

## Redox 10



Foto 1

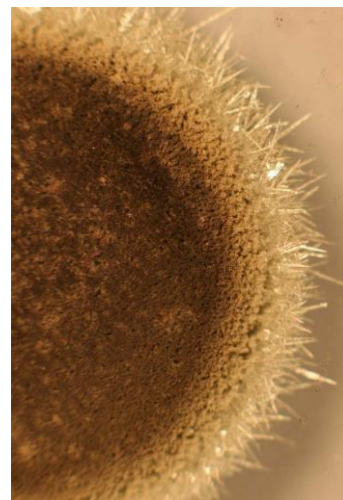


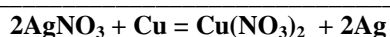
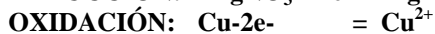
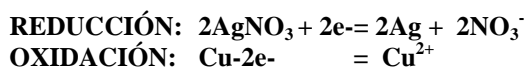
Foto 2

181. Si se dispone una moneda de cobre, sobre una disolución de nitrato de plata (foto 1), los resultados se aprecian en la foto 2. Se ha obtenido lo que fue llamado un “árbol de Diana”. En este proceso redox:

- a) El cobre oxida a la plata  
 b) El oxígeno oxida al cobre  
 c) La plata se reduce  
 d) El nitrato de plata actúa como oxidante

SOLUCIÓN:

La obtención del árbol de Diana, por cristalización de la plata sobre cobre, se conoce desde el siglo XV es el método más normal, y también se trata de un proceso redox, mucho más complicado de lo que parece. En principio se podría considerar:



Por lo tanto es correcta la propuesta d



Fig.1

182. La formación de un árbol de Diana por precipitación de la plata de una disolución de nitrato de plata sobre el cobre de un alambre (fig. 1), al cabo de un determinado tiempo (fig. 2), se complica al producirse agujas castaño rojizas, ello se debe a:

- a) La plata se oxida con el oxígeno del aire  
 b) El cobre se oxida con el oxígeno del aire  
 c) Se forma un árbol de cobre  
 d) Se forma un precipitado de óxido de plata

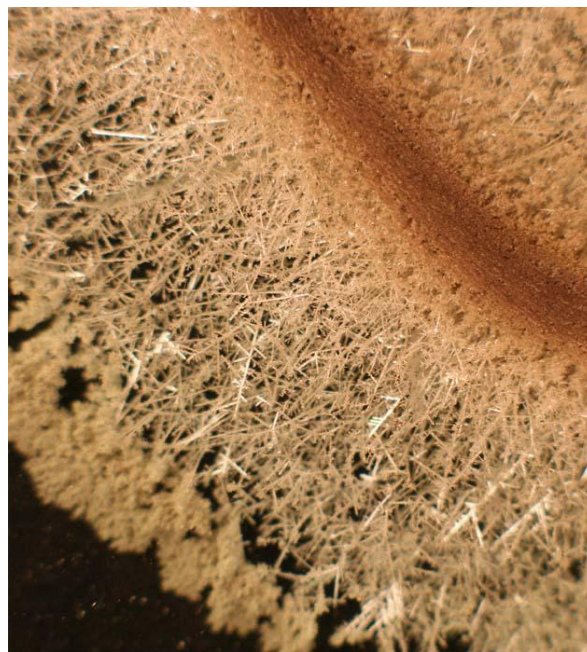
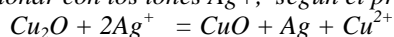


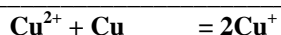
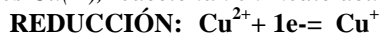
Fig.2

SOLUCIÓN:

De hecho los colores marrón oscuro y rojizo que aparecen no son debidos al cobre metálico sino a la formación de óxido de cobre(I), que a su vez puede reaccionar con los iones  $\text{Ag}^+$ , según el proceso:



y a su vez los iones  $\text{Cu}(\text{II})$ , reaccionan en medio acuoso con el  $\text{Cu}$ , según el proceso:



Cuanto mas tiempo pasa más cantidad de iones  $\text{Cu}^+$ , se producen, a parte de nuevas reacciones secundarias, ya que en la disolución existen muchas especies oxidantes a parte de los iones citados. La propuesta correcta es la b.



Foto 1



Foto 2

183. Si introducimos una pequeña lámina de cinc, en una disolución de nitrato de plomo(II) (foto.1). Al cabo de cierto tiempo, toma la apariencia de la foto 2, por formación sobre la lámina de un tupido bosque de plomo, denominado árbol de Saturno. En este proceso químico:

- a) El  $Pb^{2+}$  oxida al Zn                      b) El Pb oxida al Zn  
 c) El  $NO_3^-$  oxida al Zn                      d) El  $Zn^{2+}$  oxida al Pb

SOLUCIÓN:

Los procesos que se producen debido a los potenciales redox dados, son:                      Por lo que sólo es correcta la propuesta a.

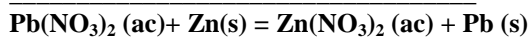
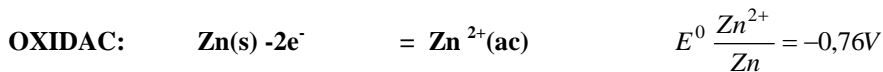
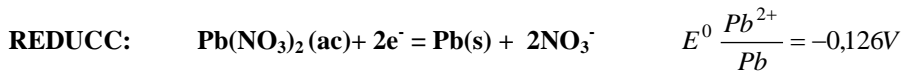


Foto 1

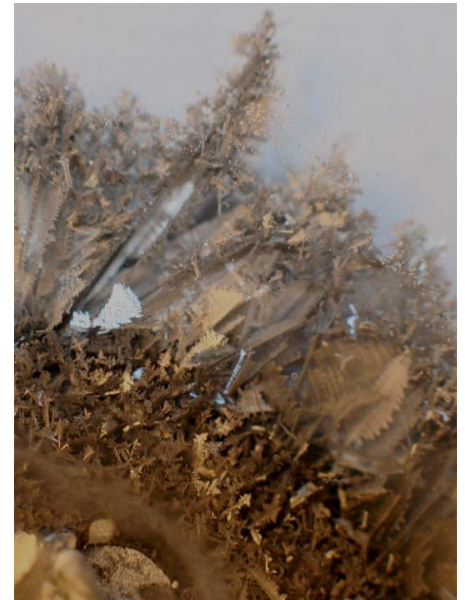


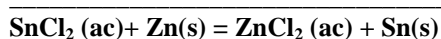
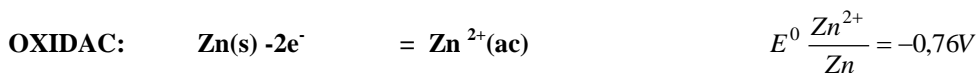
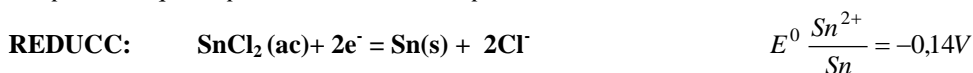
Foto 2

184. Desde la época caldea existió una asociación entre los planetas y los metales conocidos. Posteriormente, a partir del siglo VII, el estaño se relacionó con Júpiter, por eso su primer símbolo sería el que lo representaba, esto es el cetro y el trono de padre de los dioses romanos. Por eso la precipitación química en forma arborescente del metal estaño (fotos 1 y 2), se denominó por asimilación a lo que le ocurría a la plata, árbol de Júpiter. Este proceso se produce al introducir una lámina de cinc en una disolución de cloruro de estaño(II), a través del cual:

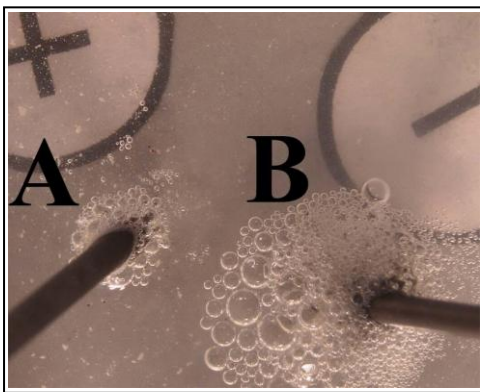
- a) El  $Sn^{2+}$  oxida al Zn                      b) El Sn oxida al Zn  
 c) El Cl oxida al Zn                      d) El  $Zn^{2+}$  oxida al Sn

SOLUCIÓN:

Los procesos que se producen debido a los potenciales redox dados, son:



Por lo que sólo es correcta la propuesta a.



185\*. En la foto dada, se presenta el resultado de pasar una disolución de cloruro de estaño(II), a través de dos electrodos, conectados a corriente continua. De ella podrás decir que:

- a) En A, se desprende oxígeno
- b) En A se produce una oxidación
- c) En B se desprende hidrógeno
- d) El volumen de gas que se desprende en B es mucho mayor que el que lo hace en A, lo cual no es posible

**SOLUCIÓN**

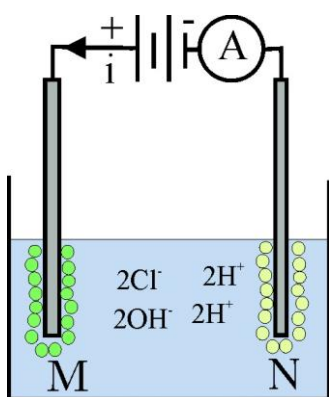
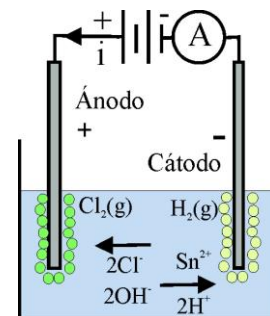
Tal como en el esquema dado el  $H^+$  se descarga en el cátodo, y el  $Cl^-$  de descarga en el ánodo, quedando en la disolución hidróxido de estaño(II)

B ES EL CÁTODO-:  $2H^+ + 2e \Rightarrow H_2(g)$ ; burbujea

A ES EL ÁNODO +:  $2Cl^- - 2e \Rightarrow Cl_2(g)$ ; burbujea y tiene lugar una oxidación

En teoría el volumen de gas desprendido sería el mismo en los dos electrodos, pero el cloro es soluble en agua, reaccionando parcialmente mientras que el hidrógeno no, por ello realmente los volúmenes no son iguales.

Son correctas las propuestas b,c y d.



186\*. En la cuba electrolítica de la figura se dispone 1 litro de una disolución 1M de ácido clorhídrico. A marca 4 amperios. Con los datos que te dan y en condiciones normales dirás que:

- a) En N siempre se desprenderá hidrógeno
- b) En M se desprende fundamentalmente cloro
- c) El volumen teórico de gases desprendidos en dichas condiciones en 10 minutos es de 1litro
- d) La concentración del ácido clorhídrico en disolución al cabo de ese tiempo es 0,938M

DATOS:  $F=96500C$ .  $V_{molar}=22,4L/mol$ .

**SOLUCIÓN**

Los procesos que tienen lugar son:

M ES EL ÁNODO + :  $2Cl^- - 2e \Rightarrow Cl_2(g)$ ; burbujea

N ES EL CÁTODO- :  $2H^+ + 2e \Rightarrow H_2(g)$ ; burbujea

$$\frac{2.96500C}{2mol\ de\ gas} = \frac{10A.600s}{x\ mol\ de\ gas} \quad x=0,062mol. \quad V=22,4L/mol. \quad 0,062mol=1,39L$$

Si inicialmente existía 1 mol de iones  $Cl^-$ , al desprenderse 0,062/2 moles de  $Cl_2$ , quedarán

1-0,062=0,938 mol de iones  $Cl^-$ , por lo que el  $pH=-\log(0,938mol/1L)=0,028$ . Son correctas las propuestas b y d.

187\*. Se dispone de medio litro de ácido clorhídrico 1M, en una cuba electrolítica. Las condiciones externas son 0,91 atmósferas de presión y 20°C. El proceso electrolítico dura aproximadamente 12 horas hasta total descomposición. En estas condiciones ocurren los siguientes fenómenos:

- a) En el cátodo se desprenden 10L de cloro
- b) La intensidad de la corriente es de 1A
- c) El pH final de la disolución en la cubeta es de 7
- d) A las 6 horas el pH era de 0,5

DATOS: MASAS ATOMICAS:  $Cl=35,5/H=1$ .  $F=96500C$ .  $R=0,082atm.L/K.mol$ .

**SOLUCIÓN**

En el ÁNODO + :  $2Cl^- - 2e \Rightarrow Cl_2(g)$ ; burbujea, y existían  $n=0,5L$ .  $1mol/L=0,5$  moles de iones cloro, que se descargan

en su totalidad formándose 0,25 moles de cloro gas, que ocuparán  $V = \frac{0,25mol \cdot 0,082 \frac{atm.L}{K.mol} (273+20)K}{0,91atm} = 6,6L$

Según el esquema del test anterior  $\frac{2.96500C}{1mol\ de\ cloro\ gas} = \frac{i.12horas. \frac{3600s}{hora}}{0,25\ mol\ de\ cloro}$ ;  $i=1,1$  A. Teóricamente al final sólo quedará agua,

por lo que el  $pH=7$ . Si el tiempo se reduce a la mitad, el número de moles que quedarán será la mitad, por lo que el pH será:

$pH=-\log(0,25mol/0,5L)=0,3$ . Son correctas las propuestas c y b.

188\*. Se dispone de cierta cantidad de yoduro sódico y se disuelve hasta obtener dos litros de disolución, que llena una cuba electrolítica. Se hace pasar una corriente de 10A, durante media hora.

- a) En el ánodo se producirá yodo
- b) En el cátodo se desprenderá hidrógeno
- c) El volumen de gas a 710mm de Hg y 15°C es de 2,4L
- d) El pH final será aproximadamente 13

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

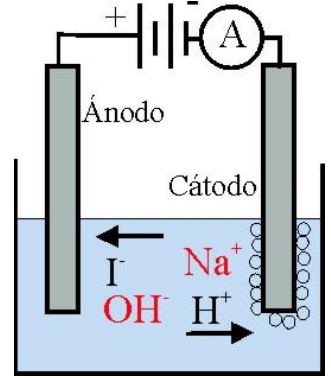
SOLUCIÓN

Dado la figura esquemática, el único gas que se desprende es el hidrógeno

En el ánodo (+):  $I^- - e = 1/2I_2$  poco soluble en el agua

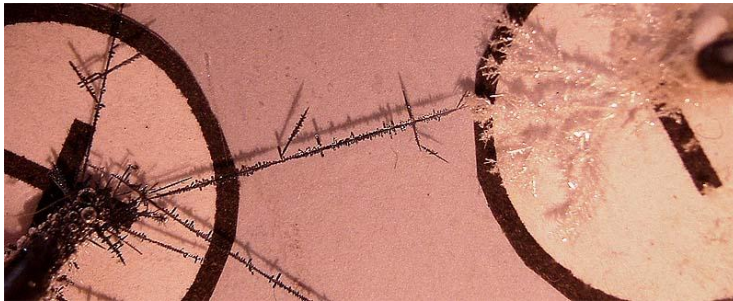
En el cátodo (-):  $H^+ + e = 1/2H_2$  que burbujea

En la disolución se forma hidróxido sódico



$$\frac{96500C}{0,5mol \text{ de gas}} = \frac{10A \cdot 1800s}{x \text{ mol de gas}} \quad x=0,093mol, \quad V = \frac{0,093mol \cdot 0,082 \frac{atm \cdot L}{K \cdot mol} (273+15) K}{710mmHg \cdot \frac{1atm}{760mmHg}} = 2,35L$$

pH original =7 (aF+bF), final queda NaOH, 0,187moles[OH]=0,187/2, pH=12,97. Son correctas las propuestas b, c y d.



189. En la foto dada, se presenta el resultado de pasar una disolución de nitrato de plata, a través de dos electrodos, conectados a corriente continua. De ella podrás decir que:

- a) En el electrodo positivo, se desprende oxígeno
- b) En el electrodo negativo se produce una oxidación

- c) En el electrodo negativo se desprende hidrógeno
- d) En el electrodo negativo se produce un árbol de plata

SOLUCIÓN

En el ánodo (+):  $2OH^- - 2e = 1/2O_2(g) + H_2O$ . Se produce la oxidación

En el cátodo (-):  $2Ag^{1+} + 2e = 2Ag$  que se deposita, en una reducción, formando una deposición en forma arborescente. En la disolución se concentra el ácido nítrico. El oxígeno desprendido oxida a la plata que se ennegrece, formando óxido de plata. Son correctas las propuestas a y d.

190\*. Te dan una cuba electrolítica donde se introduce 2L de disolución 2M de nitrato de plata, tal como indica la figura. Al cabo de 10 horas se para la electrolisis, ya que toda la plata se ha depositado. Según eso sabrás que:

- a) En M se desprende hidrógeno
- b) En N se deposita la plata
- c) La intensidad de la corriente era de 11A
- d) El volumen de gas desprendido en condiciones normales fue de 22,4L

DATOS: F=96500C. Vmolar=22,4L/mol.

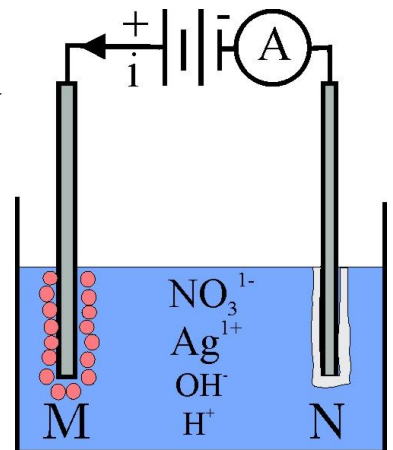
SOLUCIÓN

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

En el cátodo N (-):  $2Ag^{1+} + 2e = 2Ag$

Se disponen de n=2mol/L. 2L=4moles de Ag+, que tomando electrones producirán 4moles

De Ag en el cátodo.  $\frac{2 \cdot 96500C}{2mol \text{ de Ag}} = \frac{iA \cdot 36000s}{4mol \text{ de Ag}} \quad i=10,7A$



Según los procesos anódico y catódico, si se depositan 4 moles de plata, se desprende 1 mol de oxígeno que ocupara 22,4L, en condiciones normales.

Son correctas las propuestas b, c y d.

191. Si se dispone en una cubeta electrolítica, una disolución de nitrato de plata, y si se depositan en el cátodo 23,8 g de plata, en 2 horas, dirás que:

- Los electrones que necesarios para producirlo fueron  $10^{23}$
- En el ánodo se desprende hidrógeno
- El volumen de oxígeno a 700mmHg de presión y  $20^{\circ}\text{C}$ , desprendido fue de 1,4L
- La intensidad de la corriente que tuvo que circular fue de casi 3A

DATOS: MASAS ATÓMICAS: Ag=107,8. F=96500C. R=0,082atm.L/K.mol.  $N_{\text{Avog}}=6,22 \cdot 10^{23}$  e/mol  
SOLUCIÓN:

Según el esquema de la figura

En el ánodo (+):  $2\text{OH}^- - 2e = 1/2\text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$ .

En el cátodo (-):  $2\text{Ag}^{1+} + 2e = 2\text{Ag}$

Se depositan en el cátodo 23,8g/107,8g.mol<sup>-1</sup> de plata=0,221mol de Ag

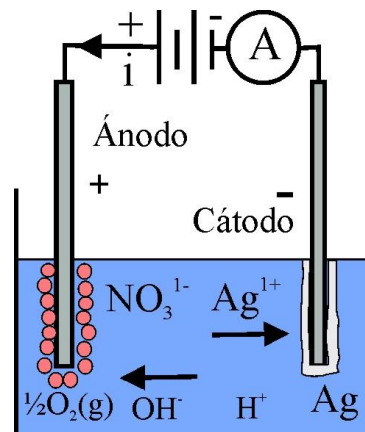
De Ag en el cátodo.  $\frac{2\text{mol de e}}{2\text{mol de Ag}} = \frac{x\text{ mol de e}}{0,221\text{mol de Ag}}$

$x=0,221\text{mol} \cdot 2 = 0,442\text{mol} \cdot 6,22 \cdot 10^{23} \text{ e/mol} = 2,74 \cdot 10^{23} \text{ e}$

$\frac{2,96500\text{C}}{2\text{mol de Ag}} = \frac{i \cdot 2,3600\text{s}}{0,221\text{mol de Ag}}$   $i=2,9\text{A}$ . Como por 2 moles de Ag se desprenden 0,5 de  $\text{O}_2$

$V = \frac{0,221}{4} \text{mol de O}_2 \cdot 0,082 \frac{\text{atm.L}}{\text{K.mol}} (273 + 20) \text{K} \cdot \frac{1\text{atm}}{760\text{mmHg}} = 1,44\text{L}$

Son correctas las propuestas c y d.



192. Se disponen 2 L de una disolución 1M de cloruro potásico, en una cubeta electrolítica, por la que circulan 5 amperios. Pasa 1 hora, y de los productos obtenidos podrás informar que:

- En el cátodo se deposita potasio
- El volumen de los gases obtenidos en condiciones normales es 4L
- La concentración final del cloruro potásico fue 0,5M
- El pH habrá aumentado en 6 unidades

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

MASAS ATÓMICAS: Cl=35,5 ; K=39, O=16, H=1

SOLUCIÓN

El  $\text{H}^+$  se descarga en el cátodo, y el  $\text{Cl}^-$  de descarga en el ánodo, quedando en la disolución  $\text{KOH}$ , tal como indica la figura

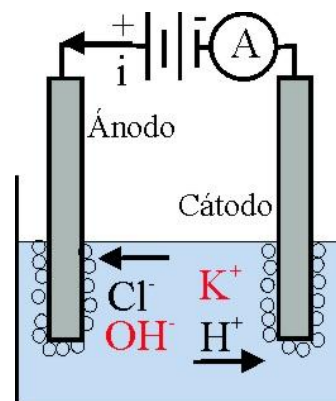
ÁNODO - :  $2\text{H}^+ + 2e \Rightarrow \text{H}_2(\text{g})$ ; burbujea

CÁTODO+:  $2\text{Cl}^- - 2e \Rightarrow \text{Cl}_2(\text{g})$ ; burbujea

$\frac{2,96500\text{C}}{2\text{mol de gas}} = \frac{5 \cdot 3600\text{s}}{x\text{ mol de gas}}$   $x=0,186\text{mol}$ .  $V=22,4\text{L/mol}$ .  $0,186\text{mol}=4,18\text{L}$

Se descargan 0,186 moles de  $\text{Cl}^-$ . Si inicialmente había 2L. 1mol/L=2 mol, quedarán 2-0,186=1,814mol. Por lo que la concentración será 1,814mol/2L=0,9M

$n\text{OH}^- = 2 \cdot 0,093 \cdot [\text{OH}^-] = 0,183/2$ ,  $\text{pH}=14-1,03$ , el pH aumenta de 7 a 12,96. Son correctas las propuestas b y d.



193\*. Se disponen de 74,5g de cloruro potásico, y se disuelven hasta obtener dos litros de disolución, que llena una cuba electrolítica. Se hace pasar una corriente de 10 A hasta descarga total.

- El tiempo necesario para ello fue de aproximadamente 5000s
- En la cubeta al final quedará una disolución de hidróxido potásico
- El volumen de cloro desprendido en condiciones normales son 4L
- El pH final será 13,8.

DATOS: F=96500C. V molar=22,4 L/mol. Cl=35,5 ; K=39, O=16, H=1

SOLUCIÓN

El  $\text{H}^+$  se descarga en el cátodo, y el  $\text{Cl}^-$  de descarga en el ánodo, quedando en la disolución  $\text{KOH}$ . Los procesos vienen dados en el test anterior, y los moles de cloro obtenidos hasta la total descarga corresponden a la mitad de los moles de iones  $\text{Cl}^-$  existentes inicialmente. Así:  $n\text{KCl}=0,5 \cdot n\text{Cl}_2 = n\text{OH}^- = 74,5\text{g} \cdot \frac{1\text{mol}}{(35,5 + 23)\text{g}} = 1,27\text{mol}$  .  $n\text{Cl}_2 = 1,27/2 = 0,64$

$\frac{2,96500\text{C}}{1\text{mol de cloro}} = \frac{10\text{A} \cdot t}{0,64\text{Cl}_2}$   $t=12352\text{s}$ .  $V=22,4\text{L/mol}$ .  $0,64\text{mol}=14,34\text{L}$ ,

$[\text{OH}^-] = 1,27/2 = 0,64\text{mol/L}$  ,  $\text{pOH} = -\log 0,64 = 0,2$ ;  $\text{pH} = 13,8$ . Son correctas las propuestas b y d

194. Se hace circular corriente eléctrica a través de un cátodo en el que el permanganato se reduce a manganeso  $2+$ . Si después de circular durante 603s, una corriente de 0,6 A, se redujo todo el permanganato contenido en 15 ml. Dirás que la molaridad del permanganato potásico era :

- a) 0,005                      b) 0,025                      c) 0,05                      d) 0,25

SOLUCIÓN:

El proceso de reducción del permanganato será  $MnO_4^- + 5e = Mn^{2+}$ . Al aplicar las leyes de Faraday

$$\frac{5.96500C}{1\text{mol de permanganato}} = \frac{0,6A.603s}{x.\text{mol de permanganato}} \quad x=0,00075\text{mol}; \quad M=0,00075/0,015L=0,005.$$

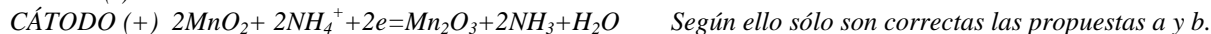
Es correcta la propuesta a

195\*. La aspirina Bayer y la pila Leclanché llevan usándose casi 150 años, sin hubieran sufrido apenas modificaciones a través de ese tiempo. En el caso de esta última su éxito fue debido a que era la primera pila seca, esto es, no existía una disolución que se filtrara o alterara durante el proceso de descarga. Para ello los líquidos electrolíticos se convertían en una pasta especial que permitía la movilidad de iones y el transporte de la carga eléctrica. En este caso el polo positivo de la pila o cátodo estaba constituido por una barra de carbono sumergida en una pasta de dióxido de manganeso, mientras que el negativo o ánodo lo formaba una carcasa de cinc en contacto con una pasta de cloruro de cinc, todo ello empleando cloruro amónico como transportador iónico. Explicadas sus partes dirás que en el proceso redox responsable de la producción de 1,5V:

- a) El dióxido de manganeso gana electrones                      b) El cinc pierde electrones  
c) En el ánodo ocurre una reducción                      d) En el cátodo tiene lugar una oxidación

SOLUCIÓN:

El proceso que tiene lugar de forma aproximada es:

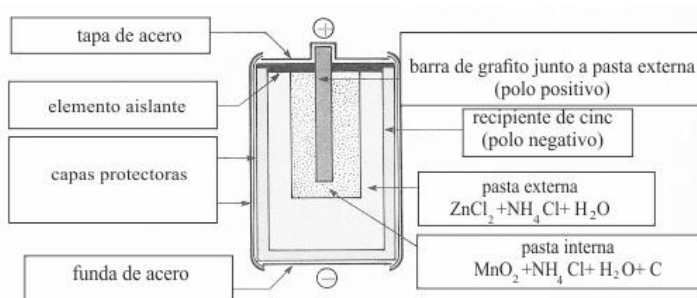
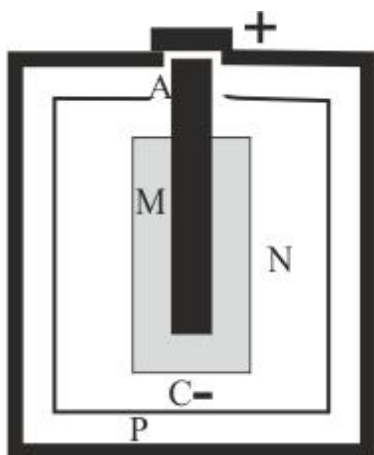


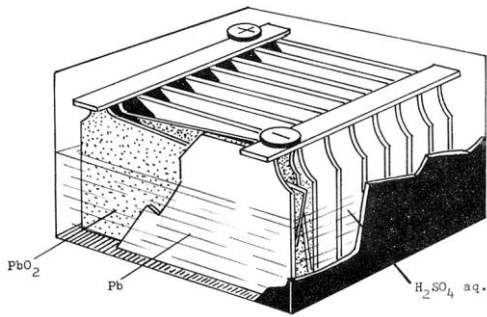
196. La pila Leclanché, generó los tipos de pilas secas y pilas alcalinas que se usan en la actualidad, las AAA, y la AA. Estas son pilas primarias o no recargables. En el esquema de la figura dirás que:

- a) P corresponde al cátodo                      b) N es la pasta catódica  
c) M es la pasta anódica                      d) A es una barra de grafito

SOLUCIÓN:

Según el esquema adjunto, todas las propuestas son correctas





197. Una batería de coche, dada en la figura, pesa bastante y tiene la peculiaridad que es recargable, o sea es una batería secundaria, ya que puede invertir el proceso de descarga con el movimiento del coche, aportando energía. Lo primero es lógico porque emplea electrodos de plomo y óxido de plomo(IV). Si los potenciales normales son  $Pb^{2+}/Pb = -0,4$  y  $PbO_2/Pb^{2+} = 1,68V$ . Dirás que:

a) La diferencia de potencial generada es aproximadamente de 2V

b) El polo positivo de la batería será el plomo

c) El oxidante será el ácido sulfúrico

d) El número de elementos en serie empleados para obtener una diferencia de potencial de 12 V, será de seis

**SOLUCIÓN:**

Las pilas secundarias o baterías, son pilas que admiten el proceso inverso y que por lo tanto permiten regenerar las sustancias que se gastan en el proceso. La batería de plomo o acumulador de plomo, está formada por varias celdas (6), formadas por un recipiente de plomo, en el que se introduce una chapa de óxido de plomo (IV), todo ello en una disolución de sulfato de plomo(II), y en medio de ácido sulfúrico concentrado. Los procesos que tienen lugar cuando se descarga la batería para producir corriente continua son los siguientes:

Descarga	
ánodo	$Pb - 2e \rightarrow Pb^{2+}$
cátodo	$4H^+ + PbO_2 + 2e \rightarrow Pb^{2+} + 2H_2O$
	$Pb + PbO_2 + 4H^+ \rightarrow 2Pb^{2+} + 2H_2O$
	$Pb + PbO_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow 2PbSO_4 + 2H_2O$

El polo positivo o cátodo, está formado por la plancha de dióxido de plomo que es el agente oxidante en la descarga, mientras que el negativo o ánodo es el plomo, donde se produce la oxidación o pérdida de electrones. El proceso redox se produce en medio ácido sulfúrico con una concentración determinada.

La diferencia de potencial generada en cada elemento será de:

$1,68 - (-0,4V) = 2,08V$ , por lo que hacen falta 6 elementos para generar los 12V necesarios. Son correctas las propuestas a y d.

198. En un acumulador de plomo, si los  $E_0 Pb^{2+}/Pb = -0,4V$  y  $PbO_2/Pb^{2+} = 1,68V$  y la concentración del sulfato es 0,5M y el  $pH = 1,2$ , la diferencia de potencial suministrada será, en voltios de:

a) 2,1      b) 1,96      c) 1,90      d) 2

**SOLUCIÓN:**

Aplicando la ecuación de Nernst,  $E = E_0 - \frac{0,059}{n} \log Q$ , al proceso redox dado en el test anterior, a los elementos en

$$\text{disolución} \quad E = 2,08 - \frac{0,059}{2} \log \frac{[Pb^{2+}]^2}{[H^+]^4} = 2,08 - 0,059 \log 0,5 - 0,118 pH = 1,96V. \text{ Es correcta la propuesta b.}$$

199. En la batería de plomo, y en tiempo caluroso conviene agregar agua destilada a la disolución para reponer la evaporada y que el ácido sulfúrico esté siempre al 36% (densidad  $1,286g/cm^3$ ). Si por echar demasiada agua destilada el ácido sulfúrico tuviera una densidad de  $1,018g/cm^3$ , de forma que contuviera 30,2g de sulfúrico por litro, en este caso la diferencia de potencial generada sería de:

a) 2,00      b) 1,90      c) 2,06      d) 1,98

DATOS:  $E_0 Pb^{2+}/Pb = -0,4V$  y  $PbO_2/Pb^{2+} = 1,68V$ . Masa molar del ácido sulfúrico  $98g \cdot mol^{-1}$

**SOLUCIÓN:**

Se calcularía la concentración del ácido sulfúrico  $M = 30,2g/98g \cdot mol^{-1} = 0,308M$ , que será igual a la sulfato de plomo(II) formado en la descarga. Aplicando la ecuación de Nernst al proceso en estas condiciones:

$$E = 2,08 - \frac{0,059}{2} \log \frac{[Pb^{2+}]^2}{[H^+]^4} = 2,08 - 0,059 \log 0,5 + 0,118 \log 0,5 = 2,06V$$

Por lo tanto es correcta la propuesta c

200. En una batería de plomo el proceso de descarga, se debe a la acción del dióxido de plomo sobre el plomo, para generar sulfato de plomo(II) en medio ácido. Si los  $E_0 \text{ Pb}^{2+}/\text{Pb} = -0,4\text{V}$  y  $\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+} = 1,68\text{V}$ . Si el ácido sulfúrico empleado es del 33,4% (densidad =  $1,25\text{g/cm}^3$ ), pues presenta su mayor conductividad, el volumen del concentrado ( $d = 1,84\text{g/cm}^3$  y 96%), que deberás tomar para preparar 2 litros de disolución será aproximadamente de:

- a) 1000 mL                      b) 470 mL                      c) 50 mL                      d) 127 mL

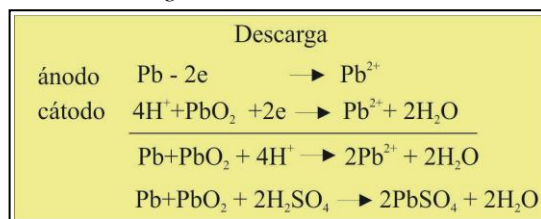
Si durante la descarga del acumulador, la concentración final del ácido es del 15,6% la masa de plomo que se gastó en la descarga será aproximadamente en g:

- a) 19                      b) 12                      c) 8                      d) 11

SOLUCIÓN:

La primera parte es un problema de concentraciones que se desarrolla como en los test de dicha parte, y dado que el número de moles de sulfúrico no varía al agregar el agua. Dado el proceso de descarga

$$\frac{2000\text{mL} \cdot 1,25 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 33,4}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{V \cdot 1,84 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 96}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \quad V = 472,7\text{mL}$$



La relación de los moles de plomo gastados, en función del sulfúrico consumido es de 1 a 2.

$$\text{Moles de sulfúrico consumidos} \quad \frac{33,4 \frac{\text{g}}{\text{cada } 100}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} - \frac{15,6 \frac{\text{g}}{\text{cada } 100}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,18 \text{ mol de sulfúrico}$$

$$g_{\text{Pb}} = 0,18 \text{ mol de sulfúrico} \cdot \frac{1 \text{ mol de Pb}}{2 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} \cdot 207,19 \frac{\text{g}}{\text{mol de Pb}} = 18,65 \text{ g}$$

Son correctas las propuestas b en la primera y a en la segunda