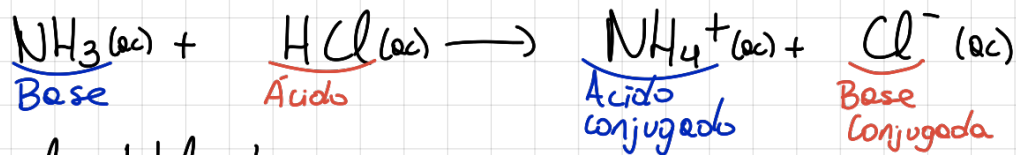


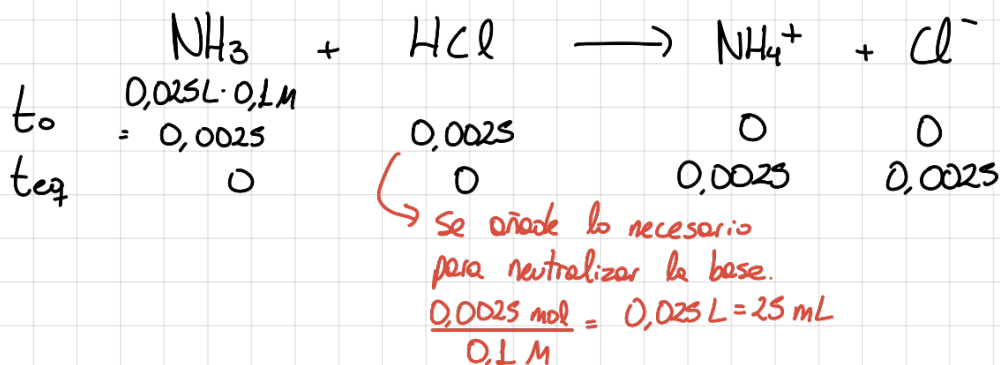
Ejercicios Ácido-Base

P₁) Calcule el pH en el punto de equivalencia cuando se titulan 25 mL de NH_3 0,1 M con una disolución de HCl 0,1 M.
Considere $K_a = 5,6 \times 10^{-10}$

Vemos la reacción de titulación



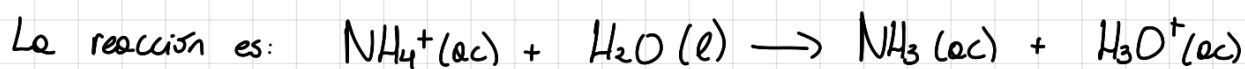
Hacemos la tabla de reacción



Vemos cómo hidroliza el ácido conjugado.
Primero debemos calcular la concentración en el nuevo volumen:

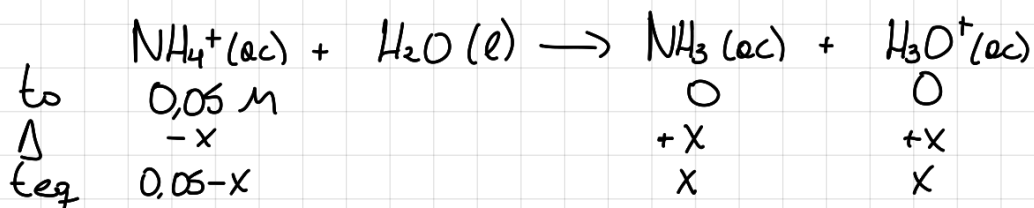
$$[\text{NH}_4^+] = \frac{0,0025 \text{ mol}}{0,05 \text{ L}} = 0,05 \text{ M}$$

$50 \text{ mL} (25 \text{ mL B} + 25 \text{ mL A})$



Para obtener un pH, vemos cómo un conjugado reacciona en agua.
En este caso, el pH estará determinado por la concentración de H_3O^+

Vemos la tabla de reacción



Despejamos x utilizando $K_a = \frac{x \cdot x}{0,05 - x} = 5,6 \cdot 10^{-10} \approx \frac{x^2}{0,05}$

$$x = 5,29 \cdot 10^{-6} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,28$$

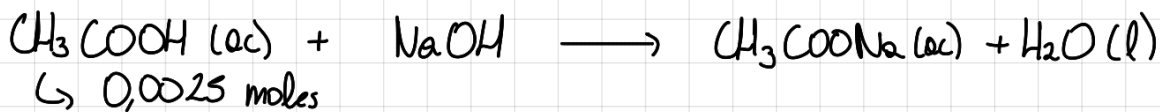
$\hookrightarrow$ cuando $K \leq 10^{-5}$ podemos aproximar.

P₂ Calcule el pH en la valoración de 25 mL de ácido acético 0,1 M con hidróxido de sodio después de agregar a la disolución ácida
a) 10 mL de NaOH, b) 25 mL de NaOH, c) 35 mL de NaOH 0,1 M.

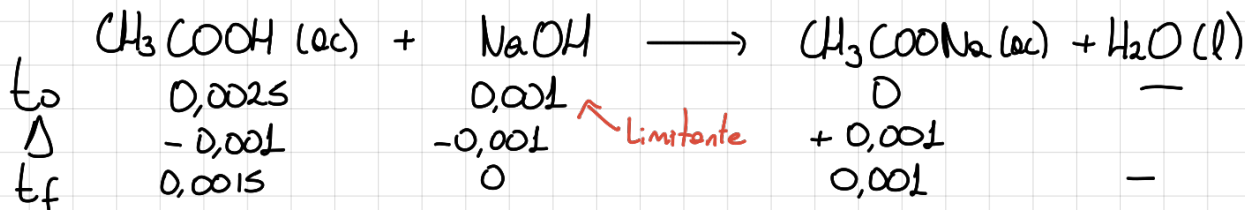
Considere $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$

valoración = titulación

Planteamos la reacción de titulación

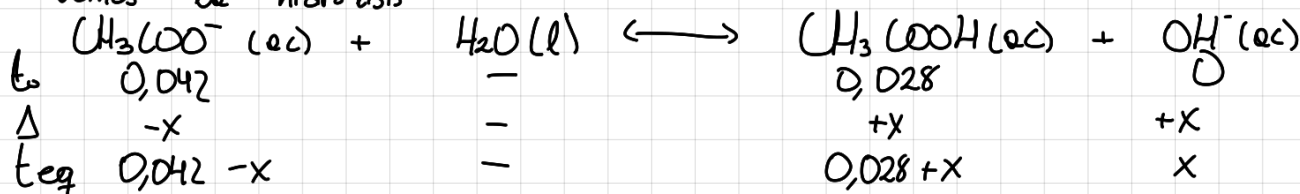


a) Tenemos 10 mL de NaOH 0,1 M $\Rightarrow$ 0,001 moles



En 35 mL $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,042 \text{ M}$; $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,028$

Vemos la hidrólisis



Tenemos un K_a , que este asociado al equilibrio de un ácido, como trabajamos con una base necesitamos el K_b

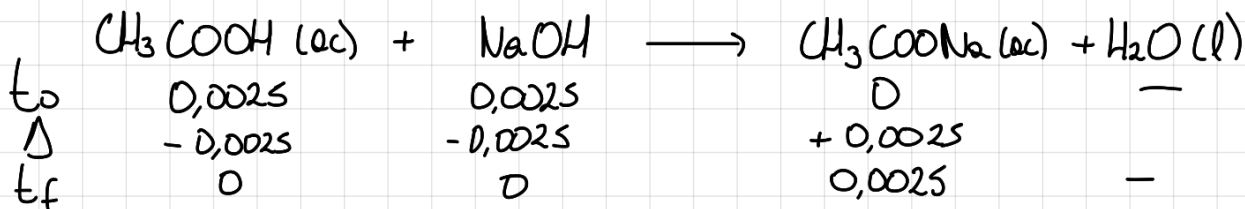
$$K_a \cdot K_b = K_w \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{Así } K_b = \frac{(0,028 + x)x}{0,042 - x} = 5,5 \cdot 10^{-10} \approx \frac{0,028 \cdot x}{0,042} \Rightarrow x = 8,25 \cdot 10^{-10} = [\text{OH}^-]$$

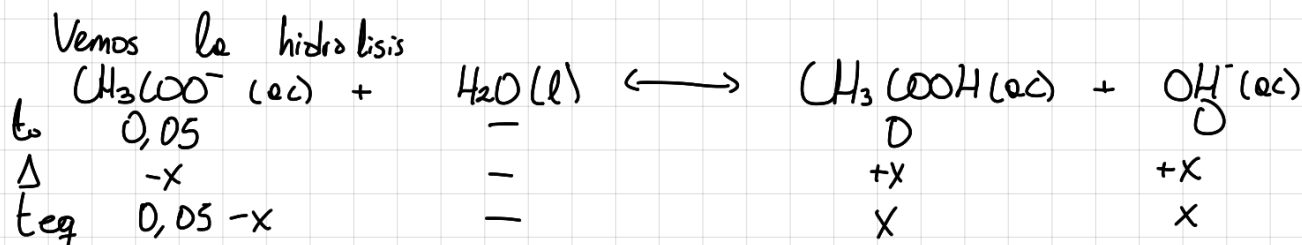
Cuando tenemos $[\text{OH}^-]$ podemos obtener el pOH y calcular el pH con la relación
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$.

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = 9,08 \Rightarrow \text{pH} = 4,92$$

b) Tenemos 25 mL de NaOH 0,1 M $\Rightarrow$ 0,0025 moles



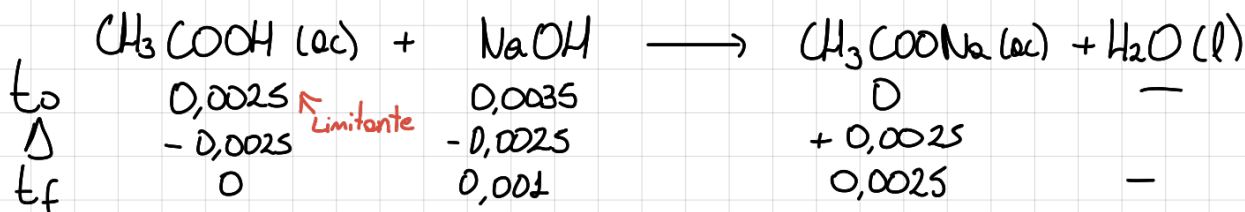
En 50 mL $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,05 \text{ M}$



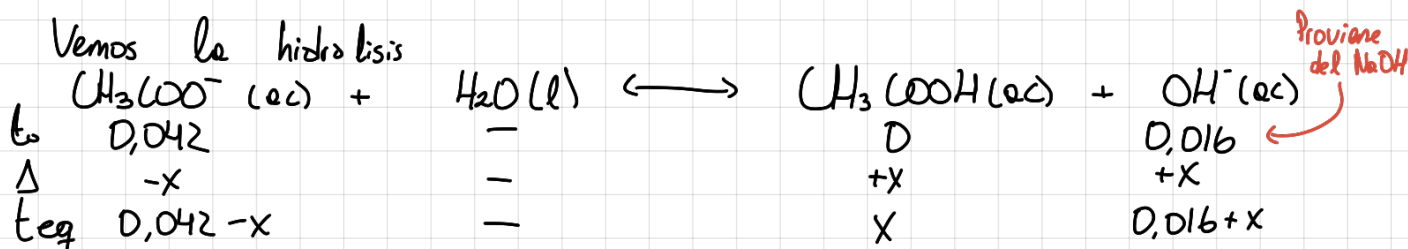
$$K_b = \frac{x \cdot x}{0,05 - x} = 5,5 \cdot 10^{-10} \approx \frac{x^2}{0,05} \Rightarrow x = 5,24 \cdot 10^{-6} = [\text{OH}^-]$$

Así $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = 5,28 \Rightarrow \text{pH} = 8,72$

c) Tenemos 35 mL de NaOH 0,1 M $\Rightarrow$ 0,0035 moles



En 60 mL $[\text{NaOH}] = 0,016 \text{ M}$; $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,042$



$$K_b = \frac{0,016 + x}{0,042 - x} = 5,5 \cdot 10^{-10} \approx \frac{0,016 \cdot x}{0,042} \Rightarrow x = 1,44 \cdot 10^{-9} \Rightarrow [\text{OH}^-] \approx 0,016$$

Así $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = 1,78 \Rightarrow \text{pH} = 12,22$

- P3
- a) Calcule el pH de una disolución que contiene CH_3COOH 0,2 M y CH_3COONa 0,3 M.
 b) ¿Cuál sería el pH de la solución de CH_3COOH 0,2 M si la sal no estuviera presente?

Dato: Considere $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$

a) Notemos que es una disolución que tendrá presente un ácido y su conjugado en concentraciones similares. Esto forma un buffer donde podemos obtener el pH con la ecuación de Henderson-Hasselbalch.

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \right) \Rightarrow \text{pH} = -\log(K_a) + \log \left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \right)$$

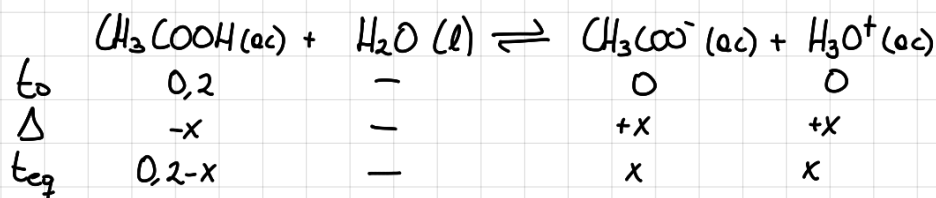
conjugado

ácido

$$= -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) + \log \left(\frac{0,3}{0,2} \right)$$

$\text{pH} = 4,92$

b) Tendríamos que estudiar la hidrólisis con el ácido:



Despejamos x usando la expresión de K_a : $K_a = \frac{x^2}{0,2-x} = 1,8 \cdot 10^{-5} \approx \frac{x^2}{0,2}$

Así: $x = 1,89 \cdot 10^{-3} = [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = 2,72.$

P4

- a) Calcule el pH de un sistema amortiguador formado por CH_3COOH 0,5 M y CH_3COONa 0,5 M.
 b) ¿Cuál es el pH del sistema amortiguador después de añadir 0,02 moles de NaOH a 1 L de la disolución? Suponga que el volumen de esta no cambia con el NaOH añadido.
 c) ¿Cuál es el pH del sistema amortiguador después de añadir 0,02 moles de HCl a 1 L de la disolución? Suponga que el volumen de esta no cambia con el HCl añadido.
 Considere $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ para el ácido acético.

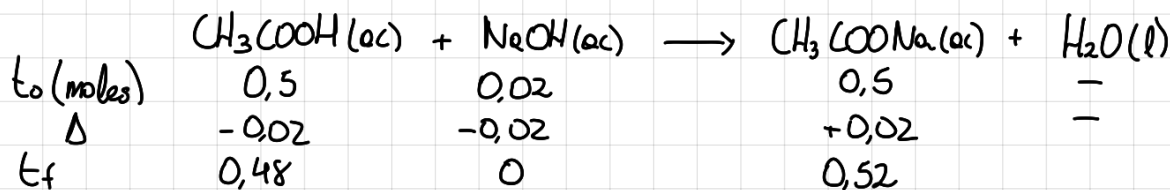
a) Como tenemos un buffer, podemos determinar el pH con H-H.

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}\right) = \text{p}K_a + \log\left(\frac{0,5}{0,5}\right)$$

Como las concentraciones de ácido y conjugado son iguales, el $\text{pH} = \text{p}K_a$.

$$\Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) = 4,74$$

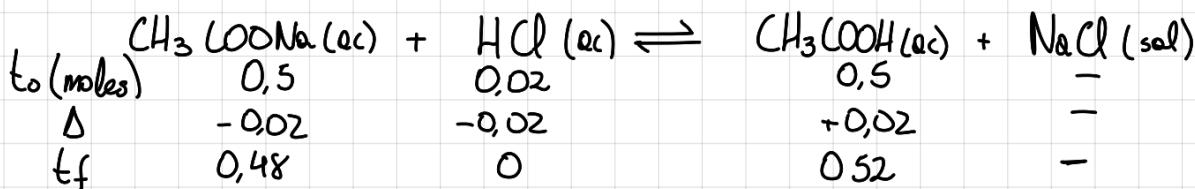
b) Vemos que al agregar una base, esto tenderá a reaccionar con el ácido presente. Planteemos la reacción



Como estamos en 1L, los moles son iguales a la concentración.
 Calculamos el pH con H-H.

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{0,52}{0,48}\right) = 4,77$$

c) Al contrario del caso anterior, al agregar un ácido este reaccionará con la base. Vemos la reacción



$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{0,48}{0,52}\right) = 4,7$$

Problema 5: El amortiguador del ion amoniaco-amonio tiene un pH cercano a 9.2 y puede usarse para mantener soluciones en el intervalo de pH básico. ¿Qué masa de cloruro de amonio debe agregarse a 400.00 mL de una solución 3.00 M de amoniaco para preparar un amortiguador?

$$K_b = 1.8 \times 10^{-5}$$

Considerando la relacion $K_w = K_a \cdot K_b \rightarrow K_a = 5.5 \cdot 10^{-10}$

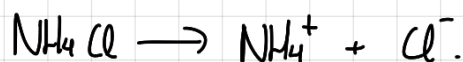
Buscamos obtener un buffer donde $pH = pK_a = -\log(5.5 \cdot 10^{-10}) = 9.2$

Para que esto ocurra, se debe cumplir que $[NH_3] = [NH_4^+]$

Como tenemos 400 mL de NH_3 3M

$$\Rightarrow n_{NH_3} = 0.4L \cdot \frac{3 \text{ mol}}{L} = 1.2 \text{ moles.}$$

Despreciando cambios de volumen, necesitamos añadir 1.2 moles de NH_4^+ que provendrán del NH_4Cl



$\therefore$ Necesitamos 1.2 moles de NH_4Cl (PM = 53.5 g/mol)

$\Rightarrow$ Se deben añadir 64.2 gramos.

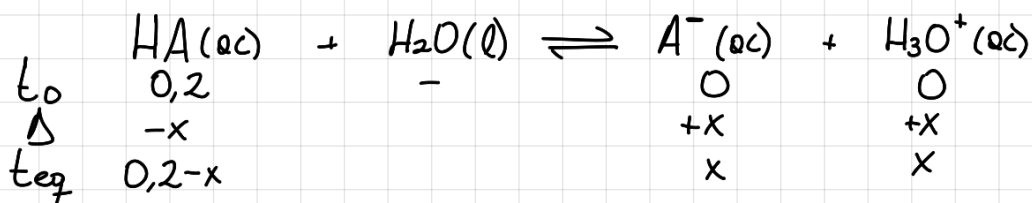
P6

Calcular el porcentaje de ionización de una disolución de ácido acetilsalicílico (aspirina) 0.20 M, que es monoprótico, para el cual $K_a = 3.0 \times 10^{-4}$

El porcentaje de ionización se calcula de la siguiente manera:

$$\%_{\text{ionización}} = \frac{[\text{Ácido ionizado en equilibrio}]}{[\text{Ácido inicial}]} \cdot 100$$

Vemos la reacción del ácido. lo notemos como HA.



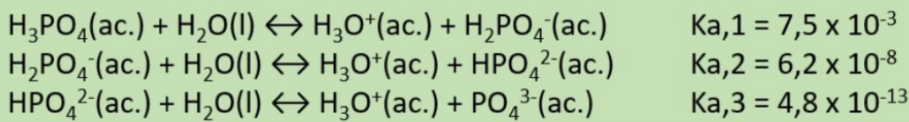
Planteamos la expresión para K_a : $\frac{x \cdot x}{0.2-x} = 3 \cdot 10^{-4} \Rightarrow x = 0.0076$.

$\hookrightarrow$ Como es mayor a 10^{-5}
no aproximamos.

Así $\%_{\text{ionización}} = \frac{0.0076}{0.2} \cdot 100 = 3.8\%$

P4] Describa cómo prepararía un amortiguador de fosfatos que tenga un pH de aproximadamente 7,4.

Considere:



Podemos preparar soluciones buffer donde predominen 2 especies de tal manera que igualen sus concentraciones y así el pH sea igual al pka.

Así, vemos el pka de cada desprotonación

$$K_{a,1} = 7,5 \cdot 10^{-3} \Rightarrow \text{p}K_{a,1} = 2,1$$

$$K_{a,2} = 6,2 \cdot 10^{-8} \Rightarrow \text{p}K_{a,2} = 7,2$$

$$K_{a,3} = 4,8 \cdot 10^{-13} \Rightarrow \text{p}K_{a,3} = 12,3$$

Como $\text{p}K_{a,2}$ es el más cercano al pH deseado se prepararía un buffer que contiene principalmente H_2PO_4^- y HPO_4^{2-} .