



Fotografía 1

En la pila de la figura, el electrodo de la izquierda (cable rojo), es una sortija de plata, sumergida en una sal de Ag^{1+} 0,01M. Mientras que en el de la derecha (cable azul) se dispone una moneda metálica, en una disolución de su sal, con la diez veces la concentración de la sal anterior. Se unen por un papel de filtro humedecido en una disolución de nitrato amónico, marcando el voltímetro lo indicado. Conociendo los potenciales normales de reducción de los siguientes pares:

$$E^0 \text{ del par } Sn^{2+}/Sn = -0,14V.$$

$$E^0 \text{ del par } Cu^{2+}/Cu = 0,36V.$$

$$E^0 \text{ del par } Ag^{1+}/Ag = 0,8V.$$

$$E^0 \text{ del par } Zn^{2+}/Zn = -0,76V.$$

$$E^0 \text{ del par } Al^{3+}/Al = -1,62V$$

- Suponiendo que la sortija no sea totalmente de plata ¿De qué metal estará hecha la moneda?
- Cómo sería la pila formada

SOLUCIÓN

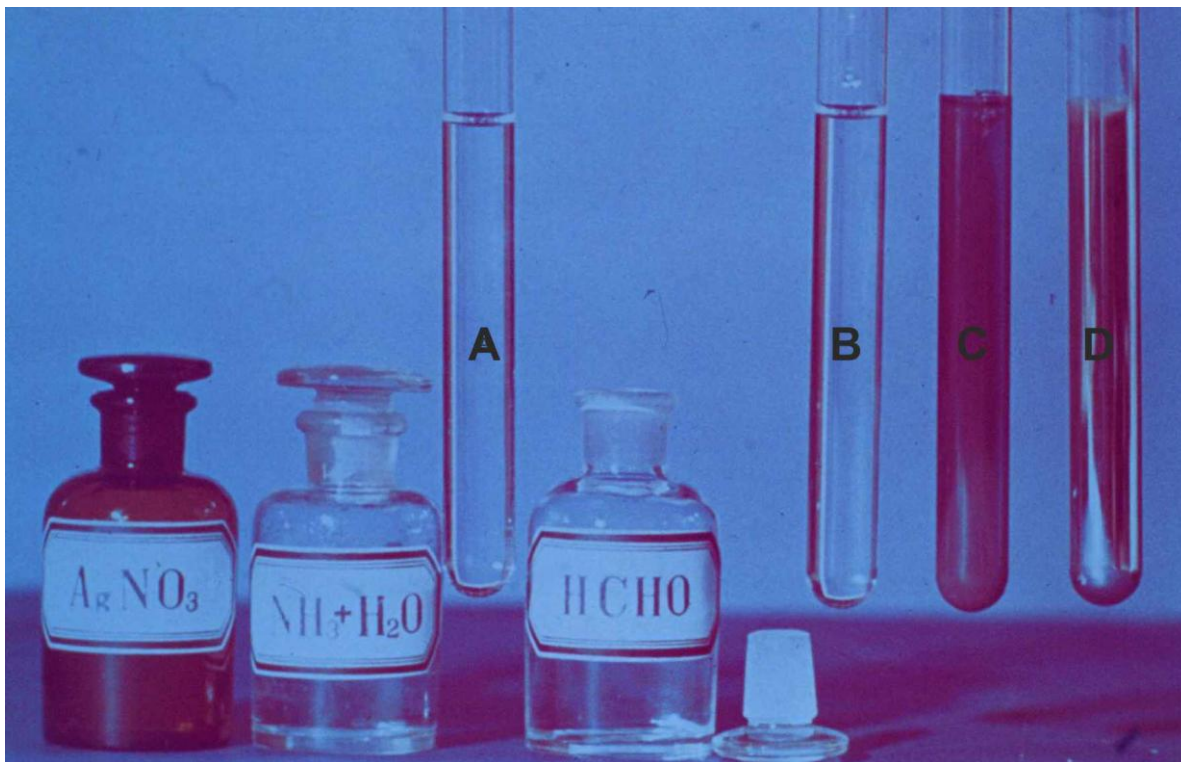
- Al aplicar la fórmula de Nernst, que modifica los potenciales en función de la concentración de los reaccionantes $\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059}{n} \log Q$, siendo n los electrones transferidos y Q el cociente de la reacción.

$$\text{En este caso } E = (0,8 - (-0,76)) - \frac{0,059}{2} \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Ag^{1+}]^2} = 1,56 - 0,0295 \log \frac{[0,1]}{[0,01]^2} = 1,47V$$

Por lo tanto la moneda estará formada fundamentalmente por cinc

Dado que no se trata la sortija no es de totalmente de plata, lógicamente la aleación formada disminuirá su potencial de reducción, de ahí que el voltímetro marque sólo 1,26V.

- La notación esquemática de la pila deberá reproducir el proceso en el sentido de la marcha de los electrones, siendo // el puente salino, así será: $Zn / Zn^{2+}(0,1M) // Ag^{1+}(0,01M) / Ag$



Fotografía 1

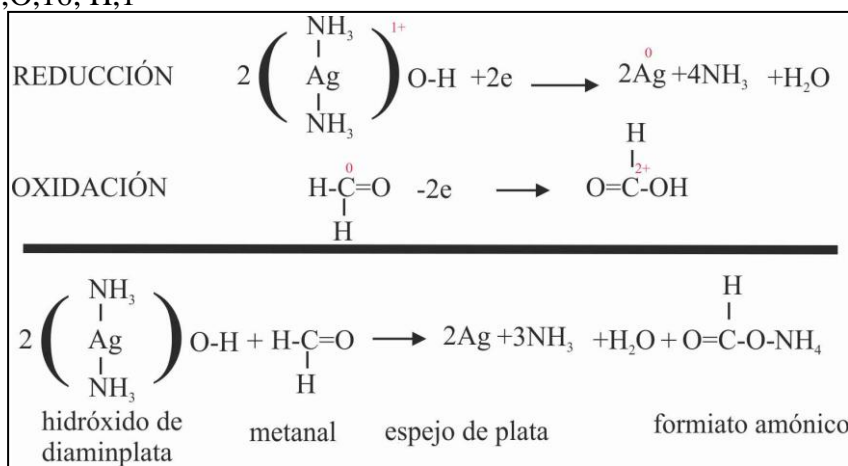
En A se dispone de 10mL de nitrato de plata mezclado con otra disolución de hidróxido amónico, y en B, 10mL de metanal (densidad 820kg/m³). Se mezclan en C, y al cabo de cierto tiempo el tubo C, se transforma en el D, con un precipitado de plata pegado a la pared del tubo (espejo de plata).

- a) Formula las reacciones que han tenido lugar en D, teniendo en cuenta que el hidróxido de plata amoniacal que se forma en A, es un complejo de nombre hidróxido de diaminplata, y que el metanal se oxida a ácido.
- b) Suponiendo un rendimiento del 100%, ¿cuánta plata se obtiene en D?
 MASAS ATÓMICAS: Ag,107,8; C,12;O,16; H,1

SOLUCIÓN

Las reacciones químicas que se producen en D, son:

Y los productos que se obtienen en D por oxidación del metanal, es metanoato amónico(formiato amónico), y plata



Masa molar del metanal = 12+2+16=30g/mol; $n_{\text{metanal}} = \frac{10\text{mL} \cdot 0,82 \frac{\text{g}}{\text{mL}}}{30 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,273\text{mol}$

Moles de plata, $n_{\text{Ag}} = 0,274\text{mol} \cdot \frac{2\text{mol de plata}}{1\text{mol de metanal}} = 0,548\text{mol}$

$g_{\text{Ag}} = 107,87 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,548\text{mol} = 58,97\text{g}$



Fotografía 1

Dispones 50mL de una disolución 2M de acetato de plomo, y la haces reaccionar en A, con 20mL de carbonato sódico 2M y en B con la misma cantidad de cromato potásico 2M, formándose en A un precipitado blanco y en B, otro amarillo 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:

$K_{ps} PbCO_3 = 7,4 \cdot 10^{-14}$; $K_{ps} PbCrO_4 = 3 \cdot 10^{-13}$

SOLUCIÓN

a)

En A: $Na_2CO_3 + Pb(CH_3COO)_2 = PbCO_3$ (precipitado blanco) + $2CH_3COONa$

En B: $K_2CrO_4 + Pb(CH_3COO)_2 = PbCrO_4$ (precipitado amarillo) + $2CH_3COOK$

Los procesos serán:

En A:

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

$Na_2CO_3 \Rightarrow 2Na^+(ac) + CO_3^{2-}(ac)$ que proporcionan $n_{CO_3^{2-}} = \frac{2mol}{L} \cdot 0,020L = 0,04mol$

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 $[CO_3^{2-}(ac)] = \frac{0,04mol}{0,07L} = 0,571 \frac{mol}{L}$. Ahora bien como

$Q = [Pb^{2+}][CO_3^{2-}] = 1,43 \cdot 0,571 = 0,817 > 7,5 \cdot 10^{-14}$. Tiene que formarse un precipitado.

Si denominamos x a la solubilidad, deberá cumplirse que:

$[Pb^{2+}][CO_3^{2-}] = (1,43 - x)(0,571 - x) = 7,510^{-14}$. De lo que $0,8165 - 2,001x + x^2 = 7,5 \cdot 10^{-14}$. Como el segundo término de la ecuación es muy pequeño, los valores de x deberán estar muy próximos a 0,571 y a 1,428 mol/L. De lo que $x = 0,571 \frac{mol}{L} = [Pb^{2+}]$; $x = 1,428 \frac{mol}{L} = [Pb^{2+}]$

En B

Operando como antes $K_2CrO_4(ac) \Rightarrow 2K^+(ac) + CrO_4^{2-}(ac)$; $n_{CrO_4^{2-}} = \frac{2mol}{L} \cdot 0,02L = 0,04mol$

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 $[CrO_4^{2-}(ac)] = \frac{0,04mol}{0,07L} = 0,57 \frac{mol}{L}$.

La reacción química incluye la formación de cromato de plomo que forma el precipitado amarillo
Como $PbCrO_4(s) \Leftrightarrow PbCrO_4(ac) \Rightarrow Pb^{2+}(ac) + CrO_4^{2-}(ac)$

Ahora bien como $Q = [Pb^{2+}][CrO_4^{2-}] = 1,43 \cdot 0,57 = 0,816 > K_{ps} = 3 \cdot 10^{-13}$. Tiene que formarse un precipitado.

De acuerdo con la constante del producto de solubilidad:

$K_{ps} = 3 \cdot 10^{-13} = [Pb^{2+}][CrO_4^{2-}] = (1,43 - x)(0,57 - x)$, por lo que $0,8165 - 2,001x + x^2 = 3 \cdot 10^{-13}$.

Como el segundo término de la ecuación es muy pequeño, los valores de x deberán estar muy próximos a 0,571 y a 1,428 mol/L. De lo que $x = 0,571 \frac{mol}{L} = [Pb^{2+}]$; $x = 1,428 \frac{mol}{L} = [Pb^{2+}]$

Con lo que la concentración de Pb^{2+} prácticamente es la misma en los dos precipitados