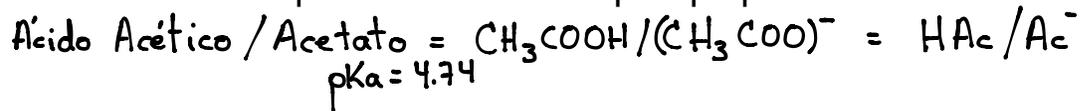
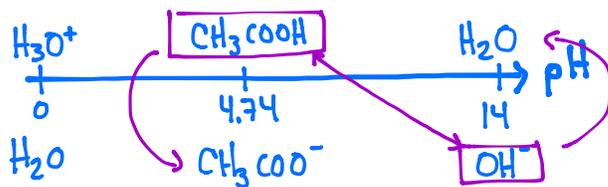


9b. Se quieren preparar 100 mL de una disolución amortiguadora con pH = 5.0 de tal forma que la concentración total de la solución amortiguadora (ácido acético más acetato de sodio) sea 0.5 M. Se cuenta en el laboratorio con ácido acético (reactivo líquido, MM = 60.05 g/mol, r = 1.064 g/mL, pureza 98%) e hidróxido de sodio (reactivo sólido, MM = 40.0 g/mol, pureza 99%)

a) Indicar el volumen en mililitros de acético y la cantidad en gramos de hidróxido de sodio que deben mezclarse para preparar dicha solución. :



a) Para resolver el problema necesito obtener la base conjugada del ácido por medio de la reacción entre el ácido acético y el hidróxido de sodio:



Entonces,

Lo que necesito en el equilibrio es tener al par conjugado

⇒ 1º cálculo, las concentraciones necesarias del par para la solución amortiguadora:

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\text{CH}_3\text{COOH} = \text{HAc}$$

$$\text{CH}_3\text{COO}^- = \text{Ac}^-$$

$$5.0 = 4.74 + \log \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

$$5.0 - 4.74 = \log \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

$$10^{0.26} = \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

$$10^{0.26} = \frac{[\text{Ac}^-]}{0.5 - [\text{Ac}^-]}$$

$$10^{0.26}(0.5 - [\text{Ac}^-]) = [\text{Ac}^-]$$

$$[\text{Ac}^-] + [\text{HAc}] = 0.5M$$

$$[\text{HAc}] = 0.5 - [\text{Ac}^-]$$

$$10^{0.26}(0.5) = [\text{Ac}^-] + 10^{0.26}[\text{Ac}^-]$$

$$[\text{Ac}^-] = \frac{(10^{0.26})(0.5)}{(1 + 10^{0.26})}$$

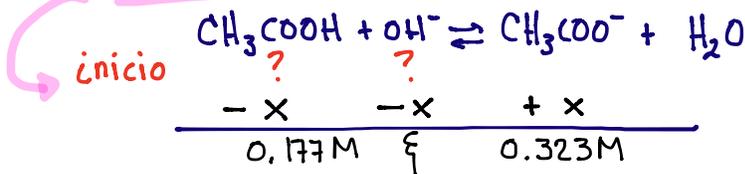
Lo que necesito en el equilibrio

=

$$\begin{aligned} [A_c^-] &= 0.323 \text{ M} && = 0.387 \\ [HA_c] &= 0.177 \text{ M} && = 0.213 \end{aligned}$$

~ Pero lo que me piden es cuanto tengo que poner para prepararlo, es decir ~

→ Necesito las concentraciones INICIALES

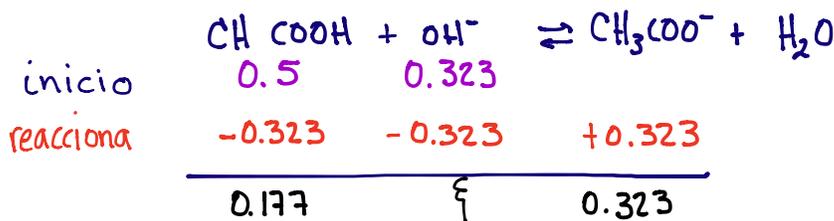


Necesito, por lo tanto

- \* Una cantidad de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  inicial que al restarle la cantidad de  $\text{OH}^-$  me quede  $0.177 \text{ M}$  en el equilibrio
- \* Y una cantidad de  $\text{OH}^-$  que se acabe (porque solo quiero al par conjugado en el equilibrio)

El  $\text{OH}^-$  debe ser el Reactivo Limitante!

(y  $\text{CH}_3\text{COOH}$  debe ser la suma de las concentraciones al equilibrio)



→  $[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{inicial}} \Rightarrow 0.5 \text{ M}$      $[\text{OH}^-]_{\text{inicial}} = 0.323 \text{ M}$

NOTA:

Observese cómo, al preparar un buffer a partir de una reacción, la concentración del compuesto que se agrega ( $\text{NaOH}$ ) es igual a la concentración del par conjugado que falta ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ). Y la concentración del otro par es la suma de las concentraciones:

Lo que necesito tener en el equilibrio =

$$\begin{aligned} [A_c^-] &= 0.323 \text{ M} \\ [HA_c] &= 0.177 \text{ M} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Lo que necesito al Inicio} &= [OH^-]_i = R.L = [A_c^-]_{eq} = 0.323 \text{ M} \\ &= [HA_c]_i = [HA_c]_{eq} + R.L = [HA_c]_{eq} + [A_c^-]_{eq} = (0.177 + 0.323) \text{ M} \\ &= [HA_c]_i = 0.5 \text{ M} = [\text{buffer}]_{\text{Total}} \end{aligned}$$

Necesito entonces preparar 100ml 0.5M de  $CH_3COOH$  y agregarle la cantidad de NaOH para tener 100ml 0.323 M

Para el  $HA_c$  =

$$100 \text{ mL} \left[ \frac{0.5 \text{ mmol}}{1 \text{ mL}} \right] \left[ \frac{60.05 \text{ mg R.P}}{1 \text{ mmol } HA_c} \right] \left[ \frac{100 \text{ mg R.A}}{98 \text{ mg R.P}} \right] \left[ \frac{1 \text{ mL}}{1.064 \text{ g R.A}} \right] \left[ \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \right] = 2.879 \text{ mL}$$

$\approx 2.9 \text{ mL de } CH_3COOH$

Para el aOH =  $100 \text{ mL} \left( 0.323 \frac{\text{mmol}}{\text{mL}} \right) = 32.3 \text{ mmol de NaOH}$

$$32.3 \text{ mmol NaOH} \left[ \frac{40 \text{ mg R.P}}{1 \text{ mmol NaOH}} \right] \left[ \frac{100 \text{ mg R.A}}{99 \text{ mg R.P}} \right] = 1305.05 \text{ mg de NaOH}$$

$$\Rightarrow 1.305 \text{ g NaOH}$$

**Respuesta:** Se necesitan 2.9 ml de ácido acético comercial en 100 ml de agua y agregar 1.305g de hidróxido de sodio

## RESUMEN

Para preparar una solución buffer a partir de el ácido débil + una base fuerte:

1º Calcular las concentraciones que se necesitan al equilibrio utilizando Henderson-Hasselbach

2° Identificar el reactivo limitante en la reacción para obtener el par conjugado

3° Identificar las concentraciones iniciales necesarias para cada reactivo (generalmente la concentración inicial del ácido débil será igual a la concentración Total del buffer y la concentración inicial de la base fuerte será la concentración al equilibrio necesaria de la base conjugada)

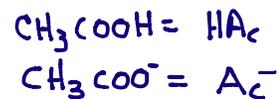
4° Hacer los cálculos para la preparación de la solución

Para 100 mL a pH=5.0 con  $(HA_c) + (OH)^-$  :

$$pK_a \quad H_3COOH/CH_3COO^- = 4.74$$

Solución:

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$



$$5.0 = 4.74 + \log \frac{[A_c^-]}{[HA_c]}$$

$$5.0 - 4.74 = \log \frac{[A_c^-]}{[HA_c]}$$

$$10^{0.26} = \frac{[A_c^-]}{[HA_c]}$$

$$10^{0.26} = \frac{[A_c^-]}{0.5 - [A_c^-]}$$

$$10^{0.26}(0.5 - [A_c^-]) = [A_c^-]$$

$$[A_c^-] + [HA_c] = 0.5M$$

$$[HA_c] = 0.5 - [A_c^-]$$

$$10^{0.26}(0.5) = [A_c^-] + 10^{0.26}[A_c^-]$$

$$[A_c^-] = \frac{(10^{0.26})(0.5)}{(1 + 10^{0.26})}$$

Lo que necesito tener en el equilibrio =

$$[A_c^-] = 0.323 M$$

$$[HA_c] = 0.177 M$$

$$\begin{aligned} \text{Lo que necesito al Inicio} &= [OH^-]_i = R.L = [A_c^-]_{eq} = 0.323 M \\ &= [HA_c]_i = [HA_c]_{eq} + R.L = [HA_c]_{eq} + [A_c^-]_{eq} = (0.177 + 0.323) M \\ &= [HA_c]_i = 0.5 M = [buffer]_{Total} \end{aligned}$$

Para el  $HA_c =$

$$100\text{ mL} \left[ \frac{0.5\text{ mmol}}{1\text{ mL}} \right] \left[ \frac{60.05\text{ mg R.P.}}{1\text{ mmol HA}_c} \right] \left[ \frac{100\text{ mg R.A.}}{98\text{ mg R.P.}} \right] \left[ \frac{1\text{ mL}}{1.064\text{ g R.A.}} \right] \left[ \frac{1\text{ g}}{1000\text{ mg}} \right] = 2.879\text{ mL}$$

$\approx 2.9\text{ mL de CH}_3\text{COOH}$

Para el NaOH =  $100\text{ mL} \left( 0.323 \frac{\text{mmol}}{\text{mL}} \right) = 32.3\text{ mmol de NaOH}$

$$32.3\text{ mmol NaOH} \left[ \frac{40\text{ mg R.P.}}{1\text{ mmol NaOH}} \right] \left[ \frac{100\text{ mg R.A.}}{99\text{ mg R.P.}} \right] = 1305.05\text{ mg de NaOH}$$

$\Rightarrow$   $1.305\text{ g NaOH}$