

Sali

La definizione di acido e base di Brønsted-Lowry

(1923)

Un acido è un **donatore di protoni**, qualsiasi specie che dona uno **ione H^+** .

- Un acido deve contenere H nella sua formula.

Una base è un **accettore di protoni**, qualsiasi specie che accetta uno ione **H^+** .

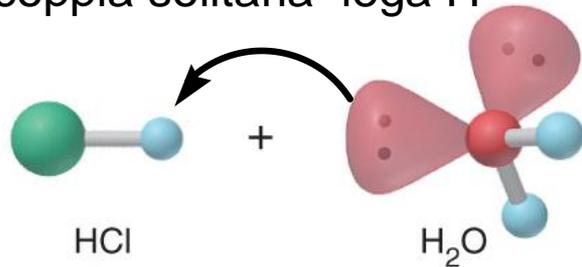
- Una base deve contenere una **coppia solitaria di elettroni** per legare H^+ .

Una reazione acido-base è un **processo di trasferimento protonico**.



Reazione acido-base di Brønsted-Lowry

La coppia solitaria lega H^+

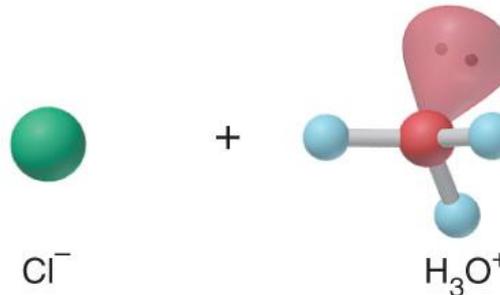


HCl

H₂O

(acido, donatore di H^+)

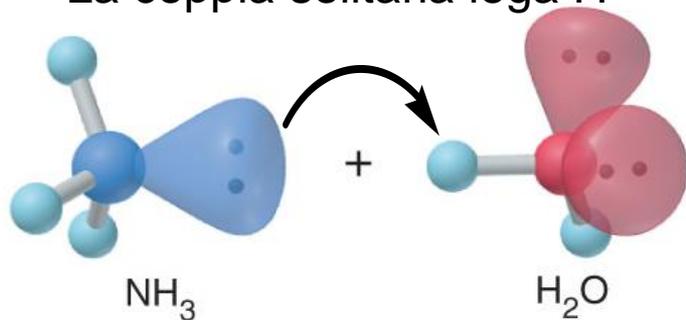
(base, accettore di H^+)



Cl⁻

H₃O⁺

La coppia solitaria lega H^+

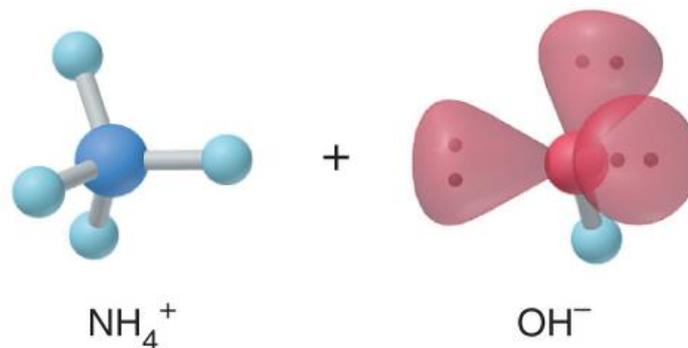


NH₃

H₂O

(base, accettore di H^+)

(acido, donatore di H^+)



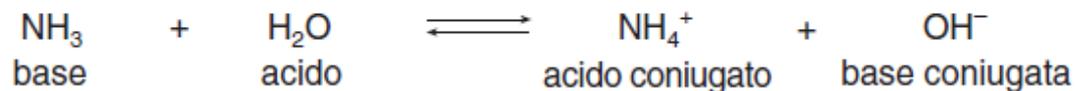
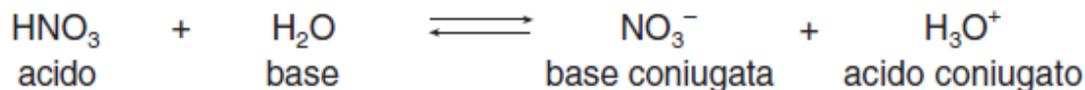
NH₄⁺

OH⁻

Sostanze Anfotere

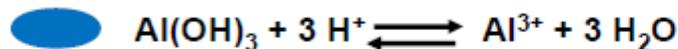
Una *sostanza anfotera* è una specie chimica che si comporta da base in presenza di acidi e da acido in presenza di basi.

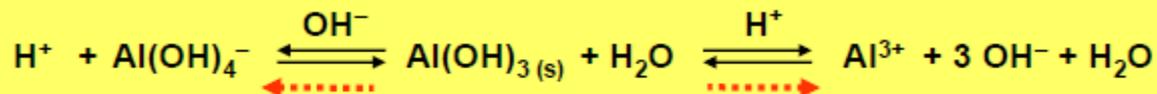
L'H₂O è un anfotero, si ha infatti:



IDROSSIDI ANFOTERI

Gli idrossidi di alcuni metalli (Al³⁺, Cr³⁺, Zn²⁺, Ag⁺, Pb²⁺), oltre a sciogliersi in ambiente acido, si sciolgono anche in un eccesso di alcali, legando altri ioni ossidrilici e formando i corrispondenti idrossometallati. Questi idrossidi si comportano sia da **basi** che da **acidi**.

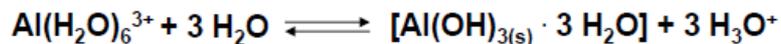




CAUSE DELL'ANFOTERISMO

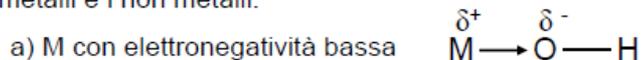
Elevata densità di carica

Cationi con piccolo raggio ed alta carica esercitano una elevata forza di attrazione sulle molecole circostanti.

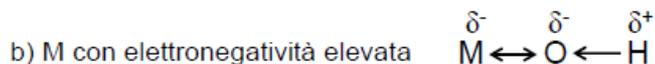


Elettronegatività intermedia

I metalli che formano ossidi e idrossidi anfoteri si trovano in una zona compresa tra i metalli e i non metalli.



Es. CeOH $3,5 - 0,7 = 2,8 \Rightarrow$ base forte



Es. ClOH $3,5 - 3 = 0,5 \Rightarrow$ acido forte



Es. AgOH $3,5 - 1,8 = 1,7$ idrossido anfotero



Coppie coniugate acido-base



H₂S e HS⁻ sono una **coppia coniugata acido-base**:

HS⁻ è la **base coniugata** dell'acido H₂S.

NH₃ e NH₄⁺ sono una **coppia coniugata acido-base**:

NH₄⁺ è l'**acido coniugato della** base NH₃.

Avviene una reazione acido-base di Brønsted-Lowry quando *un acido* e una base reagiscono per formare la loro **base coniugata** e il loro **acido coniugato**, rispettivamente:



K_a e K_b per una coppia coniugata acido-base



$$K_1 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = K_a$$

$$K_2 = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = K_b$$

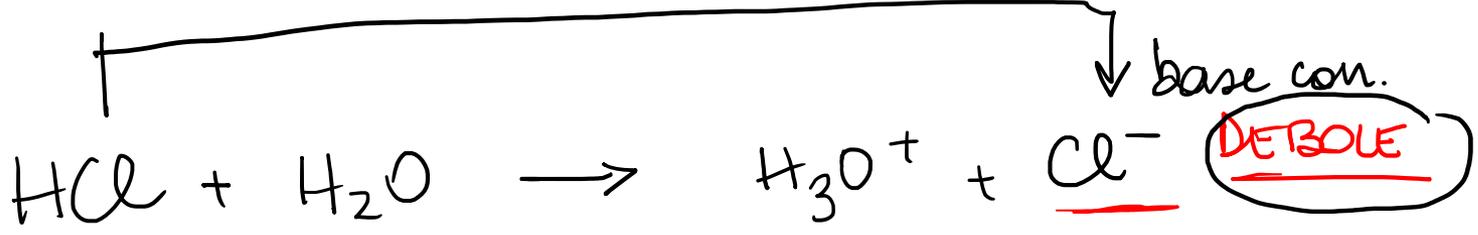
K_c per la reazione complessiva = $K_1 \times K_2$, perciò:

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \times \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

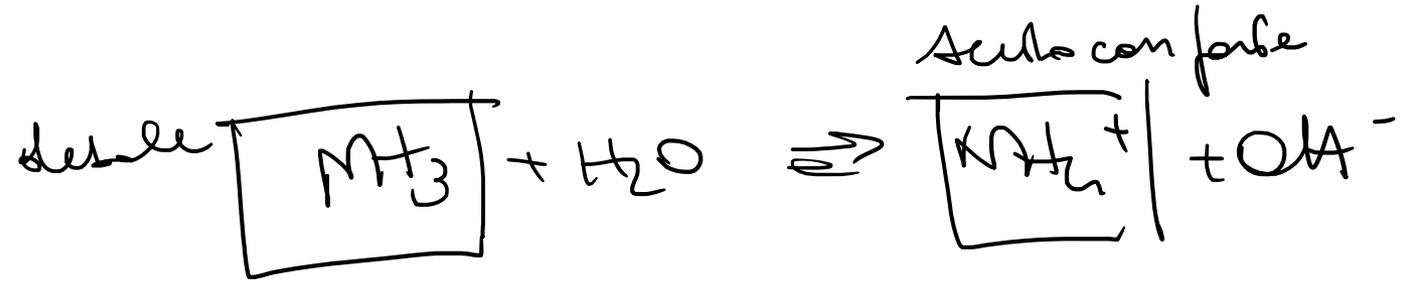
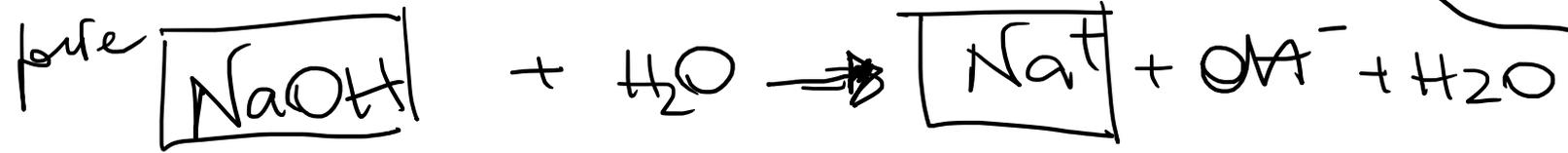
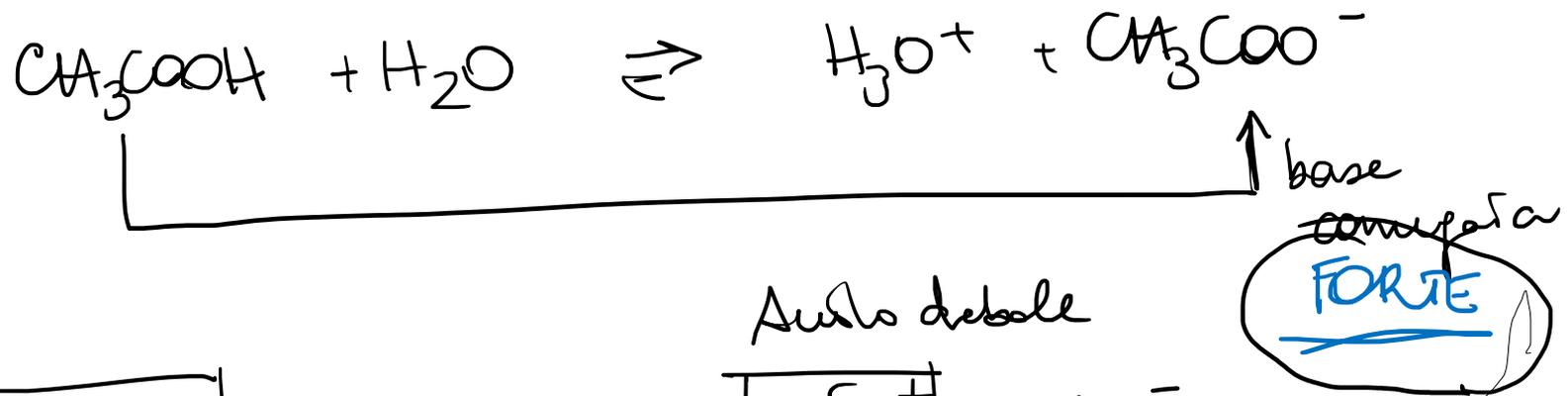
$$\boxed{K_a \times K_b = K_w}$$

Questa relazione è valida per qualsiasi **coppia coniugata acido-base**.

Acido
FORTE



Acido
debole

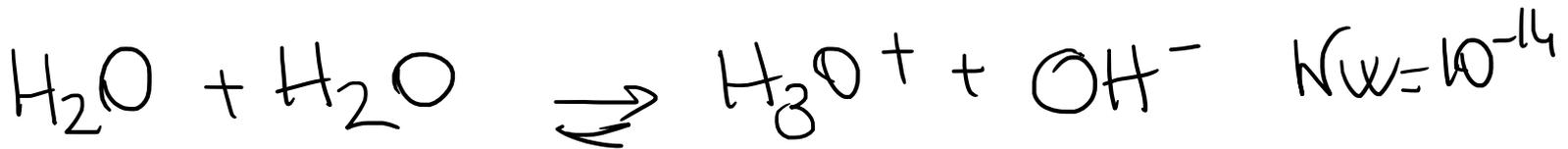
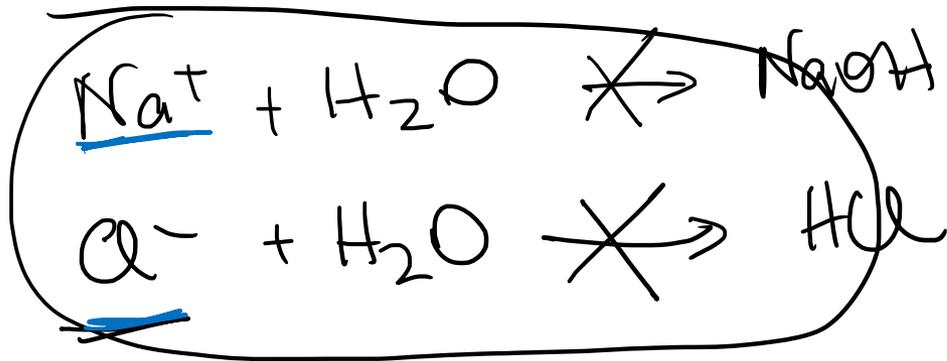




$$\boxed{\text{pH} = 7}$$

Perché?

SALI derivanti
da acidi e
basi forti

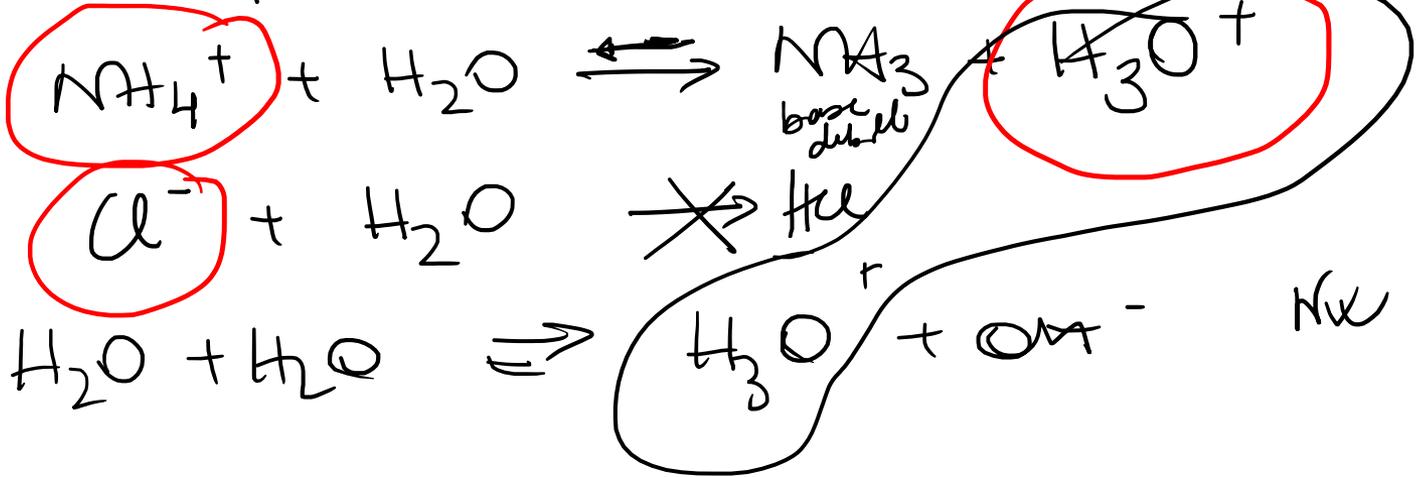


$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$$

$$\boxed{\text{pH} = 7}$$



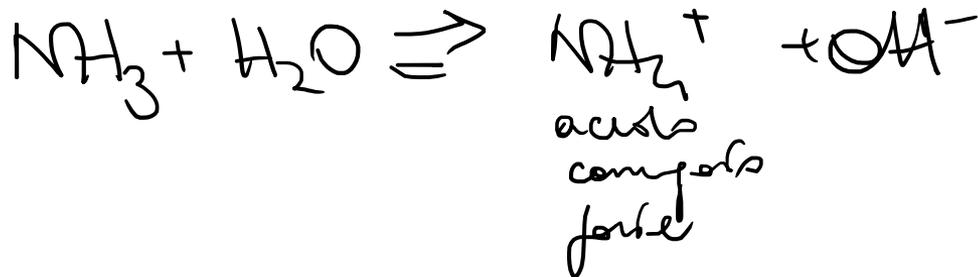
Acido
Forte



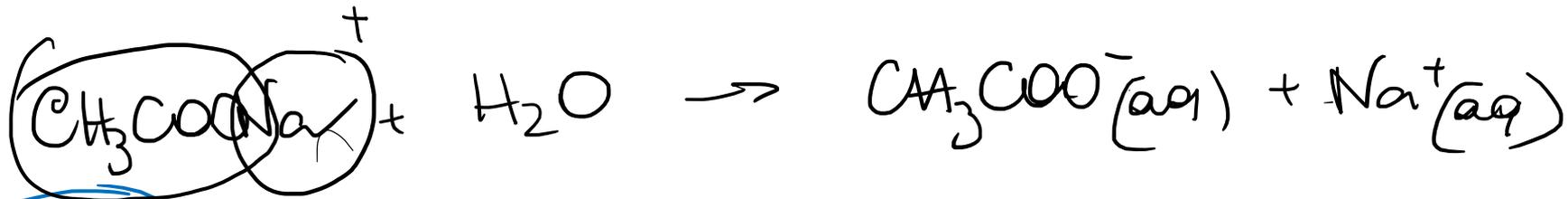
~~pH > 7~~

ANIONE DERIVA
DA ACIDO FORTE

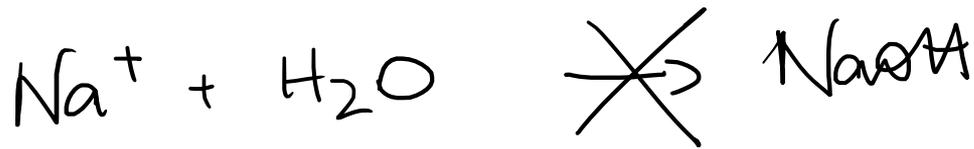
base debole



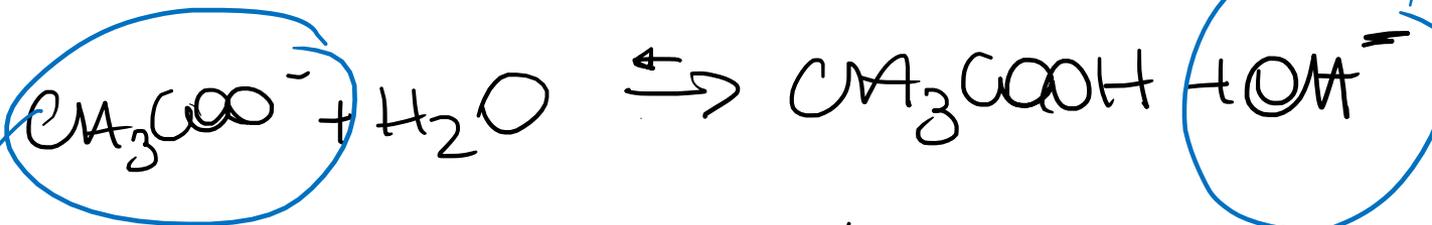
~~pH~~ ACIDO



$\text{pH} > 7$



Basico



pH BASICO

acido
stretto

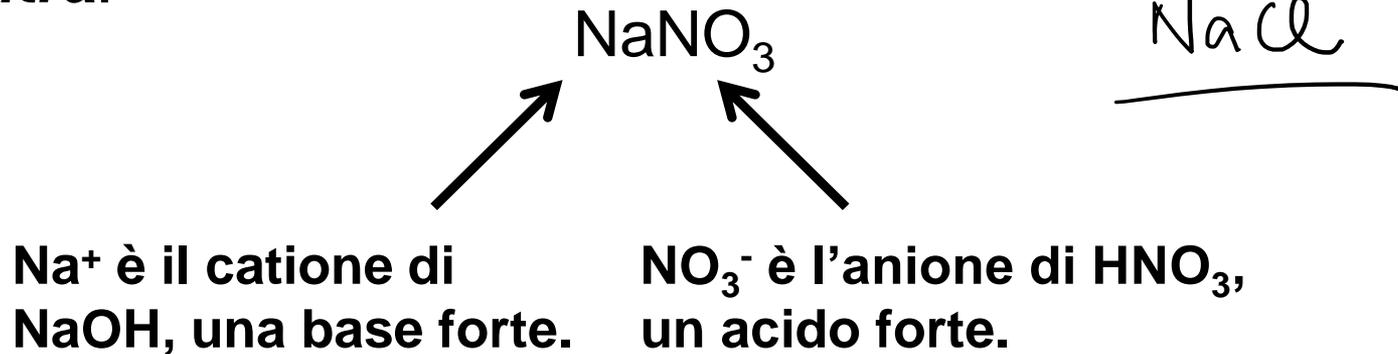


base can.
forte



Sali che producono soluzioni neutre

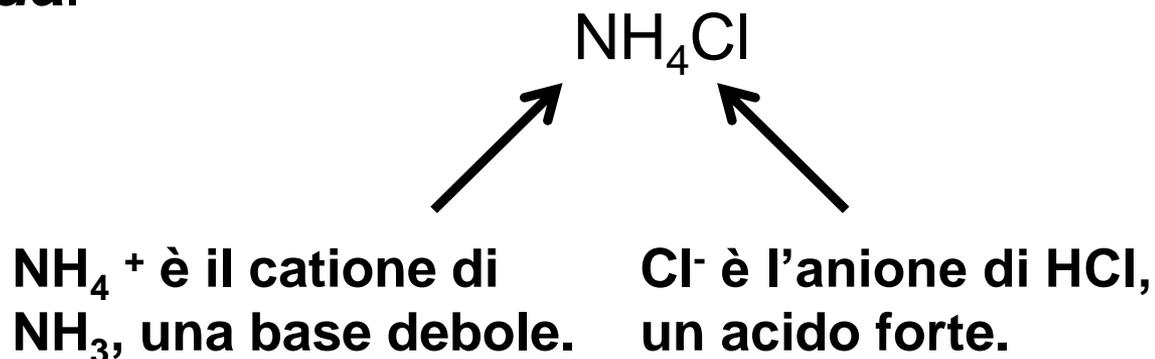
Un sale costituito dall'**anione** di un **acido forte** e dal **catione** di una **base forte** produce una soluzione **neutra**.



La soluzione di nitrato di sodio sarà neutra perché né Na^+ né NO_3^- reagiranno con H_2O .

Sali che producono soluzioni acide

Un sale costituito dall'**anione** di un **acido forte** e dal **catione** di una **base debole** produce una soluzione **acida**.

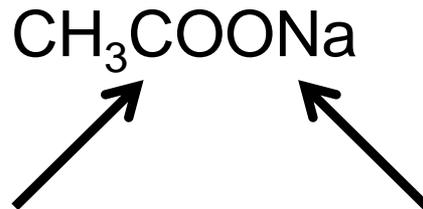


La soluzione di cloruro d'ammonio sarà **acida**, perché NH_4^+ reagirà con H_2O per produrre H_3O^+ :



Sali che producono soluzioni basiche

Un sale costituito dall'**anione** di un **acido debole** e dal **catione** di una **base forte** produce una soluzione **basica**.

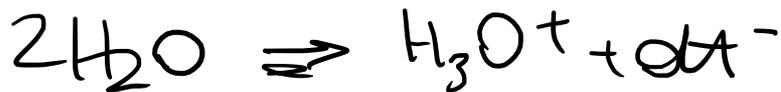
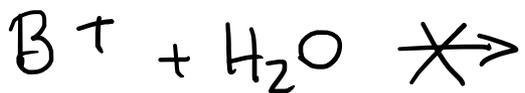
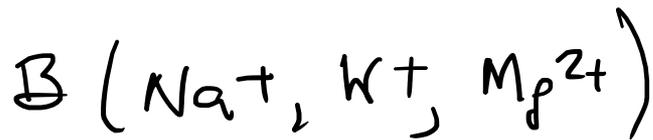
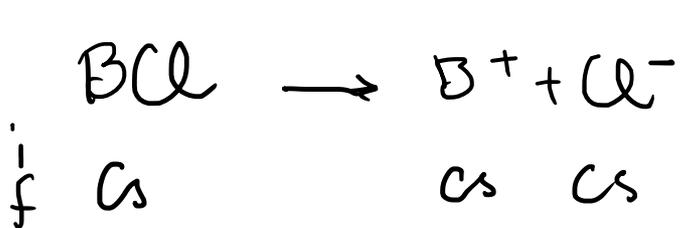


CH_3COO^- è l'anione di CH_3COOH , un acido debole.

Na^+ è il catione di NaOH , una base forte.

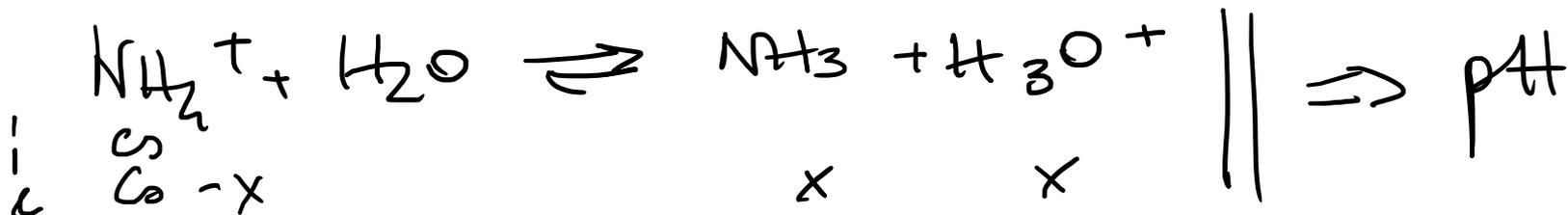
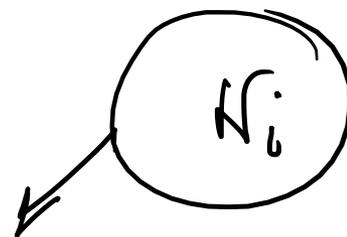
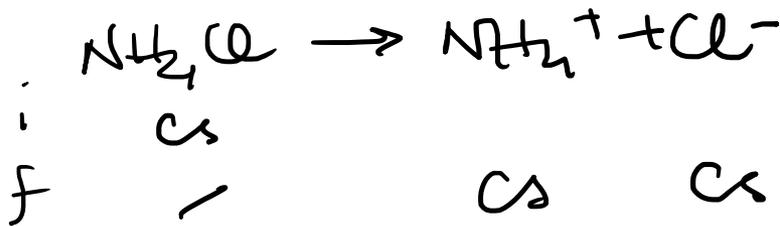
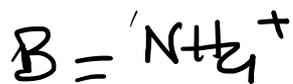
La soluzione di acetato di sodio sarà **basica**, perché CH_3COO^- reagirà con H_2O per produrre OH^- :





$$10^{-7} \quad 10^{-7}$$

$$\text{pH} = 7$$



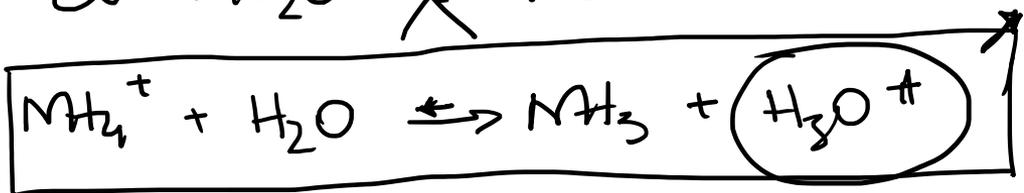
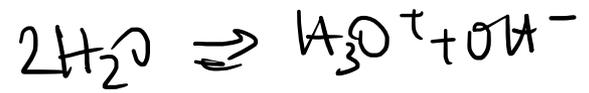
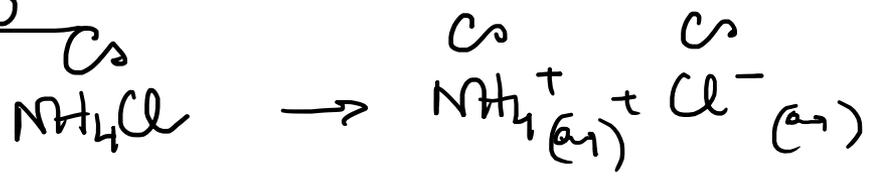
$$K_i = \frac{[NH_3] [H_3O^+] [OH^-]}{[NH_4^+] [OH^-]} = \frac{K_w}{K_b} \quad K_w = K_a = K_b$$

$$K_i = \frac{K_w}{K_b} = \frac{x^2}{C_s - x} \quad x = [H_3O^+]$$

$$K_i = \frac{K_w}{K_b} = \frac{[H_3O^+]^2}{C_s - [H_3O^+]} \Rightarrow K_i = \frac{K_w}{K_b} = \frac{[H_3O^+]^2}{C_s}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \cdot C_s}$$

SALF ACIDO

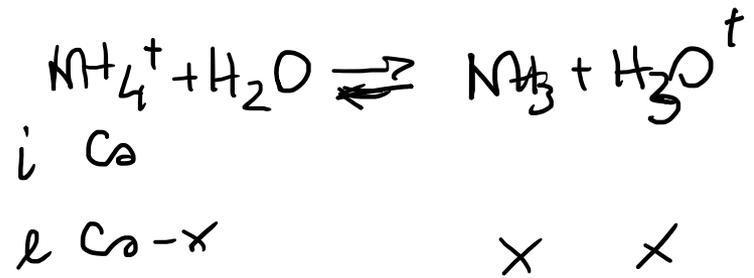


Acido

Δ/K_b

$$K_i = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}$$

$$= \frac{K_w}{K_b \text{NH}_3}$$



$$K_i = \frac{K_w}{K_b} = \frac{x^2}{Cs}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \frac{x^2}{Cs} = K_i = \frac{K_w}{K_b}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot Cs}{K_b}}$$

SALE BASICO



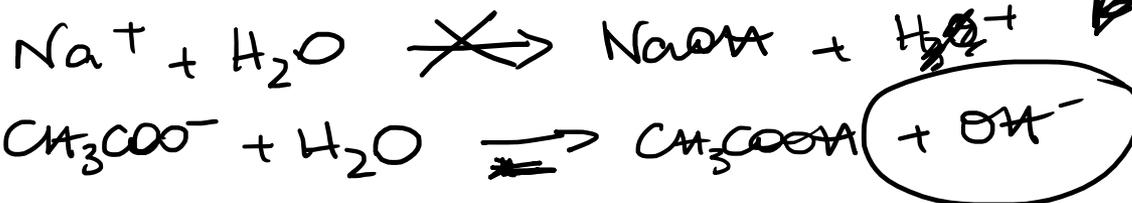
i Cs

f /

Cs

Cs

BASICO



i Cs

f Cs - x

ΔKa

K_{iw} x

x

$$x = [OH^-]$$

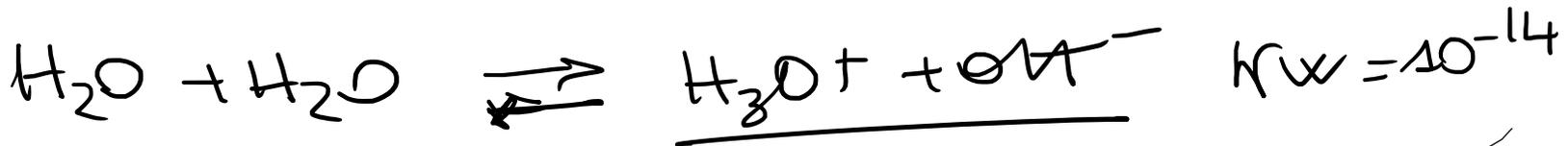
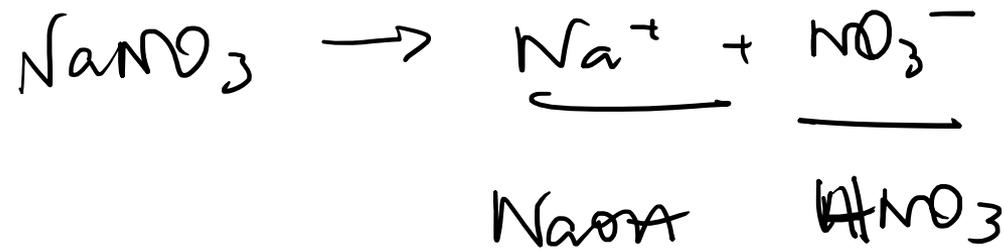
$$K_i = \frac{[CH_3COOH][OH^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COO^-][H_2O]} = \frac{K_{iw}}{K_a \cdot C_0}$$

$$\frac{K_{iw}}{K_a} = K_i = \frac{x^2}{C_0}$$

$$\frac{K_{iw}}{K_a} = \frac{x^2}{C_0}$$

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_{iw}}{K_a} \cdot C_0}$$

SAM
NEUTRAL

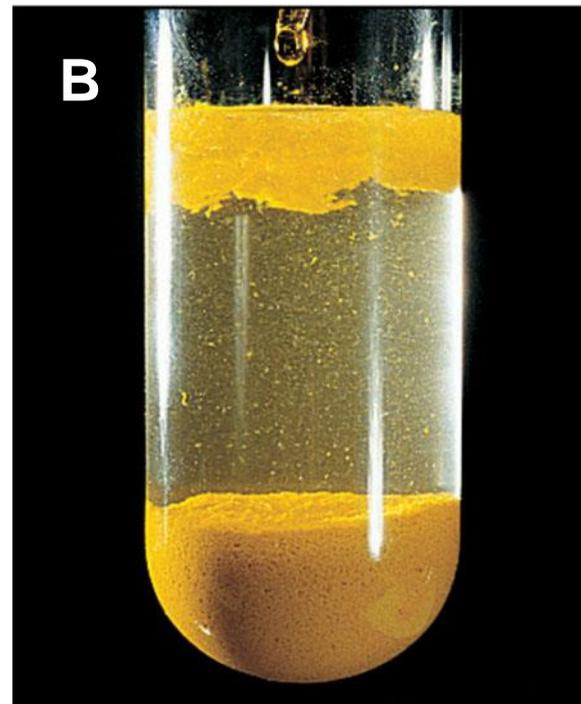
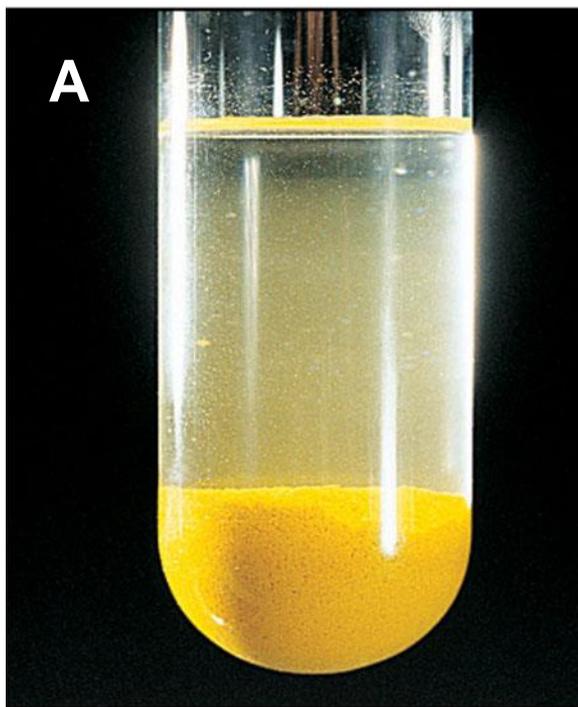


$$\text{pH} = 7$$

$$\underline{[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}}$$

Soluzioni tampone

Effetto ione comune



- A.** Il cromato di piombo(II), un sale poco solubile, forma una soluzione acquosa satura.
- B.** Quando si aggiunge una soluzione di Na_2CrO_4 , la quantità di $\text{PbCrO}_4(s)$ aumenta, indicando una minore solubilità in presenza dello ione a comune, CrO_4^{2-} .

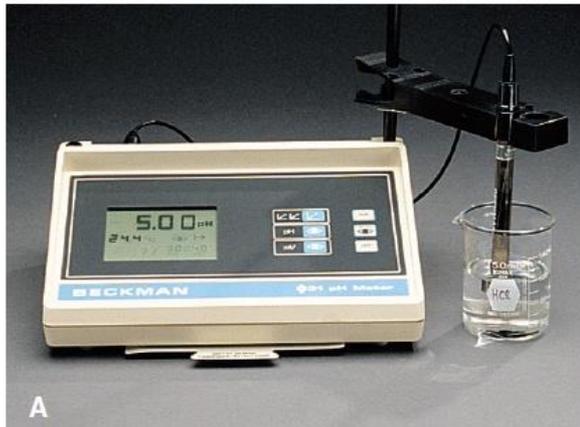
Tamponi acido-base

Un tampone acido-base è una soluzione che diminuisce le variazioni in pH derivanti dall'aggiunta di un acido o di una base.

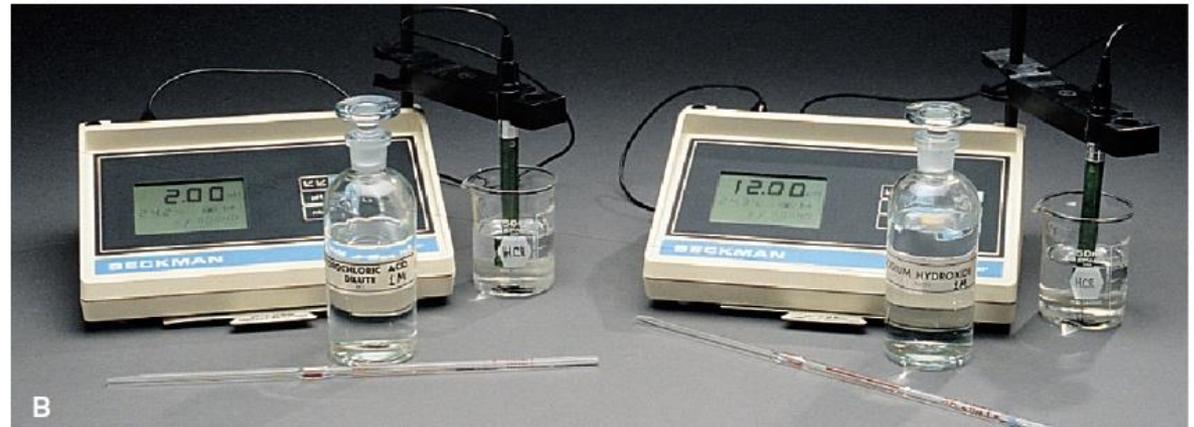
Un tampone acido-base normalmente è costituito da una soluzione contenente una **coppia coniugata acido-base** in cui entrambe le specie sono presenti in quantità apprezzabile.

Un tampone acido-base è perciò una soluzione di **un acido debole e della sua base coniugata**, o di una **base debole e del suo acido coniugato**.

L'effetto dell'aggiunta di un acido o di una base a una soluzione non tamponata



Un campione di 100 mL di una soluzione diluita di HCl viene portato a pH 5,00.



Dopo l'aggiunta di 1 mL di HCl 1 M (*a sinistra*) o di NaOH 1 M (*a destra*) si ha un'elevata variazione di pH.

L'effetto dell'aggiunta di un acido o di una base a una soluzione tamponata



Si porta a pH 5,00 un campione di 100 mL di una soluzione tampone costituita mescolando CH_3COOH (un acido debole) 1 M con CH_3COONa (che produce la sua base coniugata, CH_3COO^-) 1 M.

Dopo l'aggiunta di 1 mL di HCl 1 M (a sinistra) o di NaOH 1 M (a destra) la variazione di pH è trascurabile.

$$K_a = \frac{(C_s - x)(x)}{C_a - x} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

TAMPONI
non sono
definiti.

$$K_a = \frac{C_s (x)}{C_a}$$

$$x = [H_3O^+] = K_a \cdot \frac{C_a}{C_s}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{C_s}{C_a}$$



TAMPONE BASICO



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(c_s + x)(x)}{c_b - x} = 1.76 \cdot 10^{-5}$$

$$x = [\text{OH}^-] \Rightarrow K_b = \frac{c_s \cdot x}{c_b}$$

$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{c_b}{c_s}$$



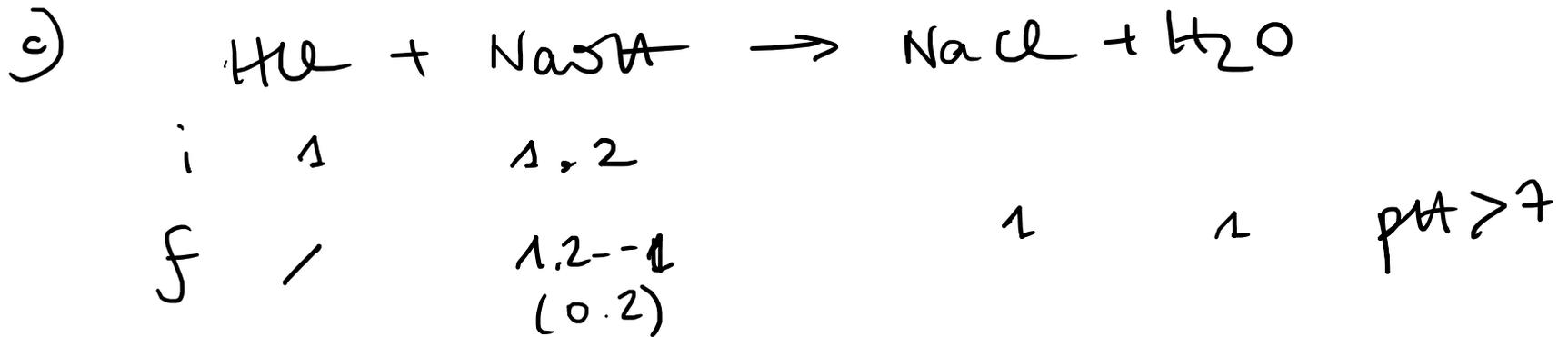
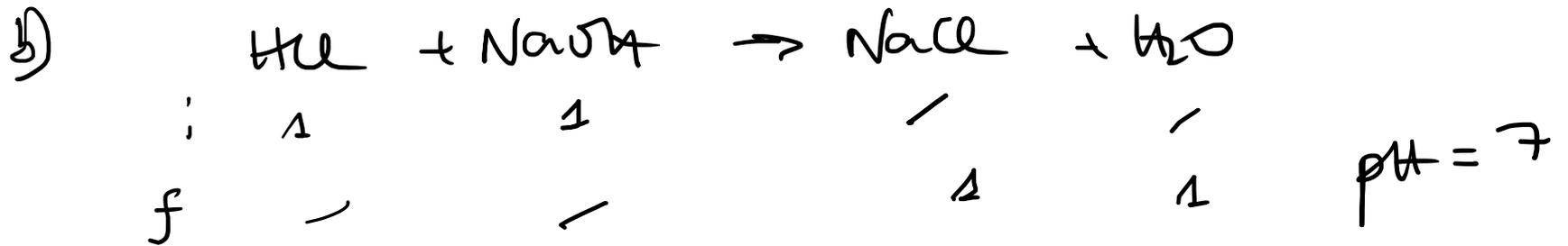
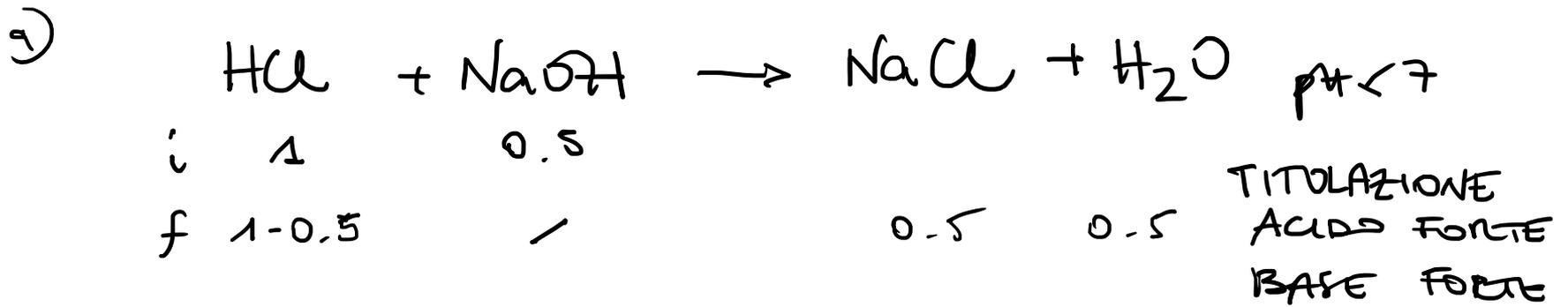
$$[A^-] = N_b \cdot \frac{C_b}{C_s}$$

$$pOH = pK_b + \log \frac{C_s}{C_b}$$

$$[H_3O^+] = N_a \cdot \frac{C_a}{C_s}$$
$$[A^-] = N_b \cdot \frac{C_b}{C_s}$$

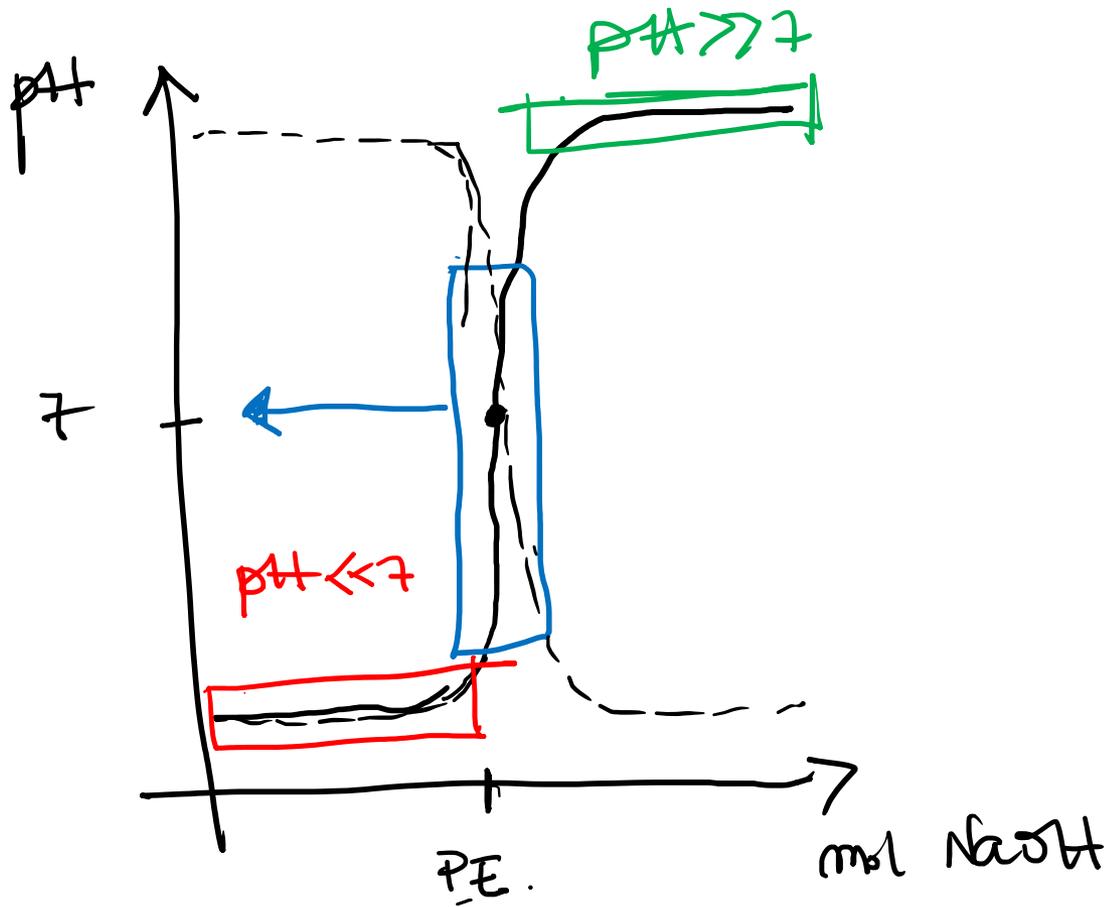
$$= N_a \cdot \frac{m_a}{\cancel{V_{tot}}}$$
$$= N_b \cdot \frac{m_b}{\cancel{V_{tot}}}$$
$$= N_b \cdot \frac{m_s}{\cancel{V_{tot}}}$$

INDIPENDENTE dal VOLUME
(dalla DILUIZIONE)



ACIDO FORTE + BASE FORTE

CURVA DI
TITOLAZIONE





i 1 0.5

f 1-0.5

pH > 7

TAMPONE
BASICO

0.5

$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{C_b}{C_s} = K_b \cdot \frac{m_b}{m_s}$$

TITOL.
0.5 BASE DEBOL
ACIDO FORTE



i 1 1

f / /

1 1

INDOLISI
& AC
ACIDO



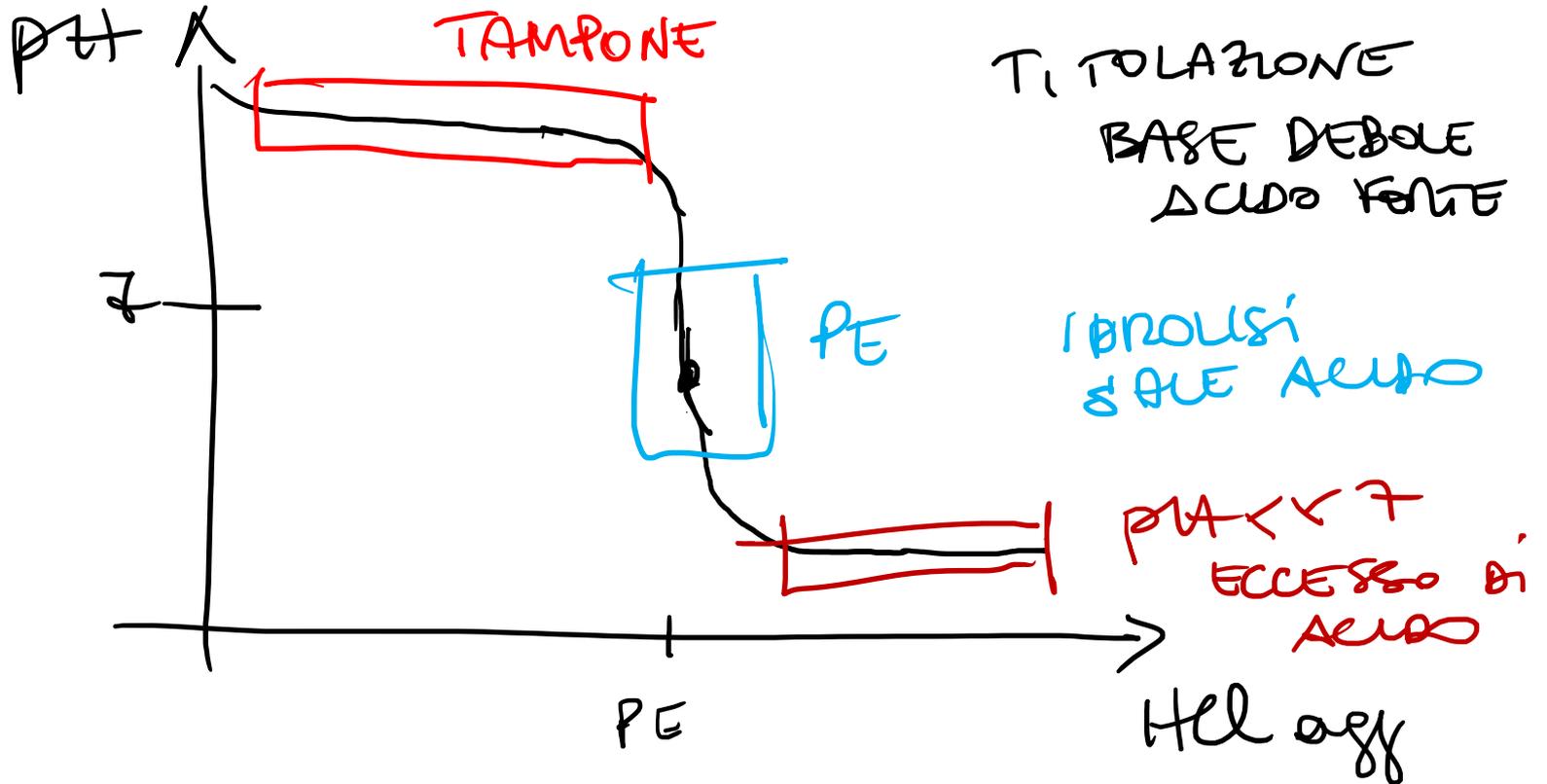
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_a}{K_b} \cdot C_s}$$

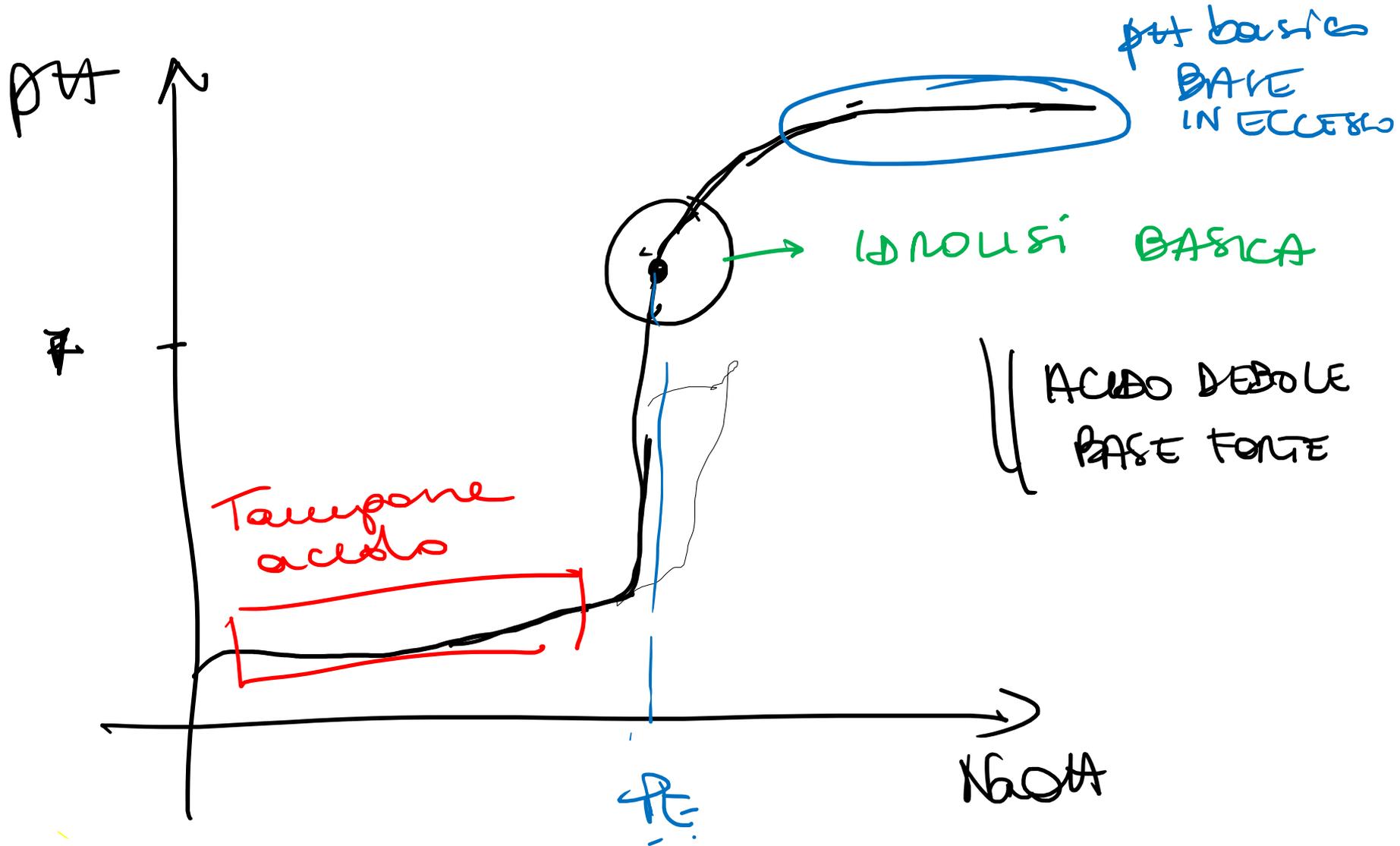
pH < 7

$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$



pH < 7 dipende dall'acido in eccesso





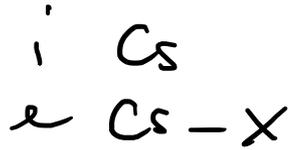
EX 1



pH = ?



0.100 M



x

Salt basic
x

NaClO

$$K_a \text{HClO} = 2.95 \cdot 10^{-8}$$

$$x = [\text{OH}^-] \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{x^2}{C_s - x}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} \cdot C_s} = \sqrt{\frac{10^{-14}}{2.95 \cdot 10^{-8}} \cdot 0.100} = 1.84 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 3.735$$

$$\text{pH} = 14 - 3.735 = 10.265$$

(1)

EX3



$\text{pH}_i = 5.050$

$V_{\text{H}_2\text{O}} = ?$

$V_i = 0.5 \text{ L}$



$\text{pH}_f = 5.50$

$N_{\text{b NH}_3} = 1.79 \cdot 10^{-5}$

$C_{s_i} \cdot V_i = C_{s_f} \cdot V_f$

$N_i = \frac{N_{\text{W}}}{N_{\text{b}}} = \frac{x^2}{C_{s_f} - x}$

$C_{s_f} = 0.0179 \text{ M}$



$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{im}_2} = 10^{-5.050}$

$N_i = \frac{N_{\text{W}}}{N_{\text{b}}} = \frac{(10^{-5.050})^2}{C_{s_i} - 10^{-5.050}}$

$C_{s_i} = 0.142 \text{ M}$

$N_i = \frac{N_{\text{W}}}{N_{\text{b}}} = \frac{x^2}{C_{s_f} - x} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f}{C_{s_f} - [\text{H}_3\text{O}^+]_f} = \frac{(10^{-5.50})^2}{C_{s_f} - 10^{-5.50}}$

$C_{s_f} = 0.0179 \text{ M}$

$\textcircled{3}$

$$C_{Si} \cdot V_i = C_{Sf} \cdot V_f$$

$$0.142 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0.5 \text{L} = 0.0179 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot V_f$$

$$V_f = 3.966 \text{L} = V_i + V_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = (3.966 - 0.5) \text{L} = \boxed{3.47 \text{L}}$$

(4)

ex 4

NH_3 0.200 M

50 mL

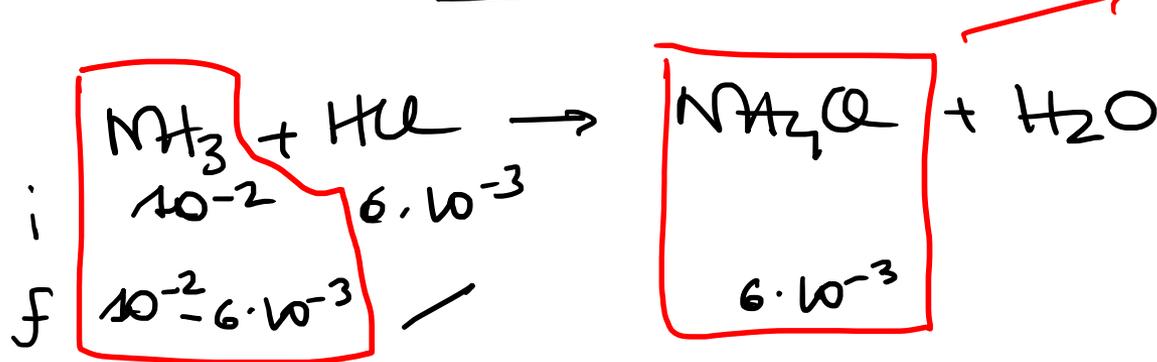
HCl 0.200 M

a) 30 mL

b) 50.1 mL

} pH = ?

TAMPONE
BASICO



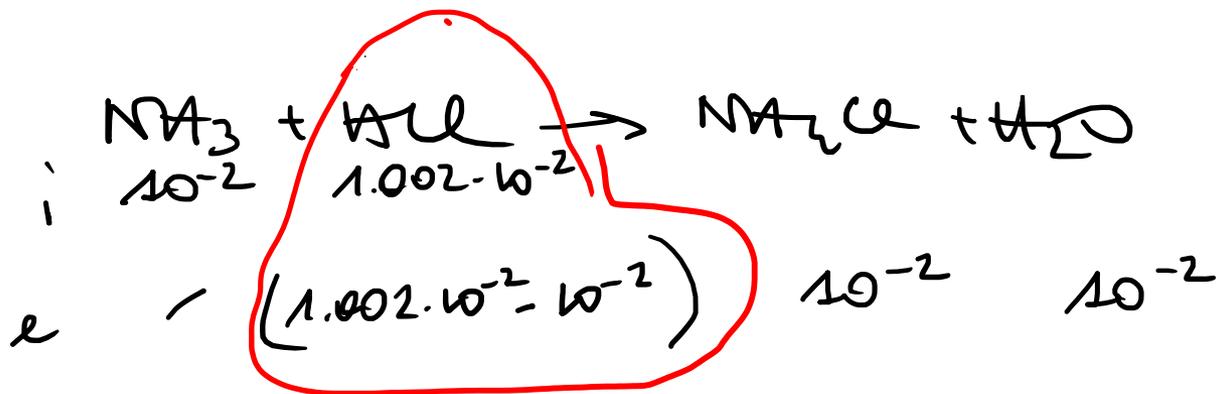
$$\text{mol NH}_3 = 0.05 \cancel{\text{L}} \cdot 0.200 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 10^{-2} \text{ mol NH}_3$$

$$\text{mol HCl} = 0.03 \cancel{\text{L}} \cdot 0.200 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{n_b}{n_s} = 1.79 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{10^{-2} - 6 \cdot 10^{-3}}{6 \cdot 10^{-3}}$$

$$[\text{OH}^-] = 1.19 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad \text{pOH} = 4.92 \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 9.08} \quad (5)$$

b)



$$\text{mol HCl} = 0.200 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0.0501 \text{ L} = 1.002 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\frac{2 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}{0.05 \text{ L} + 0.0501 \text{ L}} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\boxed{\text{pH} = 3.70}$$

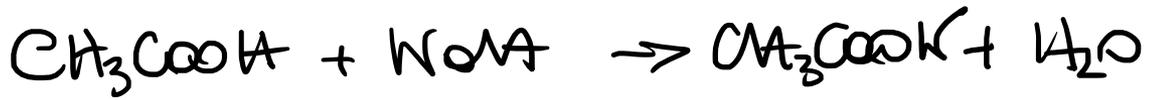
Ex 5

25 mL CH₃COOH 0.1 M
NaOH 0.1 M

pH_{init} = ?
K_a = 1.8 · 10⁻⁵

pH = ?

- a) 15 mL NaOH
- b) 25 mL NaOH
- c) 35 mL NaOH



pH_{init}



i C₀

x C₀ - x

~~x~~ - x

~~K_a~~

$$K_a = 1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{C_0 - x}$$

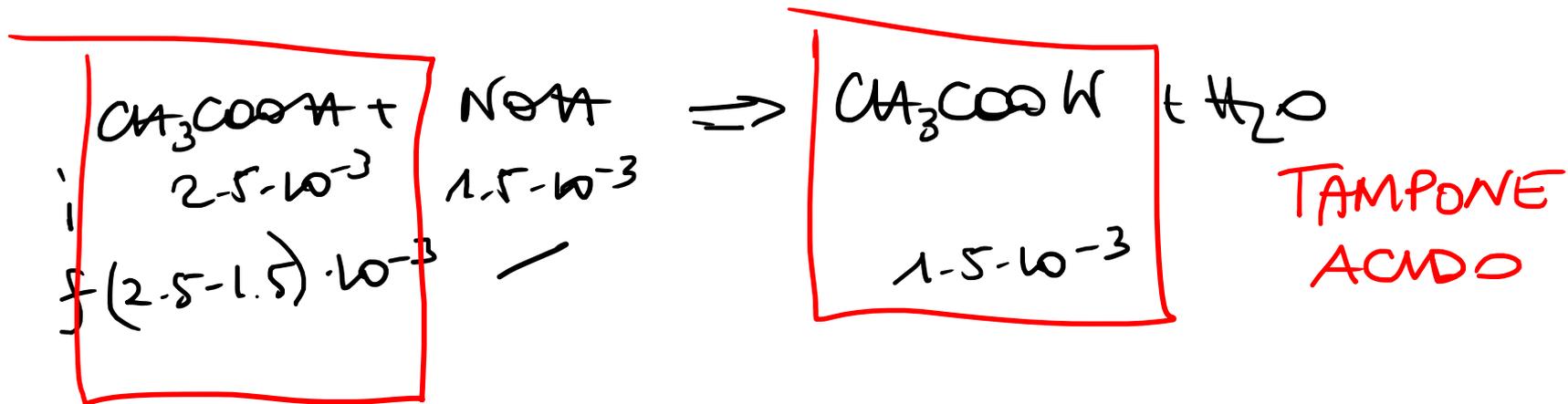
$$\Rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_0}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{1.8 \cdot 10^{-5} \cdot 0.1}$$

$$= 1.34 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad \boxed{\text{pH} = 2.88}$$

Ⓟ

a)



$$\text{mol CH}_3\text{COOH} = 0.1 \text{ mol/L} \cdot 0.025 \text{ L} = 2.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{mol NOH} = 0.1 \text{ mol/L} \cdot 0.015 \text{ L} = 1.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

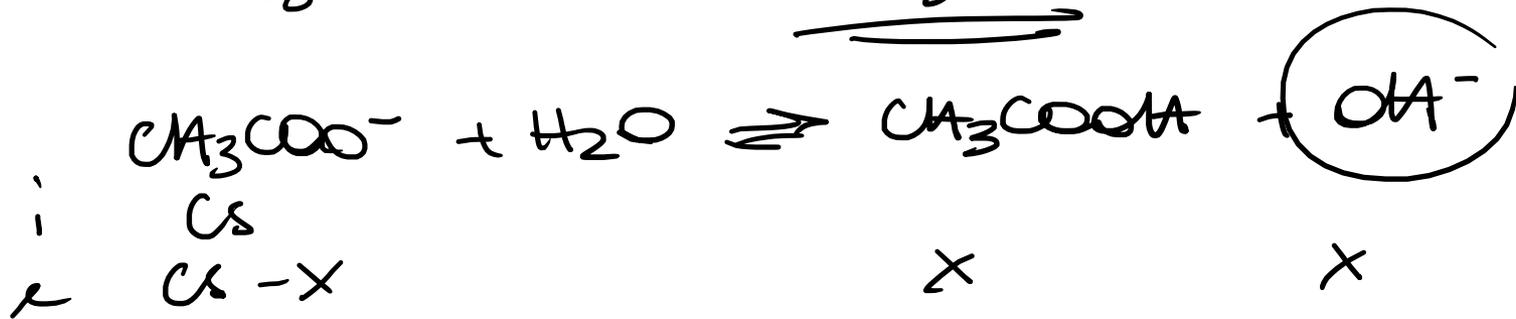
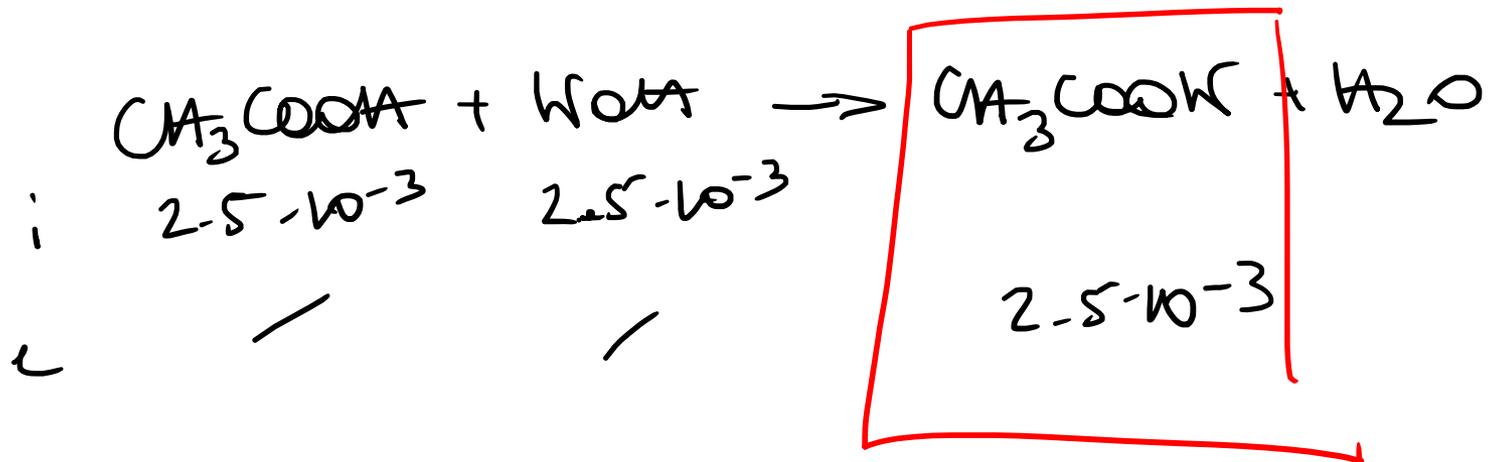
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{m_a}{m_b} = 1.8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{1 \cdot 10^{-3}}{1.5 \cdot 10^{-3}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.67 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\boxed{\text{pH} = 4.93}$$

Ⓟ

b)



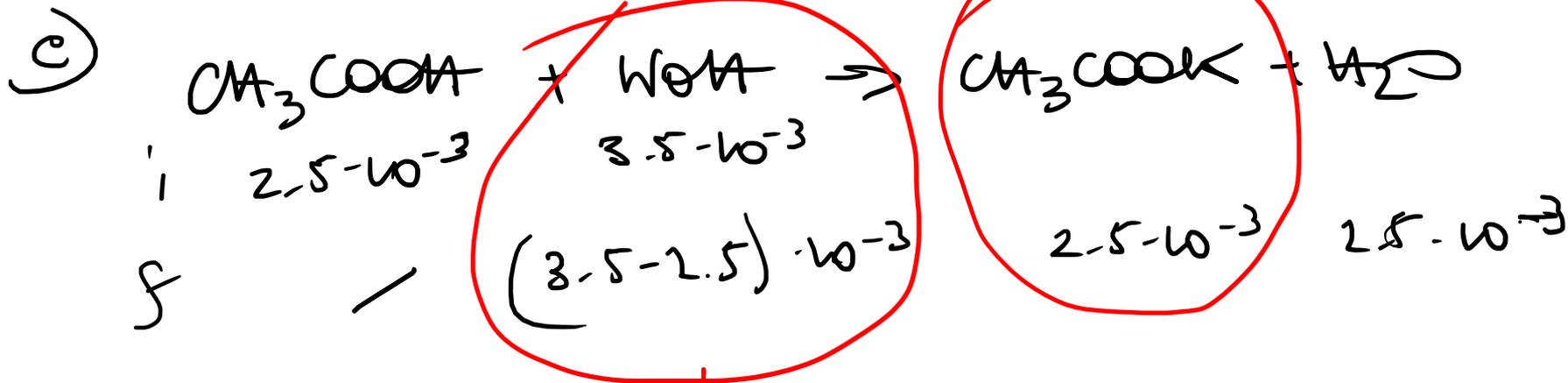
$$N_i = \frac{N_x}{N_a} = \frac{x^2}{\text{Cs} - x} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{\text{Cs} - x}$$

$$\begin{aligned}
 \text{Cs} &= \frac{2.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0.05 \text{ L}} \\
 \text{Cs} &= 0.05 \text{ M}
 \end{aligned}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{N_x}{N_a} \cdot 0.05} = 5.27 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\begin{aligned}
 \text{pOH} &= 5.28 \\
 \text{pH} &= 8.72
 \end{aligned}$$

①



mol KOH = $3.5 \cdot 10^{-3}$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{(0.025 + 0.035) \text{ L}} = 1.67 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

pOH = 1.28

pH = 12.22