



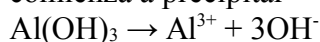
QUÍMICA

3. Una disolución ácida contiene Al^{3+} en concentración 0,050 M. Se añade lentamente KOH y comienza a precipitar $\text{Al}(\text{OH})_3$. Eventualmente, cuando se incorpora nuevo KOH, el precipitado se redissuelve y forma el ión complejo $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$. Calcúlese el pH a que empieza a aparecer $\text{Al}(\text{OH})_3$ y el pH al que el precipitado termina justamente de disolverse como ión complejo. Ignórense los cambios de volumen. La K_{ps} de $\text{Al}(\text{OH})_3$ es $2 \cdot 10^{-32}$ y la constante de estabilidad de $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ es $2 \cdot 10^{33}$ para su formación a partir de Al^{3+} y 4OH^- . Advertencia: Supóngase que la disolución final es saturada respecto al $\text{Al}(\text{OH})_3$ y que, prácticamente, todo el aluminio que hay en la disolución está en forma de ión complejo.

*La notación IUPAC es Al^{3+} , no Al^{+3}
Se deben nombrar ion sin tilde, no ión*

*Comentado por AnaCL, martxel, opositora, sleepylavoisier en
<http://docentesconeducacion.es/viewtopic.php?f=92&t=4018#p19251>
Resolución de problemas de química general; Christopher J. Willis, Equilibrio en disolución, problema 19 página 439, resolución en página 450.*

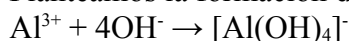
Utilizamos el producto de solubilidad para calcular la concentración de OH^- en el momento que comienza a precipitar



$$K_{ps} = [\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]^3 \Rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{[\text{Al}^{3+}]}} = \sqrt[3]{\frac{2 \cdot 10^{-32}}{0,050}} = 7,4 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log(7,4 \cdot 10^{-11})) = 3,87$$

Planteamos la formación del complejo



$$K_f = \frac{[\text{Al}(\text{OH})_4]^-}{[\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]^4}$$

Necesitamos una concentración de OH^- muy alta para desplazar el equilibrio hacia la formación de complejo de forma que retire todo el precipitado que era $\text{Al}(\text{OH})_3$, y si la disolución está saturada, tendremos una concentración de Al^{3+} muy baja

$$[\text{Al}^{3+}] = \frac{K_{ps}}{[\text{OH}^-]^3}$$

Sustituyendo

$$K_f = \frac{[\text{Al}(\text{OH})_4]^-}{\frac{K_{ps}}{[\text{OH}^-]^3} [\text{OH}^-]^4} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{[\text{Al}(\text{OH})_4]^-}{K_{ps} \cdot K_f}$$

Como se indica que todo el Al ha pasado está en el complejo, $[\text{Al}(\text{OH})_4]^- = 0,05 \text{ M}$ y sustituyendo

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,05}{2 \cdot 10^{-32} \cdot 2 \cdot 10^{33}} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log(1,25 \cdot 10^{-3})) = 11,09$$