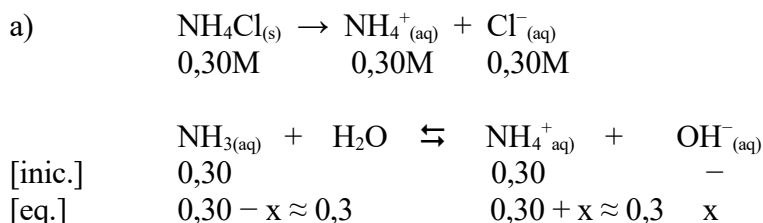


Problema 776: Una disolución es 0,30M en NH_3 y 0,30M en NH_4Cl . (a) ¿Cuál es su pH? ¿Qué cambio de pH se produce al añadir a 1L de esta disolución 0,050 moles (b) de HCl y (c) de NaOH? (Ignórense los cambios de volumen). (d) ¿Cuál sería el pH de añadir estas cantidades a 1L de agua destilada? $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$



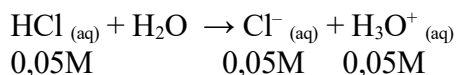
El NH_4^+ que proviene de la sal hace que el equilibrio se desplace fuertemente hacia los reactivos, por lo tanto podemos despreciar el valor de x frente a 0,3 pues será mucho menor.

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

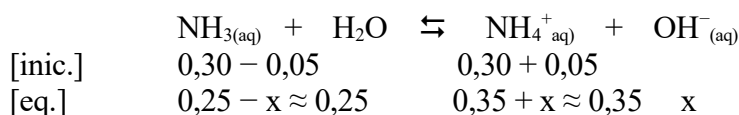
$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{0,3}{0,3} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$pOH = -\log[\text{OH}^-] = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} = 4,74 \quad pH = 14 - pOH = 14 - 4,74 = \underline{9,26}$$

b) El HCl al ser un ácido fuerte está totalmente disociado



Estos iones oxonio H_3O^+ añadidos consumen iones OH^- del equilibrio para dar agua según el equilibrio: $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)} \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}$ que está muy desplazado a la derecha. Por tanto desaparecen del equilibrio tantos OH^- como H_3O^+ añadimos, además se formará el mismo número de iones NH_4^+ y se consumirán un número igual de moléculas de NH_3 por el desplazamiento del equilibrio.



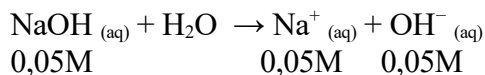
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{0,25}{0,35} = 1,29 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

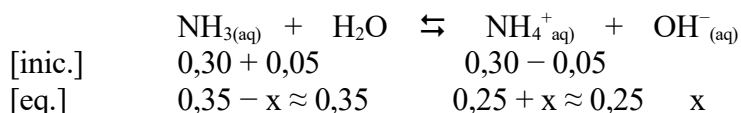
$$pOH = -\log[\text{OH}^-] = -\log 1,29 \cdot 10^{-5} = 4,89 \quad pH = 14 - pOH = 14 - 4,89 = \underline{9,11}$$

Se observa que la variación de pH es muy pequeña.

c) El NaOH al ser una base fuerte está totalmente disociada



Los OH^- que provienen de la base desplazan el equilibrio hacia los reactivos, consumiendo NH_4^+ y generando más NH_3 . Como tenemos muchos iones $\text{NH}_4^+_{(aq)}$ se podrán consumir muchos OH^-



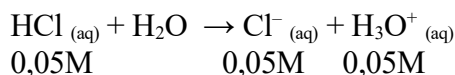
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^{+1}] \cdot [\text{OH}^{-1}]}{[\text{NH}_3]}$$

$$[\text{OH}^{-1}] = K_b \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^{+1}]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{0,35}{0,25} = 2,52 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$pOH = -\log[\text{OH}^{-1}] = -\log 2,52 \cdot 10^{-5} = 4,60 \qquad pH = 14 - pOH = 14 - 4,60 = \underline{9,40}$$

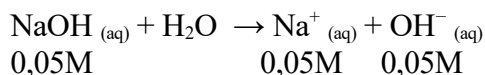
El pH aumenta al añadir una base, pero aumenta muy poco.

d) Al añadir el ácido o la base al agua destilada:



$$pH = -\log[\text{H}_3\text{O}^{+1}] = -\log 0,05 = \underline{1,30}$$

Podemos comparar este pH tan ácido $pH=1,30$ con el $pH=9,11$ conseguido al añadir el mismo ácido a la disolución reguladora.



$$pOH = -\log[\text{OH}^{-1}] = -\log 0,05 = 1,30 \qquad pH = 14 - pOH = 14 - 1,30 = \underline{12,70}$$

Podemos comparar este pH tan básico $pH=12,70$ con el $pH=9,40$ conseguido al añadir la misma base a la disolución reguladora.

Por tanto hemos comprobado que la disolución reguladora controla el pH en un intervalo estrecho cuando se añaden pequeñas cantidades de ácido o de base.