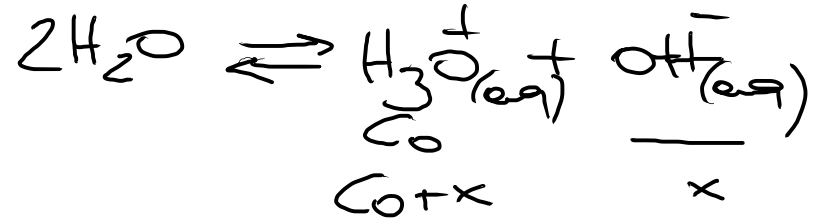
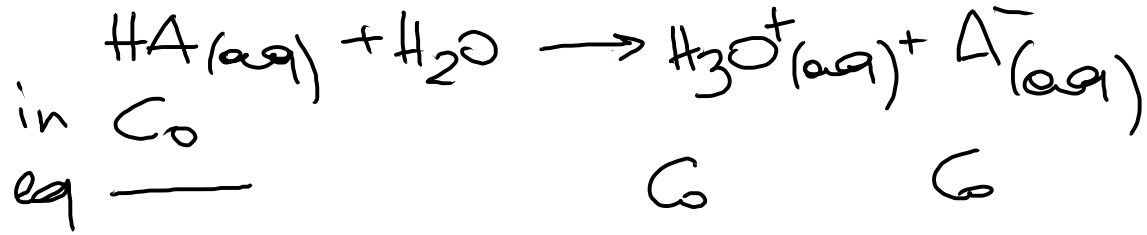


Es. 1

Calcolare il pH di una soluzione di acido forte.



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = (C_0 + x)x = 1 \cdot 10^{-14}$$

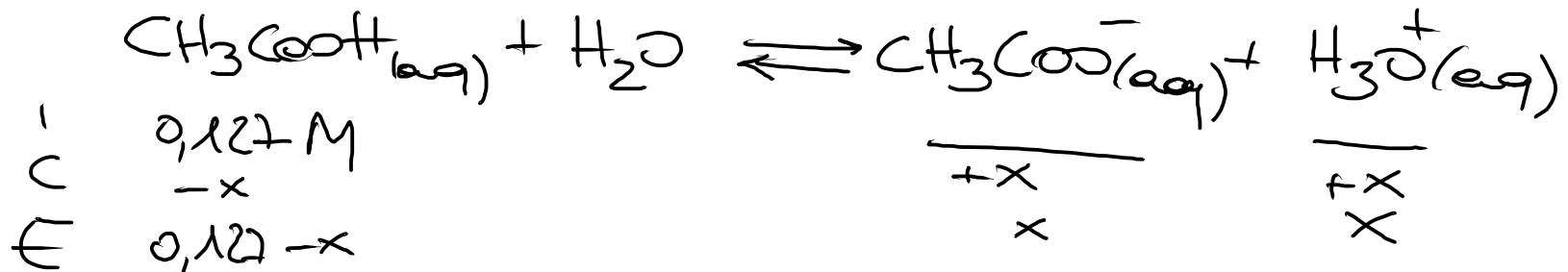
C_0	x
0,1 M	
0,01	
0,0001 M	
10^{-5}	$1,00 \cdot 10^{-9}$
10^{-6}	$9,90 \cdot 10^{-9}$
10^{-7}	$6,18 \cdot 10^{-8}$
10^{-8}	$9,51 \cdot 10^{-8}$

$[\text{H}_3\text{O}^+]$
0,1 M
10^{-4} M
$1,0001 \cdot 10^{-5}$
$1,0099 \cdot 10^{-6}$
$1,618 \cdot 10^{-7}$
$1,051 \cdot 10^{-7}$

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$
1
2
4
5,000
5,996
6,79
6,98

Es. 2

Calcolare il pH di una soluzione 0.127 M di acido acetico sapendo che la K_A è $1.76 \cdot 10^{-5}$.



$$K_D = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{x^2}{0,127 - x} = 1,76 \cdot 10^{-5}$$

ESATTA

$$x_1 = 1,49 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad x_2 = \cancel{-1,50 \cdot 10^{-3} \text{ M}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,49 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,83$$

APPROSSIMATA

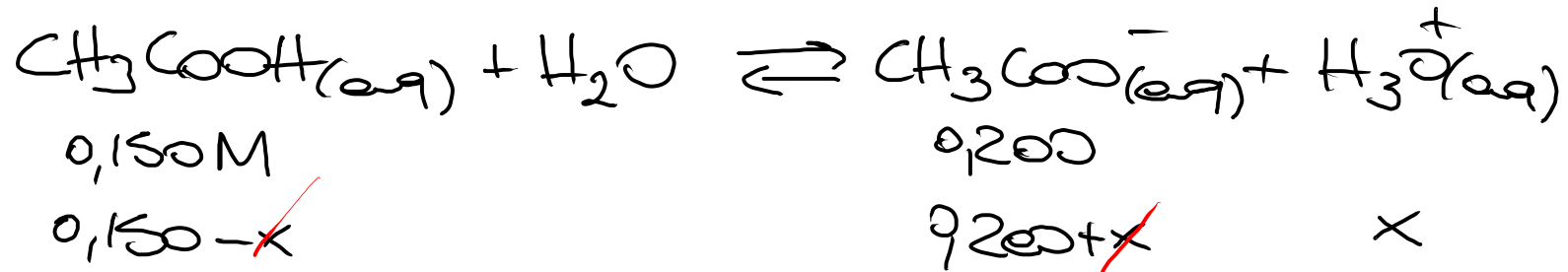
Trascuro x rispetto C_0

$$x = \sqrt{K_D \cdot C_0} = \sqrt{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 0,127} = 1,50 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 2,83$$

Es. 3

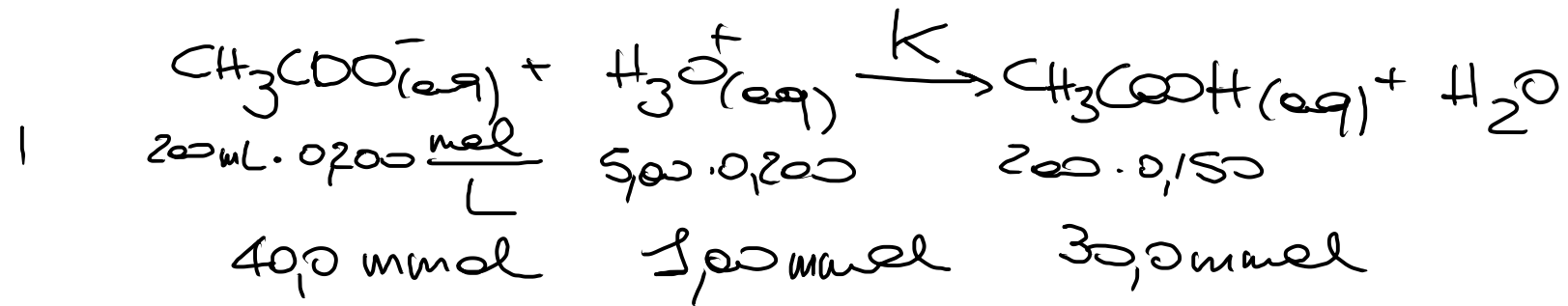
Calcolare il pH di una soluzione tampone contenente CH_3COOH 0.150M e CH_3COONa 0.200M. Calcolare la variazione di pH che si verifica quando a 200mL della soluzione precedente vengono aggiunti 5.00 mL di HCl 0.200M ed il potere tamponante del tampone iniziale.



$$K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{0,200x}{0,150} = 1,76 \cdot 10^{-5} \Rightarrow x = 1,32 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{C_b}{C_a} = -\log(1,76 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{0,200}{0,150} = 4,879$$

INIZIALE



$$K = \frac{1}{K_A} \approx 5 \cdot 10^4$$

E

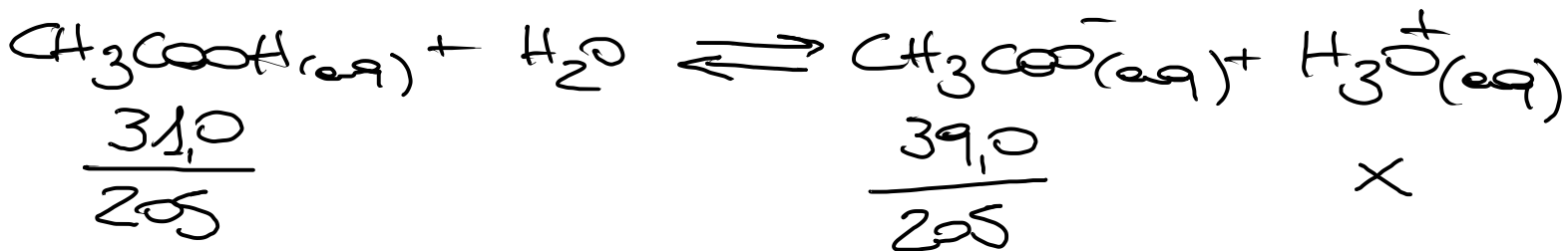
39,0

—————

31,0

$$V_{\text{tot}} = 205 \text{ mL}$$

E



$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = -\log(1,76 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{39,0/205}{31,0/205} = 4,854$$

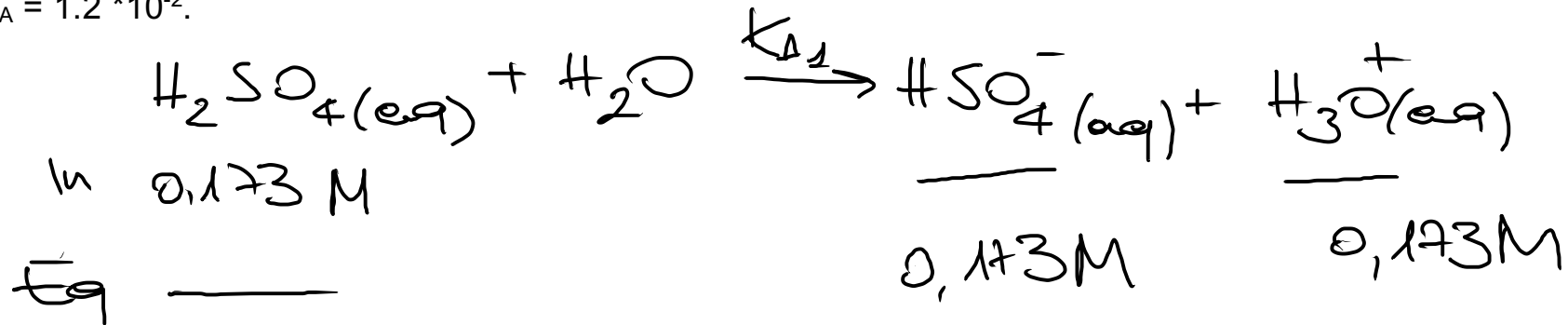
FINALE

$$\beta = -\frac{C_A}{\Delta \text{pH}} = -\frac{4,88 \cdot 10^{-3}}{4,854 - 4,879} = 0,1952$$

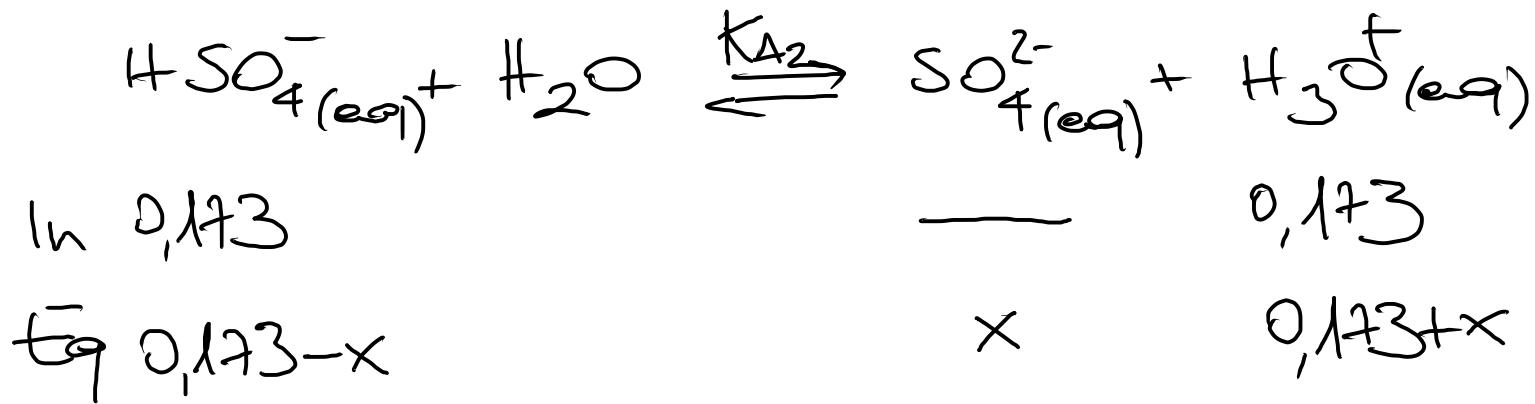
$$C_A = \frac{V_{\text{ace}} \cdot M_{\text{ace}}}{V_{\text{tot}}} = \frac{5,00 \cdot 0,200}{205} = 4,88 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Es. 4

Calcolare il pH di una soluzione 0.173 M di H_2SO_4 sapendo che la prima dissociazione è completa mentre la seconda ha una $K_A = 1.2 \cdot 10^{-2}$.



K_{A1} molto grande



$$K_{A2} = \frac{[\text{SO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSO}_4^-]} = \frac{(0,173+x)x}{0,173-x} = 1,20 \cdot 10^{-2}$$

$$K_{A2} = \frac{[\text{SO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSO}_4^-]} = \frac{(0,173 + x) \cdot x}{0,173 - x} = 1,20 \cdot 10^{-2}$$

APPROXIMATA

$$x_1 = 1,20 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$x_2 = 1,20 \cdot 10^{-2} \cdot \frac{0,173 - 1,20 \cdot 10^{-2}}{0,173 + 1,20 \cdot 10^{-2}} = 1,04 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$x_3 = 1,06 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

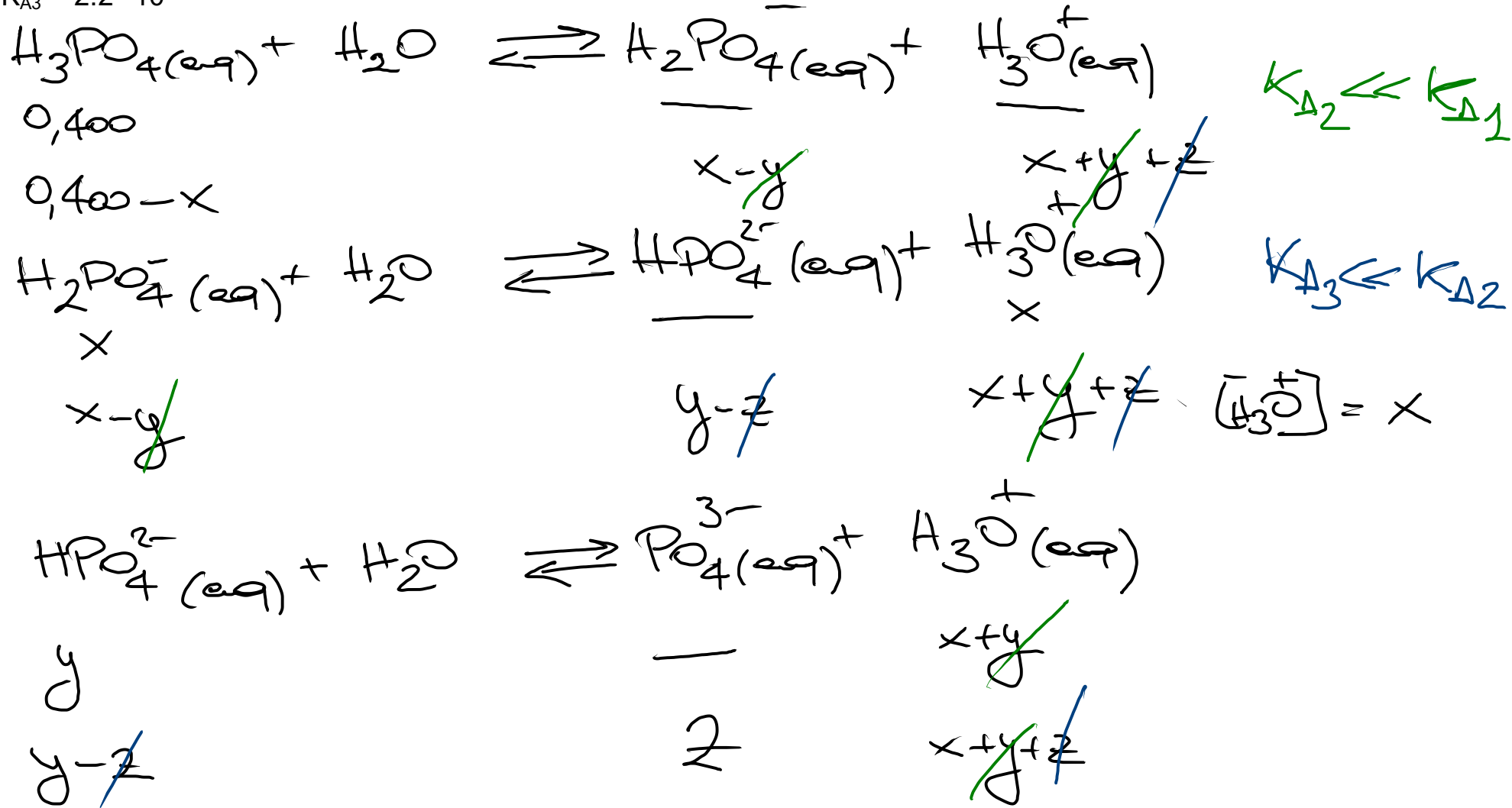
$$x_4 = 1,06 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,173 + 1,06 \cdot 10^{-2} = 0,184 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(0,184) = 0,735$$

Es. 5

Calcolare il pH e le concentrazioni di tutte le specie chimiche presenti in una soluzione 0.400 M di H_3PO_4 sapendo che $K_{A1} = 7.52 \cdot 10^{-3}$, $K_{A2} = 6.23 \cdot 10^{-8}$, $K_{A3} = 2.2 \cdot 10^{-13}$



$$K_{A1} = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = \frac{x^2}{0,400-x} = 7,52 \cdot 10^{-3}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 5,12 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{PO}_4] = 0,400 - x = 0,400 - 5,12 \cdot 10^{-2} = 0,349 \text{ M}$$

$$K_{A2} = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = \frac{y \cdot 5,12 \cdot 10^{-2}}{5,12 \cdot 10^{-2}} = 6,23 \cdot 10^{-8}$$

$$[\text{HPO}_4^{2-}] = 6,23 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

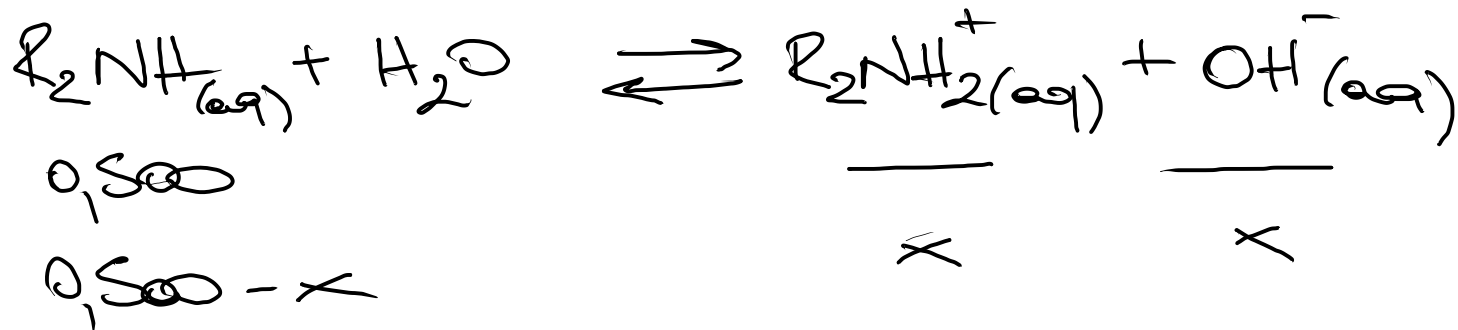
$$K_{A3} = \frac{[\text{PO}_4^{3-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} = \frac{z \cdot 5,12 \cdot 10^{-2}}{6,23 \cdot 10^{-8}} = 2,2 \cdot 10^{-13}$$

$$z = 2,2 \cdot 10^{-13} \cdot \frac{6,23 \cdot 10^{-8}}{5,12 \cdot 10^{-2}} = 2,68 \cdot 10^{-19} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log(5,12 \cdot 10^{-2}) = 1,29$$

Es. 6

Una soluzione 0.500 M di dietilammina $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_2\text{NH}$, base debole monoprotica, ha un pH di 12.330. Calcolare la K_B di dietilammina.



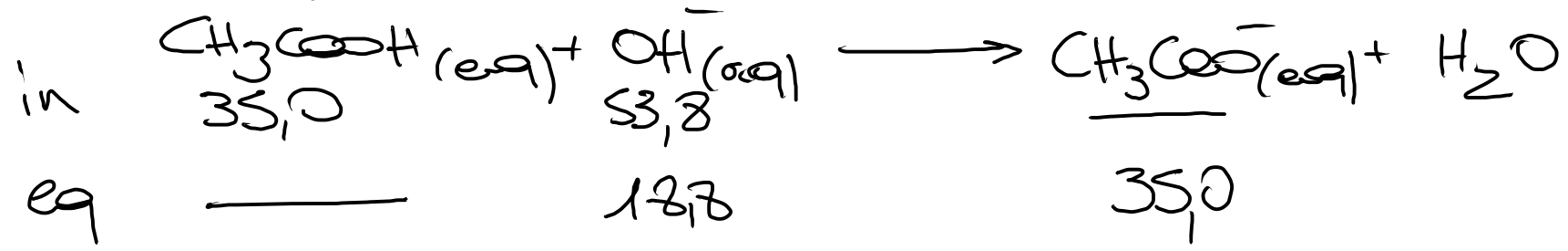
$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 12,330 = 1,67$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = x = 10^{-1,67} = 2,14 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$K_B = \frac{[\text{R}_2\text{NH}_2^+][\text{OH}^-]}{[\text{R}_2\text{NH}]} = \frac{x^2}{0,500 - x} = \frac{(2,14 \cdot 10^{-2})^2}{0,500 - 2,14 \cdot 10^{-2}} = 9,57 \cdot 10^{-4}$$

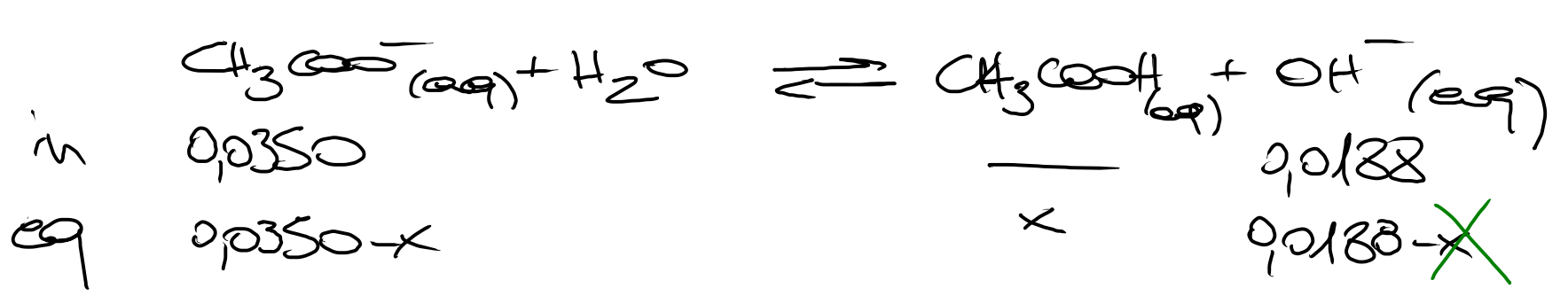
Es. 7

A 175.0 mL di una soluzione di acido acetico 0.200 M vengono aggiunti 2.153 g di NaOH e la soluzione finale viene diluita al volume totale di 1.000 L. Calcolare il pH della soluzione.



$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = V_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 175,0 \cdot 0,200 = 35,0 \text{ mmol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{G_{\text{NaOH}}}{MM} = \frac{2,153}{39,99} = 53,8 \text{ mmol}$$



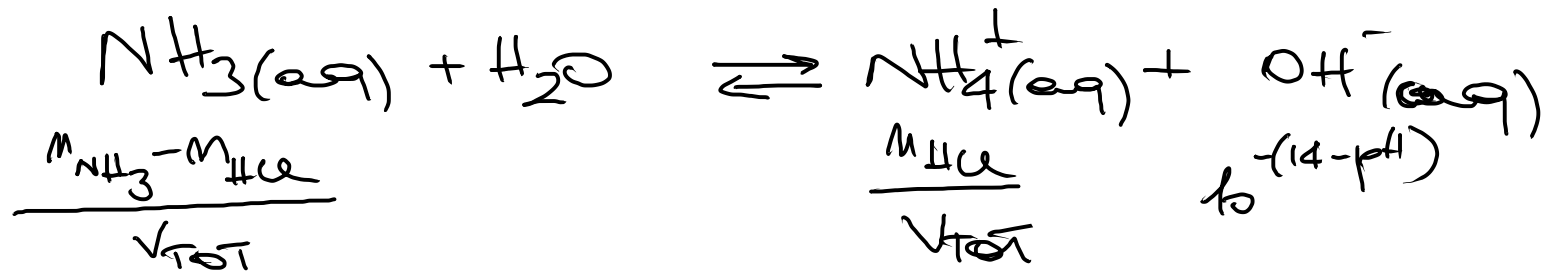
$$K_B = \frac{K_W}{K_A} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

$$pOH = -\log(0,0188) = 1,72$$

$$pH = 14 - pOH = 12,28$$

Es. 8

150.0 mL di una soluzione di NH_3 0.462 M vengono mescolati con un certo volume di HCl 0.176 M ed il volume della soluzione portato a 1.000 L con acqua. Calcolare il volume di HCl necessario affinché il pH finale della soluzione sia 9.45, sapendo che $K_B = 1.76 \cdot 10^{-5}$.



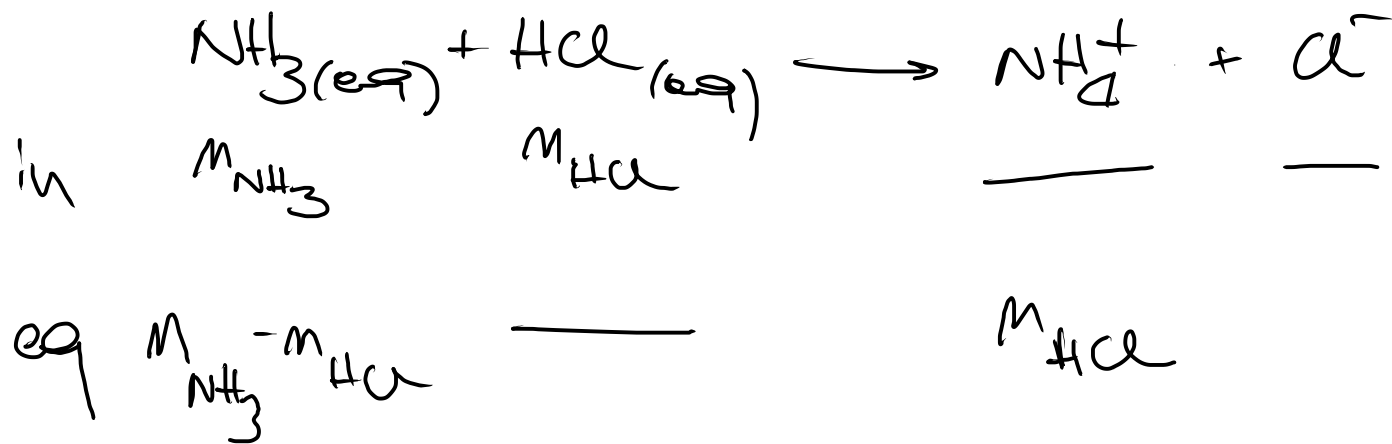
$$n_{\text{NH}_3} = V_{\text{NH}_3} \cdot M_{\text{NH}_3} = 0,150 \cdot 0,462 = 6,93 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl}} = x$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-(14 - \text{pH})} = 10^{-(14 - 9,45)} = 2,82 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$K_B = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x \cdot 2,82 \cdot 10^{-5}}{6,93 \cdot 10^{-2} - x} = 1,76 \cdot 10^{-5}$$

$$x = 2,66 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$



$$m_{\text{HCl}} = 2,66 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$V_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}} = \frac{2,66 \cdot 10^{-2}}{0,176} = 0,151 \text{ L} \equiv 151 \text{ mL}$$

Es. 9

Avendo a disposizione una soluzione 0.100 M di NaH_2PO_4 ed una 0.100 M di Na_2HPO_4 , vengono realizzati una serie di tamponi secondo la seguente tabella.

Soluzione	Volume H_2PO_4^- (mL)	Volume PO_4^{2-} (mL)	Volume H_2O (mL)
Effetto del rapporto $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$			
1	20	0	30
2	15	5	30
3	10	10	30
4	5	15	30
5	0	20	30
Effetto della concentrazione di H_2PO_4^- e HPO_4^{2-}			
3	10	10	30
6	5	5	40
7	2	2	46
8	0	0	50



Per ogni soluzione, calcolare il pH prima e dopo l'aggiunta di 1.00 mL di una soluzione di NaOH 0.100 M e, da questi dati, il potere tamponante. Verificare

l'effetto della concentrazione del tampone e del rapporto tra le specie H_2PO_4^- e HPO_4^{2-} sul potere tamponante.

Per H_3PO_4 :

$$K_1 = 7,52 \cdot 10^{-3}$$

$$K_2 = 6,23 \cdot 10^{-8}$$

$$K_3 = 2,2 \cdot 10^{-13}$$

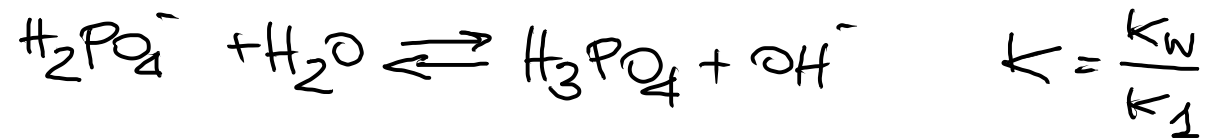
$$\text{p}K_1 = 2,123$$

$$\text{p}K_2 = 7,206$$

$$\text{p}K_3 = 12,66$$

Soluzione 1

Contiene solo H_2PO_4^- , ione anfotero



Per la soluzione di uno ione anfotero:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_1 \cdot K_2} = \sqrt{7,52 \cdot 10^{-3} \cdot 6,23 \cdot 10^{-8}} = 2,16 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(2,16 \cdot 10^{-5}) = 4,664$$

Per aggiunta di NaOH:



in 2,0 mmol 0,1 mmol

in 1,9 mmol ————— 0,1 mmol

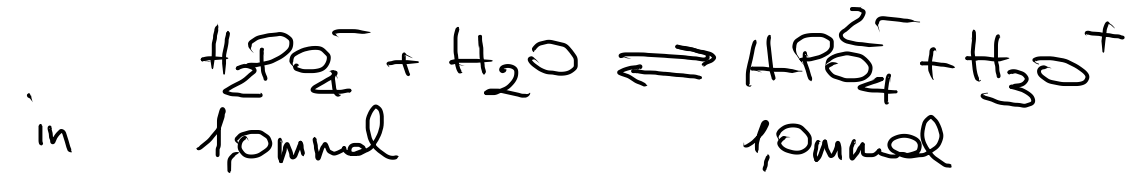
Queste quantità saranno praticamente invariate quando si instaura il tampone:

$$\text{pH} = \text{p}K_2 + \lg \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 7,206 + \lg \frac{0,1}{1,9} = 5,927$$

Per il potere tampone:

$$\beta = \left| \frac{C_B}{\Delta \text{pH}} \right| = \frac{1,64 \cdot 10^{-3}}{5,927 - 4,664} = 1,30 \cdot 10^{-3} \quad \left| \quad C_B = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{finale}}} = \frac{0,1 \text{ mmol}}{(60 + 1) \text{ mL}} = 1,64 \cdot 10^{-3} \text{ M} \right.$$

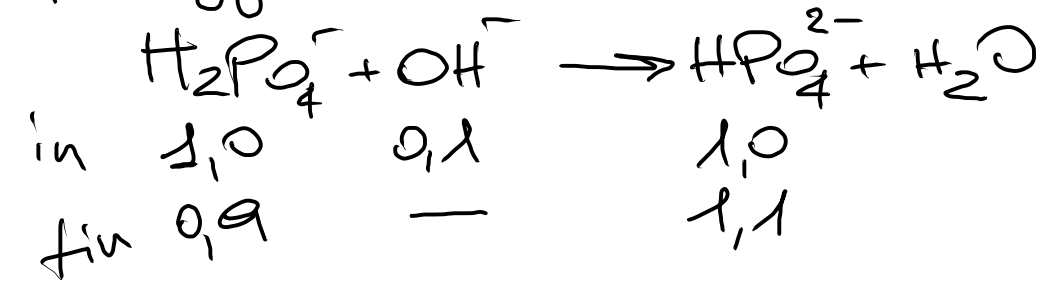
Soluzione 3



fin $1,0 \times$ $1,0 \times$ \times TRASCURABILE

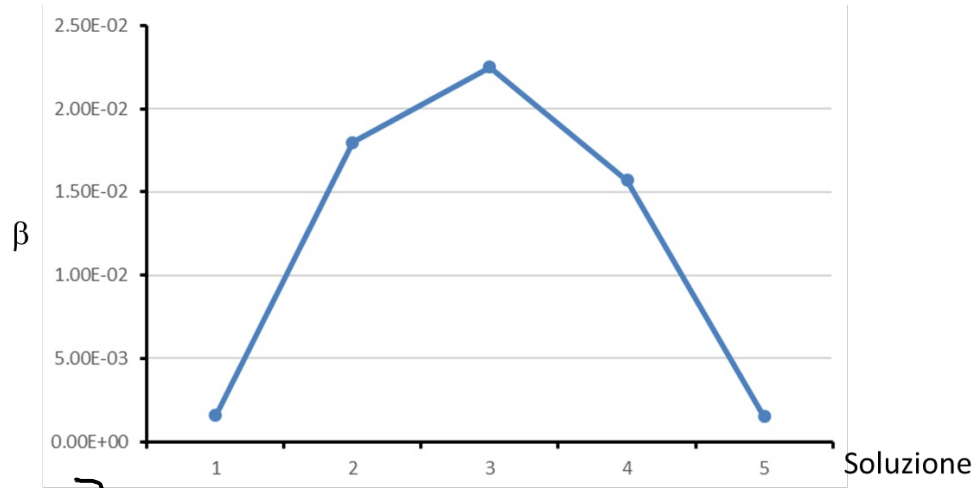
$$\text{pH} = \text{p}K_2 + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 7,206 + \log \frac{1,0}{1,0} = 7,206$$

Per aggiungere di NaOH:

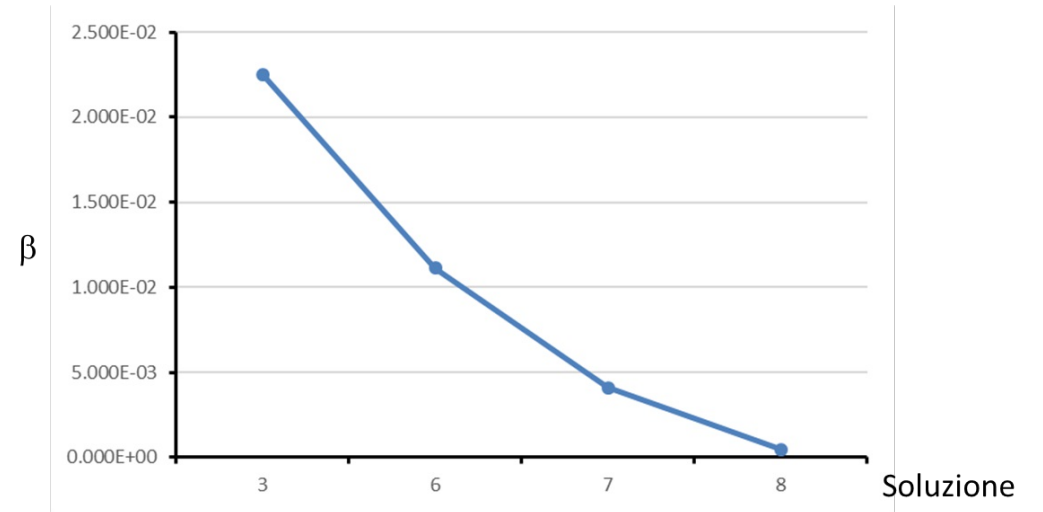


$$\text{pH} = \text{p}K_2 + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 7,206 + \log \frac{1,1}{0,9} = 7,293$$

$$\beta = \frac{C_B}{\Delta \text{pH}} = \frac{1,64 \cdot 10^{-3}}{7,296 - 7,206} = 1,82 \cdot 10^{-2}$$



$$\frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 0 \quad \frac{1}{3} \quad 1 \quad 3 \quad +\infty$$



$$[\text{HPO}_4^{2-}] + [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 0,333 \quad 0,167 \quad 0,067 \quad 0$$