

Considere que se mezclan 15 mL de acetato de sodio 0.016 M con 10 mL de ácido clorhídrico 0.12 M.

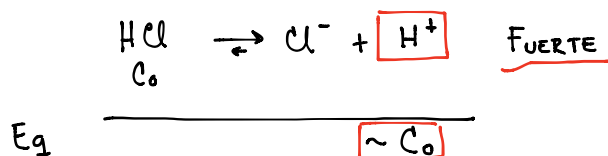
a) Indique el pH de cada solución *antes* de mezclarlas

b) Indique el estado de equilibrio final de la mezcla señalando el valor de pH

Datos: HCl = ácido fuerte, acetato de sodio = sal = electrolito fuerte
 $\text{pK}_a \text{ CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^- = 4.76$

a) pH de cada solución:

1º tengo un ácido fuerte en agua

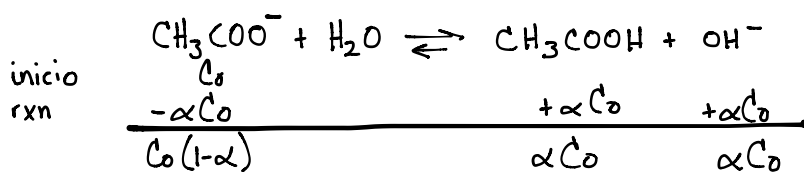


$$\text{pH} = -\log(C_0)$$

$$\text{pH} = -\log(0.12)$$

$$\text{pH} = 0.92$$

2º y una sal en agua que da como resultado una base en agua



$$K_a = 10^{-4.76}$$

$$\frac{K_b}{C_0} = \frac{10^{-9.24}}{0.016} = 3.59649 \times 10^{-8} = 10^{-7.44} \Rightarrow \text{débil}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{Necesito } K_b \\ K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{10^{-4.76}} \\ K_b = 10^{-9.24} \end{array} \right.$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C_0}} = 10^{-3.72} = 1.9055 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 14 + \log[\text{OH}^-] = 14 + \log[(1.9055 \times 10^{-4})(0.016)] = 8.4841 \quad \text{pH} = 8.48$$

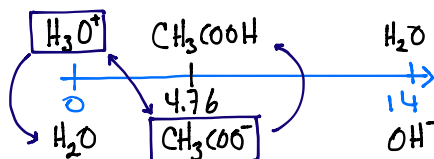
$$\boxed{\text{A}} \quad [\text{HCl}] = 0.12 \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 0.92$$

$$\boxed{\text{B}} \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.016 \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 8.48$$

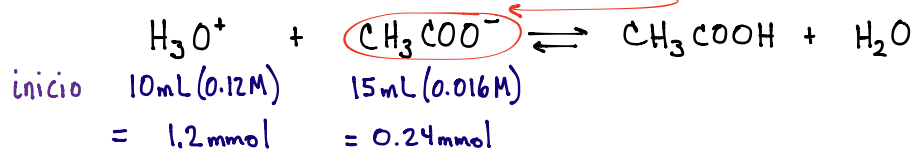
$$\left\{ \text{H}^+ = \text{H}_3\text{O}^+ \right.$$

b) Para la mezcla:

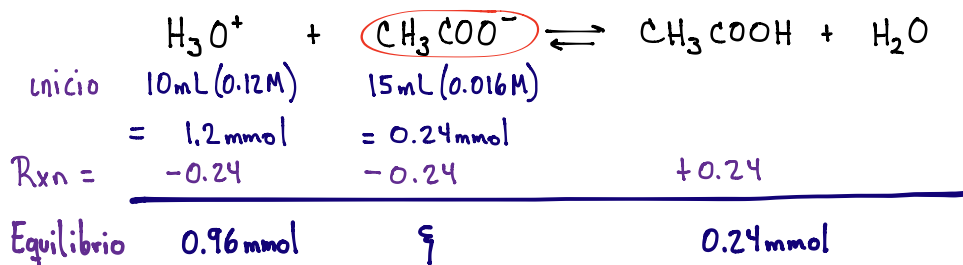
3º



- ✓ Escribo la reacción e identifico (si hay) el reactivo limitante



- ✓ Calculo la cantidad de sustancia en el equilibrio con base en el R.L



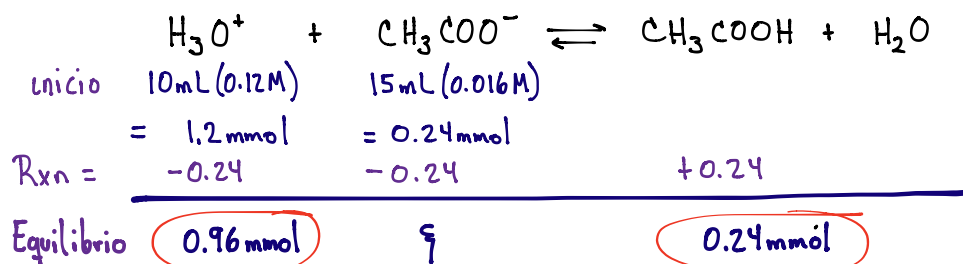
- ✓ Calculo las concentraciones finales considerando el volumen total de la mezcla

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}^+] &= \frac{0.96\text{mmol}}{25\text{mL}} = 0.0384\text{M} & [\text{CH}_3\text{COOH}] &= \frac{0.24\text{mmol}}{25\text{mL}} = 9.6 \times 10^{-3}\text{M} \\ & & [\text{CH}_3\text{COO}^-] &= \xi \end{aligned}$$

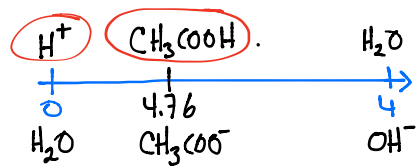
- ✓ Si se requiere, se calcula ξ a partir de la K_{eq} :

$$\begin{aligned} K_{eq} &= \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]} & \xi &= \frac{9.6 \times 10^{-3}}{\frac{4.76}{10} (0.0384)} & \xi &= 4.3445 \times 10^{-6}\text{M} \\ 10^{4.76} &= \frac{9.6 \times 10^{-3}}{\xi (0.0384)} \end{aligned}$$

- ✓ Para el cálculo de pH "observo" las especies predominantes al equilibrio



Después de la reacción me queda:



2 ácidos =
el pH lo impone el
más fuerte

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log(0.0384) = 1.4156687$$

$\boxed{\text{pH} = 1.42}$ pH de la mezcla