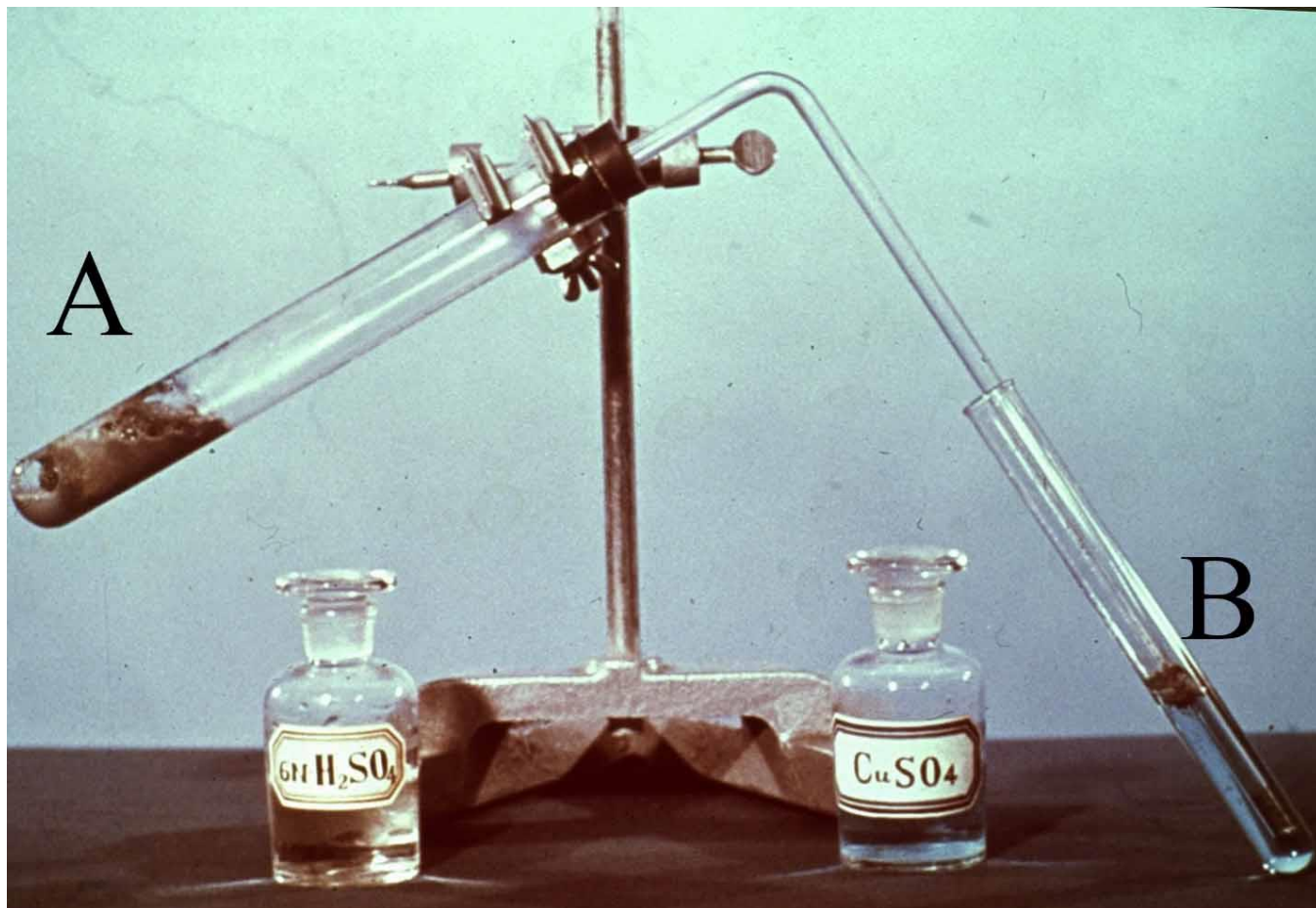


PROBLEMAS VISUALES DE QUÍMICA

PVQ28-1.**. Mezcla de Fe/S con ácido sulfúrico reaccionando sobre sulfato de cobre(II)



En A se disponen 5,6 g de Fe y 3,2 g de azufre, y 10 mL de ácido sulfúrico 6N, y en B, 30 mL de disolución de sulfato de cobre 0,5M. El ácido sulfúrico reacciona con la mezcla de hierro y azufre, produciendo un gas que burbujea en B, a consecuencia de él, se produce un precipitado de cobre en B.

a) Formula las reacciones producidas

b) Determina los gramos de precipitado de cobre que se producirán en B

OBSERVACIÓN. Se supone que reacciona completamente todo el gas producido.

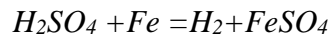
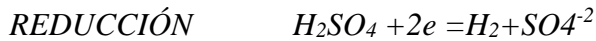
DATOS:

Masa atómica del Fe 55,8 g/mol. Masa atómica del Cu = 63,6 g/mol

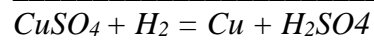
SOLUCIÓN:

El ácido sulfúrico reacciona con el hierro metálico produciendo hidrógeno gas que se desprende en A, y burbujea y reacciona con la disolución de sulfato de cobre(II) que hay en B.

En A



En B



$$M = n/V = g/MA. V(mL) =$$

$$nFe = (5,6g/mol/56g) = 0,1$$

$$nH_2SO_4 = (6Eq/L) (0,5mol/Eq) * 0,01L = 0,03mol, \text{ que será el reactivo limitante}$$

Como se disponen de 30mL de sulfato de cobre (II), 0,5M, tendremos 0,030L.0,5mol/L = 0,15mol de sulfato de cobre, por lo tanto en la reducción con hidrógeno el reactivo limitante también será éste.

Por lo tanto se producirá, según la estequiometría de la reacción 0,03moles de hidrógeno gas, reaccionando con el cobre(II), producirán 0,03 moles de cobre, suponiendo un rendimiento del 100%

$$gCu = 0,03 \text{ mol.} (63,6g/mol) = 1,9g$$

PVQ28-2** Sulfato de cobre-amoniaco



Fotografía 1



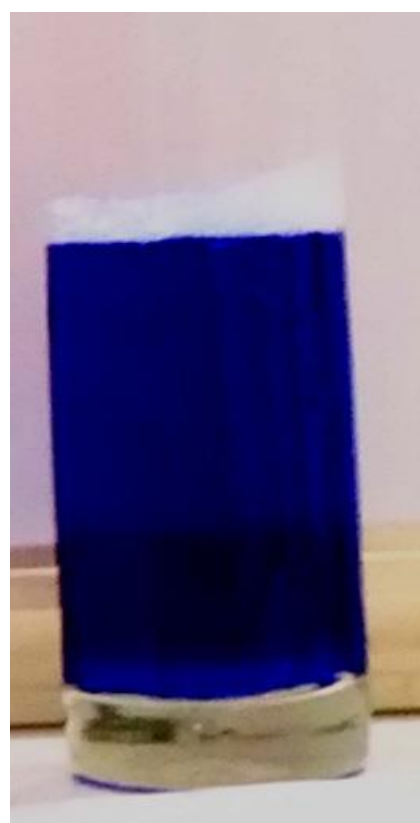
Fotografía 2



Fotografía 3



Fotografía 4



Fotografía 5

En la fotografía 1 aparece una botella comercial de amoníaco (producto que se compra en droguerías), a su lado hay un sólido de color azul que es sulfato de cobre (II) pentahidratado.

En la fotografía 2 el sólido azul se ha disuelto en 50 mL de agua, medidos con el vaso de plástico, obteniéndose una disolución de la sal. En la fotografía 3 sobre la disolución anterior se ha añadido una disolución formada con dos partes de agua y una de amoníaco de la botella y de inmediato se ha formado un precipitado. La fotografía 4 se hizo un cuarto de hora después y se ha enfocado el tubo para apreciar mejor el precipitado formado. En la fotografía 5 se ha añadido amoníaco de la botella sobre el precipitado de la fotografía 4 apareciendo inmediatamente una disolución de color azul intenso.

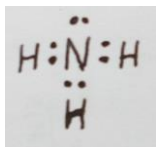
Datos. Masas molares H=1 , O=16 , S =32 , Cu = 64 ;

$$R = 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$$

- 1) Escribir la estructura de la molécula de amoníaco indicando los enlaces por pares electrónicos.
- 2) El amoníaco es un gas soluble en agua, a 20° C y a la presión de 1 atmósfera se disuelven 34 gramos de amoníaco en 100 mL de agua. Calcular el volumen que ocupan los 34 gramos de amoníaco a la presión de 0,92 atmósferas y a la temperatura de 20°C.
- 3) La disolución de amoníaco gas en agua da lugar a una disolución básica, indicar qué iones se forman al disolver amoníaco en agua.
- 4) Escribir la fórmula química del sulfato de cobre (II) pentahidratado y los iones que se forman al disolver esta sal en agua (fotografía 2). Calcular cuántos gramos de agua existen en 0,50 gramos de la sal
- 5) Si el catión cobre reaccionase exclusivamente con uno de los iones del apartado 3, escribir e igualar la reacción de formación del precipitado (fotografías 3 y 4).
- 6) En la fotografía 5 se formó una disolución de un compuesto complejo de cobre con amoníaco, por cada mol de cobre están unidos 4 moles de amoníaco. Si partimos de 0,50 gramos de la sal, calcular los gramos de amoníaco que se han unido al cobre.

SOLUCIÓN

- 1) Estructura electrónica del átomo de nitrógeno $1s^2 2s^2 2p^3$, la del hidrógeno es $1s^1$, la molécula de amoníaco está formada por un átomo de N combinado con 3 átomos de hidrógeno



- 2) Masa molar del amoníaco 17 g/mol

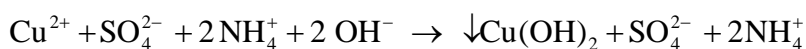
$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{\frac{34\text{g}}{17\frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 0,082 \frac{\text{atmL}}{\text{molK}} \cdot 293\text{K}}{0,92\text{atm}} = 52\text{L}$$

- 3) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

- 4) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{Cu}^{2+}$; Masa molar de la sal: $64+32+4 \cdot 16+5 \cdot 18 = 250$ g/mol

$$\frac{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{5 \text{ mol H}_2\text{O}} \Rightarrow \frac{250 \text{ g de CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{5 \cdot 18 \text{ g de H}_2\text{O}} = \frac{0,50 \text{ g de sal}}{x} \Rightarrow x = 0,18 \text{ g de H}_2\text{O}$$

- 5) Si reaccionase exclusivamente con un ión lo haría con el anión hidróxido



Nota. El precipitado es una sal básica de posible fórmula $\text{Cu}_2\text{SO}_4(\text{OH})_2$

- 6) El color azul profundo en que se ha convertido el precipitado se debe a la formación de un compuesto complejo entre el cobre y el amoníaco de fórmula



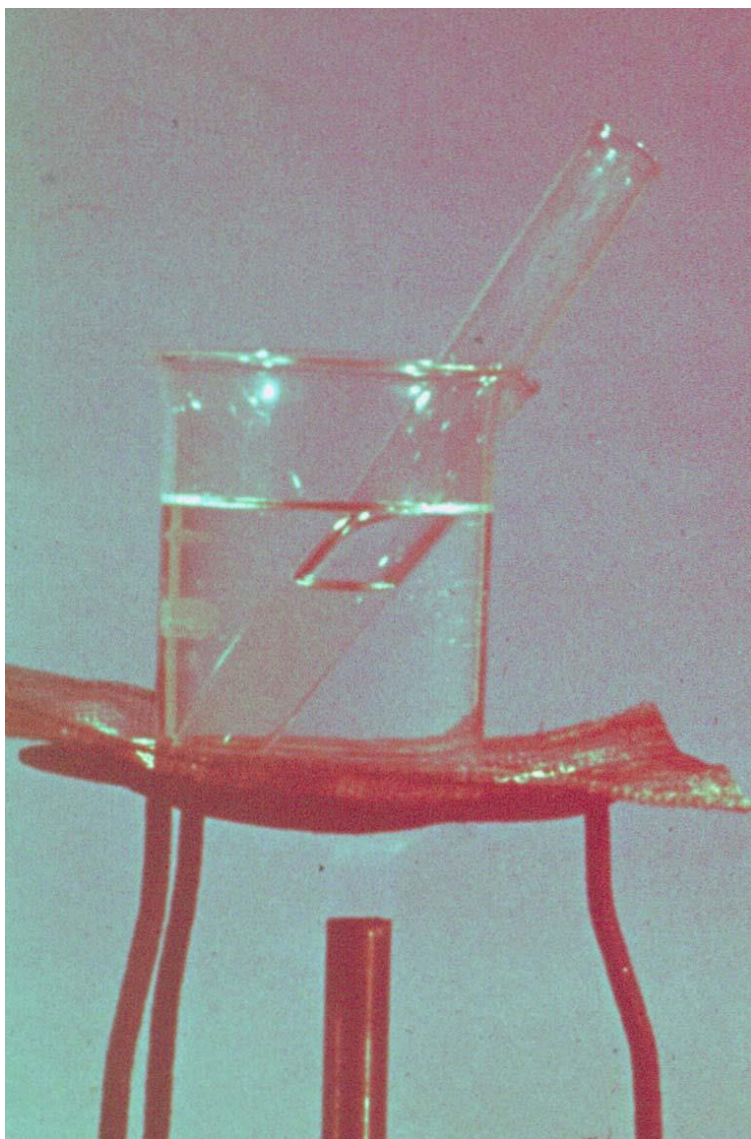
Calculamos los gramos de cobre que hay combinados en 0,50 g de la sal

$$\frac{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Cu}} \Rightarrow \frac{250 \text{ g de CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{64 \text{ g de Cu}} = \frac{0,50 \text{ g}}{x} \Rightarrow x = 0,128 \text{ g de Cu}$$

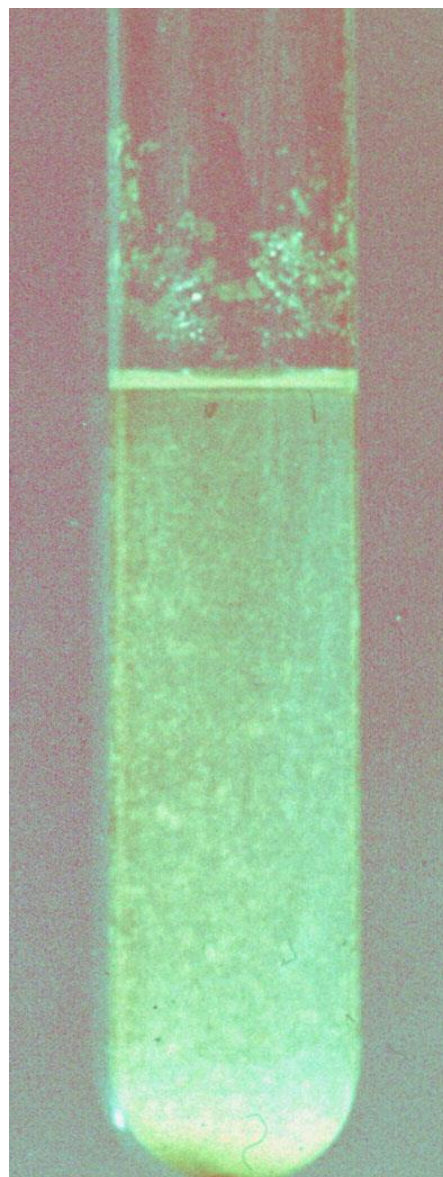
En el complejo por cada mol de Cu se unen 4 moles de NH_3

$$\frac{64 \text{ g de Cu}}{4 \cdot 17 \text{ g de NH}_3} = \frac{0,128 \text{ g de Cu}}{x} \Rightarrow x = 0,136 \text{ g de NH}_3$$

PVQ28-3. Reacción del Yodoformo***



Fotografía 1



Fotografía 2

La reacción del yodoformo es una reacción característica para reconocer el grupo metilo en alcoholes y cetonas. La foto 1 presenta un tubo de ensayo, que contiene 40mL, de disolución etanólica de yodo, a la que se ha agregado 40mL de hidróxido sódico 1M. El yodo se disuelve en el alcohol, y en medio básico reacciona para producir hipoyodito sódico y yoduro sódico. Se calienta y al cabo de cierto tiempo se obtiene un precipitado amarillo de olor característico; es yodoformo (CHI_3), debido a la reacción del radical metilo por sustitución de hidrógenos por I, previa oxidación del alcohol, a etanal y después a ácido metanoico para producir metanoato sódico.

- Formula la reacción de formación del oxidante (hipoyodito sódico) así como las reacciones de oxidación y sustitución para producir yodoformo y metanoato sódico
- Determina la cantidad de precipitado formado

MASAS ATÓMICAS: I=127g/mol. Masa molar del yodoformo 394g/mol

DATOS: Solubilidad del yodo en etanol a 25°C, 21,48%. Densidad del etanol, a 25°C 0,79g/mL

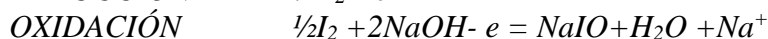
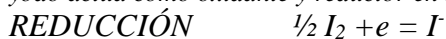
SOLUCIÓN

a) El yodo es un sólido molecular que no es soluble en agua que es un disolvente polar, pero si lo hace en alcohol etílico que es apolar, aunque no totalmente.

b) Como los porcentajes son en peso, $g_{e\text{tan ol}} = 40\text{mL} \cdot 0,79 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 0,50 = 15,8\text{g}$

Como la solubilidad del yodo es de 21,48%, será capaz de disolver: $g_{\text{yodo}} = 15,8\text{g}_{e\text{tan ol}} \cdot \frac{21,48\text{g}_{\text{yodo}}}{100\text{g}_{e\text{tan ol}}} = 3,39\text{g}$,

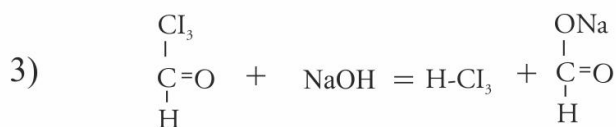
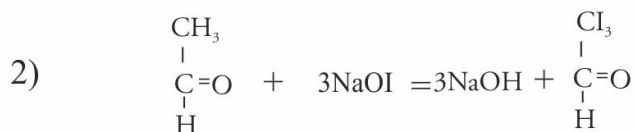
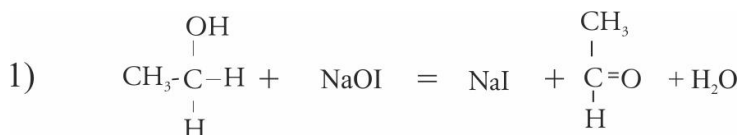
c) Al agregar hidróxido sódico a la disolución anterior, reacciona con el yodo en un sistema redox interno, en el que el yodo actúa como oxidante y reductor en medio básico



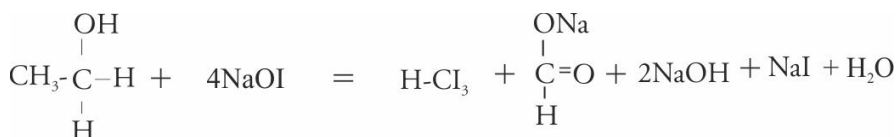
Al desaparecer todo el yodo, la disolución en principio coloreada, pierde color

Moles de yodo molecular = $3,39\text{g} / 253,8\text{g/mol} = 0,013$ mol de yodo que necesitarían 0,026 moles de NaOH, pero sobra NaOH y producirían según la estequiometría dada 0,013 moles de NaIO,

Reacciones orgánicas de oxidación 1 y 3, y de sustitución 2



Si sumamos los 3 procesos nos queda que:



Según la estequiometría de la reacción global se necesitaría 4 moles de NaIO, por cada mol de etanol para producir un mol de yodoformo, por lo tanto precipitarían $0,013\text{moles} / 4 = 0,00325\text{mol}$ de HCl_3 , o sea $0,00325\text{mol} \cdot 394\text{g/mol} = 1,28\text{g}$.