SEMANA 11: ELECTROQUÍMICA

Electroquímica. Celdas Electrolíticas. Leyes de Faraday. Pilas Voltaicas o celdas galvánicas.

Autor: Ing. Fernando Díaz Soto

El proceso electrolítico consiste en hacer pasar una corriente eléctrica a través de un electrolito, entre dos electrodos conductores denominados ánodo y cátodo. Con relación al proceso indicado:

01. Dadas las siguientes proposiciones:

I. Los electrones fluyen por el alambre conductor externo sólo si hay cambios químicos en los electrodos.
II. De la disociación electrolítica, los electrones salen a través del cátodo y fluyen hacia el ánodo.
III. Por lo general, los elementos metálicos y el hidrógeno se producen en el cátodo.
IV. Los iones K^+, Na^+, NO_3^-, SO_4^{-2} son espectadores en un proceso electrolítico en medio acuoso.
V. Se utiliza corriente eléctrica alterna.

La secuencia correcta de Verdadero (V) y Falso (F), es:

A) VFVFF B) VFVVF C) VFFVV
D) FVVVF E) FVFVV

02. Se electroliza una solución concentrada de $Na_2SO_{4(ac)}$ utilizando electrodos inertes. De las siguientes proposiciones:

I. En el cátodo se reduce el ión Na^+.
II. En el ánodo se libera oxígeno gaseoso.
III. Las concentraciones de sus iones se incrementan en la solución.
IV. El disolvente se descompone en ambos electrodos.

La secuencia correcta de Verdadero (V) y Falso (F), es:

A) FFVV B) FVVF C) FVVV
D) FFFV E) VFFV

Las leyes de Faraday se relacionan con la electroquímica; en particular, con la electrólisis donde se tiene dos leyes que rigen la electrólisis cuantitativa. Según la primera ley de Faraday, la masa de una sustancia depositada o producida en alguno de los electrodos es proporcional a la intensidad de la corriente y al tiempo que ésta circula. Por lo tanto:

03. En la electrólisis del cloruro de bario fundido se hace pasar una corriente de 0,5A a través de una celda por 30 min, la cantidad de bario metálico que se podrá producir es:

A) 0,08g B) 0,16g C) 0,32g
D) 0,64g E) 6,4g

04. En la electrólisis del cloruro de calcio fundido se hace pasar una corriente de 0,452A a través de una celda por 1,5h. Las cantidades de productos que se formarán en el ánodo y en el cátodo, respectivamente, son:

A) 0,5g y 0,9g B) 0,9g y 0,5g C) 0,2g y 1g
D) 1g y 5g E) 9g y 5g

05. Se electroliza $M(NO_3)_2$ acuoso durante 100 segundos y con una intensidad de corriente de 57,9 A, con lo cual la masa del cátodo ha aumentado en 1,95 g . La masa molar del metal "M" puro obtenido, es:

A) 32,5 B) 65 C) 95
D) 130 E) 200

Un proceso electrolítico es el uso industrial de la electrólisis para refinar metales o compuestos con una alta pureza y bajo costo. En efecto, tenemos que:

06. El tiempo necesario para que pasen 3.6 x 10^4C por un baño electrolítico de oro que utiliza una corriente de 5 A, es:

A) 120 segundos B) 60 minutos C) 2 horas
D) 4 horas E) 20 horas

07. El cloro gaseoso Cl_2, se produce comercialmente por electrólisis del cloruro de sodio acuoso siendo la reacción en el ánodo:

$$2Cl^-_{(ac)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$$

Si se emplea 7,72 x 10^5 coulomb, la masa de Cl_2 que se produce, es: (masa atómica relativa. Cl: 35,5 uma).

A) 230 g B) 284 g C) 286 g
D) 324 g E) 382 g

08. En la obtención comercial de aluminio, el óxido de aluminio, Al_2O_3, se somete a electrólisis a 1000°C. La reacción en el cátodo es:

$$Al^{+3} + 3e^- \longrightarrow Al$$

Los faradios que se requieren para producir 3,6 kg de Al, son: (masa atómica relativa Al: 27 uma)

A) 200 F B) 300 F C) 400 F
D) 500 F E) 600 F

El proceso de galvanizado (Zn), cromado (Cr), niquelado (Ni), plateado (Ag), aureado (Au), etc es aquel donde se utiliza la corriente eléctrica para depositar un metal sobre otro. En relación con tales procesos:

09. Se galvaniza un collar de 10 g con plata, para tal propósito se sumerge el collar en una disolución de $AgNO_3$ durante 5 minutos con una intensidad de

corriente de 10 A. El peso del collar después de la electrólisis, es: (MAR Ag = 108 uma)

A) 3,36 B) 7,36 C) 13,36
D) 11,36 E) 16,36

10. Se desea cromar un parachoques durante 1000 segundos con una intensidad de corriente de 19,3 A. Si la reacción en el cátodo es:

$$Cr^{+3} + 3e^- \longrightarrow Cr$$

El incremento de masa del parachoques, es: (masa atómica relativa Cr: 52 uma)

A) 3,47 g B) 5,26 g C) 6,94 g
D) 10,41 g E) 13,88 g

11. Se utiliza una corriente de 10 A durante 4 865 segundos para realizar un niquelado, utilizando una solución de $NiSO_4$. Debido a que en el cátodo, además de depositarse Ni se forma H_2, el rendimiento de la corriente con relación a la formación de Ni, es del 60%. La masa en gramos de Ni que se deposita en el cátodo, es: (mar Ni = 58,7 uma).

A) 8,88 B) 14,74 C) 16,25
D) 17,76 E) 29,46

La electrólisis del agua es un procedimiento por el cual separamos los gases de los que está compuesto el agua. De esta forma, conseguimos separar la molécula del agua en dos moléculas separadas de oxígeno y otra de hidrógeno. Este proceso puede darse tanto en agua dulce como en agua salada, en consecuencia:

12. El volumen en litros de hidrógeno generado, bajo condiciones normales, durante la electrólisis de agua acidulada con H_2SO_4, circulando por el voltámetro una corriente de 2 A durante 9650 s, es:

A) 55 B) 2,24 C) 4,48 D) 120 E) 21

13. Al realizar la electrólisis del agua, durante 40 minutos se desprenden en el ánodo 0,12 mol de O_2 La intensidad de corriente, en amperios, necesaria para la obtención de la cantidad de O_2 mencionada es: (F=96 500 C/eq)

A) 8,3 B) 13,2 C) 0,6 D) 19,3 E) 5,8

14. En la electrólisis del agua, el volumen de oxígeno gaseoso que se producirá a condiciones normales por el paso de 4 Faraday, es: (masa atómica O = 16 uma)

A)14 L B) 28 L C) 22,4 L
D) 11,2 L E) 67,2 L

La segunda ley de Faraday establece que, si por varias soluciones electrolíticas pasa la misma cantidad de electricidad, las masas de las sustancias depositadas o liberadas en los electrodos son proporcionales a los pesos equivalentes de las respectivas sustancias. Por tanto, para los siguientes casos:

15. Por una celda se liberan 7,1g de cloro en 30 minutos. Los gramos de oxígeno y de cobre puro que se formarán al paso de la misma cantidad de corriente y durante el mismo tiempo, en otra celda electrolítica que contiene sulfato cúprico acuoso son:
(Datos: masa atómica relativa Cu: 63,5 uma, Cl: 35,5 uma)

A) 0,16 y 6,35 B) 1,16 y 6,35 C) 1,6 y 6,35
D) 6,1 y 63,5 E) 16 y 6,35

16. En una refinería se obtiene cobre de alta pureza a partir de una solución electrolítica de $CuSO_4$ y H_2SO_4 y agua. La corriente empleada fue de 96,5 A durante un tiempo de 10 horas. Si la producción final de cobre en el cátodo fue de 22,878 kg, la cantidad de celdas utilizadas fue: (PA Cu = 63,55 uma).

A) 5 B) 10 C) 20
D) 40 E) 60

17. Cuando se hace pasar la misma cantidad de corriente por 3 celdas electrolíticas que contienen $CuSO_4$, AgBr y $AlCl_3$, se deposita en la celda correspondiente 25 g de Al. Las masas de Cu y Ag depositados respectivamente, son: (masas atómicas relativas Ag = 108 uma, Al = 27 uma)

A) 11,1 g y 250 g B) 44,4 g y 300 g
C) 88,8 g y 150 g D) 88,2 g y 300 g
E) 300 g y 88,2 g

18. Se tiene 2 cubas electrolíticas conectadas en serie, una de ellas es solución de KCl y la otra es $NiCl_3$. El volumen total de cloro obtenido cuando se hace circular una corriente de 9,65 amperios durante 1000 segundos a C.N., es:

A) 224 ml B) 1120 ml C) 2240 ml
D) 11200 ml E) 22400

19. Se hacen pasar 0,2 F a través de tres celdas electrolíticas en serie. Una contiene ion plata, la otra ion cinc, y la última ion férrico. Suponiendo que la única reacción catódica en cada celda es la reducción del metal, las masas de los metales depositados respectivamente, son: (masas atómicas relativas Zn = 65,4 uma, Fe = 56 uma)

A) 10,7; 3,45 y 1,56
B) 21,58; 6,54 y 3,72
C) 107,9; 32,68 y 18,62
D) 107,9; 65,37 y 55,85
E) 215,8; 65,4 y 37,2

20. Una corriente eléctrica constante fluye durante 3,75 h a través de 2 celdas electrolíticas en serie. Una contiene una disolución de $AgNO_3$ y la segunda una disolución de $CuCl_2$. Al cabo de dicho tiempo, se depositó 2,00g de plata y 0,589g de Cu. El flujo de corriente en A, es:

A) 0,003 A B) 0,013 A C) 0,133A
D) 1,33 A E) 13 A

La celda galvánica o celda voltaica, denominada en honor de Luigi Galvani y Alessandro Volta respectivamente, es una celda electroquímica que obtiene la energía eléctrica a partir de reacciones redox espontáneas que tienen lugar dentro de la misma.
Con relación a los procesos galvánicos:

21. Una celda galvánica tiene las siguientes características:
1. Origina flujo de electrones debido a la corriente eléctrica.
2. El electrodo positivo es el cátodo.
3. Los electrones se mueven desde el ánodo.
4. Los electrones se mueven desde el cátodo a ánodo.
5. En el ánodo se efectúa la oxidación.

Son falsas:
A) 1 y 3 B) 1 y 4 B) 1 y 5
D) 2 y 4 E) 3 y 5

22. De las siguientes proposiciones:
I. Se define al potencial de una celda como la sumatoria del potencial de oxidación y el potencial de reducción.
II. Un metal en estado libre con menor potencial de oxidación desplaza a otro de su compuesto.
III. Un no metal en estado libre con mayor potencial de reducción desplaza a otro de su compuesto.
IV. Dados dos potenciales de reducción, la semirreacción de mayor voltaje será la que se oxide, la otra semirreacción dará lugar a la reducción.
V. Al invertir una semirreacción se cambia el signo del voltaje.

Son proposiciones falsas:
A) I y II B) I y III C) II y IV
D) II, III y IV E) IV y V

23. Una celda galvánica se compone de un electrodo de Mg en una disolución de $Mg(NO_3)_2$ 1.0 M y un electrodo de Ag en una disolución de $AgNO_3$ 1.0 M. La fuerza electromotriz estándar de esta celda galvánica a 25°C, es:
Ag^+ (1.0M) + $1e^-$ →Ag(s) E° = 0,80 V
Mg^{2+} (1.0M) + $2e^-$ →Mg(s) E° = -2,37 V

A) -3,17 B) 3,17 C) -1,57 D) 1,57 E) 0,80

24. Dada la siguiente lista de potenciales de reducción:

$Ag^+ \mid Ag$	E° = + 0,80 V
$Cu^{2+} \mid Cu$	E° = + 0,34 V
$Zn^{2+} \mid Zn$	E° = - 0,76 V
$K^+ \mid K$	E° = - 2,925 V

La pila que generará más voltaje, a condiciones estándar, es:
A) $Cu \mid Cu^{2+}$ (1M) $\parallel Ag^+$(1M) $\mid Ag$
B) $Zn \mid Zn^{2+}$ (1M) $\parallel Ag^+$(1M) $\mid Ag$
C) $K \mid K^+$ (1M) $\parallel Cu^{2+}$(1M) $\mid Cu$
D) $Zn \mid Zn^{2+}$ (1M) $\parallel Cu^{2+}$(1M) $\mid Cu$
E) $K \mid K^+$ (1M) $\parallel Ag^+$(1M) $\mid Ag$

25. Si se propone la siguiente pila galvánica:
$Fe(s) / Fe_{(ac)}^{+2}(1\ M) // Sn_{(ac)}^{+2}(1\ M) / Sn_{(s)}$
además, sabiendo que los potenciales de reducción son:
$Sn_{(ac)}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons Sn_{(s)}$ E^o= -0.14V
$Fe_{(ac)}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)}$ E^o= -0.44V
Entonces, en base a dicha información, se puede concluir que:
1) La celda propuesta funciona.
2) La celda propuesta no funciona.
3) El voltaje generado es 0,30 V.
4) Incremente el voltaje, si el ánodo es el Sn.
5) Si aumentamos el tamaño de los electrodos,igual se obtiene 0,30V.

Son correctas:
A) 1 y 2 B) 1, 3 y 4 C) 1, 3 y 5
D) 1, 4 y 5 E) Sólo 2

UNIVERSIDAD NACIONAL DE TRUJILLO
CEPUNT