



Model 2

5. La fórmula de l'alum potàssic és $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ el qual, per ser un electròlit fort, està completament dissociat en K^+ , Al^{3+} i SO_4^{2-} . Les seves dissolucions són àcides a causa de la hidròlisi de l'ió Al^{3+} però no tant com s'hauria d'esperar, atès que l'ió sulfat reacciona amb una part de l'ió hidrogen format per donar HSO_4^- . Si es dissolen 11,4 g d'alum potàssic en aigua fins a formar 0,100 L de dissolució, quina serà la concentració de l'ió hidrogen:

a) Considerant només la hidròlisi de l'ió Al^{3+} ($K_{hid}=1,40 \cdot 10^{-5}$)

b) Tenint en compte, a més a més, l'equilibri $HSO_4^- = H^+ + SO_4^{2-}$ en el que $K_a=1,26 \cdot 10^{-2}$ (Masses atòmiques relatives: S=32,07; O=16,00; Al=26,98; K=39,10; H=1,01)

Modelo 2

5. La fórmula del alumbre potásico es $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ el cual, por ser un electrolito fuerte, está completamente disociado en K^+ , Al^{3+} y SO_4^{2-} . Sus disoluciones son ácidas debido a la hidrólisis del ion Al^{3+} pero no tanto como cabría esperar, dado que el ion sulfato reacciona con una parte del ion hidrógeno formado para dar HSO_4^- . Si se disuelven 11,4 g de alumbre potásico en agua hasta formar 0,100 L de disolución, cuál será la concentración del ion hidrógeno:

a) Considerando sólo la hidrólisis del ion Al^{3+} ($K_{hid} = 1,40 \cdot 10^{-5}$)

b) Teniendo en cuenta, además, el equilibrio $HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$ en el que $K_a=1,26 \cdot 10^{-2}$ (Masas atómicas relativas: S = 32,07; O = 16,00; A = 26,98; K = 39,10; H = 1,01)

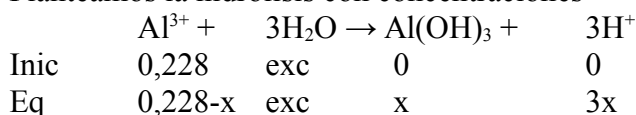
a) La masa molar de $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ es $39,10+26,98+2 \cdot (32,07+4 \cdot 16)+12 \cdot (2+16)=474,22$ g/mol

De esa parte $12 \cdot (2+16)=216$ g/mol son de H_2O

En 11,4 g hay $11,4/474,22=0,024$ mol de $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, que al disolverse supone $0,024 \cdot 12 \cdot 18=5,184$ g H_2O , que supone un aumento de $5,184$ cm³ de volumen de disolución.

La concentración inicial de Al^{3+} es $0,024/0,105184=0,228$ M

Planteamos la hidrólisis con concentraciones

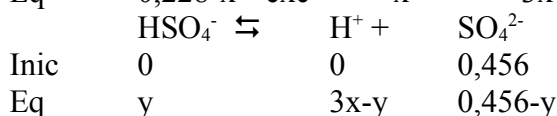
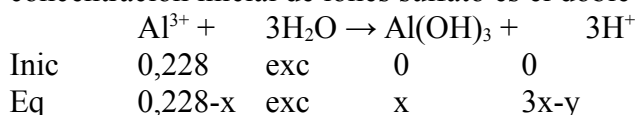


$$K_{hid} = \frac{[Al(OH)_3][H^+]^3}{[Al^{3+}]} \Rightarrow 1,4 \cdot 10^{-5} = \frac{27x^4}{0,228-x}$$

Aproximamos $x \ll 0,228 \rightarrow x=0,0185$, aproximación no muy válida $0,0185/0,228=8\%$, pero sería una ecuación de 4º grado (valor real con <http://www.wolframalpha.com/input/?i=1.4e-5%3D27x^4%2F%280.228-x%29> es 0,01816)

pH=-log([H⁺])=-log(3x)=1,26 (ácido)

b) Planteamos el equilibrio adicional, "hidrólisis del ión sulfato". El número de moles y la concentración inicial de iones sulfato es el doble que la de iones aluminio, 0,456.



$$K_{hid} = \frac{[Al(OH)_3][H^+]^3}{[Al^{3+}]} \Rightarrow 1,4 \cdot 10^{-5} = \frac{x(3x-y)^3}{0,228-x}$$



$$K_a = \frac{[SO_4^{2-}][H^+]}{[HSO_4^-]} \Rightarrow 1,26 \cdot 10^{-2} = \frac{(3x-y)(0,456-y)}{y}$$

Como la constante del ácido es varios órdenes de magnitud **menor** a la de hidrólisis del aluminio (el valor de la constante es mayor, pero implica un desplazamiento menor del equilibrio en el caso del ácido que en la hidrólisis), asumimos que no desplaza el equilibrio del aluminio y se tiene la misma cantidad que antes, $x \approx 0,0185$, $3x = 0,0555$

Sustituyendo en la segunda

$$1,26 \cdot 10^{-2} y = 0,0555 \cdot 0,456 - (0,0555 + 0,456) y + y^2 \Rightarrow y^2 - 0,5241 y + 0,025308 = 0$$

$$y = \frac{0,5241 \pm \sqrt{0,5241^2 - 4 \cdot 0,025308}}{2} = \begin{matrix} 0,47 M \\ 0,0538 M \end{matrix}$$

$$pH = -\log([H^+]) = -\log(3x-y) = -\log(0,0555 - 0,0538) = 2,77$$

Menos ácido, los iones sulfato han retirado H^+