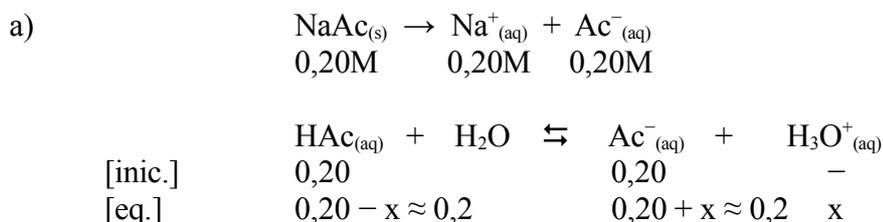


EJEMPLO 14: Una disolución es 0,200M en ácido acético y 0,200M en acetato de sodio. (a) ¿Cuál es su pH? ¿Qué cambio de pH se produce al añadir a un litro de esta disolución 0,050 moles (b) de HCl y (c) de NaOH? (Ignórense los cambios de volumen). (d) ¿Cuál sería el pH de añadir estas cantidades a un litro de agua destilada?



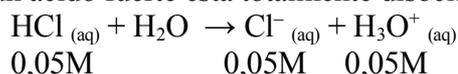
El Ac^- que proviene de la sal hace que el equilibrio se desplace fuertemente hacia los reactivos, por lo tanto podemos despreciar el valor de x frente a 0,2 pues será mucho menor.

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

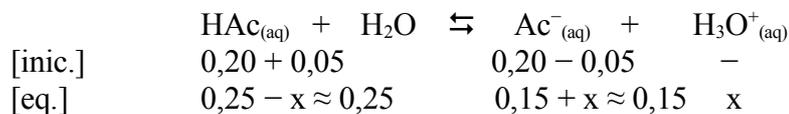
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HAc}]}{[\text{Ac}^-]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{0,2}{0,2} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

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

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



Estos iones oxonio H_3O^+ añadidos consumen iones Ac^- del equilibrio para dar moléculas de ácido acético, HAc.



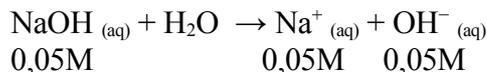
$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]}$$

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

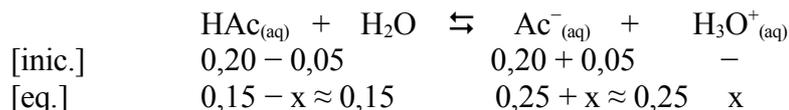
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 3 \cdot 10^{-5} = \underline{\underline{4,52}}$$

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 reaccionan con los iones oxonio 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 H_3O^+ como OH^- añadimos, además se formará el mismo número de iones $\text{Ac}^-_{(aq)}$ y se consumirán un número igual de moléculas de HAc por el desplazamiento del equilibrio.



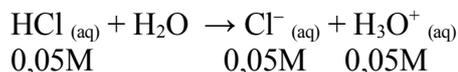
$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]}$$

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

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

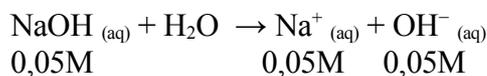
Se observa que la variación de pH es muy pequeña.

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



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

Podemos comparar este pH tan ácido pH = 1,30 con el pH = 4,52 conseguido al añadir el mismo ácido a la disolución reguladora.



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

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

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