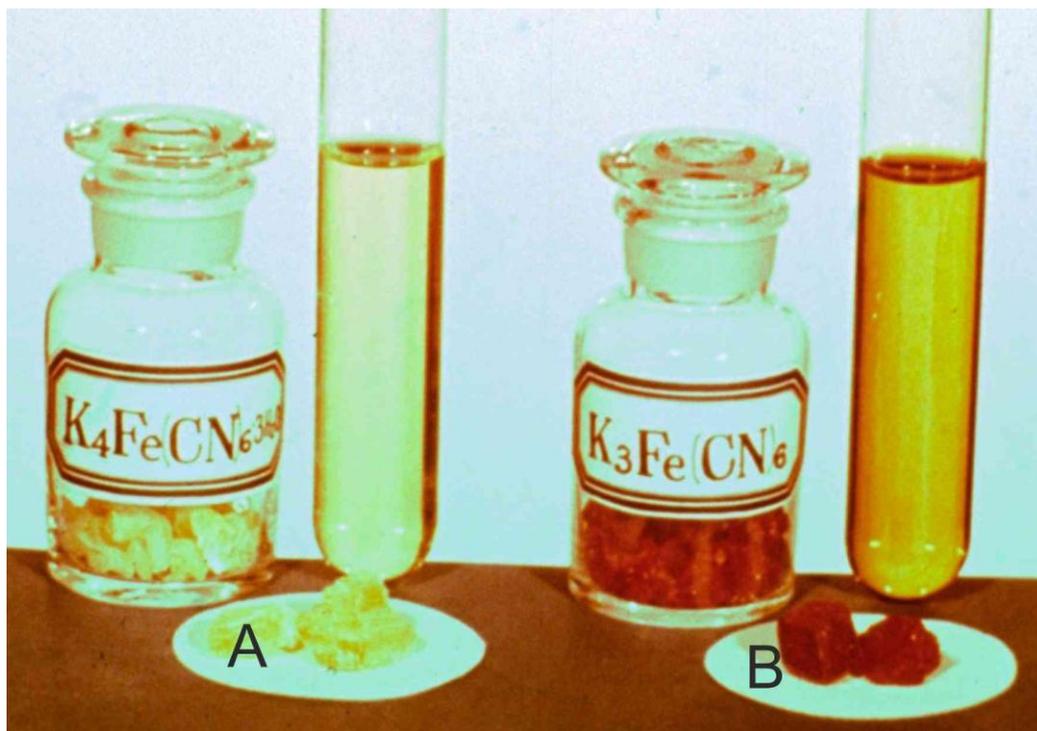


PVQ17-1. Ferrocianuro y ferricianuro potásico*



Fotografía 1

Los complejos cianurados del hierro se conocen desde mediados del siglo XVIII, en el marco de los colorantes conocidos como azul de Prusia, por crearlo un tintorero berlinés a principios del XVIII. El ferrocianuro potásico compuesto de $\text{Fe}(2+)$ conocido como prusiato amarillo de potasio, desde 1752, y el ferricianuro, compuesto de $\text{Fe}(3+)$, conocido como prusiato rojo de potasio, setenta años más tarde.

En la fotografía se observan dos frascos que contienen ferrocianuro potásico, y ferricianuro potásico. (actualmente se nombran como hexacianoferrato(II) de potasio y hexacianoferrato(III) de potasio). Se toman 10 g, de cada uno en A, y en B, disolviéndose cada uno en 100 mL de agua.

Se pregunta:

- La concentración de ambas disoluciones
- En cuál de las dos habrá mayor porcentaje de hierro
- Si el segundo se puede obtener del primero por oxidación con cloro, formula la reacción. Qué volumen de gas cloro sería necesario a una presión de 700 mmHg y 15°C , para que reaccionara todo el ferrocianuro potásico empleado desde A.

Datos:

Masas atómicas, $\text{Fe}=55,9$, $\text{C}=12$; $\text{N}=14$, $\text{K}=39$.

$R=0,082 \text{ at.L.K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ $1 \text{ atm}=760 \text{ mmHg}$

SOLUCIÓN

SOL:

a) Masas molares.

$K_4Fe(CN)_6 = 55,9 + 6(26) + 4(39) = 367,9 \text{ g/mol}$. Mol de $K_4Fe(CN)_6 = 10 \text{ g} / (367,9 \text{ g/mol}) = 0,027 \text{ mol}$.

$K_3Fe(CN)_6 = 55,9 + 6(26) + 3(39) = 328,9 \text{ g/mol}$. Mol de $K_3Fe(CN)_6 = 10 \text{ g} / (328,9 \text{ g/mol}) = 0,030 \text{ mol}$.

Concentraciones

$M(K_4Fe(CN)_6) = 0,027 \text{ mol} / 0,1 \text{ L} = 0,27 \text{ M}$

$M(K_3Fe(CN)_6) = 0,030 \text{ mol} / 0,1 \text{ L} = 0,30 \text{ M}$

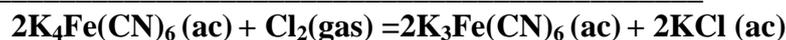
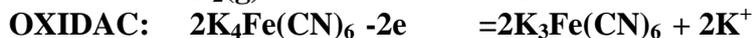
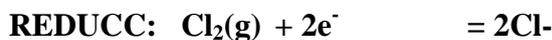
b) % de Fe

$$\% \text{ en } K_4Fe(CN)_6 = \frac{55,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{367,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} * 100 = 15,19\% ; \quad \% \text{ en } K_3Fe(CN)_6 = \frac{55,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{328,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} * 100 = 17,0\%$$

Existe mayor cantidad de hierro en el ferricianuro potásico

c) La reacción que se produce, al pasar una corriente de cloro gas sobre el ferrocianuro potásico, es una oxidación del Fe^{2+} a Fe^{3+} , por el gas cloro, que se reduce a cloruro

d)



Como por cada 2 moles de ferrocianuro se necesitan uno de cloro(gas), por lo tanto hará falta

$$n_{Cl_2} = 0,027 \text{ mol de } K_4Fe(CN)_6 \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{2 \text{ mol de } K_4Fe(CN)_6} = 0,0135 \text{ mol de } Cl_2$$

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

$$V_{Cl_2} = \frac{0,0135 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (273 + 15) \text{ K}}{700 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}} = 0,346 \text{ L}$$

PVQ17-2. Reacción de precipitación del mercurio**

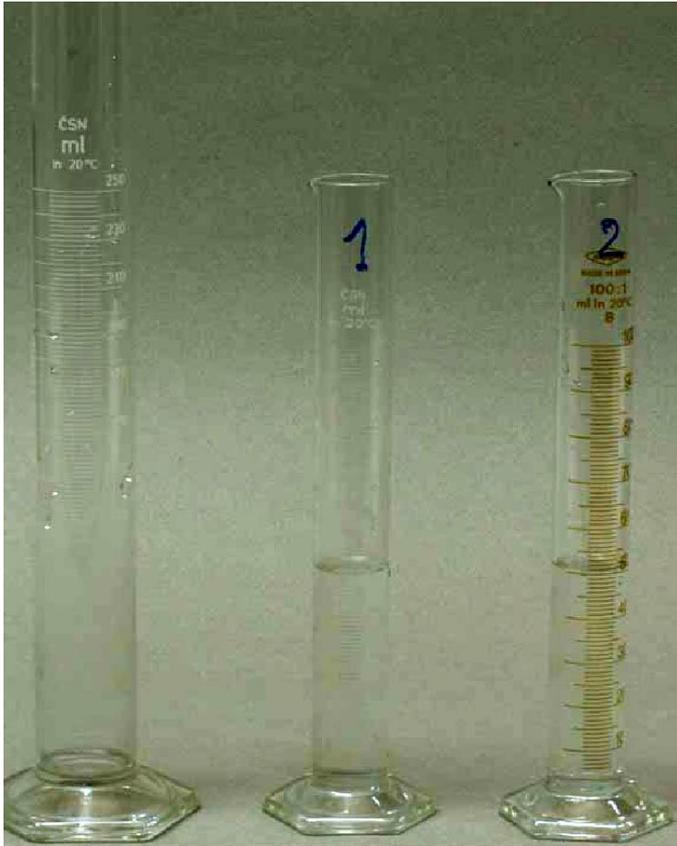


Foto 1

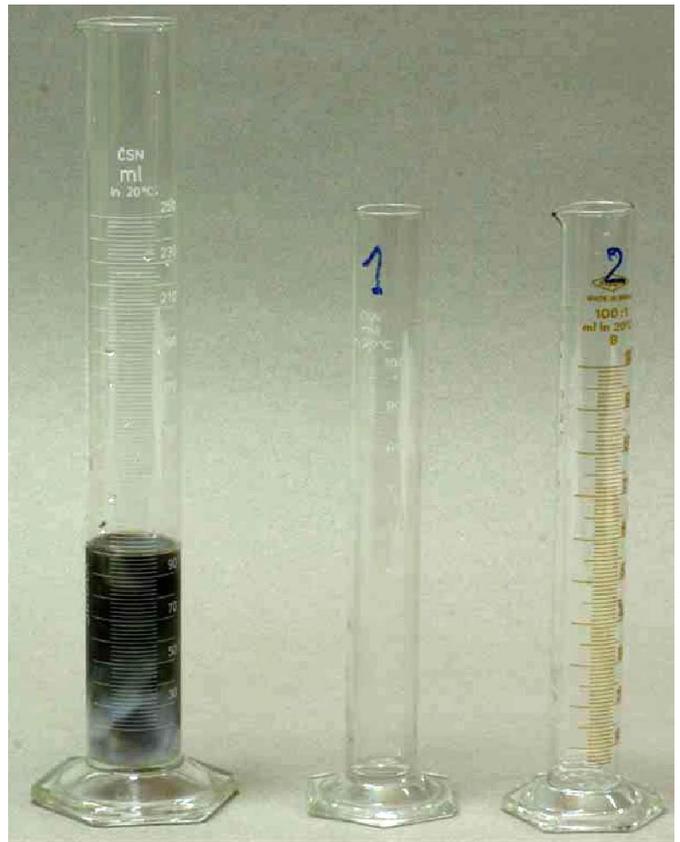


Foto 2

Se dispone en la probeta 1, 50mL de una disolución, preparada disolviendo 5,6g de cloruro de estaño (II) dihidratado en 250mL de agua y en la probeta 2, otros 50 mL de una disolución preparada disolviendo 6,6g de cloruro de mercurio(II), en 250 mL de agua. Ambas disoluciones se han decantado y filtrado antes de verterlas en dichas probetas (foto 1). Las disoluciones de las probetas 1 y 2, se mezclan en la probeta de 250mL de la izquierda, obteniéndose la disolución negruzca (foto 2) y un precipitado blanquecino

Se pregunta:

- La concentración de las disoluciones de las probetas 1 y 2.
- La reacción que se produce al mezclar volúmenes iguales de ambas disoluciones, teniendo en cuenta que el precipitado blanco se debe al cloruro de mercurio(I), mientras que la dispersión negra se produce por la formación de mercurio sólido
- Suponiendo que solamente ocurre la reacción de formación del mercurio, calcula la cantidad que se produce de este metal.

Datos: Masas atómicas, Cl=35,5; Hg=200,6 ; O=16; H=1; Sn=118,7; N=14; O = 16.

SOLUCIÓN

e) Masas molares.

$$\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = 118,7 + 2(35,5) + 2(18) = 225,7 \text{ g/mol. Mol}(\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 5,6 \text{ g} / (225,7 \text{ g/mol}) = 0,025 \text{ mol}$$

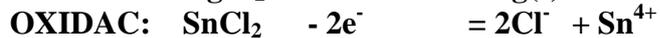
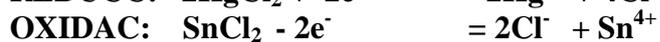
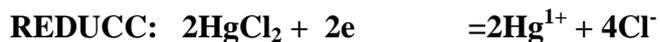
$$\text{HgCl}_2 = 200,6 + 2(35,5) = 271,6 \text{ g/mol. Mol de HgCl}_2 = 6,6 \text{ g} / (271,6 \text{ g/mol}) = 0,024 \text{ g/mol}$$

Concentraciones

$$M(\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 0,025 \text{ mol} / 0,250 \text{ L} = 0,1 \text{ M}$$

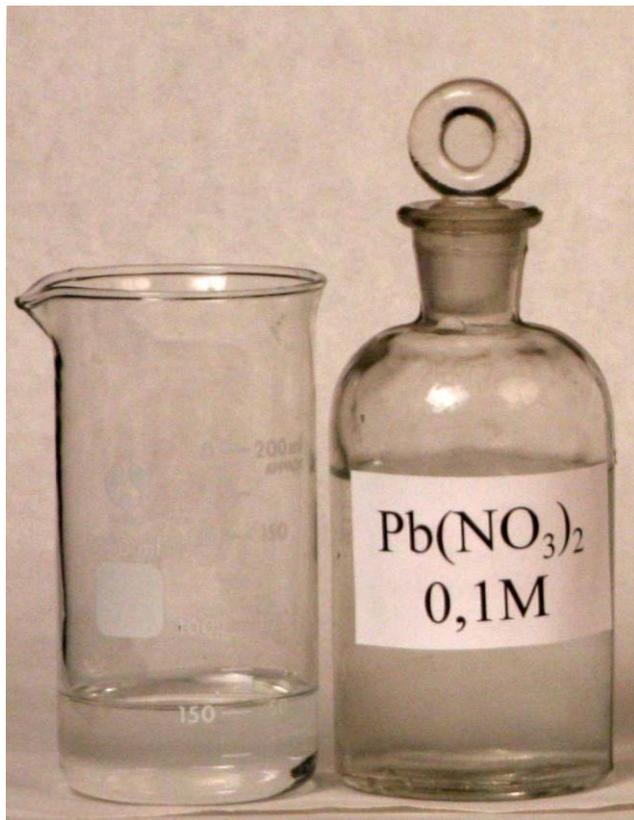
$$M(\text{HgCl}_2) = 0,024 \text{ mol} / 0,250 \text{ L} = 0,1 \text{ M}$$

f) Se producen dos reacciones redox. En una el estaño (2+) reduce el mercurio (II) a mercurio (I) y en la otra el estaño(II) reduce el mercurio (II) a mercurio metálico finamente dividido.



g) Moles de $\text{HgCl}_2 = 0,1 \text{ Mol/L} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,005 \text{ mol} =$ moles de Hg en dispersión
 $\text{g(Hg)} = 0,005 \text{ mol} \cdot 200,6 \text{ g/mol} = 1,003 \text{ g}$

PVQ17-3. Electrolisis del nitrato de plomo*



En la fotografía se observa un frasco que contiene una disolución acuosa de nitrato de plomo (II) y al lado un vaso de precipitados que contiene 50 mL de la disolución del frasco.

Se realiza una electrolisis completa de esa disolución .

- ¿Cuántos gramos de metal se pueden obtener si el proceso se realiza con un rendimiento del 100%?
- ¿Cuántos electrones han pasado por la cuba electrolítica en el proceso?
- Si la intensidad de la corriente se ha mantenido constante en el proceso que ha durado cuarenta minutos ¿Cuál es la intensidad de la corriente?

Datos:

Masas atómicas, $Pb=207$, $N=14$, $O = 16$.
Número de Avogadro = $6,02 \cdot 10^{23}$
Carga del electrón $1,60 \cdot 10^{-19} C$

SOLUCIÓN

a) La reacción en el cátodo de la pila es



Los gramos de metal obtenidos son los mismos gramos que hay del catión plomo en la disolución

Masa molar del nitrato de plomo : $207+2 \cdot 14+6 \cdot 16=331 \text{ g/mol}$

$$\frac{0,1 \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} = \frac{x}{50 \text{ mL}} \Rightarrow x = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow g \text{ de } Pb^{2+} = g \text{ de } Pb = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \frac{331 \text{ g}}{\text{mol}} = 1,655 \text{ g}$$

b) El número de electrones es el doble que de iones Pb^{2+}

$$\frac{1 \text{ mol de } Pb^{2+}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ iones}} = \frac{5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } Pb^{2+}}{x} \Rightarrow x = 3,01 \cdot 10^{21}$$

$$\text{Número de electrones } n = 3,01 \cdot 10^{21} * 2 = 6,02 \cdot 10^{21}$$

c)La carga eléctrica que ha circulado por la cuba electrolítica es:

$$Q = n \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} C = 6,02 \cdot 10^{21} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} C = 963,2 C$$

Por lo que la intensidad de la corriente es:

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{963,2 C}{40 \cdot 60 s} = 0,40 A$$