

Seminario Hidrólisis de sales

Preguntas:

- 1) ¿Por qué son neutras algunas soluciones acuosas de sales solubles de bases débiles y ácidos débiles, mientras que otras son ácidas y otras básicas? Escriba nombres y fórmulas para tres sales solubles de bases débiles y ácidos débiles.
- 2) Escriba las ecuaciones balanceadas para la hidrólisis de las siguientes sales, justifique su respuesta:
 - a) bromuro de amonio
 - b) sulfato de cobre (II)
 - c) carbonato ácido de sodio (bicarbonato de sodio)
 - d) hipoclorito de sodio
- 3) Es posible calcular K_b para el ion carbonato si se conoce el valor de K_a para H_2CO_3 .
 - a) Emplearía K_{a1} o K_{a2} del ácido carbónico para calcular K_b del ion carbonato?
 - b) Calcule K_b para el ion carbonato.
 - c) ¿El carbonato es una base más débil o más fuerte que el amoníaco? Justifique.

Problemas:

- 1) El acetato de sodio es una sal de ácido débil y base fuerte. El cloruro de amonio es una sal de base débil y ácido fuerte. Escriba las ecuaciones químicas que representan la disolución de CH_3COONa y NH_4Cl en agua. Indique el nombre dado a este tipo de reacciones, escriba las constantes de equilibrio para las dos sales mencionadas y deduzca sus relaciones con K_a o con K_b .
- 2) Calcule el pH y el porcentaje de hidrólisis existente en cada una de las siguientes disoluciones:
 - a) 0,200 M en C_6H_5COONa ($K_a(C_6H_5COOH) = 3,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol l}^{-1}$).
 - b) 0,010 M en KCN ($K_a(HCN) = 5,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol l}^{-1}$).
 - c) 0,050 M en NH_4NO_3 ($K_b(NH_3) = 1,85 \cdot 10^{-5} \text{ mol l}^{-1}$).
 - d) 1,00 M en NaH_2PO_4 ($K_{a1}(H_3PO_4) = 7,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol l}^{-1}$).
- 3) Indique, en cada caso, si luego de disolver las siguientes sales en agua, la solución será ácida, básica o neutra:
 - a) $NaBr$
 - b) CH_3COONa
 - c) $(CH_3)_2NH_2Cl$
 - d) K_3PO_4
 - e) $FeCl_3$
 - e) $Fe(NO_3)_2$
 - a) Calcule el pH de una solución 0.010 M de $NaOCN$. $K_a(HOCN) = 3.5 \times 10^{-4}$.
 - b) A 100 ml de una solución 0.10 M de CH_3COOH se agrega $NaOH$ sólido suficiente para neutralizar dicha solución ¿cuál será el pH de la solución resultante? $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$.
 - c) A 100 ml de una solución 0.10 M de CH_3COOH se agregan 100 ml de $NaOH$
 - d) 0.10M. ¿Cuál será la $[CH_3COONa]$ de la mezcla final? ¿y cuál su pH?
- 5)
 - a) Calcule el pH de una solución 0.100 M de cloruro de metil amonio (CH_3NH_3Cl).
 K_a del ion metil amonio ($CH_3NH_3^+$) = 2.70×10^{-11}
 - b) Dado que el pK_a para el ión amonio es 9.26 ¿qué pH alcanzará 1.00 L de solución que contiene 5.45 g de NH_4Cl ?

- 6) a) Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a la hidrólisis del ión Al^{+3} .
b) ¿De qué factores depende que un ión metálico se hidrolice o no?
c) Calcule la primera K_a para el ion Ce (III) sabiendo que una solución 0.0050 M presenta un pH = 5.99.
- 7) El ácido sórbico ($\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_2$) es un ácido monoprótico débil con $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$. Su sal el sorbato de potasio se agrega al queso para inhibir la formación de moho. ¿Cuál es el pH de un solución que contiene 11.25 g de sorbato de potasio en 1.75 l de solución?
- 8) El ácido HX es un ácido débil. Si el pH de una disolución 0,500 M en NaX es 9,20, calcule la constante de ionización del ácido.
- 9) Algunas plantas requieren suelos ácidos para un buen crecimiento. ¿Cuáles de las siguientes sales se podrían añadir al suelo de crecimiento de tales plantas para incrementar su acidez? Escribí ecuaciones para justificar tu respuesta.
a) Sulfato de hierro (II); b) sulfato de sodio; c) sulfato de aluminio; d) sulfato de hierro (III); sulfato de bario.
Ordená las sales que dan soluciones ácidas en orden creciente de acidez.