los volúmenes de gases que se desprenden diariamente en condiciones normales de presión y temperatura.

- 12) Una pila de cadmio-níquel, cuya notación convencional se indica más abajo, alimenta una cuba electrolítica con electrodos inertes que contiene 1,5 L de solución acuosa de nitrato (V) de zinc (II) 2,5 M. El sistema funciona durante 7,5 horas con una intensidad de corriente de 0,5 A.

Notación pila: $\text{Cd}(\text{s}) / \text{Cd}(\text{OH})_2(\text{s}) / \text{KOH} (1,3 \text{ M}) / \text{Ni}(\text{O}_2)(\text{s}) / \text{Ni}(\text{OH})_2(\text{s})$

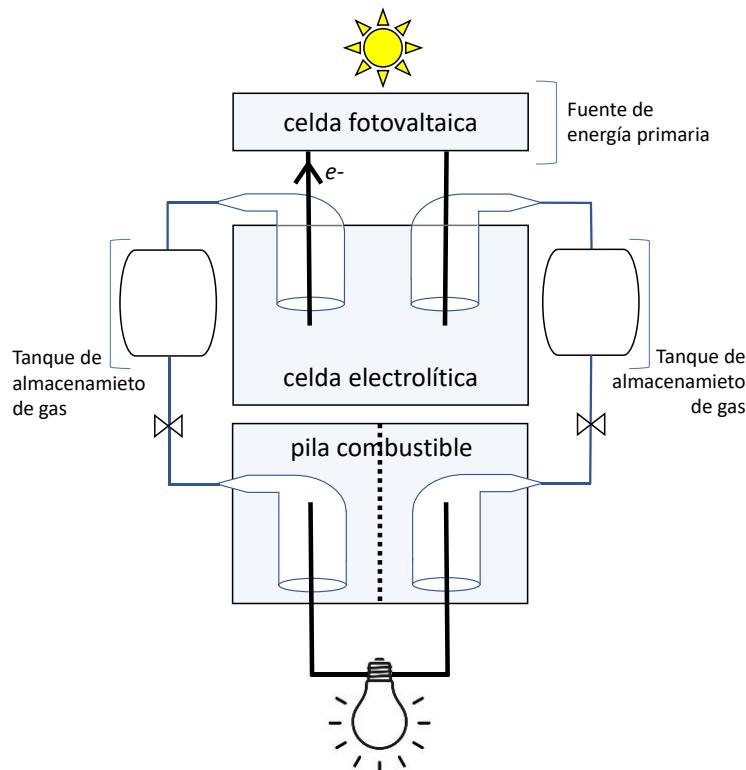
a) Dibujar un esquema de la instalación.

b) Tanto para la pila como para la electrólisis, dar las ecuaciones químicas en cada electrodo y la ecuación química total.

- c) Calcular la f.e.m. de la pila a 25°C para las concentraciones del enunciado.
- d) Calcular la molaridad final de la solución de nitrato (V) de zinc suponiendo que no hay variación de volumen.
- e) Calcular los volúmenes de gases en condiciones normales de presión y temperatura que pudieran desprenderse en los electrodos de la cuba electrolítica.
- 13) Para obtener 2,23 g de un metal M por la vía electrolítica se realiza la electrólisis con electrodos inertes de una solución acuosa de MCl_2 durante 2 horas. La corriente media que circuló durante el proceso fue de 1,3 A y la eficiencia de la corriente fue de 78%.
- a) Calcular la masa atómica del metal M e identificar a qué elemento corresponde.
- b) Calcular los litros de Cl_2 producidos en condiciones normales de presión y temperatura.
- c) Dibujar un esquema de la instalación identificando los electrodos y su polaridad, y mostrando las especies presentes, los productos de la电解sis y la marcha de electrones y de iones.
- 14) Una instalación para electrorrefinación de cobre procesa 150 kg de cobre de 99% de pureza por cada ciclo de 8 horas de funcionamiento. La instalación consiste en 6 cubas electrolíticas conectadas en serie y la diferencia de potencial aplicada es de 0,23 volt/cuba. La intensidad de corriente (media) que circula por el sistema es de 16144 A.
- a) Calcular la producción de cobre 99,8% en kg/ciclo.
- b) Calcular el rendimiento de la corriente eléctrica ¿En qué se transforma la energía eléctrica "perdida"?
- c) Calcular la potencia eléctrica consumida por la instalación
- DATO: P (Watts) = I (Amperes) × V (Volts) 1162231089
- 15) Una planta de galvanoplastía genera 50 m² de superficie cromada por día en jornadas de 8 horas utilizando nitrato (V) de cromo (III) como electrolito y un ánodo inerte. El recubrimiento es de 0,15 mm de espesor y la densidad del cromo depositado es de 7190 kg/m³.
- a) Calcular la masa de nitrato (V) de cromo (III) que se consume diariamente.
- b) Calcular el caudal de electrolito que se utiliza si la concentración de la sal en la solución es de 20% m/m y la solución tiene una densidad de 1,24 kg/L.
- c) Calcular el rendimiento de la corriente en la instalación si la intensidad media de corriente medida durante la electrólisis es de 15000 A.
- d) Realizar un esquema de una posible instalación para llevar a cabo este proceso.
- 16) En una cuba electrolítica se realizó la electrólisis de 350 cm³ de solución acuosa 1,0 M de ioduro de potasio, haciendo circular 3 A durante 3 horas. Luego, se titularon 10 cm³ del líquido de la cuba con ácido clorhídrico 0,5 N y se obtuvo un gasto de 17,2 cm³.
- a) Calcular el rendimiento de la electrólisis.
- b) Calcular la concentración final de ioduro de potasio en la cuba.

- 17)** Una cuba electrolítica con electrodos inertes contiene una solución acuosa de nitrato (V) de plata (I). Al cabo de 30 minutos de operación, se observa que se depositan 2 gramos de plata en uno de los electrodos.
- a) Escribir las ecuaciones de las hemireacciones anódica y catódica, y de la reacción molecular.
- d) Realizar un esquema de la instalación indicando el ánodo y el cátodo, la polaridad de los electrodos, las especies presentes y los productos de la电解sis, la marcha de iones y de electrones.
- c) Calcular el rendimiento de la operación si la corriente media que circuló en el proceso fue 1,2 A.
- 18)** En una cuba electrolítica con electrodos inertes se realiza la electrólisis de una solución acuosa de sulfato (VI) de níquel (II). La corriente media que circuló fue de 20 A y al cabo de 100 minutos se depositaron 29,35 g del metal.
- a) Escribir las ecuaciones de las hemireacciones anódica y catódica, y de la reacción molecular.
- b) Realizar un esquema de la instalación indicando el ánodo y el cátodo, la polaridad de los electrodos, las especies presentes y los productos de la electrolysis, la marcha de iones y de electrones.
- c) Determinar el rendimiento de la operación.
- d) Determinar el volumen de gas desprendido medido en condiciones normales de presión y temperatura.
- 19)** En una instalación industrial se quieren producir 2 ton/día de hidróxido de sodio y la correspondiente cantidad estequiométrica de cloro por la vía electrolítica.
- a) ¿Qué reactivo se necesita para lograr la producción deseada? ¿Debería o no emplearse agua en el proceso? Realizar un esquema de la instalación identificando los electrodos y su polaridad, y mostrando las especies presentes, los productos de la electrolysis y la marcha de electrones y de iones.
- b) Calcular la producción de cloro que se obtiene en el proceso.
- c) Calcular la intensidad de corriente media que debería circular por el sistema si la eficiencia del proceso es del 65%.
- d) Calcular el caudal de hidrógeno que se desprende en condiciones normales de presión y temperatura.
- 20)** En una cuba electrolítica se电解zan 100 L de una solución acuosa de cloruro de cobre (II) de concentración 0,3 M. En el proceso se emplean electrodos inertes y circula una corriente promedio de 12 A durante 10 horas.
- a) Escribir las ecuaciones de las hemireacciones anódica y catódica, y de la reacción molecular.
- b) Realizar un esquema de la instalación identificando los electrodos y su polaridad, y mostrando las especies presentes, los productos de la electrolysis y la marcha de electrones y de iones.
- c) Determinar la concentración final de cobre (II) en la solución.
- d) Determinar la masa de cobre metálico generado y el volumen de gas desprendido en condiciones normales de presión y temperatura.

- e) Determinar el tiempo necesario para obtener 500 g de cobre metálico si la electrólisis se realiza con la misma intensidad de corriente.
- f) Determinar el tiempo que transcurre hasta que la electrólisis se agota.
- 21) En una planta de proceso continuo se busca producir ácido sulfúrico a partir de una solución acuosa de sulfato de cobre (II). Se tiene la certeza de poder producir 50 toneladas por mes (30 días) de solución ácida de concentración 62% m/m.
- a) Escribir las ecuaciones de las hemireacciones anódica y catódica, y de la reacción molecular.
- b) Calcular la masa de agua consumida y el volumen de gas producido en condiciones normales de presión y temperatura en el mes.
- c) Estimar el consumo promedio de corriente eléctrica si la eficiencia global del proceso es de 80%.
- 22) Las celdas fotovoltaicas de una nave espacial suministran una intensidad de corriente de 5 A a una celda electrolítica que contiene una solución acuosa de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ y electrodos de platino. El H_2 y el O_2 producidos en esa celda electrolítica se almacenan en dos tanques y luego se introducen en una pila de combustible con electrodos de platino y KOH como electrolito. Los dos gases introducidos se consumen en la pila para producir agua y energía eléctrica, que se utiliza para alimentar los circuitos eléctricos de la nave espacial.



- a) Escribir las ecuaciones de las hemireacciones y de la reacción molecular tanto para la celda electrolítica como para la pila de combustible.
- b) Completar el esquema de la instalación presentado abajo, indicando los electrodos, la polaridad, el movimiento de cargas eléctricas, el flujo de los gases, las especies presentes y los productos generados.

- c) ¿Qué condición deben cumplir las hemirreacciones de la pila combustible para que se produzca energía eléctrica de forma espontánea? ¿Se cumple esa condición?
- d) Calcular la presión a la que deben ser inyectados los gases para que la pila suministre una f.e.m. de exactamente 1,2 V a 25°C. Dato: como la celda electrolítica produce 2 moles de H₂ por cada 1 mol de O₂, se cumple que las presiones de inyección son 2pH₂ = pO₂.
- e) Calcular el volumen que deben tener los tanques de O₂ e H₂ si se pretende almacenar estos gases durante un día como máximo. Las condiciones de almacenamiento son -50°C y 5 atm de presión.

Respuestas:

- 1) a) ánodo: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$ (se producen O_2 gaseoso y protones)
 cátodo: $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-$ (se producen H_2 gaseoso e hidroxilos)
 - b) ánodo: $2 \text{l}^- \rightarrow \text{l}_2(\text{ac}) + 2 \text{e}^-$ (se produce l_2 soluble)
 cátodo: $\text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cd}^\circ(\text{s})$ (se produce Cd metálico)
 - c) ánodo: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$ (se producen O_2 gaseoso y protones)
 cátodo: $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^\circ(\text{s})$ (se produce Zn metálico)
 - d) ánodo: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^-$ (se produce Cl_2 gaseoso)
 cátodo: $\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Au}^\circ(\text{s})$ (se produce Au metálico)
- 2) a) ánodo: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$ cátodo: $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-$
 b) ánodo: $2 \text{l}^- \rightarrow \text{l}_2(\text{ac}) + 2 \text{e}^-$ cátodo: $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-$
 Sobre los cátodos de las dos电解池 se genera un medio básico producto de la formación de hidroxilos, de manera que al agregar fenóftaleína solo se va a teñir de rosado la zona catódica.
 - 3) a) (se obtiene a partir de alúmina fundida (Al_2O_3) con electrodos de grafito)
 ánodo: $2 \text{O}^{2-}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{e}^- / 2 \text{O}^{2-}(\text{l}) + \text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^-$ cátodo: $\text{Al}^{3+}(\text{l}) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}^\circ(\text{s})$
 b) (se obtiene a partir de solución de sulfato de cobre (II) con ánodo de cobre metálico)
 ánodo: $\text{Cu}^\circ(\text{s}, \text{ánodo}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^-$ cátodo: $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^\circ(\text{s}, \text{cátodo})$
 - 4) a) 31,8 g de Cu y 5,6 L de O_2 en CNPT
 - 5) a) 2,5 M b) 2,0 M c) con ánodo cobre a): ánodo: $\text{Cu}^\circ(\text{s}, \text{ánodo}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^-$
 cátodo: $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^\circ(\text{s}, \text{cátodo})$ con ánodo platino b): $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$
 cátodo: $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^\circ(\text{s})$
 - 6) $m = 2,94 \text{ g}$
 - 7) a) i) un hidróxido (KOH, NaOH, etc.) ii) un ácido (H_2SO_4 , HCl, etc.) iii) una sustancia con Cl (HCl, NaCl, etc.) b) i) 33,6 L ii) 67,2 L iii) 67,2 L
 - 8) a) 50,36 kg de Al b) 3,36 kg del ánodo de C
 - 9) b) $m = 98,5 \text{ A}$
 - 10) a) solución acuosa: zinc sal fundida: aluminio, sodio y manganeso
 b) zinc: ánodo: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$ cátodo: $\text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^\circ(\text{s})$
 ecuación molecular: $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{ZnSO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{Zn}^\circ(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac})$
 aluminio: ánodo: $2 \text{O}^{2-}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{e}^-$ cátodo: $\text{Al}^{3+}(\text{l}) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}^\circ(\text{l})$
 ecuación molecular: $2 \text{Al}_2\text{O}_3(\text{l}) \rightarrow 3 \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{Al}^\circ(\text{l})$
 sodio: ánodo: $2 \text{Cl}^-(\text{l}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^-$ cátodo: $\text{Na}^+(\text{l}) + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Na}^\circ(\text{l})$
 ecuación molecular: $2 \text{NaCl}(\text{l}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{Na}^\circ(\text{l})$
 magnesio: ánodo: $2 \text{Cl}^-(\text{l}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^-$ cátodo: $\text{Mg}^{2+}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}^\circ(\text{l})$
 ecuación molecular: $\text{MgCl}_2(\text{l}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{Mg}^\circ(\text{l})$
 - 11) a) el proceso se puede realizar con NaCl. ánodo: $2 \text{Cl}^-(\text{l}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^-$
 cátodo: $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{ac})$
 ecuación molecular: $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NaCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{NaOH}(\text{ac})$ c) $V_{\text{SOLUCIÓN}} = 12438 \text{ L de soluci\'on de NaCl } 6 \text{ M}$ d) $I = 55845 \text{ A}$ e) producto excedente = 375 kg de Cl_2 /día f) $V_{\text{GASES}} = 560000$

L de Cl₂ /día y 560000 L de H₂ /día

- 12)** **b)** PILA: ánodo: Cd (s) + 2 OH⁻ (ac) → Cd(OH)₂ (s) + 2 e-
cátodo: NiO₂ (s) + 2 H₂O + 2 e- → Ni(OH)₂ (s) + 2 OH⁻ (ac)
ecuación molecular: Cd (s) + NiO₂ (s) + 2 H₂O → Cd(OH)₂ (s) + Ni(OH)₂ (s)
ELECTRÓLISIS: ánodo: 2 H₂O → O₂ (g) + 4 H⁺ (ac) + 4 e-
cátodo: Zn²⁺ (ac) + 2 e- → Zn⁰ (s)
ecuación molecular: 2 Zn(NO₃)₂ (ac) + 2 H₂O → 2 Zn⁰ (s) + O₂ (g) + 4 HNO₃ (ac) **c)** f.e.m. = 1,3 V **d)** [Zn(NO₃)₂]_{FINAL} = 2,45 M **e)** V_{GAS} = 0,783 L (O₂)
- 13)** **a)** Masa Molar = 58,9 g/mol (es cobalto, Co) **b)** V_{GAS} = 0,847 L
- 14)** **a)** 148,8 kg de Cu 99,8% de pureza por ciclo **b)** Rendimiento = 97% **c)** Potencia = 22279 W
- 15)** **a)** Consumo Cr(NO₃)₃ = 246,81 g/día **b)** Caudal solución = 0,995 L/día **c)** rendimiento = 69,5%.
- 16)** **a)** Rendimiento = 89,7% **b)** Concentración final = 0,14 M
- 17)** **a)** ánodo: 2 H₂O → O₂ (g) + 4 H⁺ + 4 e- cátodo: Ag⁺ (ac) + 1 e- → Ag[°] (s)
ecuación molecular: 2 H₂O + 4 AgNO₃ (ac) → O₂ (g) + 4 Ag[°] (s) + 4 HNO₃ (ac) **c)** Rendimiento = 82,8%.
- 18)** **a)** ánodo: 2 H₂O → O₂ (g) + 4 H⁺ + 4 e- cátodo: Ni⁺² (ac) + 2 e- → Ni[°] (s)
ecuación molecular: 2 H₂O + 2 NiSO₄ (ac) → O₂ (g) + 2 Ni[°] (s) + 2 H₂SO₄ (ac) **c)** Rendimiento = 80,4%
d) V_{GAS} = 5,60 L (de O₂).
- 19)** **a)** Se requiere una solución acuosa de NaCl
ecuación molecular: NaCl (ac) + H₂O → Cl₂ (ac) + H₂ (ac) + NaOH **b)** Producción Cl₂ = 1,78 ton/día **c)** I = 86000 A **d)** Caudal H₂ = 5,6 × 10⁵ L/día
- 20)** **a)** ánodo: 2 Cl⁻ → Cl₂ (g) + 2 e- cátodo: Cu²⁺ + 2 e- → Cu[°] (s)
ecuación molecular: CuCl₂ (ac) → Cu[°] (s) + Cl₂ (g) **c)** [Cu]_{FINAL} = 0,277 M **d)** m_{Cu} = 142 g V_{GAS} = 50,1 L **e)** Tiempo = 35,2 hs **f)** Tiempo = 134 hs.
- 21)** **a)** ánodo: 2 H₂O → O₂ (g) + 4 H⁺ + 4 e- cátodo: Cu²⁺ (ac) + 2 e- → Cu[°] (s)
ecuación molecular: 2 H₂O (l) + 2 CuSO₄ (ac) → Cu[°] (s) + O₂ (g) + 2 H₂SO₄ (ac). **b)** V_{AGUA} = 5,69 ton V_{GAS} = 1,05 × 10⁶ m³ (de O₂) **c)** I = 1,88 × 10⁵ A
- 22)** **a)** *celda electrolítica* ánodo: 2 H₂O → O₂ (g) + 4 H⁺ + 4 e- cátodo: 2 H₂O + 2 e- → H₂ (g) + 2 OH⁻
ecuación molecular: 2 H₂O (l) → O₂ (g) + 2 H₂ (g)
Pila combustible ánodo: H₂ (g) + 2 OH⁻ → 2 H₂O + 2 e- cátodo: O₂ (g) + 4 H₂O + 4 e- → 4 OH⁻
ecuación molecular: O₂ (g) + 2 H₂ (g) → 2 H₂O (l)
c) se debe cumplir → f.e.m. > 0 V f.e.m. = 0,40 V - (-0,83 V) = 1,23 V → cumple con la condición **d)** pO₂ = 0,132 atm pH₂ = 0,265 atm **d)** V_{TANQUE O₂} = 4,09 L V_{TANQUE H₂} = 8,18 L.