

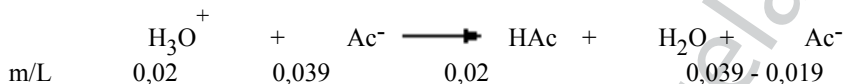
**43** Si una disolución de ácido clorhídrico contiene 0.020 moles de ácido en un litro de disolución, calcular:

a) el pH de esta disolución y

b) el pH resultante al añadir 0,039 moles de acetato sódico (la constante de disociación del ácido acético es  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ).

a)  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [\text{HCl}] = -\log 0,02 = \mathbf{1,69}$

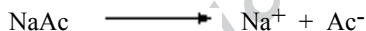
b) Al añadir 0,039 moles de acetato sódico se produce una reacción de desplazamiento de la sal por un ácido fuerte :



Se forman prácticamente 0,02 moles de HAc mientras que queda un exceso de NaAc que está totalmente disociado (las sales son electrolitos fuertes) de forma que  $[\text{Ac}^-] = 0,039 - 0,02 = 0,019$  moles/litro.

Este sistema constituye una disolución tampón de ácido débil (ácido acético) y sal del mismo ácido con base fuerte (acetato sódico).

La sal, como electrolito fuerte, está disociada prácticamente en su totalidad:



Además, existe un equilibrio de disociación del ácido que determina la existencia de la mayor parte de los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  presentes



y se debe de cumplir que :  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$

siendo  $[\text{HAc}] = a$  la del ácido acético liberado en el desplazamiento por el HCl = 0,02 mol/litro y  $[\text{Ac}^-]$  la que proviene de la disociación total del exceso de sal = 0,019 moles/litro, por tanto :

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot 0,019}{0,02} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,019}{0,02} = 1,71 \cdot 10^{-5}$$

y el  $\text{pH} = -\log 1,71 \cdot 10^{-5} = \mathbf{4,76}$