

- Una soluzione contenente acido cloridrico presenta un  $\text{pH} = 2,45$ .  
Calcolare il volume di soluzione che contiene 2,45 moli di acido.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,45} = 3,55 \cdot 10^{-3} \quad \text{valore molto elevato} \Rightarrow \text{posso considerare}$$

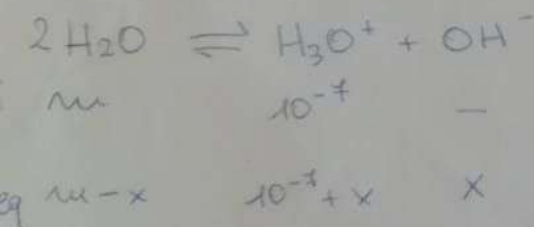
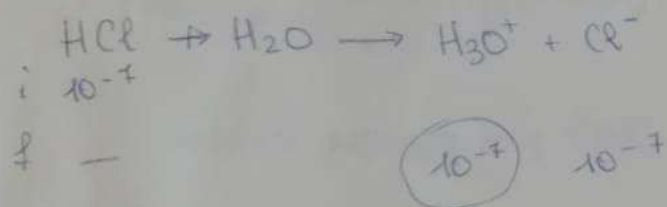
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}]$$

$$\Rightarrow n = M \cdot V \Rightarrow V = \frac{n}{M} = \frac{2,45}{3,55 \cdot 10^{-3}} = 690 \text{ L}$$

- Calcolare il pH di una soluzione di  $\text{HCl } 10^{-7} \text{ M}$

Se considerassi  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}]$  troverei un  $\text{pH} = 7$  per una soluzione di acido, che non è possibile!

In questo caso non posso trascurare l'autoprotolisi dell'acqua



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

$$10^{-14} = (10^{-7} + x) x$$

$$x = 6,18 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,62 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

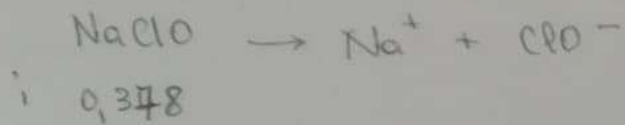
$$\text{pH} = 6,79$$



25,4 g di ipoclorito di sodio  $\text{NaClO}$  vengono sciolti in  $\text{H}_2\text{O}$  e il volume è portato a 900 ml. Calcolare il pH della soluzione sapendo che  $K_a$  di  $\text{HClO}$  è  $3,9 \cdot 10^{-8}$

$$n_{\text{NaClO}} = \frac{25,4}{74,5} = 0,34 \text{ mol}$$

$$C_{\text{NaClO}} = \frac{0,34}{0,9} = 0,378 \text{ mol/L}$$



$$0,378$$

$$0,378 - x \quad x \quad x$$

$$K_b = \frac{x^2}{0,378 - x}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{3,9 \cdot 10^{-8}} = 0,26 \cdot 10^{-6} = 2,6 \cdot 10^{-7}$$

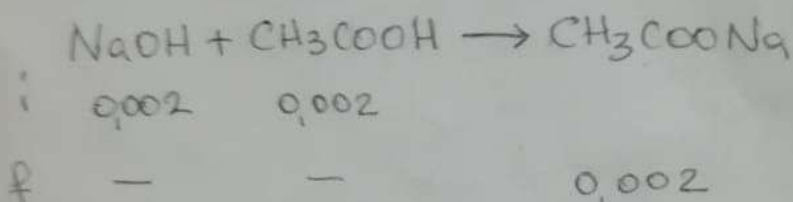
$$x = \sqrt{2,6 \cdot 10^{-7} \cdot 0,378} = 3,09 \cdot 10^{-4}$$

# pH

A 20 mL di NaOH 0,1 M si aggiungono 10 mL di CH<sub>3</sub>COOH 0,2 M.  
Calcolare il pH della soluzione,  $K_a = 1,7 \cdot 10^{-5}$

$$m \text{ NaOH} = 0,002 \text{ mol}$$

$$m \text{ CH}_3\text{COOH} = 0,002 \text{ mol}$$



↑

$$c_b = \frac{0,002}{0,03} = 0,07 \text{ M}$$



$$i \quad 0,07$$

$$\text{eq } 0,07 - x$$

$$x \quad x$$

$$\frac{10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = \frac{x^2}{0,07 - x}$$

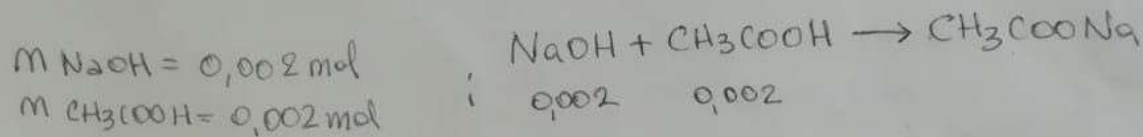
$$\begin{array}{l} 6,4 \cdot 10^{-6} \\ \leadsto x = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ M} = [\text{OH}^-] \end{array}$$

$$\text{pOH} = 2,85$$

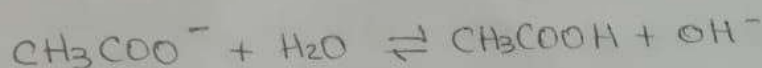
$$\text{pH} = 14 - 2,85 = 11,15$$

# pH

A 20 mL di NaOH 0,1 M si aggiungono 10 mL di CH<sub>3</sub>COOH 0,2 M.  
calcolare il pH della soluzione,  $K_a = 1,7 \cdot 10^{-5}$



$$c_b = \frac{0,002}{0,03} = 0,07 \text{ M}$$



$$0,07$$

$$\text{eq } 0,07 - x$$

$$x \quad x$$

$$\frac{10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = \frac{x^2}{0,07 - x}$$

$$\Rightarrow x = 6,4 \cdot 10^{-6} \text{ M} = [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = 5,19$$

$$\text{pH} = 8,81$$

- Variante "e il volume viene portato a 100 mL"

$$c_b = \frac{0,002}{0,1} = 0,02 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{5,5 \cdot 10^{-10} \cdot 0,02} = 3,3 \cdot 10^{-6}$$

$$\text{pOH} = 5,48$$

$$\text{pH} = 8,52$$

- Variante: sapendo che la soluzione risultante ha pH = 8,52 calcolare la  $K_a$  dell'acido acetico

$$\text{pH} = 8,52 \rightarrow \text{pOH} = 5,48 \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 3,3 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot c_b} \rightarrow K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c_b} = \frac{(3,36 \cdot 10^{-6})^2}{0,02} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

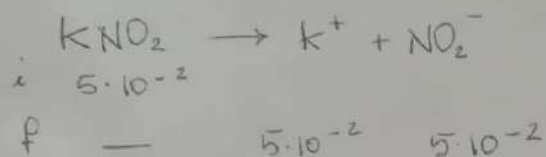
$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{5,5 \cdot 10^{-10}} = 1,7 \cdot 10^{-5}$$

A  $25^{\circ}\text{C}$  una soluzione  $5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$  di nitrato di potassio  $\text{KNO}_2$  ha un pH pari a 8

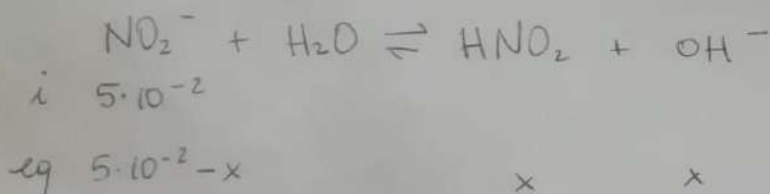
a) Calcolare a  $25^{\circ}\text{C}$  il pH di una soluzione  $0,100 \text{ M}$  dell'acido nitroso  $\text{HNO}_2$

b) Calcolare a  $25^{\circ}\text{C}$  il pH di una soluzione ottenuta mescolando  $500 \text{ ml}$  di una soluzione  $0,1 \text{ M}$  di  $\text{HNO}_2$  con  $500 \text{ ml}$  di una soluzione  $0,1 \text{ M}$  di  $\text{NaOH}$

In soluzione acquosa  $\text{KNO}_2$  si dissocia completamente:



$\text{NO}_2^-$  è la base coniugata dell'acido debole  $\text{HNO}_2$  e in soluzione si comporta come tale:

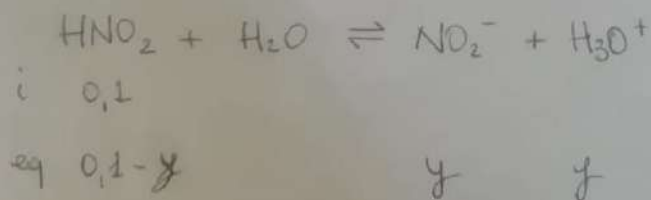


$$\text{con } K_b = \frac{x^2}{5 \cdot 10^{-2} - x}$$

$$\text{se } \text{pH} = 8 \rightarrow \text{pOH} = 6 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-6} = x$$

$$K_b = \frac{(10^{-6})^2}{5 \cdot 10^{-2} - 10^{-6}} = 2 \cdot 10^{-11}$$

Nota la  $K_b$  posso ricavare la  $K_a$  dell'acido coniugato  $\text{HNO}_2$  che sarà  $K_a = K_w / K_b$ . Posso quindi risolvere il punto a:



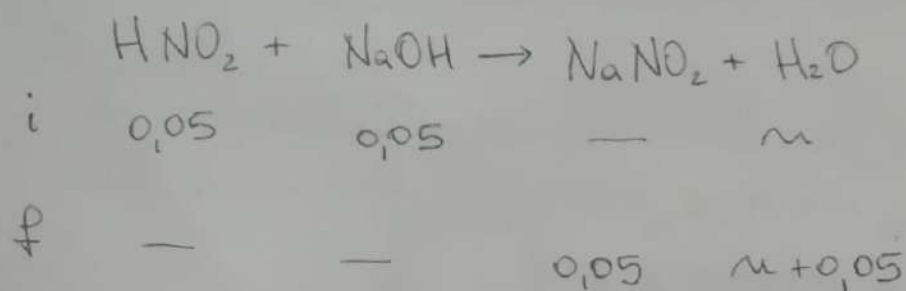
considerando l'elevata conc. dell'acido e il piccolo valore di  $K_a$  avrei potuto applicare direttamente la formula  $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a}$

$$\frac{y^2}{0,1 - y} = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-11}} \Rightarrow y = [\text{H}_3\text{O}^+] = 7,07 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,15$$



b) Dalla reazione fra un acido e una base si ottiene, con reazione stechiometrica un sale:



$$m_{\text{HNO}_2} = 0,500 \cdot 0,1 = 0,05 \text{ mol}$$

$$m_{\text{NaOH}} = 0,500 \cdot 0,1 = 0,05 \text{ mol}$$

L'unica specie in soluzione che può far variare il pH è  $\text{NaNO}_2$ , più precisamente lo ione  $\text{NO}_2^-$ , come già visto all'inizio:



$$i \quad 0,05$$

$$[\text{NO}_2^-]_i = [\text{NaNO}_2]_i = C_s$$

$$eq \quad 0,05 - z$$

$$z \quad z$$

$$C_s = \frac{0,05}{0,500 + 0,500} = 0,05$$

$$K_b = \frac{z^2}{0,05 - z} \rightarrow z = \sqrt{2 \cdot 10^{-6} \cdot 0,05} = 10^{-6} = [\text{OH}^-]$$

$$p\text{OH} = 6 \rightarrow \text{pH} = 8$$