

Redox 9

161. En 1833, Faraday propone que “La acción química de una corriente eléctrica es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que pasa”. Eso quiere decir que, cuando en un cátodo se depositan 6,35g de cobre, en la electrolisis de una disolución de sulfato de cobre, han tenido que circular por el mismo una cantidad de carga eléctrica en culombios de:

- a) $2,010^4$ b) $1,0 \cdot 10^4$ c) $1,9 \cdot 10^4$ d) $9,6 \cdot 10^3$

DATOS. Masa atómica del cobre 63,5. Faraday=96500C

SOLUCIÓN

El proceso de descarga en el cátodo implica la reducción del $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$, y por lo tanto cuando circulan 2 moles de electrones ($2 \cdot 96500\text{C}$), se deposita un mol de cobre. Por lo tanto se puede establecer la siguiente proporcionalidad: $\frac{2 \cdot 96500\text{C}}{63,5\text{g de cobre}} = \frac{x}{6,35\text{g de cobre}}$, de lo que $x=1,93 \cdot 10^4\text{C}$. Es correcta la propuesta c.

162. El texto original de la segunda ley de Faraday decía así: “Para una cantidad constante de electricidad, la cantidad de acción electroquímica es siempre equivalente a un efecto químico tipo basado en la afinidad química ordinaria”. Por ello, la intensidad de la corriente necesaria para depositar 2 equivalentes gramos de cualquier sustancia después de una hora de electrolisis es aproximadamente en amperios de:

- a) 53,6 b) 80,4 c) 26,8 d) 91,2

DATOS. Faraday=96500C

SOLUCIÓN

Siguiendo el sistema anterior, y teniendo en cuenta que 1 hora=3600s y que $q=it$; $\frac{96500\text{C}}{1\text{Eqg}} = \frac{i \cdot 3600\text{s}}{2\text{Eqg}}$; $i=53,6^{\text{a}}$. Es correcta

la a.

163*. También en 1833, Faraday explica su segunda ley con las siguientes palabras: “Los átomos de los cuerpos que son equivalentes entre sí, en su acción química ordinaria llevan cantidades de electricidad asociada a ellos”. O sea que los pesos de los iones depositados en los respectivos electrodos, eran proporcionales a:

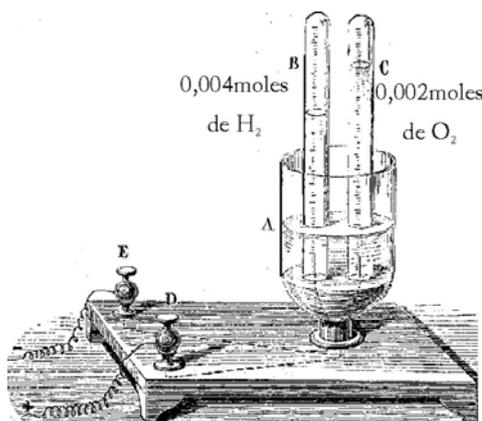
- a) Al tiempo de circulación de la corriente
b) A la conductividad eléctrica de la disolución
c) A la masa atómica de los iones y a su carga
d) A la intensidad de la corriente que circulaba

DATOS. Faraday=96500C

SOLUCIÓN

Teniendo en cuenta que $\frac{1F}{1\text{Eqg}} = \frac{i \cdot t}{g}$, despejando los gramos depositados $g = \frac{Eit}{96500}$, o sea que depende del peso equivalente

(masa atómica y carga), de la intensidad de la corriente y del tiempo. Son correctas las propuestas a, c y d.



164. Si se quiere que se realice la reacción de descomposición del agua en un voltámetro tal como indica la figura, hacen falta que circulen:

- a) 380C b) 1520C
c) 770C d) 3000C

DATOS. Faraday=96500C

SOLUCIÓN

La reacción de descomposición del agua sería: $\text{H}_2\text{O}(\text{L}) \Rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$,

para lo cual serían necesarios $2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$, 2 moles de electrones, o sea $\frac{2 \cdot 96500\text{C}}{1\text{mol de hidrógeno}} = \frac{x}{0,004\text{mol de hidrógeno}}$, $x=772\text{C}$, es correcta la c.

165*. Si observas con detenimiento el voltámetro de la figura en el test anterior, podrás asegurar que:

- a) La corriente circula de D a E
- b) La corriente circula de E a D
- c) B es el cátodo de la celda electrolítica
- d) A contiene agua destilada

SOLUCIÓN

Teniendo en cuenta que el hidrógeno se descarga en el cátodo(-), y el oxígeno en el ánodo(+), quiere decir que D es la terminal +, mientras que E lo es la negativa, y la corriente circula de D a E. Son correctas las propuestas a y c.

166. En 1834, Faraday descubrió que las sales fundidas obedecían las leyes de la electrólisis. Así, el cloruro de estaño(II), dio estaño en el cátodo y cloruro de estaño(IV) en el ánodo, esto era debido a que en el ánodo:

- a) Nunca debería aparecer cloruro de estaño(IV), así que fue un error.
- b) El Sn(II) se cargaba a Sn(IV)
- c) Reaccionaba el cloro(gas) producido con el cloruro de estaño(II), oxidándolo a estaño(IV)
- d) El Sn(II) se descargaba a Sn(IV)

SOLUCIÓN

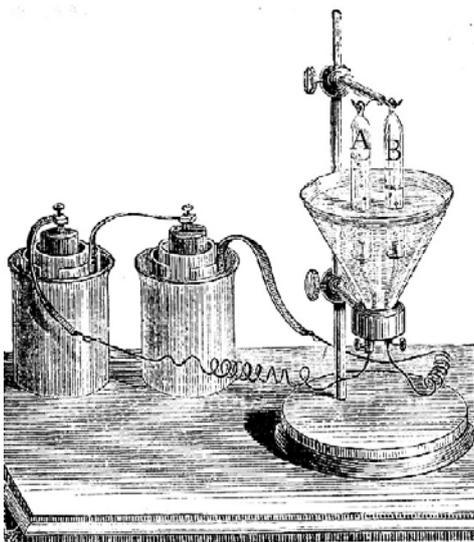
Teniendo en los procesos serán en el cátodo: $\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$. En el ánodo $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2(\text{g})$. Pero en sobre la disolución de $\text{SnCl}_2(\text{L})$, circula cloro gas en el ánodo por lo que se produjo el proceso redox $\text{SnCl}_2 + \text{Cl}_2 = \text{SnCl}_4$. Es correcta la c.

167*. El Faraday se definió como la carga transportada por un mol de electrones, según eso, para calcular su equivalencia en el sistema internacional haría falta:

- a) Conocer la carga de un electrón en el SI
- b) Saber el tiempo en el que actúa
- c) Conocer la equivalencia del culombio
- d) Que te den el número de Avogadro

SOLUCIÓN

Hará falta conocer la equivalencia entre la carga del electrón en culombios $= 1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$, y el número de electrones de un mol, o sea el número de Avogadro $= 6,22 \cdot 10^{23}$ electrones/mol. Son correctas la a y la d.



168. La foto de la figura corresponde a la electrólisis de agua acidulada, por la cual circula la intensidad de la corriente de 50A, durante 5 minutos. En este momento la temperatura del experimento es de 18°C y la presión atmosférica 700mmHg. Según eso podrás asegurar que se recogen aproximadamente:

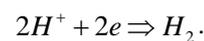
- a) En A 0,1L de H₂
- b) En B 0,2L de O₂
- c) En A 0,1L de O₂
- d) En B, 0,2L de H₂

DATOS. Faraday=96500C. R=0,082 atm.L.K⁻¹mol⁻¹

Presión del vapor de agua a 18°C=15,48mmHg

SOLUCIÓN

En la electrólisis del agua, tal como se explicó en el test 150, en el ánodo, A tiene lugar el proceso $2\text{OH}^- - 2e \Rightarrow \frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$, mientras en el cátodo B:

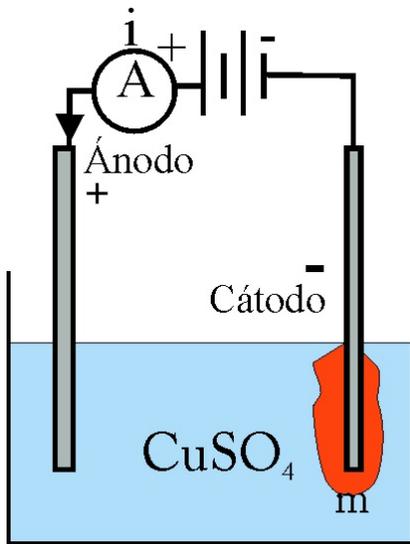


Se calculan los moles de hidrógeno: $\frac{2 \cdot 96500\text{C}}{1\text{mol de hidrógeno}} = \frac{50\text{A} \cdot 300\text{s}}{x\text{mol de hidrógeno}}$

De lo que $x=0,078$ moles, sometidos a una presión: $700-15,48 \text{ mmHg}=684,5\text{mmHg}=0,9 \text{ atm}$, de lo que el volumen ocupado

por el hidrógeno en B será: $V = \frac{0,0078\text{mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} (273+18) \text{K}}{0,9\text{atm}} = 0,2\text{L}$, mientras que en A, el volumen será 0,1L.

Son correctas las propuestas c y d.



169. En el esquema dado, sobre la electrólisis de una disolución de sulfato de cobre(II), y marcando A, 10A podrás decir que al cabo de 10 minutos m será aproximadamente en gramos:

- a) 2 b) 1 c) 3 d) 4

DATOS. Masa atómica del cobre 63,5. Faraday=96500C

SOLUCIÓN

El proceso de descarga en el cátodo implica la reducción del $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$, y por lo tanto cuando circulan 2 moles de electrones ($2 \cdot 96500\text{C}$), se deposita un mol de cobre. Por lo tanto se puede establecer la siguiente proporcionalidad: $\frac{2 \cdot 96500\text{C}}{63,5\text{g de cobre}} = \frac{10\text{A} \cdot 600\text{s}}{m\text{ g de cobre}}$, de lo que $m=1,97\text{g}$. Es correcta la propuesta a.

170. Si en la electrólisis anterior, disponías de 1 litro de disolución sulfato de cobre 1M, al cabo de dicho tiempo será:

- a) 1,1M b) 0,97M c), 0,91M d) 1M

SOLUCIÓN

Los gramos de Cu^{2+} , en un litro de disolución 1M, será de 63,5, como se han depositado 2g, quedarán en la disolución aproximadamente 61,5g, lo que hace que existan solo $61,5/63,5=0,97$. Es correcta la propuesta b.

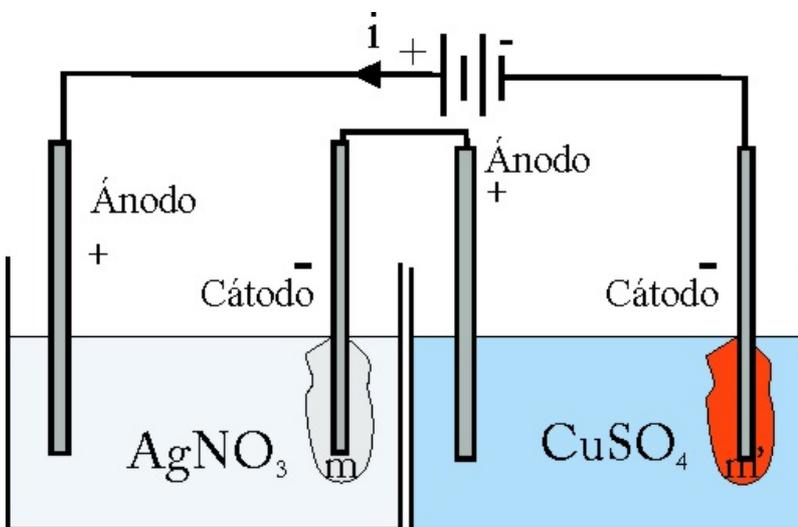
171. Aunque no aparece en los libros de Química, no fue Faraday el único y primero en enunciar las leyes de la electrólisis, ya que el italiano Carlo Matteucci, las publicó en francés en los Annales en octubre de 1834 (sólo unos meses después de Faraday), de forma completamente independiente, empleando procedimientos distintos. Una de sus conclusiones la redactó así: "El paso de la corriente eléctrica a través de diferentes soluciones metálicas, produce una acción química en la cual las cantidades de metales reducidas y separadas de dichas disoluciones son variables y siempre se producen en la misma relación de los pesos equivalentes de dichos metales". Sin embargo no propuso como Faraday una tabla de pesos equivalentes, o tabla de iones, en muchos casos contraria a las opiniones de la época. Así para el ácido sulfúrico propuso como peso equivalente 40, cuando en realidad debería ser:

- a) 98 b) 64 c) 32 d) 49

DATOS: Masas atómicas: S=32 (había tomado 16), O=16 (había tomado 8), H=1

SOLUCIÓN

Teniendo en cuenta su fórmula actual H_2SO_4 , debería ser $(2+32+4 \cdot 16)/2=49$. Es correcta la d.



172. En el dispositivo de la figura, cuando una determinada intensidad i , durante un tiempo t , la relación entre m y m' dependerá de:

- a) El tiempo t
 b) La intensidad i
 c) Solo de los pesos atómicos de Ag y Cu
 d) Sólo de los pesos equivalentes de Ag y del Cu

SOLUCIÓN

Como i y t son iguales para ambas celdas electrolíticas conectadas en serie, la relación de las masas de los metales Ag y Cu depositadas en los cátodos, depende únicamente de sus pesos equivalentes.

173. Una corriente pasa sucesivamente a través de agua acidulada y de una disolución de nitrato de plata. Si después de 8 horas, el volumen de hidrógeno desprendido ocupa 391cm^3 a 15°C y 752mmHg . La cantidad de plata depositada en el cátodo sería en gramos, aproximadamente:

- a) 1,5 b) 3,5 c) 2,5 d) 4,5

DATOS. Masa atómica de la plata 107,9. Faraday=96500C. $R=0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

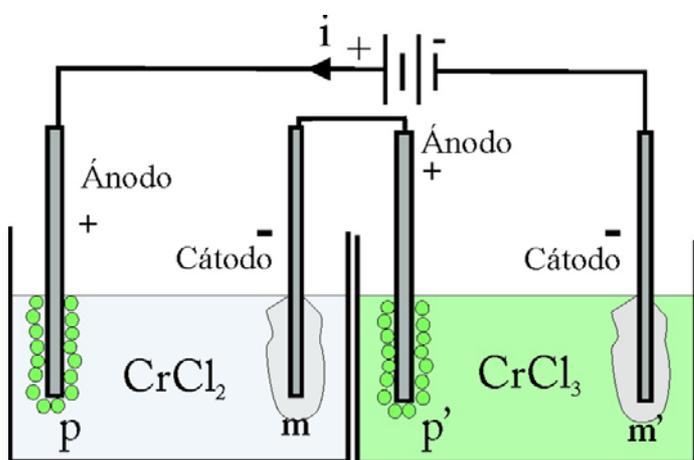
SOLUCIÓN

El proceso que tiene lugar en el cátodo de la cuba que contiene agua acidulada será: $2\text{H}^+ + 2e \Rightarrow \text{H}_2(\text{g})$. Puesto que

$$\text{conocemos el volumen sabremos el número de moles: } n = \frac{752\text{mmHg} \cdot \frac{1\text{atm}}{760\text{mmHg}} \cdot 391\text{cm}^3 \cdot \frac{1\text{L}}{1000\text{cm}^3}}{0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{K}\cdot\text{mol}} \cdot (273+15)\text{K}} = 0,0164$$

Ahora estableceremos la proporción $\frac{2\cdot 96500\text{C}}{1\text{mol de hidrógeno}} = \frac{i \cdot 8\cdot 3600\text{s}}{0,0164\text{mol de hidrógeno}}$; $i=0,11\text{A}$. Con esta intensidad, se aplica

el proceso a la electrólisis del AgNO_3 ; $\text{Ag}^+ + e \Rightarrow \text{Ag}$; $\frac{96500\text{C}}{107,9\text{g de Ag}} = \frac{0,11\text{A} \cdot 8\cdot 3600\text{s}}{x\text{g de Ag}}$, $x=3,54\text{g}$. Es correcta la b.



174. En el dispositivo de la figura, la relación entre m y m' será:

- a) 1 b) 1,5 c) 0,66 d) 2

DATO: Faraday=96500C.

SOLUCIÓN

Como i y t son iguales para ambas celdas electrolíticas conectadas en serie, la relación de las masas de cromo depositadas en los cátodos, depende únicamente de sus pesos equivalentes. En el caso del CrCl_2 , el proceso es $\text{Cr}^{2+} + 2e \Rightarrow \text{Cr}$, siendo necesarios $2F$ para depositar un mol de Cr , mientras que para el CrCl_3 , $\text{Cr}^{3+} + 3e \Rightarrow \text{Cr}$, se necesitan 3. Al establecer las proporciones

$$\frac{2\cdot 96500\text{C}}{1\text{mol de Cr}} = \frac{it}{m\text{mol de Cr}}; m = \frac{it}{2\cdot 96500}$$

$$\frac{3\cdot 96500\text{C}}{1\text{mol de Cr}} = \frac{it}{m'\text{mol de Cr}}; m' = \frac{it}{3\cdot 96500}. \text{ Dividiendo } \frac{m}{m'} = \frac{3}{2} = 1,5; \text{ Es correcta la propuesta b.}$$

175. En el test de la figura anterior, la relación entre los volúmenes de gases p y p' que se desprenden en el ánodo, será:

- a) 1 b) 1,5 c) 0,66 d) 2

Dato: Faraday=96500C.

SOLUCIÓN

Los procesos que tiene lugar en el ánodo de cada cuba será: $2\text{Cl}^- - 2e \Rightarrow \text{Cl}_2(\text{g})$, para determinar el volumen p de cloro,

mientras que en la otra cuba $3\text{Cl}^- - 3e \Rightarrow \frac{3}{2}\text{Cl}_2(\text{g})$ para determinar p' . En el primer caso $\frac{2\cdot 96500\text{C}}{1\text{mol de Cl}} = \frac{it}{p\text{mol de Cl}}$

$$p = \frac{it}{2\cdot 96500}. \text{ En el segundo caso } \frac{3\cdot 96500\text{C}}{\frac{3}{2}\text{mol de Cl}} = \frac{it}{p'\text{mol de Cl}}; p' = \frac{it}{2\cdot 96500}. \text{ Dividiendo } \frac{p}{p'} = 1; \text{ Es correcta la propuesta a.}$$

176. Durante la electrólisis del nitrato de un metal en disolución acuosa entre electrodos de platino, se depositaron 0,5613g. de metal al mismo tiempo que se recogían en el ánodo 103,6 cm³ de oxígeno a 18°C y 746mmHg. Por los datos dados dirás que la valencia del metal será:

- a) 1 b) 2 c) 3 d) 4

DATO: Peso atómico del metal =65. Faraday=96500C.

SOLUCIÓN

Supongamos un nitrato de fórmula $M(NO_3)_x$, siendo x la carga del metal que se descargará en el cátodo así:
 $2M^{x+} + 2xe \Rightarrow 2M$. Mientras que en el ánodo se desprenderá oxígeno según la reacción $2xOH^- - 2xe \Rightarrow \frac{x}{2}O_2 + xH_2O$.

Puesto que conocemos el volumen sabremos el número de moles: $n = \frac{746mmHg \cdot \frac{1atm}{760mmHg} \cdot 106,3cm^3 \cdot \frac{1L}{1000cm^3}}{0,082 \frac{atm \cdot L}{K \cdot mol} \cdot (273+18)K} = 0,0044$

Ahora estableceremos la proporción $\frac{2x \cdot 96500C}{\frac{x}{2} mol de oxígeno} = \frac{it}{0,0044 mol de oxígeno}$. De lo que

$$it = 4 \cdot 96500 \cdot 0,0044 = 1698,4 A \cdot s$$

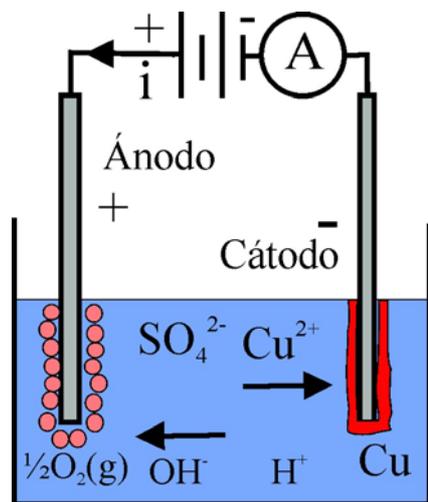
Llevando este valor al proceso del cátodo; $\frac{2x \cdot 96500C}{2,65g} = \frac{1698,4}{0,5613g}$, $x = \frac{1698,4 \cdot 65}{96500 \cdot 0,5613} = 2$. Es correcta la b.

177*. Dispones de un volumen determinado de disolución 2M de sulfato de cobre(II), y la sometes a electrólisis:

- a) En el cátodo se desprenderá hidrógeno
 b) En el ánodo se desprenderá oxígeno
 c) Si se pretende obtener 50L de oxígeno en condiciones normales, el volumen de disolución mínimo a emplear será 1L
 d) El tiempo necesario para obtenerlo con una corriente de 10 A será de aproximadamente un día

DATO: Volumen molar 22,4L/mol. Faraday=96500C.

SOLUCIÓN



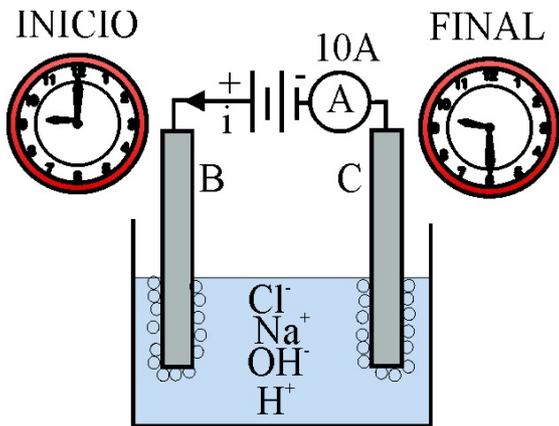
Los procesos que tienen lugar de acuerdo con el listado de descargas del test 153, se explican en la figura. En el cátodo: $Cu^{2+} + 2e \Rightarrow Cu$. Mientras que en el ánodo se desprenderá oxígeno según la reacción $2OH^- - 2e \Rightarrow \frac{1}{2}O_2 + H_2O$. Puesto que conocemos el volumen en condiciones normales sabremos el número de moles:

$$n = \frac{50L}{22,4 \frac{L}{mol}} = 2,23mol$$

Por lo tanto ello implica que en el cátodo se depositan el doble de Cu, o sea 4,46 moles. Como la disolución es 2M; $2 \frac{mol}{L} = \frac{4,46mol}{V}$; $V=2,23L$. Aplicando las leyes de Faraday al proceso

$$anódico \frac{2 \cdot 96500C}{0,5mol de oxígeno} = \frac{10 \frac{C}{s} \cdot t}{2,23 mol de oxígeno}; t=86078s, o sea cerca de un$$

día. Son correctas las propuestas b y d.



178*. Tal como indica la figura, dispones una cubeta con una disolución de cloruro sódico, en la que introduces dos electrodos unidos a una batería y un amperímetro. Conectas el sistema a hora de inicio, y lo paras a la hora final. Se propone:

- a) En B se desprende H_2
- b) En C se descarga preferentemente oxígeno
- c) El volumen de gas desprendido en C en c.n. es 4L
- d) El pH de la disolución aumenta en 5 unidades

DATOS: $F=96500C$.

SOLUCIÓN

Dado que B es el ánodo(+), nunca se descargará el H^+ , que lo hará en

C.

De esa forma en B, ÁNODO- : $2H^+ + 2e \Rightarrow H_2(g)$; burbujea. EnC, CÁTODO+ : $2Cl^- - 2e \Rightarrow Cl_2(g)$; burbujea. En media hora: $\frac{2.96500C}{2 \text{ mol de gases}} = \frac{10A \cdot 1800s}{n \text{ mol de gases}}$, $n=0,186$ mol de hidrógeno y cloro, que ocuparán en condiciones normales,

$0,186 \text{ mol} \cdot 22,4 \frac{L}{\text{mol}} = 4,18L$. Como se forman 0,186 mol de NaOH, el $pOH = -\log[OH^-] = -\log(0,186/2) = 1,03$; $pH = 14 - 1 = 13$. Por

lo tanto como la disolución era neutra inicialmente $pH=7$, habrá aumentado en 5 unidades. Son correctas las propuestas c y d.

179*. Si preparas dos litros de una disolución 1M de cloruro sódico y la dispones en una cubeta electrolítica, someténdola durante media hora a una corriente de 10A,

- a) En el cátodo se deposita sodio
- b) El volumen de gas desprendido en ese tiempo y condiciones normales sería 4L
- c) La concentración de la disolución en la cubeta al cabo de ese tiempo sería 0,9M
- d) El pH de la disolución final sería 12

DATOS: $F=96500C$.

SOLUCIÓN

El H^+ se descarga en el cátodo, y el Cl^- de descarga en el ánodo, según el esquema de la figura, basado en el listado del test 153, quedando en la disolución 2moles de NaOH, por cada mol de hidrógeno y de cloro que se desprenden

ÁNODO- : $2H^+ + 2e \Rightarrow H_2(g)$; burbujea

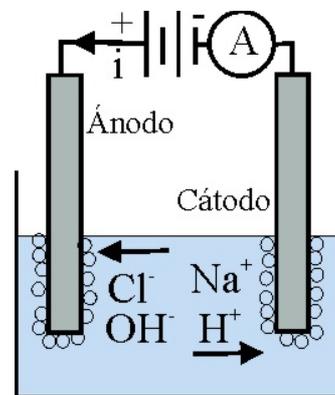
CÁTODO+ : $2Cl^- - 2e \Rightarrow Cl_2(g)$; burbujea

$\frac{2.96500C}{2 \text{ mol de gases}} = \frac{10A \cdot 1800s}{n \text{ mol de gases}}$, $n=0,186$ mol de hidrógeno y cloro, que ocuparán

en condiciones normales, $0,186 \text{ mol} \cdot 22,4 \frac{L}{\text{mol}} = 4,18L$

Inicialmente tienes 2L(1 mol/L) = 2 mol de cloruro sódico, y se producen 0,186 mol de iones Na^+ , por lo tanto la concentración que quedará será $M = \frac{2 - 0,186 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,907M$. Como se forman 0,186 mol de NaOH,

el $pOH = -\log[OH^-] = -\log(0,186/2) = 1,03$; $pH = 14 - 1 = 13$. Son correctas las propuestas b y c.



180. Se disponen de 2,5g de sulfato de cobre(II) pentahidratado , y se disuelven hasta obtener un litro de disolución, que llena una cuba electrolítica. Se hace pasar una corriente de 2A, durante 10 minutos.

- a) En el ánodo se producirá oxígeno
- b) La concentración final de sulfato de cobre en la disolución será la mitad
- c) El volumen de gas desprendido a 730mmHg y 25°C, será 80mL
- d) El pH final será menor que 7

Datos: $F=96500C$. $R=0,082atm.L/K.mol$.

Masa molar del sulfato de cobre(II)pentahidratado= $249,6g.mol^{-1}$:

SOLUCIÓN

Según el esquema de la figura, se descargan preferentemente

En el ánodo (+): $2OH^- - 2e = 1/2O_2(g) + H_2O$

En el cátodo (-): $Cu^{2+} + 2e = Cu$ que se deposita

En la disolución se concentra el ácido sulfúrico por lo que su $pH < 7$

$$\text{Inicialmente } M = \frac{2,5g}{249,6 \frac{g}{mol}} = 0,01M \text{ .Se descargan}$$

$$\frac{2.96500C}{1mol\ de\ Cu} = \frac{2A.600s}{n\ mol\ de\ Cu}, n=0,0062mol\ de\ Cu$$

Si había 0,01mol de iones Cu^{2+} , y se descargan 0,0062, quedan 0,0038, por lo tanto la concentración final no será la mitad o sea 0,005M, sino 0,0038M.

Si se supone que la disolución no varía de volumen la concentración final será 0,0038M. El volumen de oxígeno desprendido será

$$\frac{2.96500C}{0,5mol\ de\ O_2} = \frac{2A.600s}{n\ mol\ de\ O_2}, n=0,0031, \text{ por lo que } V = \frac{0,0031mol \cdot 0,082 \frac{atm.L}{K.mol} (273 + 25) K}{730mmHg \cdot \frac{1atm}{760mmHg}} = 0,079L \text{ . Son correctas}$$

las propuestas a,c y d.

