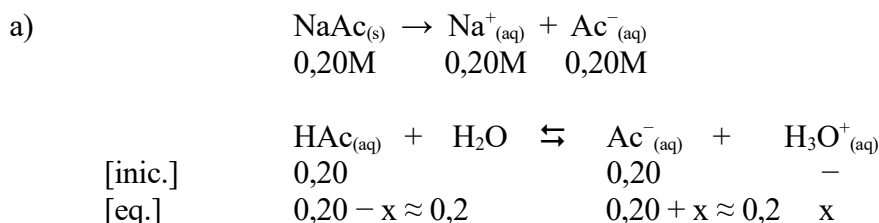


EXEMPLO 14: Unha disolución é 0,200M en ácido acético e 0,200M en acetato de sodio. (a) Cal é o seu pH? Que cambio de pH prodúcese ao engadir a un litro desta disolución 0,050 moles (b) de HCl e (c) de NaOH? (Ignórense os cambios de volume). (d) Cal sería o pH de engadir estas cantidades a un litro de auga destilada?



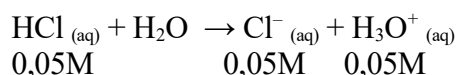
O Ac^- que provén do sal fai que o equilibrio se desprace fortemente cara aos reactivos, por tanto podemos desprezar o valor de x fronte a 0,2 pois será moito menor.

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

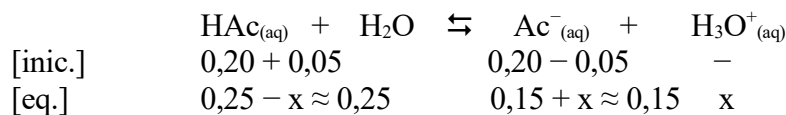
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HAc}]}{[\text{Ac}^-]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{0,2}{0,2} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

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

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



Estes ións oxonio H_3O^+ engadidos consomen ións Ac^- do equilibrio para dar moléculas de ácido acético, HAc.



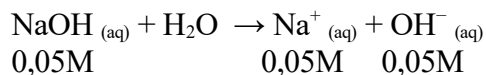
$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HAc}]}{[\text{Ac}^-]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{0,25}{0,15} = 3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 3 \cdot 10^{-5} = \underline{4,52}$$

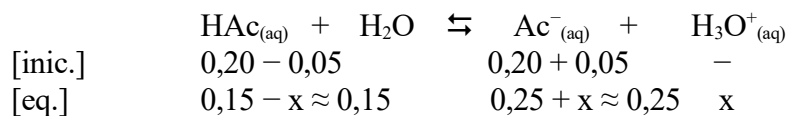
Obsérvase que a variación de pH é moi pequena.

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



Os OH⁻ que proveñen da base 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 H_3O^+ como 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.



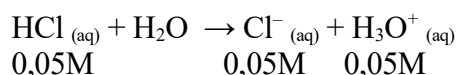
$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HAc}]}{[\text{Ac}^-]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{0,15}{0,25} = 1,08 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

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

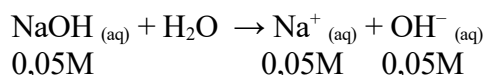
Obsérvase que a variación de pH é moi pequena.

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



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

Podemos comparar este pH tan ácido pH = 1,30 co pH = 4,52 conseguido ao engadir o mesmo ácido á disolución reguladora.



$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0,05 = 1,30$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,30 = \underline{12,70}$$

Podemos comparar este pH tan básico pH = 12,70 co pH = 4,97 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.