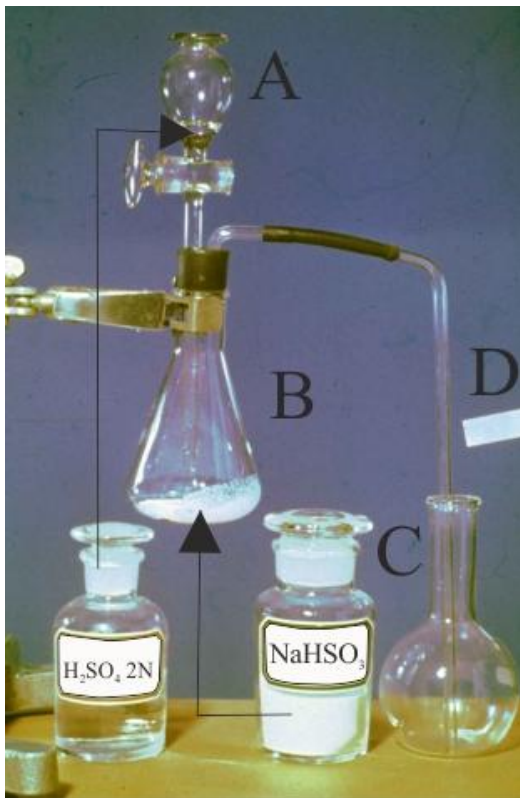


## PROBLEMAS VISUALES DE QUÍMICA 7

### PVQ7-1\*\*



Fotografía 1

En A, se disponen 10 mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  2N y en B, 10 g de hidrogeno sulfito sódico. Se abre la llave del embudo A y el gas que se desprende llega al matraz C.

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

- ¿Qué gas se recoge en el matraz? Formula la reacción
- Sobra algún producto ¿Cuánto?
- Qué volumen ocuparía el gas a  $17^\circ\text{C}$  y 770 mmHg de presión
- Si se dispone en D, (quitando la conexión que lleva al matraz C), un papel de tornasol humedecido ¿qué color tomaría? Justifícalo

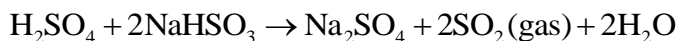
Datos. Masas atómicas : Na=23, H=1, S=32, O=16

SOL:

a) Una disolución 2 N de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  indica que existe 2 equivalente gramo de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  por cada litro de disolución, como un equivalente gramo en este caso es igual a 0,5 mol, la disolución es 1 molar (1 mol por cada litro).

$$\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ mol}} = \frac{10 \text{ mL}}{x} \Rightarrow x = \frac{10}{1000} = 0,01 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

La reacción que se produce al abrir la llave E y caer el líquido en B es:



El gas que se desprende en la reacción es dióxido de azufre y es el gas que llega al matraz C

- Vamos a comprobar el reactivo limitante, para poder determinar los moles de gas desprendidos

$$\text{Moles de hidrogeno sulfito de sodio, } n = \frac{g}{M} = \frac{10}{23 + 1 + 32 + (3 \cdot 16)} = \frac{10}{104} = 0,096 \text{ mol}$$

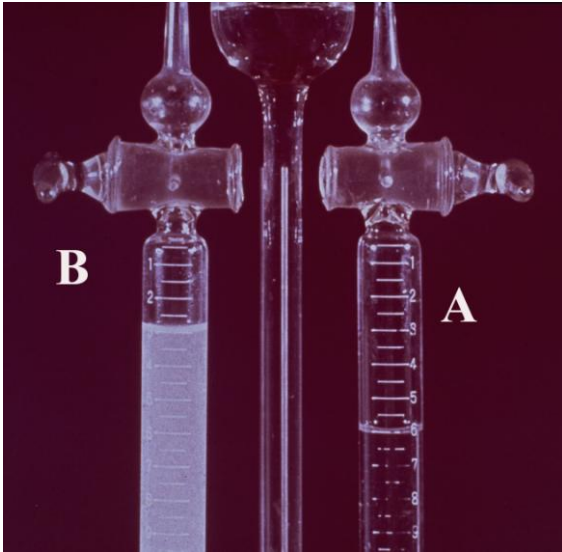
De acuerdo con la estequiometría de la reacción cada dos moles de  $\text{NaHSO}_3$  reaccionan con un mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , por lo que 0,096 moles, necesitarían la mitad de ácido sulfúrico o sea 0,048 moles, como sólo tenemos 0,01, el reactivo limitante será el ácido sulfúrico que se gastará en su totalidad, consumiendo 0,02 moles de hidrogeno sulfito sódico, y quedando en el fondo de B:  $0,096 - 0,02 = 0,076$  moles.

$$\text{c) Los moles de gas desprendido } = n_{\text{SO}_2} = 0,01 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{SO}_2}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4} = 0,02 \text{ mol}$$

que aplicando la ecuación de estado de los gases y considerándolo como gas ideal, ocuparían un volumen:

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{0,02 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{K}\cdot\text{mol}} \cdot (273 + 17) \text{ K}}{770 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}} = 0,47 \text{ L}$$

- Puesto que el gas en contacto con el papel de tornasol humedecido formará ácido sulfuroso, por lo cual el papel D, enrojecerá.



Fotografía 1

El dispositivo de la fotografía 1, corresponde a los receptores de gas de un voltámetro de Hofmann donde se realiza la electrólisis de agua acidulada a 20°C y 750 mmHg de presión

- Qué se obtiene en A y B
- Los electrones que han circulado por el dispositivo
- Si el cronómetro de la foto 2 se pone a 0 al iniciar la electrólisis, cuál será la intensidad de la corriente continua

DATOS:

Número de Avogadro,  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$  electrones/mol

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ,  $H = 1$ ;  $O = 16$

Presión de vapor de agua a 20°C = 19,83 mmHg

$1 \text{ Faraday} = 96487 \text{ C} = 1 \text{ mol de electrones}$

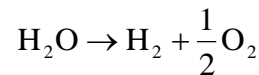
En el cronómetro de la fotografía 2, la aguja blanca determina los minutos y la amarilla los segundos.



Fotografía 2

SOLUCIÓN

- La reacción global de descomposición electrolítica del agua se escribe



Los volúmenes aproximados según lectura, serán: de hidrógeno 6 mL en A; de oxígeno 3 mL en B (un poco menos ya que el oxígeno gas es algo soluble en el agua)

- Calculamos los moles de hidrógeno desprendido, para determinar los moles de electrones que han circulado Presión del gas =  $750 - 19,83 = 730,17 \text{ mm}$  de mercurio = 0,961 atm

Aplicando la ecuación de los gases perfectos:

$PV = nRT$ , resulta:

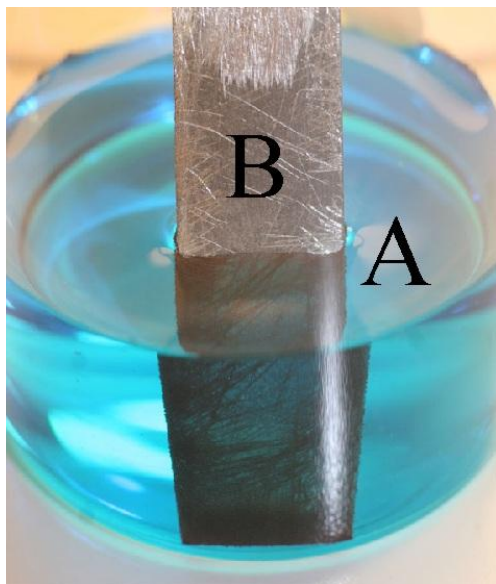
$$n_{\text{H}_2} = \frac{6 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot 0,961 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 22) \text{ K}} = 0,000238 \text{ mol}$$

Teniendo en cuenta que se desprende un mol de hidrógeno por cada 2 moles de electrones que circulan,  $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$ , o sea  $2N_A$ , tendremos que:

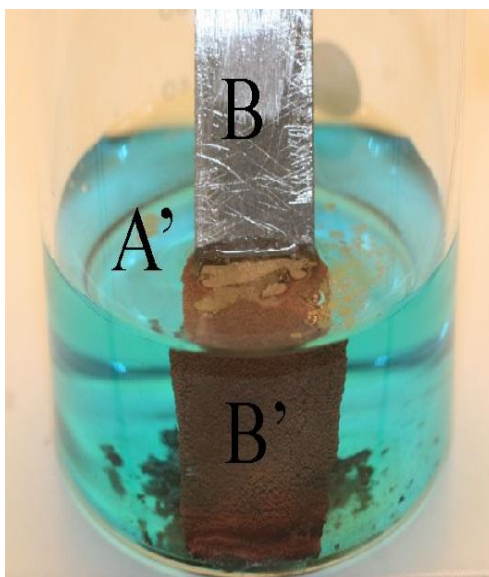
$$e = 2,6,022 \cdot 10^{23} \frac{e}{\text{mol}} \cdot 0,000238 \text{ mol H}_2 = 2,87 \cdot 10^{20} \text{ electrones ,}$$

Para calcular la intensidad de la corriente, basta saber que han transcurrido 4 minutos 26 segundos = 266s.

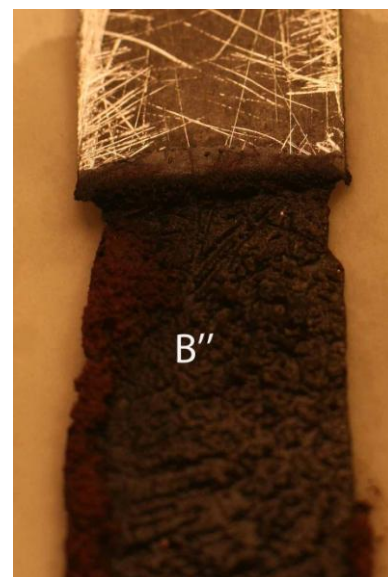
$$i = \frac{2,87 \cdot 10^{20} \text{ electrones} \cdot \frac{96487 \text{ C}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ electrones}}}{266 \text{ s}} = 0,17 \text{ A}$$



Fotografía 1



Fotografía 2



Fotografía 3

En un vaso de precipitados dispones de:

A=50mL de disolución de  $\text{CuSO}_4$  0,5M, y B=una plancha de cinc, que pesó 7,52g (foto 1).

Al cabo de algún tiempo, la disolución A' cambia de color (foto 2) y la parte sumergida cambia de aspecto. La plancha BB', pesó 7,50g (se pierde algo de producto en el fondo del vaso de precipitados). Separada definitivamente la plancha metálica de la disolución, y limpiada de agregados metálicos, toma el aspecto B'' (foto 3), pesando 7,32g. Se pregunta:

- Las reacciones que han tenido lugar, indicando los productos de reacción
- Las concentraciones finales de las disoluciones que aparecerán en el vaso de precipitados
- Los gramos de cobre que aparecen en el fondo del vaso de precipitados en la fotografía 2

DATOS: Masas atómicas  $\text{Cu}=63,55$ ;  $\text{Zn}=65,38$ ;  $\text{S}=32$ ,  $\text{O}=16$ .

Potenciales normales de reducción:  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}=-0,76\text{V}$ ;  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}=0,34\text{V}$

### SOLUCIÓN

- Se trata de reacción redox  $\text{Cu}^{2+}(0,5\text{M}) + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}(\text{M}?)$ , en la que el  $\text{Cu}^{2+}$  actúa como oxidante, según los datos de los potenciales normales de reducción dados, tomando 2 moles de electrones por mol de Zn y depositándose como cobre metal sobre la plancha de cinc. Al mismo tiempo el metal cinc se oxida pasando a la disolución y formando  $\text{ZnSO}_4$ .

De esa forma la reacción sería  $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$

Con lo cual al cabo de cierto tiempo la disolución de sulfato de cobre(II), se hará más diluida, apareciendo en el vaso de precipitados, otra disolución de sulfato de cinc. El cambio de color de la disolución, se debe a la dilución de la de sulfato de cobre(II), y la aparición de un nuevo catión, el  $\text{Zn}^{2+}$ .

$$\text{b) Inicialmente hay en B } n_{\text{Zn}} = \frac{g}{\text{MM}} = \frac{7,52\text{g}}{65,38 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,115\text{mol},$$

$$\text{al final en B'' } n_{\text{Zn}} = \frac{7,32\text{g}}{65,38 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,112\text{mol}. \text{ Por lo tanto se han disuelto } 0,115 - 0,112 = 0,0031$$

moles de Zn, que corresponde a la diferencia de masas  $7,52 - 7,32 = 0,20\text{g}$ , que han pasado a

$$\text{formar } \text{ZnSO}_4, \text{ cuya concentración será } M_{\text{ZnSO}_4} = \frac{0,0031\text{mol}}{0,05\text{L}} = 0,061 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Aunque en teoría deberán depositarse el mismo número de moles de Cu metálico, según los pesos no va a ser así, ya que se pierde producto en el fondo del vaso de precipitados, que es lo que se pregunta en el apartado c.

Los gramos de Zn en BB', serán los originales B-los gramos de Zn disueltos+los gramos de Cu depositados:  $7,50=7,52-0,20+g_{Cu}$ ;

$$g_{Cu}=0,18; n_{Cu} = \frac{0,18g}{63,55 \frac{g}{mol}} = 0,0028mol$$

Como había inicialmente  $n_{Cu^{2+}} = 0,5 \frac{mol}{L} \cdot 50mL \cdot \frac{1L}{1000mL} = 0,025mol$ , al final habrá:

$0,025-0,0031=0,0219$  moles, por lo que la concentración final del sulfato de cobre(II), será:

$$M_{CuSO_4} = \frac{0,025 - 0,0031mol}{0,05L} = 0,439 \frac{mol}{L}$$

c/ Como en teoría deberían haberse depositado 0,0031 moles de cobre, y por el peso tomado en BB', solo se han obtenido 0,0028, quiere decir que la diferencia son los moles perdidos en el fondo del vaso, o sea:

$$0,0031-0,0028=0,0003 \text{ moles}, \text{ lo que implica } g_{Cu} = 0,0003mol \cdot 63,55 \frac{g}{mol} = 0,019g$$