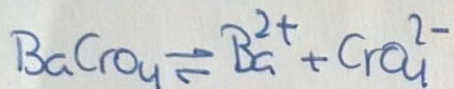
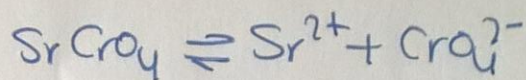


Calculamos la $[CrO_4^{2-}]$ necesaria para la precipitación de los cationes: de Feo.



$$K_{ps} = [Ba^{2+}] \cdot [CrO_4^{2-}]$$

$$[CrO_4^{2-}] = \frac{10^{-9,7}}{0,01} = 1,99 \cdot 10^{-8}$$



$$K_{ps} = [Sr^{2+}] \cdot [CrO_4^{2-}]$$

$$[CrO_4^{2-}] = \frac{10^{-4,4}}{0,01} = 3,98 \cdot 10^{-3}$$

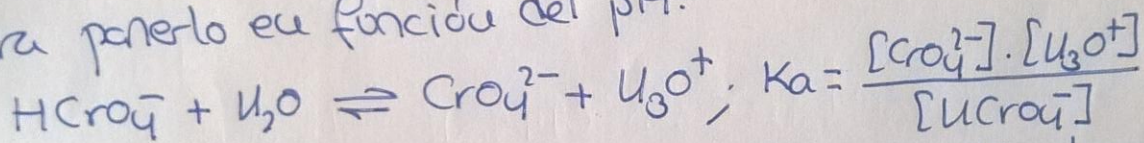
Intervalo: $1,99 \cdot 10^{-8}$ y $3,98 \cdot 10^{-3}$ M

Vemos la $[CrO_4^{2-}]$ para una precipitación cuantitativa \Rightarrow la $[Ba^{2+}]$ se ha reducido a $10^{-3} \cdot [Ba^{2+}]_0$.

$$[CrO_4^{2-}] = \frac{K_{ps}}{[Ba^{2+}]_c} = \frac{10^{-9,7}}{10^{-3} \cdot 0,01} = 1,99 \cdot 10^{-5}$$

Intervalo: $1,99 \cdot 10^{-5}$ y $3,98 \cdot 10^{-3}$ M

Para ponerlo en función del pH:



$$[H_3O^+] = \frac{K_a \cdot [HCrO_4^-]}{[CrO_4^{2-}]} \text{ donde } [HCrO_4^-] = 0,1 \text{ M (disolución saturada).}$$

• pH de la precipitación cuantitativa del Ba^{2+} .

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-6,5} \cdot 0,1}{1,99 \cdot 10^{-5}} = 1,589 \cdot 10^{-3} \rightarrow \boxed{pH = 2,79}$$

• pH de la precipitación del Sr^{2+} .

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-6,5} \cdot 0,1}{3,98 \cdot 10^{-3}} = 7,945 \cdot 10^{-6} \rightarrow \boxed{pH = 5,09}$$

Intervalo de pH: 2,79 - 5,09.