



Fotografía 2

En A, se disponen 25 mL de disolución de cloruro de magnesio. Se le agregan 5mL de disolución de hidróxido sódico, tomando el aspecto que se aprecia en B. Se pregunta:

- ¿Qué ha precipitado?
- Si se deja reposar, se filtra y el precipitado una vez seco pesó 0,8g, ¿cuál era la concentración del hidróxido sódico, suponiendo una precipitación completa?
- ¿Cuál era la concentración del cloruro de magnesio?
- ¿Por qué el frasco del NaOH tiene tapón de goma?

Masas atómicas: Mg=24,3; O=16; H=1

SOLUCIÓN

La reacción química que se produce es: $MgCl_2 + 2NaOH = Mg(OH)_2$ (precipitado blanco) + $2NaCl$

La masa molar del $Mg(OH)_2 = 34 + 2 \cdot 16 + 24,3 = 58,3 \text{ g/mol}$

$$\text{moles de } Mg(OH)_2 = \frac{0,8 \text{ g}}{58,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,013 \text{ mol}$$

Moles de NaOH necesarios para la precipitación completa:

$$\text{moles de } Na(OH) = 2 \cdot 0,013 \text{ mol} = 0,026 \text{ mol}; [Na(OH)] = \frac{0,026 \text{ mol}}{0,005 \text{ L}} = 5,49 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{moles de } MgCl_2 = 0,013 \text{ mol}; [MgCl_2] = \frac{0,013 \text{ mol}}{0,025 \text{ L}} = 0,55 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

El frasco debe tener tapón de goma para impedir que entre aire en él, ya que su CO_2 , carbonataría el hidróxido sódico, formando Na_2CO_3 y $NaHCO_3$

PVQ23-2**

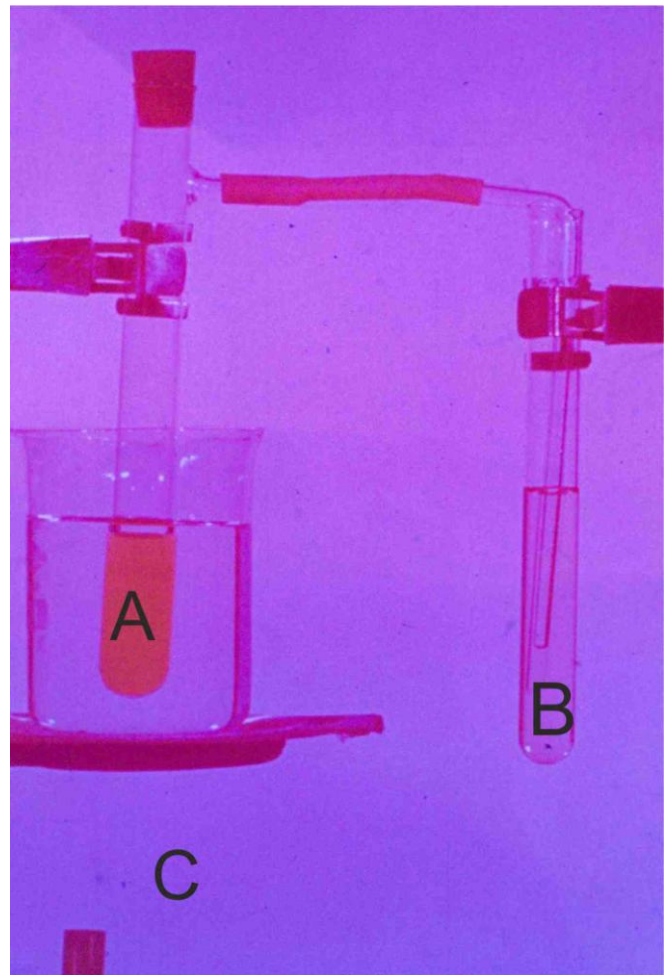
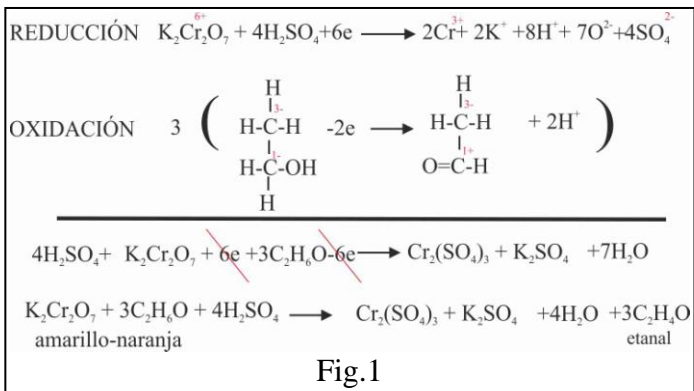
En A se dispone de 10mL de dicromato potásico (disolución amarillo-anaranjado), y otros 10mL de etanol (densidad 0,8g/mL), y 1mL de sulfúrico. Se calienta con el mechero Bunsen C, hasta 60°C, obteniéndose en B, un compuesto volátil soluble en agua.

- Formula las reacciones que han tenido lugar en A.
- Suponiendo un rendimiento del 100%, ¿cuál es la cantidad del producto obtenido en B?

MASAS ATÓMICAS: C,12; O,16; H,1

SOLUCIÓN

Las reacciones químicas que se producen en A, son:

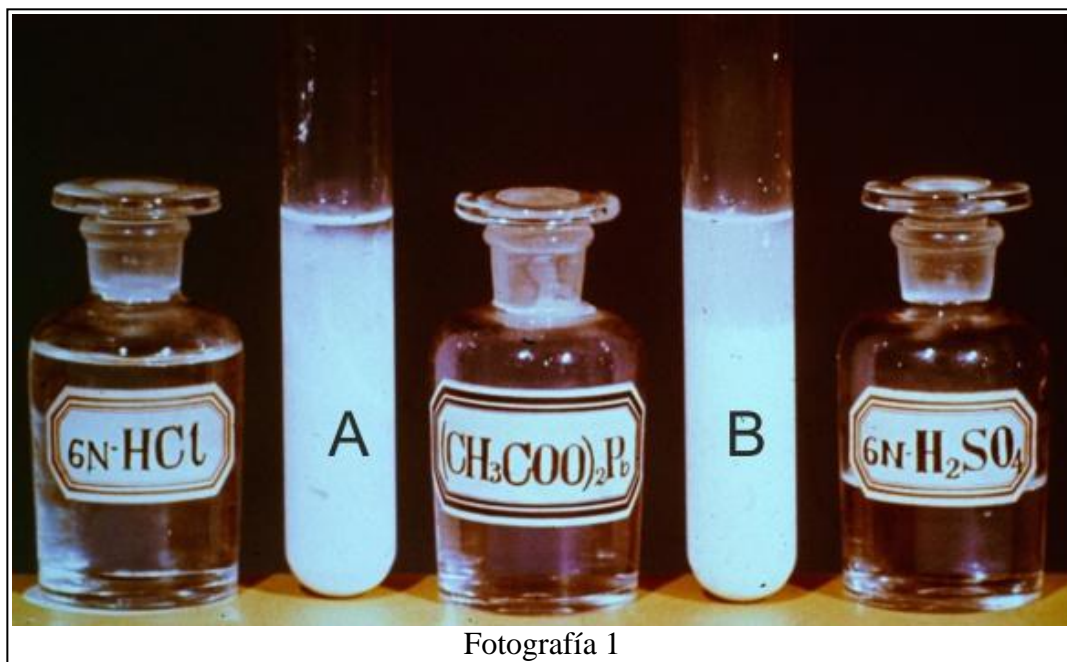


Fotografía 1

El producto que se obtiene en B por oxidación del etanol, es etanal

$$\text{Masa molar del etanol} = 12 \cdot 2 + 6 + 16 = 46 \text{ g/mol}; \quad n_{E_{\text{etanol}}} = \frac{10 \text{ mL} \cdot 0,8 \frac{\text{g}}{\text{mL}}}{46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,174 \text{ mol}$$

$$\text{Moles de etanal, } n_{E_{\text{etanal}}} = 0,174 \text{ mol} \cdot \frac{3 \text{ mol de etanal}}{3 \text{ mol de etanol}} = 0,174 \text{ mol}$$



Fotografía 1

Dispones 50mL de una disolución 2M de acetato de plomo, y la haces reaccionar en A, con 20mL de ácido clorhídrico 6N y en B con la misma cantidad de ácido sulfúrico 6N, formándose en A y B, sendos precipitados blancos a 25°C. Se pregunta:

- Formula las reacciones, explicando los precipitados formados
- En cuál de los tubos de ensayos hay mas cantidad de Pb^{2+}

Masas atómicas:

$K_{ps} PbCl_2$ $1,7 \cdot 10^{-5}$; $K_{ps} PbSO_4$ $2,53 \cdot 10^{-4}$

SOLUCIÓN

a)

En A: $2HCl + Pb(CH_3COO)_2 = PbCl_2$ (precipitado blanco) + CH_3COOH

En B: $H_2SO_4 + Pb(CH_3COO)_2 = PbSO_4$ (precipitado blanco) + $2CH_3COOH$

Los procesos serán:

En A:

Y $Pb(CH_3COO)_2(ac) \Rightarrow Pb^{2+}(ac) + 2CH_3COO^-(ac)$; moles de $Pb^{2+} = 2 \frac{mol}{L} \cdot 0,05L = 0,1mol$

$HCl \Rightarrow H^+(ac) + Cl^-(ac)$ que proporcionan $n_{Cl^-} = 6 \frac{Eq}{L} \cdot \frac{1mol}{1Eq} \cdot 0,020L = 0,12mol$

b)

Suponiendo los volúmenes aditivos el volumen total será $70mL = 0,07L$, por lo que las concentraciones de iones serán:

$[Pb^{2+}(ac)] = \frac{0,1mol}{0,070L} = 1,4286 \frac{mol}{L}$, mientras que $[Cl^-(ac)] = \frac{0,12mol}{0,07L} = 1,71 \frac{mol}{L}$. Ahora bien como

$Q = [Pb^{2+}][Cl^-]^2 = 1,43 \cdot 1,71^2 = 4,2 > 1,7 \cdot 10^{-5}$. Tiene que formarse un precipitado.

Si denominamos x a la solubilidad, deberá cumplirse que $[Pb^{2+}][Cl^-]^2 = (1,43 - x) \cdot (1,71 - 2x)^2 = 1,7 \cdot 10^{-5}$.

Haciendo un cambio de variables para simplificar la ecuación: $z = 1,71 - 2x$, de lo que $x = z/2 - 0,855$

Sustituyendo: $[Pb^{2+}][Cl^-]^2 = \left(\frac{z}{2} + 0,575\right) \cdot z^2 = 1,7 \cdot 10^{-5}$. Despreciando $z/2$, frente a $0,575$, y

despejando z ; $z = 5,44 \cdot 10^{-3}$, de lo que $x = \frac{5,44 \cdot 10^{-3}}{2} + 0,575 = 0,5777 \frac{mol}{L} = [Pb^{2+}]$

En B

Operando como antes $H_2SO_4(ac) \Rightarrow 2H^+(ac) + SO_4^{2-}(ac)$; $n_{SO_4^{2-}} = 6 \frac{Eq}{L} \cdot \frac{1mol}{2Eq} \cdot 0,02L = 0,06mol$

Y $Pb(CH_3COO)_2(ac) \Rightarrow Pb^{2+}(ac) + 2CH_3COO^-(ac)$; moles de $Pb^{2+} = 2 \frac{mol}{L} \cdot 0,05L = 0,1mol$

Suponiendo los volúmenes aditivos el volumen total será $70mL = 0,07L$, por lo que las concentraciones de iones serán: $[Pb^{2+}(ac)] = \frac{0,1mol}{0,070L} = 1,43 \frac{mol}{L}$, mientras que $[SO_4^{2-}(ac)] = \frac{0,06mol}{0,07L} = 0,857 \frac{mol}{L}$.

La reacción química incluye la formación de sulfato de plomo.

Como $PbSO_4(s) \Leftrightarrow PbSO_4(ac) \Rightarrow Pb^{2+}(ac) + SO_4^{2-}(ac)$

Ahora bien como $Q = [Pb^{2+}][SO_4^{2-}] = 1,43 \cdot 0,857 = 1,226 > K_{ps} = 2,53 \cdot 10^{-4}$. Tiene que formarse un precipitado.

De acuerdo con la constante del producto de solubilidad

$$K_{ps} = 2,53 \cdot 10^{-4} = [Pb^{2+}][SO_4^{2-}] = (1,43 - x)(0,857 - x)$$

Haciendo un cambio de variables $z = 0,857 - x$, la ecuación nos queda:

$$2,53 \cdot 10^{-4} = (0,573 + z)z. \text{ Despreciando } z \text{ frente a } 0,573 ; z = 4,42 \cdot 10^{-4}. \text{ De lo que } x = 0,857 - z.$$

Despreciando, z frente a $0,857$, $[Pb^{2+}] = 1,4286 - x = 1,429 - 0,857 = 0,5716 \text{ mol/L}$.

Por lo tanto la concentración de iones plomo $2+$, será mayor en A, por muy poco.