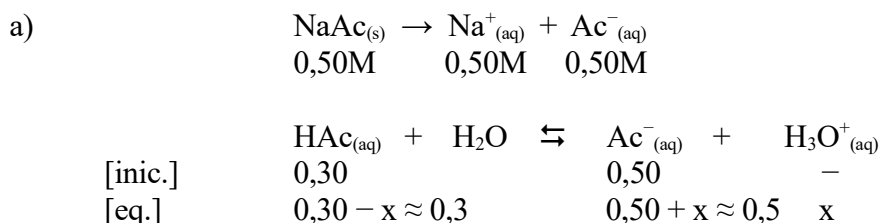


Problema777: Unha disolución é 0,30M en ácido acético e 0,50M en acetato de sodio. (a) Cal é o seu pH? Que cambio de pH prodúcese ao engadir a un litro desta disolución 0,10 moles (b) de HCl e (c) de NaOH? (Ignórense os cambios de volume). (d) Cal sería o pH de engadir estas cantidades a un litro de auga destilada?  $K_a(\text{HAc})=1,8 \cdot 10^{-5}$ .



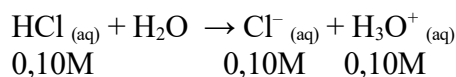
O  $\text{Ac}^-$  que provén do sal fai que o equilibrio se desprace fortemente cara aos reactivos, por tanto podemos desprezar o valor de x fronte a 0,3 e fronte a 0,5 pois será moito menor.

$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]}$$

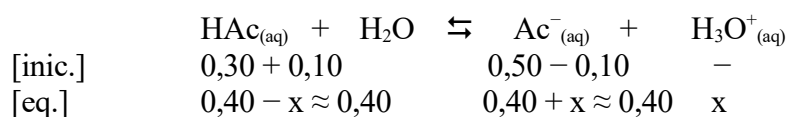
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HAc}]}{[\text{Ac}^-]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{0,3}{0,5} = 1,08 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,08 \cdot 10^{-5} = 4,97$$

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



Estes ións oxonio  $\text{H}_3\text{O}^+$  engadidos consomen ións  $\text{Ac}^-$  do equilibrio para dar moléculas de ácido acético, HAc.



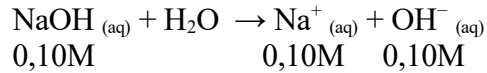
$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HAc}]}{[\text{Ac}^-]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{0,4}{0,4} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

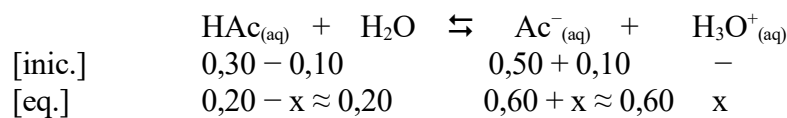
$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} = 4,74$$

Obsérvase que a variación de pH é moi pequena.

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



Os  $\text{OH}^-$  que proveñen da base reaccionan cos ións oxonio 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  $\text{H}_3\text{O}^+$  como  $\text{OH}^-$  engadimos, ademais formarase o mesmo número de ións  $\text{Ac}^-_{(aq)}$  e consumiranse un número igual de moléculas de HAC polo desprazamento do equilibrio.



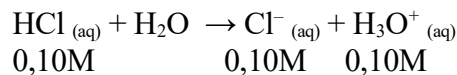
$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HAc}]}{[\text{Ac}^-]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{0,2}{0,6} = 6 \cdot 10^{-6} \text{M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 6 \cdot 10^{-6} = \underline{5,22}$$

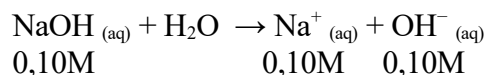
Obsérvase que a variación de pH é moi pequena.

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



$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,10 = \underline{1,00}$$

Podemos comparar este pH tan ácido pH = 1,00 co pH = 4,74 conseguido ao engadir o mesmo ácido á disolución reguladora.



$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0,10 = 1,00 \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,00 = \underline{13,00}$$

Podemos comparar este pH tan básico pH = 13,00 co pH = 5,22 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.