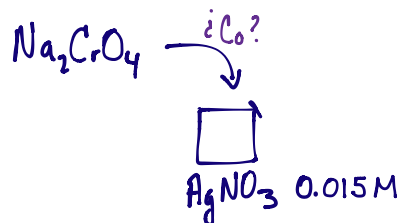
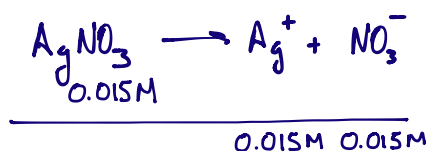
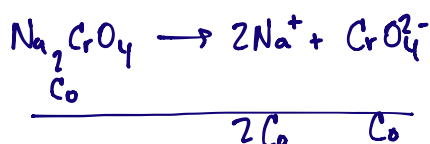


Considere una solución de nitrato de plata 0.015 M y se le agregará una solución de cromato de sodio, ¿cuál será la concentración mínima de cromato que se necesita para que inicie la precipitación del cromato de plata? (El nitrato de plata y el cromato de sodio se consideran electrolitos fuertes en solución)

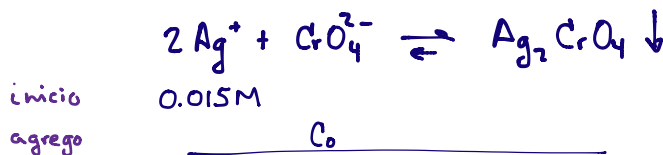
$$pK_s \text{ Ag}_2\text{CrO}_4 = 11.92$$



Electrolitos fuertes:



Equilibrio de precipitación:



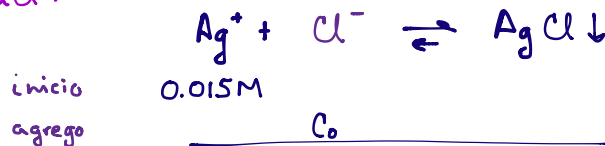
$$P.I = K_s$$

$$[\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] = K_s$$

$$(0.015)^2 (C_0) = 10^{-11.92}$$

$$C_0 = \frac{10^{-11.92}}{(0.015)^2} = 5.343 \times 10^{-9} \text{ M}$$

Para NaCl:



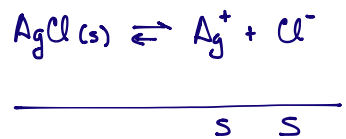
$$P.I = K_s$$

$$[\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = K_s$$

$$(0.015) (C_0) = 10^{-9.74}$$

$$C_0 = \frac{10^{-9.74}}{(0.015)} = 1.213 \times 10^{-8} \text{ M}$$

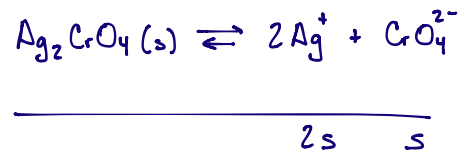
Suponga que tiene 20 mL de una solución que contienen los iones cromato (0.05 M) y cloruro (0.05 M) y se añade una solución de nitrato de plata 0.1 M.
¿Cuál sólido precipitaría primero?



$$K_s = s^2$$

$$s = \sqrt{10^{-9.74}} = 10^{-4.87}$$

$$= 1.3490 \times 10^{-5} \text{ M}$$



$$K_s = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{10^{-11.92}}{4}} = 6.6985 \times 10^{-5} = 10^{-4.17}$$

$$S_{\text{AgCl}} < S_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4}$$

Precipita primero el menos soluble = AgCl

