

## Capítulo

# 27

## ELECTROQUÍMICA



### Nernst, Walther Hermann (1864-1941)

(1864-1941) Físicoquímico alemán, nació en Briesen (Prusia Occidental) y murió en Ober-Zibelle, cerca de Muskau. Estudió en las universidades de Zürich, Berlín, Graz y Würzburg. Después de ejercer como profesor de Física en la Universidad de Gotinga (1891) y fundar su Instituto de Química, Física y Electroquímica (1895), pasó a la de Berlín como profesor y director de su Instituto de Química Física en 1905. En 1922 fue nombrado presidente del Instituto Fisicotécnico de Berlín-Charlottenburg. Su teorema del calor, según el cual la entropía de una sustancia tiende a anularse cuando su temperatura se aproxima al cero absoluto, constituye la tercera ley de la termodinámica y le valió la adjudicación del premio Nobel de Química del año 1920. También elaboró una teoría osmótica para explicar y determinar el potencial de los electrodos de una pila de concentración y formuló la ley de distribución de una sustancia entre dos fases dadas. Lleva su nombre una lámpara de incandescencia, de su invención, cuyo filamento está constituido por óxidos de circonio e itrio y se hace conductor al calentarse, pudiendo alcanzar temperaturas superiores en más de 1000°C a las de otras lámparas; suele emplearse como manantial de radiaciones infrarrojas. También ideó una microbalanza.

Las reacciones electroquímicas son reacciones redox en las cuales los electrones ganados y perdidos por las sustancias reaccionantes, se mueven a través de un material conductor. Por conveniencia, el campo de la electroquímica se puede dividir en dos grandes secciones:

- \* Una se refiere a las reacciones químicas que se producen por una corriente eléctrica, llamada **electrólisis**.
- \* La otra se refiere a las reacciones químicas que producen corriente eléctrica, este proceso se verifica en una **celda galvánica o voltaica**.

### ELECTRODOS

Los electrodos son las superficies en las cuales tienen lugar las semi-reacciones de oxidación y reducción. Aquellos que participan en la reacción se denominan electrodos **activos**. Los electrodos que no participan en la reacción se llaman electrodos **inertes**.

El **cátodo** es el electrodo en el cual ocurren los procesos de **reducción**.

El **ánodo** es el electrodo en el cual ocurren los procesos de **oxidación**.

Cada uno de ellos puede ser el electrodo positivo o negativo, dependiendo del sistema en el cual interviene.

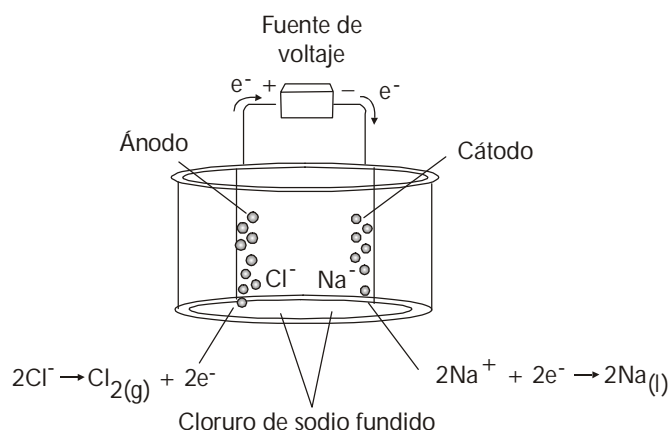
SISTEMA	SIGNO DEL ELECTRODO	
	ÁNODO	CÁTODO
Electrólisis	Positivo	Negativo
Celda galvánica	Negativo	Positivo

Los electrones fluyen desde el ánodo hacia el cátodo.

### ELECTRÓLISIS

Se denomina electrólisis al conjunto de procesos redox que tienen lugar al pasar una corriente eléctrica continua a través de un sistema formado por dos electrodos y la masa fundida o en disolución de un electrolito.

Una celda electrolítica consta de un recipiente con el material de reacción y los electrodos inmersos en dicho material; conectados a una fuente de corriente continua.



### PROCESOS DE ELECTRÓLISIS COMUNES

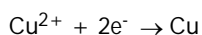
ELECTRÓLISIS	SEMI - REACCIÓN EN EL CÁTODO	SEMI - REACCIÓN EN EL ÁNODO	REACCIÓN GLOBAL
Cloruro de sodio fundido $\text{NaCl}(\text{l})$	$\text{Na}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Na}$ En el cátodo, se forma sodio metálico.	$2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$ En el ánodo, se libera cloro gaseoso.	$2\text{NaCl}(\text{l}) \rightarrow 2\text{Na}(\text{l}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
Cloruro de sodio acuoso $\text{NaCl}(\text{ac})$ conc.	$\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ En el cátodo, se libera hidrógeno gaseoso. La solución alrededor del cátodo se torna básica.	$2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$ En el ánodo, se libera cloro gaseoso.	$\text{NaCl}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NaOH}(\text{ac}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$
Electrólisis del $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac})$ (electrólisis del agua)	$\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ En el cátodo, se libera hidrógeno gaseoso. La solución alrededor del cátodo se torna básica.	$2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^-$ En el ánodo, se libera oxígeno gaseoso. La solución alrededor del ánodo se torna ácida.	$2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

### LEYES DE FARADAY

Las relaciones cuánticas entre electricidad y cambio químico fueron descritas originalmente por Michael Faraday en 1832 y 1833. El trabajo de Faraday se conoce mejor por la referencia a las medias reacciones que ocurren durante la electrólisis.

1. "La cantidad de sustancia que sufre oxidación o reducción en cada uno de los electrodos durante un proceso de electrólisis es proporcional a la cantidad de electricidad que pasa a través de la celda electrolítica."

Respecto a la siguiente semi-reacción:



La estequiometría del proceso da cuenta que 1 mol de átomos de cobre se depositan por el paso de 2 moles de electrones. Para cualquier media reacción, la cantidad de sustancia que se reduce o se oxida es directamente proporcional al número de electrones que intervienen en el proceso.

La constante de Faraday es la cantidad de carga eléctrica que transporta un mol de electrones. Esta cantidad de carga se conoce como **un faraday (F)**.

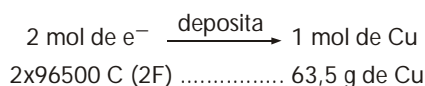
$$1\text{F} = 96500 \text{ C/mol e}^-$$

$$\text{Carga de 1 mol de e}^- \leftrightarrow 1 \text{ F} \leftrightarrow 6.022 \times 10^{23} \text{ e}^- \leftrightarrow 96500 \text{ C}$$

En términos de unidades eléctricas más conocidas, un coulomb es la cantidad de carga que pasa por un punto de un circuito en 1 segundo cuando la corriente es de 1 ampere (A)

$$\text{Coulomb} = \text{ampere} \times \text{segundo}$$

Por tanto para la semi-reacción inicial:



Para determinar la masa de una sustancia que se oxida o reduce durante un proceso de electrólisis se puede usar la siguiente relación:

Donde:

$$m = \frac{I \times t \times mE(E)}{96500C}$$

**m** : masa de la sustancia que se oxida o reduce en un electrodo (en g).

**I** : intensidad de corriente (A).

**t** : tiempo (s).

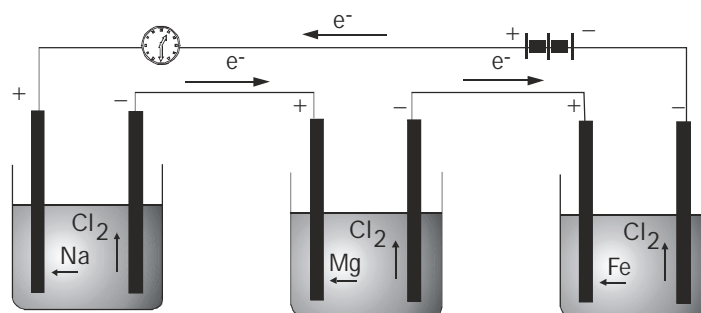
**m.E (E)**: masa equivalente de la sustancia analizada.

2. "Las masas de diferentes sustancias liberadas o depositadas en cada electrodo por la misma cantidad de electricidad, son directamente proporcionales a las masas equivalentes de las sustancias".

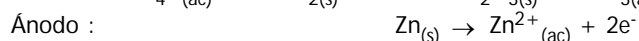
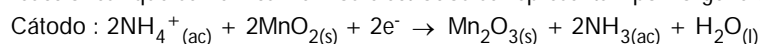
Si la corriente eléctrica se hace pasar a través de distintas celdas electrolíticas conectadas en serie, la cantidad de electricidad que pasa a través de cada electrodo es la misma y la cantidad de las distintas sustancias depositadas o liberadas son proporcionales a sus correspondientes equivalentes químicos.

La masa equivalente de una sustancia es la cantidad de dicha sustancia que suministra o consume un mol de electrones ( $1F = 96500C$ ).

Para las tres celdas conectadas en serie, las cuales contienen  $NaCl_{(l)}$ ,  $MgCl_{2(l)}$  y  $FeCl_{3(l)}$  así como electrodos inertes, las masas de los elementos metálicos depositados en cada uno de los cátodos, son proporcionales a la cantidad de corriente que pasa a través de las celdas y a las masa equivalentes de cada uno de estos elementos.



La pila primaria más común es la pila Leclanché o pila seca, inventada por el químico francés Georges Leclanché en 1866. El electrolito es una pasta húmeda consistente en una mezcla de cloruro de amonio ( $NH_4Cl$ ), óxido de manganeso (IV) ( $MnO_2$ ) y cloruro de zinc ( $ZnCl_2$ ). El electrodo negativo (ánodo) es el recipiente de la pila seca: esta hecho de zinc, y el electrodo positivo (cátodo) es una varilla de grafito, la cual está inmersa en centro de la pasta. La pila tiene una capa exterior de cartón o metal para sellarla y protegerla de la atmósfera. Esta pila produce una fuerza electromotriz de unos 1,5 V. Las reacciones que se verifican en los electrodos se representan por lo general como se muestra a continuación:



## PROBLEMAS PROPUESTOS

01. Calcular la masa de la plata que se depositó en el cátodo al dejar pasar, durante 30min; una corriente de 6 A de intensidad a través de la disolución de nitrato de plata. m.A.(Ag = 108)
- a) 2,16 g    b) 9,65 g    c) 12,08 g  
d) 0,201 g    e) 6,043 g
02. ¿Cuántos gramos de zinc se depositarán al pasar una corriente de 3,00 A durante 20 horas por una disolución de  $\text{ZnCl}_2$ ? m.A.(Zn = 65.4)
- a) 12,2 g    b) 219,6 g    c) 146,4 g  
d) 152,7 g    e) 73,2 g
03. Durante la electrólisis de una disolución acuosa de  $\text{SnCl}_2$  en el ánodo se desprendieron 4,48 L de cloro medido a condiciones normales. Hallar la masa del estaño depositado en el cátodo. m.A.(Sn = 119)
- a) 35,7 g    b) 11,9 g    c) 23,8 g  
d) 47,6 g    e) 59,5 g
04. En 10 minutos, una corriente de 5 A de intensidad hizo depositarse a partir de una disolución de sal de platino 1,517 g de este metal. Determinar la masa equivalente del platino.
- a) 48,8    b) 24,4    c) 97,6  
d) 29,3    e) 87,83
05. Al pasar a través de la disolución de una sal de un metal trivalente, durante 30min. una corriente 1,5 A de intensidad, en el cátodo se depositaron 1,071 g de metal. Calcular la masa atómica de este metal.
- a) 207,2    b) 38,2    c) 57,4  
d) 114,8    e) 119,4
06. Al realizar la electrólisis de una disolución acuosa de  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  empleando la corriente de 2 A de intensidad la masa del cátodo aumentó en 8g. ¿Durante cuánto tiempo se efectuó la electrólisis? m.A.(Cr = 52)
- a) 1,24 h    b) 1,86 h    c) 9,27 h  
d) 6,18 h    e) 18,55 h
07. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda respecto a la electrólisis:
- \* Es un fenómeno por el cual una reacción redox espontánea genera corriente eléctrica.
  - \* La electrólisis es un proceso espontáneo.
  - \* Los electrones en un proceso de electrólisis migran del cátodo al ánodo.
- a) VFV    b) FVV    c) FFF  
d) FVF    e) FFF
08. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda respecto a las celdas electrolíticas:
- \* En el ánodo se produce la reducción.
  - \* En el electrodo positivo ocurre la oxidación.
  - \* Un electrodo inerte se consume durante el proceso de electrólisis.
- a) VFF    b) FFV    c) FVV  
d) FVF    e) FFF
09. Respecto a las siguientes proposiciones; señale lo correcto:
- I. En la electrólisis del cloruro de sodio fundido, se libera cloro gaseoso en el cátodo.
  - II. En la electrólisis de una solución acuosa de sulfato de sodio se libera hidrógeno gaseoso en el cátodo.
  - III. En la electrólisis de agua acidulada, la solución en torno al ánodo se vuelve básica.
- a) Solo I    b) Solo II    c) Solo III  
d) I, II y III    e) II y III
10. Determinar el tiempo que llevará depositar 10 g de aluminio de una celda electrolítica que contiene  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , con una corriente de 125 A. Suponer que la única reacción en el cátodo es la formación de Al. m.A (Al = 27)
- a) 28,6 min    b) 42,9 min    c) 71,48 min  
d) 57,2 min    e) 14,3 min
11. ¿Cuántas moles de electrones deben circular sobre  $\text{CaCl}_2$  fundido para depositar en el cátodo 60mg de calcio? m.A (Ca = 40)
- a) 0,001 mol    b) 0,002 mol    c) 0,003 mol  
d) 0,01 mol    e) 0,3 mol
12. Determine la masa de aluminio que se deposita electrolíticamente por la acción de una corriente de 30 amperes durante una hora. m.A (Al = 27)
- a) 10,07 g    b) 20,14 g    c) 5,03 g  
d) 15,09 g    e) 0,168 g
13. Determine la masa de aluminio formada en una celda electrolítica, a partir de  $\text{AlCl}_3$  fundido, por el paso de 289500 C sobre dicha sal. mA (Al = 27)
- a) 4,5 g    b) 9 g    c) 13,5 g  
d) 18 g    e) 27 g
14. Determine la intensidad de la corriente necesaria para depositar en el cátodo 98,5g de oro por hora de una disolución que contiene una sal de oro trivalente. m.A. (Au = 197).

- a) 20,1 A    b) 13,40 A    c) 40,2 A  
d) 4,46 A    e) 24,13 A
15. En la electrólisis del agua, ¿qué volumen de oxígeno gaseoso se producirá a condiciones normales por el paso de 4 faraday?  
m.A. (O = 16)
- a) 28 L    b) 56 L    c) 11,2 L  
d) 22,4 L    e) 44,8 L
16. Una forma de limpiar monedas (la mayor parte del cobre parcialmente oxidado) de una excavación arqueológica consiste en colgar el objeto de un hilo de cobre unido al polo negativo de una batería sumergirlo en una disolución de NaOH 2,5% e introducir en la disolución un electrodo de grafito unido al terminal positivo. ¿Cuál es la reacción que tiene lugar en la moneda?
- a)  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$   
b)  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{1+} + \text{e}^-$   
c)  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$   
d)  $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4\text{e}^-$   
e)  $\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
17. Durante la electrólisis de una disolución de  $\text{CuCl}_2$  en el ánodo se desprendieron 560 mL de gas medido a condiciones normales. Hallar la masa de cobre depositado en el cátodo.  
m.A. (Cu = 63,5)
- a) 6,35 g    b) 0,794 g    c) 15,875 g  
d) 3,175 g    e) 1,588 g
18. ¿Cuánto tiempo se necesitará para la completa descomposición de 2 moles de agua con una corriente de 2 A de intensidad?
- a) 18,05 h    b) 48,25 h    c) 56,3 h  
d) 53,6 h    e) 26,8 h
19. ¿Qué cantidad de electricidad se necesita para obtener 1 ton de LiOH?  
m.A. (Li = 7)
- a)  $4,02 \cdot 10^9 \text{ C}$     b)  $4,02 \cdot 10^6 \text{ C}$     c)  $2,48 \cdot 10^6 \text{ C}$   
d)  $2,48 \cdot 10^9 \text{ C}$     e)  $1,38 \cdot 10^{10} \text{ C}$
20. Hallar el volumen de oxígeno (las condiciones son normales) que se desprenderá al dejar pasar durante 30 min. una corriente de 6 A de intensidad a través de una disolución acuosa de KOH.
- a) 627 mL    b) 313,3 mL    c) 1253 mL  
d) 940,1 mL    e) 156,7 mL
21. Una cierta cantidad de electricidad deposita 70 g de níquel de una disolución de  $\text{NiCl}_2$ . ¿Qué masa de hidrógeno se liberará de una disolución de HCl, al paso de la misma cantidad de electricidad?  
m.A. (Ni = 59)
- a) 4,75 g    b) 2,37 g    c) 1,18 g  
d) 3,56 g    e) 1,852 g
22. Hallar el volumen de hidrógeno medido a condiciones normales que se desprenderá al dejar pasar durante 1 h una corriente de 3 A de intensidad a través de una disolución acuosa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- a) 0,318 L    b) 2,51 L    c) 1,25 L  
d) 0,02 L    e) 0,627 L
23. Una corriente de 2,0 A ha pasado a través de una disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  durante 20 min. ¿Cuántos mililitros de gas  $\text{O}_2$ , medidos en condiciones normales, se recogerán?
- a) 278,5 mL    b) 69,63 mL    c) 139,3 mL  
d) 208,9 mL    e) 560,2 mL
24. Se ha electrolizado una disolución de  $\text{CuSO}_4$  usando electrodos de platino. Se ha desprendido en el electrodo positivo un volumen de 6,0 litros de  $\text{O}_2$  medidos a condiciones normales. ¿Cuántos gramos de cobre se depositarán en el electrodo negativo?  
m.A. (Cu = 63,5)
- a) 34 g    b) 63 g    c) 18 g  
d) 43 g    e) 68 g
25. Se sabe que un metal M, forma el fluoruro  $\text{MF}_2$ . Cuando se hacen pasar 3300C de electricidad a través del fluoruro fundido se recogen en el cátodo 1,950 g de M. ¿Cuál es la masa atómica de M?
- a) 114    b) 118,7    c) 112,4  
d) 107,9    e) 195,1
26. Determine la masa equivalente del cadmio si para separar 1 g de este metal a partir de la disolución de su sal es necesario dejar pasar a través de la disolución 1717 C de electricidad
- a) 28,1    b) 56,2    c) 17,8  
d) 96,5    e) 52,6
27. ¿Cuántos gramos de níquel se depositarán de una disolución de  $\text{NiCl}_2$  al pasar por ella una corriente de 4,00 A de intensidad, durante 24,0 h si el rendimiento eficaz del proceso es del 96,0%?  
m.A. (Ni = 59)
- a) 101,42 g    b) 105,65 g    c) 207,07 g  
d) 293,4 g    e) 202,84 g
28. La masa atómica de un metal M, es 52,01. Cuando se electroliza el cloruro de M fundido, por cada gramo de metal depositado en el cátodo se liberan en el ánodo 725 mL de gas cloro, medidos a 25° C y a 740 mmHg de presión. Calcular la fórmula del cloruro de M.
- a)  $\text{MCl}$     b)  $\text{MCl}_2$     c)  $\text{MCl}_3$   
d)  $\text{MClO}_2$     e)  $\text{MClO}_3$

29. Al electrolizar una disolución de sulfato crómico en ácido sulfúrico con electrodos de plomo, el ión crómico,  $\text{Cr}^{3+}$ , se oxida a ácido crómico,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ . Calcular la cantidad de ácido crómico que se forma al paso de 1 ampere – hora si el rendimiento de corriente es del 73%.  
m.A.(Cr = 52)
- a) 1,071 g    b) 1,18 g    c) 1,467 g  
d) 2,538 g    e) 1,852 g
30. Una disolución alcalina de manganato potásico,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ , obtenida al calentar dióxido de manganeso con potasa cáustica en presencia del aire, se oxida anódicamente con una densidad de corriente de 9 Amp/dm<sup>2</sup>. Si el rendimiento de corriente es del 70%, calcular la cantidad de permanganato potásico,  $\text{KMnO}_4$ , que se obtendrá en 10 horas en una cuba cuyos ánodos tienen una superficie útil total de 4000cm<sup>2</sup>.  
m.A.(K = 39, Mn = 55)
- a) 14,85 kg    b) 21,22 kg    c) 36,07 kg  
d) 18,52 kg    e) 26,45 kg
31. Al electrolizar una disolución de carbonato potásico con un ánodo de ferromanganeso, se forma permanganato potásico. Calcular la cantidad de  $\text{KMnO}_4$  que se forma durante 5 horas con un ánodo de 24 cm<sup>2</sup> de superficie útil, si se trabaja con una densidad de corriente de 10 amp/dm<sup>2</sup> y el rendimiento de corriente es del 32%.  
m.A.(K = 39, Mn = 55)
- a) 22,63 g    b) 7,54    c) 3,23  
d) 11,31    e) 4,52
32. La reducción del nitrobenzeno  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ , en ácido sulfúrico concentrado en un cátodo de platino da lugar a fenilhidroxilamina,  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NHOH}$ , que se transforma rápidamente en p – aminofenol,  $\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})\text{NH}_2(1,4)$ . Calcular la cantidad de p – aminofenol producido en 3 horas en una cuba que funciona a 50 Amp. con un rendimiento de corriente del 25%;
- a) 152 g    b) 38,12 g    c) 76,24 g  
d) 31,82 g    e) 125 g
33. En un baño de niquelar, se introduce como cátodo un objeto metálico cuya superficie total es de 80cm<sup>2</sup>. Si se opera a una densidad de corriente de 2,2 Amp/dm<sup>2</sup> y el rendimiento de corriente es del 94%. Calcular el tiempo que debe durar la electrólisis para que el recubrimiento de níquel tenga un espesor de 0,02mm. La densidad del níquel es de 8,9 g/cm<sup>3</sup>.  
m.A.(Ni = 59)
- a) 47 min    b) 45 min    c) 50 min  
d) 16.54 min    e) 59 min
34. Por electrólisis de una disolución de carbonato sódico con algo de acetato sódico y utilizando ánodos de plomo se forma y precipita albayalde, un carbonato básico de plomo de fórmula  $(2\text{PbCO}_3).\text{Pb}(\text{OH})_2$ . Calcular; la cantidad de albayalde que se obtiene por hora en una cuba que funciona a 3000amp. con un rendimiento de corriente del 97%.  
m.A.(Pb = 207)
- a) 3,542 g    b) 3872 g    c) 4207 g  
d) 5425 g    e) 6327 g
35. En un baño cianurado de cobre y zinc, se introduce como cátodo una lámina de hierro de 36 cm<sup>3</sup> de superficie total y se electroliza durante 50 minutos a una densidad de corriente de 0,3 amp/dm<sup>2</sup>. Sobre la lámina se depositan 0.106 g de latón de un 71,3% de cobre. Calcular el rendimiento de la corriente. El cobre se encuentra en la disolución en forma cuprosa.  
m.A.(Cu = 63.5, Zn = 65.4)
- a) 17,4%    b) 27,9%    c) 63,1%  
d) 36,2%    e) 43,6%
36. Un acumulador de plomo,  $\text{Pb}/\text{H}_2\text{SO}_4/\text{PbO}_2$  está constituido por láminas de plomo, recubiertas por plomo esponjoso activo, unidas al polo negativo, y por dióxido de plomo, unidas al polo positivo introducidas 500 cm<sup>3</sup> de ácido sulfúrico 8,2 normal. Al suministrar el acumulador 10 amperes – hora. Calcular:
- a) 0,75 N    b) 0,82 N    c) 0,95 N  
d) 1,05 N    e) 1,65 N
37. Para depositar todo el Cu y el Cd de una disolución de  $\text{CuSO}_4$  y  $\text{CdSO}_4$  en agua, se han necesitado 1,20 faraday de electricidad. La mezcla de Cu y el Cd que se ha depositado pesaba 50,36 g. ¿Cuántos gramos de  $\text{CuSO}_4$  había en la disolución?  
m.A.(Cu = 63.5, Cd = 112.4)
- a) 37,45    b) 47,58    c) 52,65  
d) 55,68    e) 62,42
38. Se ha electrolizado una determinada disolución de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  usando electrodos de platino. El volumen total de los gases desprendidos, medidos en condiciones normales fue de 67,2 ml. Suponiendo que la eficacia de la corriente es del 100% y que no hay pérdida de gases al recogerlos y medirlos, ¿cuántos culombios de electricidad se han consumido?
- a) 197000    b) 215000    c) 283000  
d) 386000    e) 210000
39. Cuando se electroliza una disolución de **KI** usando electrodos de plata porosa, se desprende gas  $\text{H}_2$  en el electrodo negativo (cátodo) y se deposita **AgI** insoluble en los poros del electrodo positivo (ánodo). Todo el **AgI** que se forma queda adherido en los poros del ánodo. Al final del experimento, el ánodo ha aumentado de peso en 5,076 g y se han recogido 530 ml de  $\text{H}_2$ , medidos a 27° C y a 720 mmHg de presión. Calcular el peso atómico del yodo.  
m.A.(Ag = 108)

- a) 123,0    b) 128,1    c) 138,2  
d) 141,0    e) 145,8
40. Señale lo correcto respecto a la electrólisis del  $\text{NaCl}_{(\text{ac})}$  concentrado:
- a) En el ánodo se produce oxígeno gaseoso.  
b) En el cátodo se obtiene  $\text{Cl}_2$ .  
c) En el ánodo se produce hidrógeno gaseoso.  
d) En el cátodo se produce la reducción del  $\text{Na}^+$ .  
e) Uno de los productos formados es  $\text{NaOH}$ .
41. Una celda electrolítica contiene una disolución de  $\text{CuSO}_4$  y un ánodo de cobre impuro. Calcular los kilogramos de cobre que se refinarán, es decir, los que se depositan en el cátodo, con una corriente de 150 A durante 24 horas.  
m.A. ( $\text{Cu} = 63.5$ )
- a) 2,13    b) 4,26    c) 8,53  
d) 3,19    e) 5,33
42. Determine la cantidad de carga que se debe utilizar sobre  $\text{NaCl}$  fundido para desprender 8.40 L de  $\text{Cl}_2$  a condiciones normales.  
m.A. ( $\text{Na} = 23$ ;  $\text{Cl} = 35,5$ )
- a) 193000 C    b) 72375 C  
c) 289500 C    d) 144750 C  
e) 241250 C
43. Se hace pasar por una disolución de sal de oro, la misma cantidad de electricidad que es capaz de depositar 4.316 g de plata; depositándose 2.628 g de oro. Determinar la masa equivalente del oro y el estado de oxidación que presenta en la sal  
m.A ( $\text{Ag} = 107.9$ ,  $\text{Au} = 197.1$ )
- a) 197,1 ; +3    b) 197,1 ; +1    c) 65,7 ; +1  
d) 65,7 ; +3    e) 98,55 ; +2
44. Una corriente de 2A pasa simultáneamente a través de disoluciones de  $\text{HNO}_3$  y  $\text{H}_2\text{SO}_4$  durante dos horas. Determinar el volumen total de hidrógeno liberado, medido en condiciones normales.
- a) 0,836 L    b) 2,51    c) 3,34  
d) 1,67    e) 4,18
45. Calcular las horas requeridas para depositar todo el Ni contenido en 400 mL de una disolución acuosa 0,35 M de  $\text{NiSO}_4$ , utilizando una corriente de 0,650 A  
m.A ( $\text{Ni} = 59$ )
- a) 180,08    b) 11,54    c) 216,16  
d) 54,04    e) 162,12
46. Si 250 mL de una solución acuosa de  $\text{CuCl}_2$  0.40M se electroliza usando una corriente de 3 A durante 45 minutos. Determinar la concentración final del  $\text{Cu}^{2+}$  en la disolución suponiendo que la variación de volumen es despreciable.
- a) 0,167 M    b) 0,336 M    c) 0,064 M  
d) 0,176 M    e) 0,232 M
47. Se electroliza una disolución acuosa de  $\text{CuSO}_4$ . Si en el ánodo se liberan 5 g de  $\text{O}_{2(\text{g})}$  medidos en condiciones normales. Determinar la concentración molar del  $\text{H}^+$  en la solución resultante cuyo volumen es de 500 mL.
- a) 1,25M    b) 0,625 M    c) 1,875 M  
d) 3,125 M    e) 2,50 M
48. Respecto a las siguientes proposiciones:  
I. En la electrólisis de una solución acuosa de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  0.01M, se libera  $\text{H}_2$  en el cátodo.  
II. En una celda electrolítica de  $\text{CuSO}_{4(\text{ac})}$ , se deposita cobre en el cátodo.  
III. Una solución concentrada de  $\text{NaCl}$  libera  $\text{O}_2$  en el ánodo durante una electrólisis.  
Es correcto afirmar:
- a) Solo I    b) Solo II    c) Solo III  
d) I, II y III    e) I y II
49. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda respecto a la electrólisis:
- \* En la electrólisis de una solución acuosa de cloruro de sodio, se obtiene hidrógeno gaseoso en el cátodo.
  - \* En la electrólisis del agua acidulada, se obtiene oxígeno gaseoso en el cátodo.
  - \* En la electrólisis de una solución acuosa de  $\text{CuSO}_4$ , se obtiene Cu en el cátodo y oxígeno en el ánodo.
- a) FVV    b) FFV    c) VFV  
d) VFF    e) VVV
50. Se somete a electrólisis 2 litros de agua, usando una corriente de 6 ampere durante 5 minutos. Determine el volumen de  $\text{H}_2$  a condiciones normales producido en este tiempo.
- a) 278 mL    b) 557 mL    c) 209 mL  
d) 2226 mL    e) 3240 mL
51. Determine la masa de  $\text{MgSO}_4$  que se puede descomponer por el paso de 3,86 A durante 25 minutos.  
m.A. ( $\text{Mg} = 24$ ;  $\text{S} = 32$ )
- a) 0,9 g    b) 1,2 g    c) 1,8 g  
d) 3,6 g    e) 2,4 g
52. En la electrólisis de una solución de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , determine cuántos equivalentes gramo de esta sal se descomponen al paso de  $5,79 \cdot 10^5 \text{ C}$
- a) 2    b) 3    c) 4  
d) 5    e) 6
53. Una corriente de 3,86 amperios circula durante dos horas a través de una celda electrolítica que contiene agua acidulada. ¿Qué volumen de  $\text{O}_2$ , medidos a condiciones normales se liberan en el ánodo?

- a) 3,225 L    b) 1,612    c) 6,451  
d) 2,150    e) 4,3
54. Se hace pasar por una disolución de una sal de oro una cierta corriente, depositándose en el cátodo 3,94g de oro. Si la misma corriente deposita 6,48g de plata en el mismo tiempo, señale el estado de oxidación del oro en dicha sal.  
mA (Au = 197, Ag = 108)
- a) +1    b) +2    c) +3  
d) +4    e) -1
55. Se hace pasar una corriente de 5,79 A durante 8 minutos a través de una celda electrolítica que contiene una disolución de cloruro de platino. Si en el cátodo se depositan 1,4 g de platino, determine la fórmula de la sal de platino.  
mA (Pt = 195,08)
- a)  $\text{Pt}(\text{ClO}_2)_2$     b)  $\text{Pt}(\text{ClO}_4)_2$     c)  $\text{PtCl}_2$   
d)  $\text{PtCl}$     e)  $\text{PtCl}_4$
56. ¿Cuánto tiempo llevará depositar 281 g de cadmio en el cátodo de una celda electrolítica que contiene  $\text{CdCl}_2$ , usando una corriente de 125 amperios?  
mA (Cd = 112,4, Cl = 35,5)
- a) 1,07 horas    b) 2,14 horas  
c) 3,24 horas    d) 1,28 horas  
e) 5,35 horas
57. Determine la carga eléctrica requerida en una celda para la producción de 367,5g de  $\text{NaClO}_4$  a partir de  $\text{NaClO}_3$ .  
mA (Na = 23, Cl = 35,5)
- a) 193000 C    b) 193000 C  
c) 386000 C    d) 482500 C  
e) 579000 C
58. Determine cuántas horas necesita una corriente de 3 amperios para descomponer electrolíticamente 18 g de agua.
- a) 35,7 h    b) 53,6 h    c) 17,8 h  
d) 7,14 h    e) 1,07 h
59. Con respecto a las celdas electrolíticas:
- En el cátodo, ocurre la reducción.
  - Las reacciones redox producidas ocurren espontáneamente.
  - Los electrones fluyen por el circuito externo del cátodo al ánodo.
- Es correcto afirmar:
- a) I y II    b) I y III    c) II y III  
d) I, II y III    e) Solo I
60. A través de una celda se hace pasar una corriente de 0,5 ampere durante 5 segundos. Indicar la cantidad de  $\text{Cu}^{+2}$  que se deposita en el cátodo. (Cu=63,5).
- a) 0,13 g    b) 0,16 g    c) 0,11 g  
d) 0,09 g    e) 0,036 g



# Claves

01.	c
02.	e
03.	c
04.	a
05.	d
06.	d
07.	e
08.	d
09.	b
10.	e
11.	c
12.	a
13.	c
14.	c
15.	d
16.	c
17.	e
18.	d
19.	b
20.	a
21.	b
22.	c
23.	c
24.	a
25.	a
26.	b
27.	a
28.	c
29.	a
30.	a

31.	a
32.	b
33.	a
34.	c
35.	c
36.	a
37.	d
38.	d
39.	d
40.	e
41.	b
42.	b
43.	d
44.	c
45.	b
46.	e
47.	a
48.	e
49.	c
50.	c
51.	d
52.	
53.	e
54.	c
55.	e
56.	a
57.	e
58.	c
59.	e
60.	b