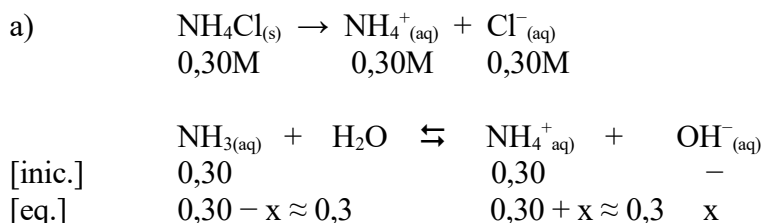


Problema 776: Unha disolución é 0,30M en NH_3 e 0,30M en NH_4Cl . (a) Cal é o seu pH? Que cambio de pH prodúcese ao engadir a 1L desta disolución 0,050 moles (b) de HCl e (c) de NaOH? (Ignórense os cambios de volume). (d) Cal sería o pH de engadir estas cantidades a 1L de auga destilada? $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$



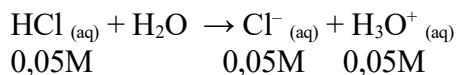
O NH_4^+ que provén do sal fai que o equilibrio se desprace fortemente cara aos reactivos, por tanto podemos desprezar o valor de x fronte a 0,3 pois será moito menor.

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

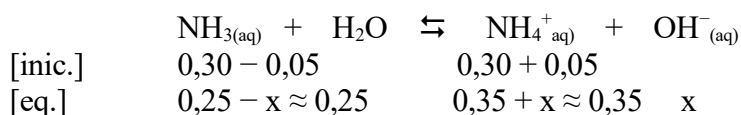
$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{0,3}{0,3} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

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

b) O HCl ao ser un ácido forte está totalmente dissociado



Estes ións oxonio H_3O^+ engadidos consomen ións OH^- do equilibrio para dar auga segundo o equilibrio: $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)} \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}$ que está moi desprazado á dereita. Por tanto desaparecen do equilibrio tantos OH^- como H_3O^+ engadimos, ademais formárase o mesmo número de ións NH_4^+ e consumiránse un número igual de moléculas de NH_3 polo desprazamento do equilibrio.



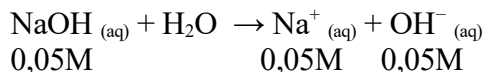
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

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

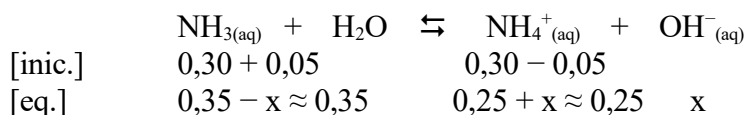
$$pOH = -\log[\text{OH}^-] = -\log 1,29 \cdot 10^{-5} = 4,89 \quad pH = 14 - pOH = 14 - 4,89 = \underline{9,11}$$

Obsérvase que a variación de pH é moi pequena.

c) O NaOH ao ser unha base forte está totalmente dissociada



Os OH^- que proveñen da base desprazan o equilibrio cara aos reactivos, consumindo NH_4^+ e xerando máis NH_3 . Como temos moitos ións NH_4^+ poderanse consumir moitos OH^-



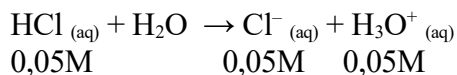
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

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

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

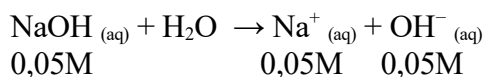
O pH aumenta ao engadir unha base, pero aumenta moi pouco.

d) Ao engadir o ácido ou a base á auga destilada:



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

Podemos comparar este pH tan ácido $pH=1,30$ co $pH=9,11$ conseguido ao engadir o mesmo ácido á disolución reguladora.



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

Podemos comparar este pH tan básico $pH=12,70$ co $pH=9,40$ conseguido ao engadir a mesma base á disolución reguladora.

Por tanto comprobamos que a disolución reguladora controla o pH nun intervalo estreito cando se engaden pequenas cantidades de ácido ou de base.