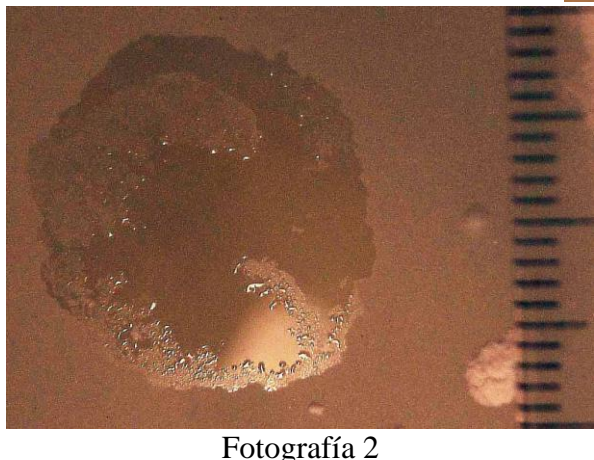


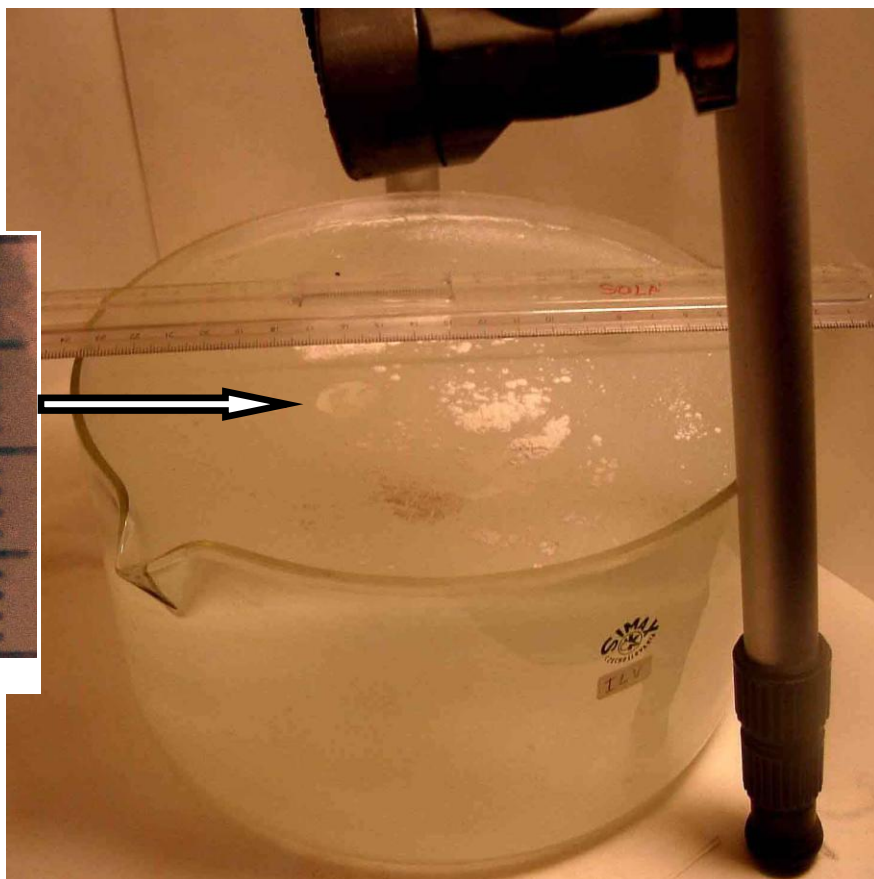
PROBLEMA VISUALES DE QUÍMICA

PVQ14-1***

Aproximación al Número de Avogadro



Fotografía 2



Fotografía 1

Las fotografías dadas visualizan un experimento que popularizó Langmuir en 1919, para calcular aproximadamente el número de Avogadro (número de moléculas por mol de sustancia), partiendo de la idea que el ácido oleico, $C_{17}H_{33}-COOH$, forma una monocapa molecular cuando se echa sobre agua, sobre la que se espolvorea polvo de talco (fotografía 1), de forma que las moléculas se ordenarán de tal manera que la parte alquílica $C_{17}H_{33}$, hidrófoba, se dirigirá hacia el exterior, en forma de prisma vertical, de base cuadrada, con una longitud aproximada 20 veces su anchura.

El procedimiento experimental consiste en añadir sobre la superficie del agua una gota de una disolución de ácido oleico en alcohol. Para preparar esta disolución se añade una gota de ácido oleico puro a 1000 mL de alcohol. Se sabe que 30 gotas de ácido oleico puro dan lugar a 1,00 mL de volumen.

Al añadir una gota de esta disolución de ácido oleico en alcohol sobre el agua, ésta se extiende, tal como se observa en la fotografía 2, formando una capa monomolecular. La mancha que aparece en la fotografía 2 la consideramos como un círculo y el diámetro de ese círculo se puede medir a partir de la escala que figura a la derecha, en la que dos rayas consecutivas distan un milímetro.

Sabiendo que la masa molecular del ácido oleico es de 282g/mol, y su densidad 0,89g/mL, calcula:

- La concentración, en mL de alcohol por litro de disolución, del ácido oleico en el alcohol
- La longitud de la molécula de ácido oleico
- El número de moléculas en cada gota
- El número de Avogadro

SOLUCIÓN

Datos:

-Densidad del ácido oleico, $\rho = 0,89 \text{ g/mL}$ -Masa molar del ácido oleico, $M = 282 \text{ g/mol}$

-Número promedio de gotas de ácido oleico en un ml de ácido puro $n_g = 30$

Se añade una gota de oleico puro en 1000 mL de etanol puro.

-Volumen de una gota de ácido oleico puro $V_G = \frac{1}{30} \text{ cm}^3$

-Concentración de ácido oleico en la disolución de etanol

$$c = \frac{\frac{1}{30} \text{ mL de una gota de ácido}}{1000 \text{ mL de etanol}} = 3,33 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mL de ácido}}{\text{mL de disolución de etanol}}$$

Se añade una gota de la disolución de etanol sobre el agua espolvoreada con talco. Se obtiene una mancha de ácido sobre el agua

Datos de la foto 2:

-Diámetro promedio de la mancha $D = 1,8 \text{ cm}$

-Superficie de la mancha $S = \frac{\pi D^2}{4} = \frac{\pi * 1,8^2}{4} \text{ cm}^2$

-Volumen en mililitros de ácido oleico que hay en la mancha: $V_m = V_G * c = \frac{1}{30} * 3,33 \cdot 10^{-5} = 1,11 \cdot 10^{-6} \text{ mL}$

-Masa de ácido oleico que hay en la mancha de ácido oleico:

$$m = V_m * \rho = 1,11 \cdot 10^{-6} \text{ mL} * 0,89 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 9,88 \cdot 10^{-7} \text{ g}$$

$$V_m = S * h \Rightarrow h = \frac{V_m}{S} = \frac{1,11 \cdot 10^{-6}}{\frac{\pi * 1,8^2}{4}} = 4,32 \cdot 10^{-7} \text{ cm}, \text{ que equivaldría a la longitud de una}$$

molécula de ácido oleico, suponiendo capas monomoleculares

Se admite que las moléculas de ácido oleico son prismas de base cuadrada de lado a y altura h y que están juntas. La superficie de la mancha S por la altura h nos da el volumen de oleico añadido al agua = volumen de la mancha y se toma como hipótesis de trabajo que la altura de la molécula es diez veces mayor que el lado a

- El volumen de una molécula es: $V = a^2 * h = \frac{h^3}{400} = \frac{(4,32 \cdot 10^{-7})^3}{400} = 2,02 \cdot 10^{-22} \text{ cm}^3$

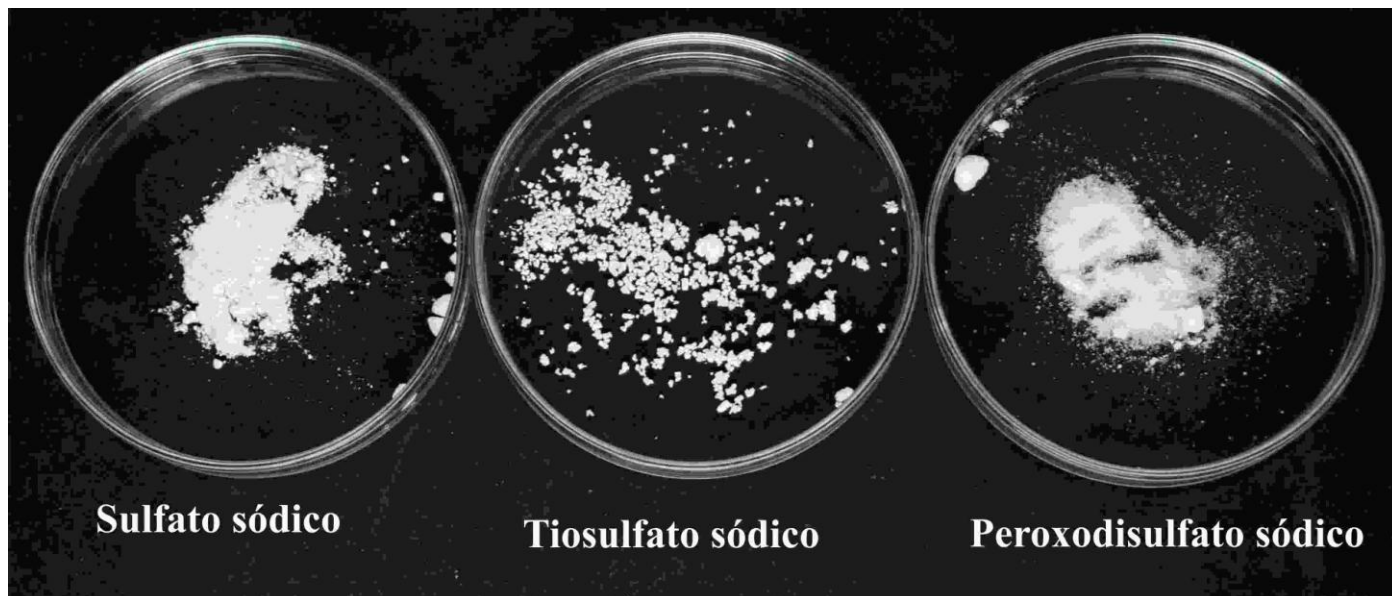
El número de moléculas de ácido oleico en la mancha será de $\frac{1,11 \cdot 10^{-6} \text{ cm}^3}{2,02 \cdot 10^{-22} \frac{\text{cm}^3}{\text{molécula}}} = 5,50 \cdot 10^{15} \text{ moléculas}$

-Sea n , el número de moléculas de oleico que existen en la mancha y N_A el número de Avogadro.

$$nV = \text{volumen de la mancha} = V_m$$

$$\frac{n}{N_A} = \frac{m}{282} \Rightarrow N_A = \frac{282 * n}{m} = \frac{282 \frac{\text{g}}{\text{mol}} * \frac{V_m}{V}}{m} = \frac{282 \frac{\text{g}}{\text{mol}} * \frac{4,32 \cdot 10^{-7} \frac{\text{cm}}{\text{molécula}}}{2,02 \cdot 10^{-22} \text{ cm}^3}}{9,89 \cdot 10^{-7} \text{ g}} = 6,09 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}$$

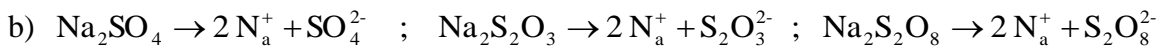
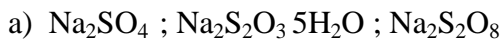
PVQ14-2**. Tres sales con S y O



Existen numerosas sales derivadas de ácidos que contienen azufre y oxígeno. En los laboratorios escolares se suelen encontrar las tres sales de la fotografía

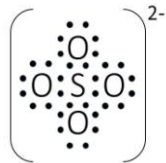
- Escribe con la nomenclatura química las formulas de cada una de las sales. (el tiosulfato de sodio cristaliza con cinco moléculas de agua). Las otras dos sales son anhidras.
- Con las tres sales se pueden obtener disoluciones acuosas, indica para cada sal la fórmula del anión y del catión que aparecen cuando se disuelven en agua.
- El oxígeno ($Z=8$), el azufre ($Z=16$). Escribe las estructuras electrónicas de los átomos de oxígeno y azufre.
- Escribe las formulas desarrolladas de los iones de las tres sales, teniendo en cuenta la regla del octeto. En el ión peroxodisulfato existen dos oxígenos enlazados directamente entre sí.
- El peroxodisulfato de sodio es un buen agente oxidante. Su disolución acuosa en contacto con otra de yoduro de potasio da lugar a yodo molecular e ión sulfato. Escribe la ecuación igualada..
- El yodo molecular reacciona con el ión tiosulfato dando lugar al ión yoduro y al ión tetratiónato. Escribe la ecuación anterior igualada.
- Se conoce una sal de sulfato de sodio que contiene siete moléculas de agua (se denomina sal de Glauber). Calcula cuántos gramos de la sal hidratada se pueden obtener a partir de 10 gramos de la anhidra.
- Masas atómica $O = 16$, $S = 32$, $H = 1$, $Na = 23$

SOL:

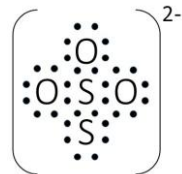


d) Contamos el número de electrones de cada ión teniendo en cuenta que en los enlaces solamente intervienen los electrones de valencia:

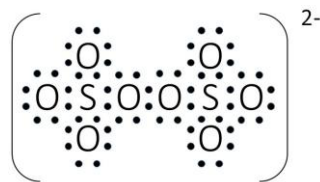
SO_4^{2-} , número de electrones: 6 del azufre + 4*6=24 del oxígeno + 2 electrones por la carga del ión, total = 32 electrones. El azufre se rodea de cuatro oxígenos compartiendo con cada uno un par electrónico.



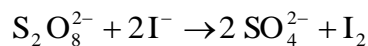
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, número de electrones: 2*6=12 del azufre + 3*6=18 del oxígeno + 2 electrones por la carga del ión, total = 32 electrones. El azufre se rodea de tres oxígenos y un azufre compartiendo con cada uno de ellos un par electrónico.



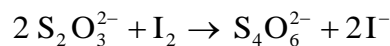
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$, número de electrones: 2*6=12 del azufre + 8*6= 48 del oxígeno + 2 electrones por la carga del ión, total = 62 electrones. Cada azufre se rodea de cuatro oxígenos y estas estructuras se unen entre si por dos oxígeno, uno de cada estructura.



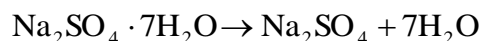
e)



f)



g)

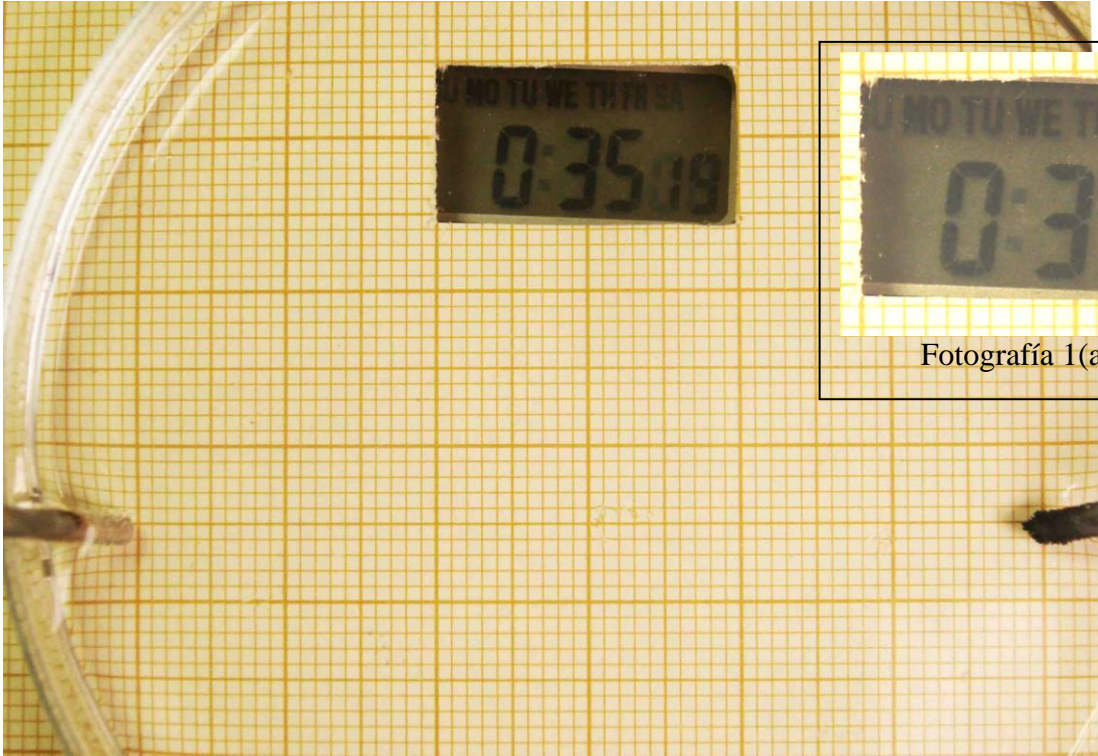


Masa molar $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} = 2 \cdot 23 + 32 + 4 \cdot 16 + 7 \cdot (2 \cdot 1 + 16) = 268$

Masa molar $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 2 \cdot 23 + 32 + 4 \cdot 16 = 142$

$$\frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} = \frac{268 \text{ g}}{142 \text{ g}} = \frac{x}{10} \Rightarrow x = 19,8 \text{ g}$$

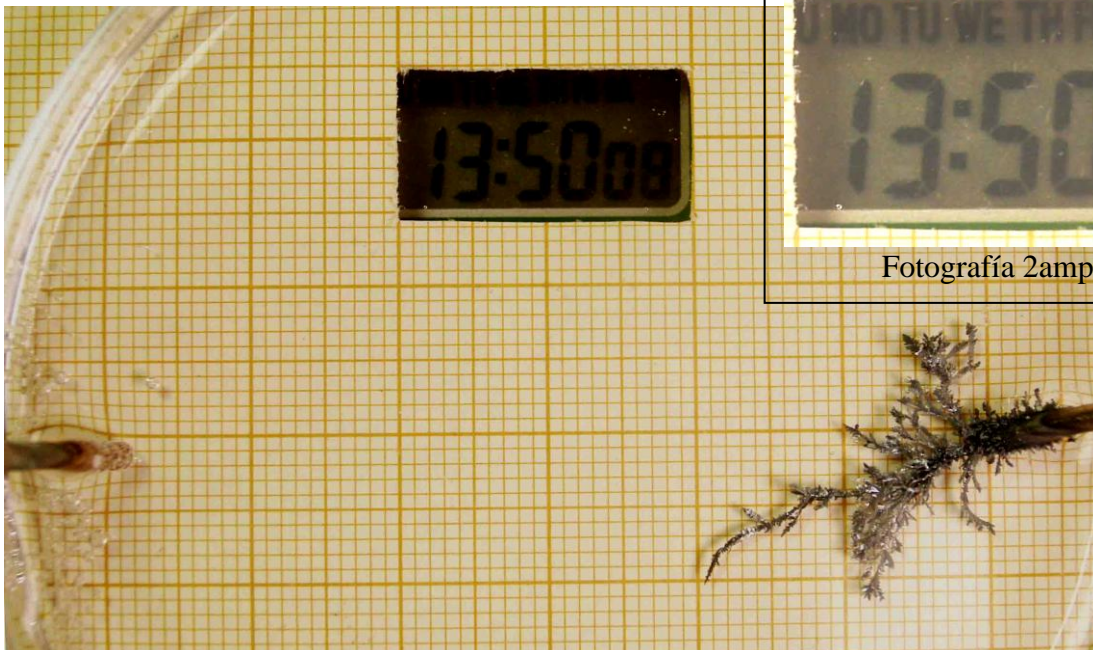
PVQ14-3. Electrolisis del sulfato de cinc ***



Fotografía 1



Fotografía 1(ampliación)



Fotografía 2



Fotografía 2ampliación



Fotografía 3

Las tres fotografías indican una secuencia temporal de una electrolisis. En una cápsula Petri se han depositado 10 mL de una disolución acuosa de sulfato de cinc 0,20 M. A izquierda y derecha están dispuestos dos electrodos metálicos unidos a una fuente de alimentación de 15 V que no aparece en las fotografías. El cuadro central es un reloj que indica, minutos, segundos y centésimas de segundo a medida que transcurre la electrolisis.

- Indique los iones que existen en la disolución de la cápsula Petri antes de iniciar la electrolisis,
- De la observación de las fotografías debe deducir cuál es el cátodo y cuál el ánodo
- Escriba las reacciones químicas que se producen en los electrodos.
- Razone a medida que transcurre la electrolisis si la disolución acuosa es ácida o básica.
- En la tercera fotografía se ha depositado la mitad del cinc que había inicialmente en la disolución. Si la electrolisis prosigue, determine lo que indicará el reloj justamente cuando se agote el cinc de la disolución
 Calcule los gramos de metal depositado desde el inicio de la electrolisis hasta la fotografía 3.
- Calcule al final de la electrolisis el número de electrones que han circulado por el dispositivo
- Calcule la intensidad de la corriente que ha circulado por el dispositivo
- Calcule el volumen de gas en condiciones normales que se ha desprendido en el ánodo desde el inicio de la electrolisis hasta la fotografía 1.

Datos. Masas atómicas, Zn =65,4 , H=1, O = 16, S=32. Número de Avogadro $6,02 \cdot 10^{23}$

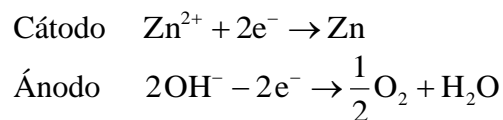
Carga del electrón $-1,6 \cdot 10^{-19}$ C. Volumen molar en condiciones normales 22,4 L

SOLUCIÓN

a) Los iones procedentes de la disolución de la sal sulfato de cinc son: SO_4^{2-} y Zn^{2+} . El agua de la disolución está ligeramente ionizada siendo los iones ; H^+ y OH^- .

b) En el electrodo de la derecha se deposita cinc, por tanto, ese debe ser el cátodo que es el electrodo unido al negativo de la fuente de alimentación, el electrodo de la izquierda es el ánodo que está unido al positivo de la fuente de alimentación.

c) El catión Zn^{2+} se reduce tomando dos electrones por cada ión en el cátodo y en el ánodo se reduce el anión OH^- cediendo dos electrones



d) La reacción del ánodo indica que se consumen aniones OH^- , como inicialmente había los mismos aniones OH^- que cationes H^+ , se produce en el seno de la disolución un exceso de cationes H^+ , lo que indica que la disolución inicialmente neutra se vuelve ácida.

e) Calculamos el catión Zn^{2+} que inicialmente hay en la disolución

Masa molar del sulfato de cinc: $65,4 + 4 \cdot 16 + 32 = 161,4$ g/mol.

Gramos de sulfato de cinc en los 10 mL 0,2 M

$$\begin{aligned} \frac{1000\text{mL}}{0,2 \text{ moles de ZnSO}_4} &= \frac{10\text{mL}}{x} \rightarrow x = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol de ZnSO}_4 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Zn} \rightarrow \\ &\rightarrow 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Zn} \cdot \frac{65,4 \text{ g de Zn}}{1 \text{ mol de cinc}} = 0,13 \text{ g de Zn} = 0,13 \text{ g de Zn}^{2+} \end{aligned}$$

Cuando se han depositado en el cátodo $\frac{2 \cdot 10^{-3}}{2} = 10^{-3}$ mol de cinc ha transcurrido un tiempo

$$\Delta t = 17\text{min}, 43\text{s}, 38'' = 17 \cdot 60 + 43 + 0,38 = 1063,38 \text{ s}$$

Cuando se haya depositado todo el cinc el tiempo transcurrido es $1063,38 \cdot 2 = 2126,76$ segundos y el reloj indicará 35 minutos 26 segundos y 76 centésimas de segundo.

f) Los $2 \cdot 10^{-3}$ moles de Zn^{2+} contienen los siguientes cationes de cinc individuales

$$2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{cationes}}{\text{mol}} = 1,204 \cdot 10^{21} \text{ cationes}$$

Dado que cada catión Zn^{2+} se reduce consumiendo dos electrones el número de electrones es:

$$n = 1,204 \cdot 10^{21} \cdot 2 = 2,408 \cdot 10^{21} \text{ electrones}$$

g) La intensidad de la corriente es por definición $i = \frac{\text{carga}}{\text{tiempo}}$

La carga de los electrones es: $2,408 \cdot 10^{21} \cdot 1,60 \cdot 10^{-19} = 385,28 \text{ C}$

$$i = \frac{385,28 \text{ C}}{2126,76 \text{ s}} = 0,18 \text{ A} = 180 \text{ mA}$$

h) De acuerdo con el apartado c) del solucionario se producen la mitad de moles de oxígeno que de cinc
En el apartado e) se ha calculado que en 1063,38 segundos se han producido 10^{-3} moles de cinc en el tiempo indicado por el reloj de la fotografía 1 se producen

$$\frac{1063,38 \text{ s}}{10^{-3} \text{ mol de Zn}} = \frac{35,19 \text{ s}}{x} \rightarrow x = 3,31 \cdot 10^{-5} \text{ mol de Zn}$$

Los moles de oxígeno son la mitad que de Zn $1,66 \cdot 10^{-5}$

El volumen de gas en condiciones normales ($p= 1 \text{ atm}$, $T=273 \text{ K}$)

$$\frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = \frac{1,66 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}{x} \rightarrow x = 3,7 \cdot 10^{-4} \text{ L}$$