Sali di acidi deboli

- **acido debole + base forte**

$$Na\,A \rightarrow Na^+ + A^-$$

$A^- + H_2O \leftrightarrows HA + OH^-$

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

$H_2O \leftrightarrows H^+ + OH^-$

$K_w = [H^+][OH^-]$

$[Na^+] + [H^+] = [A^-] + [OH^-]$ 1. *bilancio di carica*

$[Na^+] = C = [HA] + [A^-]$ 2. *bilancio di massa*

sostituzione:

$[HA] + [\cancel{A^-}] + [H^+] = [\cancel{A^-}] + [OH^-]$

$[HA] + [H^+] = [OH^-]$ ⇒ 3. *bilancio protonico*

per la base coniugata:

livello di riferimento	H_3O^+			**HA**	
		+ H^+			**+ H^+**
	H_2O			**A^-**	
		- H^+			
	OH^-				

$[H^+] + [HA] = [OH^-]$

- Esempio:

- **NaA; C = 10^{-2} M, $K_a = 10^{-9}$**

  $Na\,A \rightarrow Na^+ + A^-$

  $A^- + H_2O \leftrightarrows HA + OH^-$

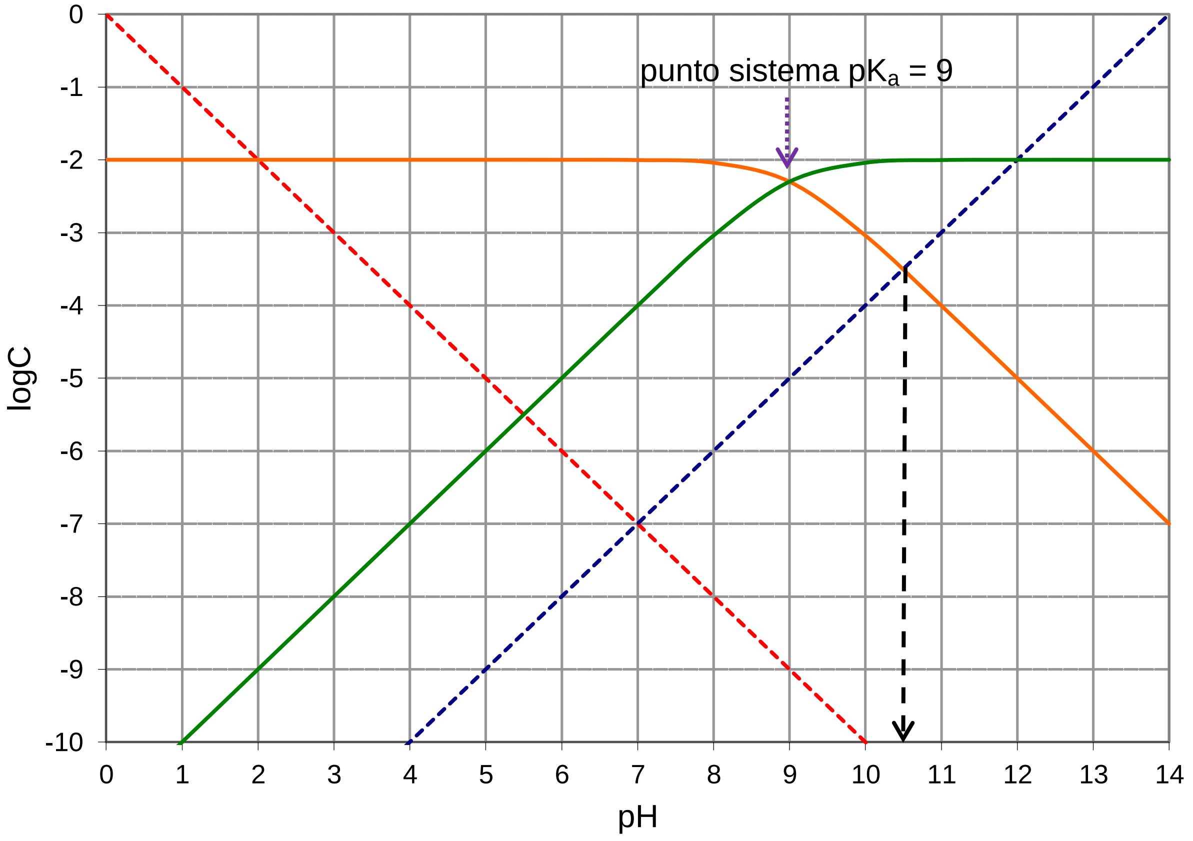
  $H_2O \leftrightarrows H^+ + OH^-$

1. $K_b = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$
2. $K_w = [H^+][OH^-]$
3. $[Na^+] + [H^+] = [A^-] + [OH^-]$ *bilancio di carica*
4. $C_0 = [Na^+] = [A^-] + [HA]$ *bilancio di massa*
5. $[OH^-] = [HA] + [H^+]$ *bilancio protonico*

$K_w = K_a \cdot K_b = 10^{-14}$

passando ai cologaritmi: $pK_a + pK_b = 14$

$pK_b = 14 - 9 = 5$



I approssimazione: bilancio protonico $[OH^-] = [H^+] + [HA]$

$[HA] >> [H^+] \longrightarrow [OH^-] = [HA]$

II approssimazione: bilancio di massa $C_0 = [Na^+] = [HA] + [A^-]$

$[A^-] > [HA] > \longrightarrow C_0 \cong [A^-]$

sostituzione in ($K_b = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$)

dalla I approssimazione: $K_b = \frac{[OH^-][OH^-]}{[A^-]} = \frac{[OH^-]^2}{[A^-]}$

e con la II approssimazione: $K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_0}$; quindi

$[OH^-]^2 = K_b \cdot C_0$; $[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot C_0} = \sqrt{10^{-5} \cdot 10^{-2}} = \sqrt{10^{-7}} = 1 \cdot 10^{-3.5}$;

pOH = -log $1 \cdot 10^{-3.5} = 3.5$

pH = 14 – 3.5 = 10.5

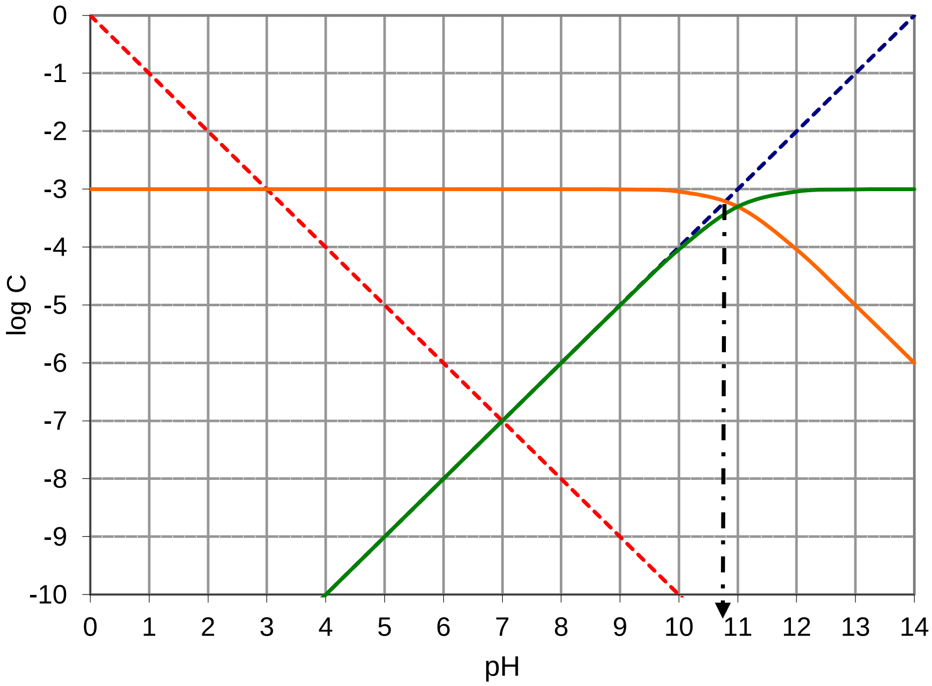
- **NaA; C = 10^{-3}M, $K_a = 10^{-11}$**

  $Na\,A \rightarrow Na^+ + A^-$

  $A^- + H_2O \leftrightarrows HA + OH^-$

  $H_2O \leftrightarrows H^+ + OH^-$

$pK_b = 3; pK_a = 11$



I approssimazione: bilancio protonico $[OH^-] = [H^+] + [HA]$

$[HA] >> [H^+] \rightarrow [OH^-] = [HA]$

II approssimazione: bilancio di massa $C_0 = [Na^+] = [HA] + [A^-]$

non valida

dal bilancio di massa → $[A^-] = C_0 - [HA]$

$[A^-] = C_0 - [OH^-]$

sostituzione in $K_b \rightarrow K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_0 - [OH^-]}$; $[OH^-] = \frac{-K_b + \sqrt{K_b{}^2 + 4K_bC}}{2}$

$$[OH^-] = \frac{-10^{-3} + \sqrt{10^{-6} + 4 \cdot 10^{-3} \cdot 10^{-3}}}{2} = 6.18 \cdot 10^{-4}$$

pOH = 4 – log 6.18 = 3.21116

pH = 14 – 3.2 = 10.8

1. acido debole + base debole

$$AB \rightarrow A^- + B^+$$

$A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-$

$B^+ + H_2O \rightleftharpoons BOH + H^+$

$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

in soluzione sono presenti 6 specie, A^-, HA, B^+, BOH, H^+,OH^-, per risolvere il problema servono 6 equazioni

1. $A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-$; $K_{idrolisi} = \frac{K_w}{K_{HA}} = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10}$
2. $B^+ + H_2O \rightleftharpoons BOH + H^+$; $K_{idrolisi} = \frac{K_w}{K_{HB}} = \frac{[BOH][H^+]}{[B^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}$
3. $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$; $K_w = [H^+][OH^-]$ *autoprotolisi*
4. $[B^+] + [H^+] = [A^-] + [OH^-]$; *bilancio di carica*
5. $C_0 = [A^-] + [HA] = [B^+] + [BOH]$ *bilancio di massa*
6. *bilancio protonico*,

   dal bilancio di materia si ricava $[B^+] = [A^-] + [HA] - [BOH]$ che si sostituisce nel bilancio di carica $\cancel{[A^-]+} [HA] - [BOH] + [H^+] = \cancel{[A^-]+} [OH^-]$

   $[HA] + [H^+] = [BOH] + [OH^-]$; *bilancio protonico*

- Esempi

- $AB \rightarrow A^- + B^+$

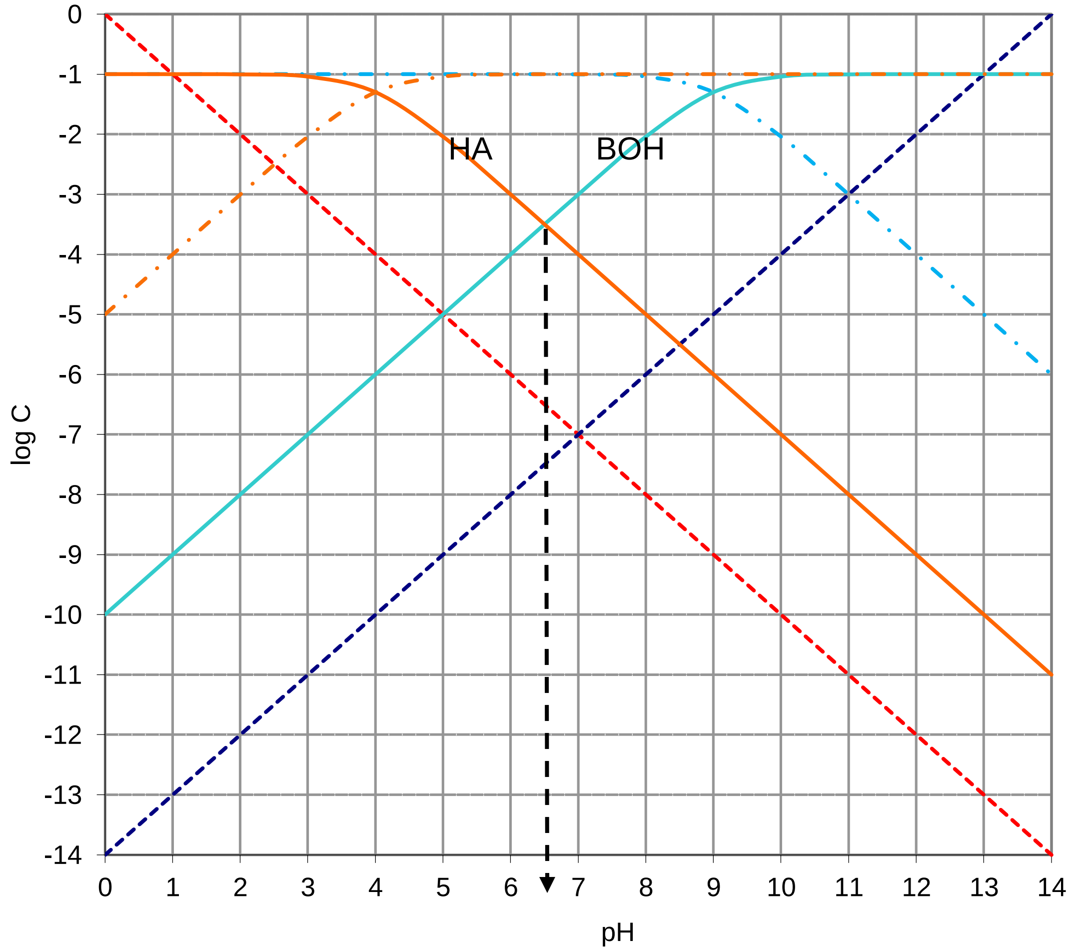
  $A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-$

  $B^+ + H_2O \rightleftharpoons BOH + H^+$

  $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

  HA; $K_{HA} = 10^{-4}$; e BOH; $K_{BOH} = 10^{-5}$; $C_0 = 0.1$ M

- grafici logaritmici: sovrapposizione dei singoli diagrammi di distruzione (HA e BOH)



I approssimazione: bilancio protonico $[H^+] + [HA] = [OH^-] + [BOH]$

$[HA] >> [H^+]$ e $[BOH] >> [OH^-]$; $\rightarrow [HA] = [BOH]$

II approssimazione: bilancio di massa $C_0 = [BOH] + [B^+] = [HA] + [A^-]$

$[A^-] >> [HA]$ e $[B^+] >> [BOH]$; $\rightarrow [A^-] = C_0$ e $[B^+] = C_0$; $\rightarrow$ $[A^-] = [B^+]$

dalla legge dell'equilibrio di massa 1: $[HA] = \frac{K_w}{K_{HA}} \cdot \frac{[A^-]}{[OH^-]} = \frac{K_w}{K_{HA}} \cdot \frac{[A^-][H^+]}{K_w} = \frac{C_0[H^+]}{K_{HA}}$

dalle legge dell'equilibrio di massa 2: $[BOH] = \frac{K_w}{K_{BOH}} \cdot \frac{[B^-]}{[H^+]} = \frac{K_w \cdot C_0}{K_{BOH}[\,H^+]}$

dal bilancio protonico: $[HA] = [BOH]$ per sostituzione:

$$\frac{C_0[H^+]}{K_{HA}} = \frac{K_w C_0}{K_{BOH}[H^+]};\ [H^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_{BOH}} \cdot K_{HA}}$$

$$[H^+] = \sqrt{10^{-9} \cdot 10^{-4}} = \sqrt{10^{-13}} = 10^{-6.5}$$

pH = 6.5

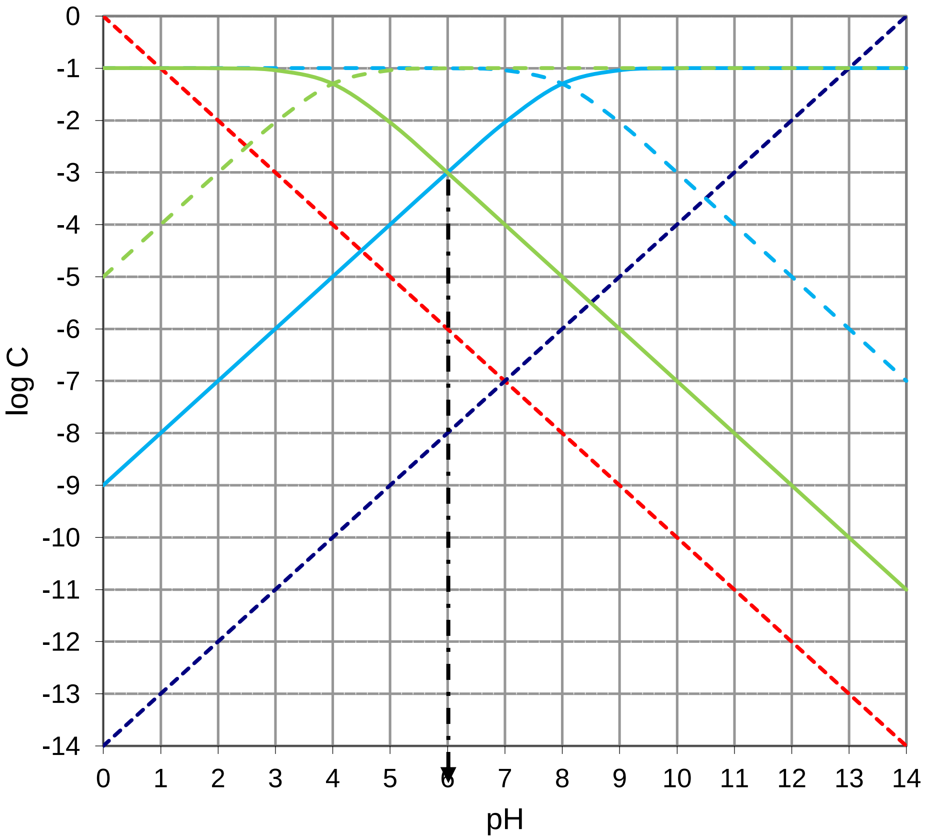
- $AB \rightarrow A^- + B^+$

  $A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-$

$B^+ + H_2O \rightleftharpoons BOH + H^+$

$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

HA; $K_{HA} = 10^{-4}$; e BOH; $K_{BOH} = 10^{-6}$; $C_0 = 0.1$ M



I approssimazione: bilancio protonico $[H^+] + [HA] = [OH^-] + [BOH]$

$[HA] >> [H^+]$ e $[BOH] >> [OH^-]$; → $[HA] = [BOH]$

II approssimazione: bilancio di massa $C_0 = [BOH] + [B^+] = [HA] + [A^-]$

$[A^-] >> [HA]$ e $[B^+] >> [BOH]$; → $[A^-] = C_0$ e $[B^+] = C_0$; → $[A^-] = [B^+]$

dalla legge dell'equilibrio di massa 1: $[HA] = \frac{K_W}{K_{HA}} \cdot \frac{[A^-]}{[OH^-]} = \frac{K_W}{K_{HA}} \cdot \frac{[A^-][H^+]}{K_W} = \frac{C_0[H^+]}{K_{HA}}$

dalle legge dell'equilibrio di massa 2: $[BOH] = \frac{K_W}{K_{BOH}} \cdot \frac{[B^-]}{[H^+]} = \frac{K_W \cdot C_0}{K_{BOH}[\,H^+]}$

dal bilancio protonico: $[HA] = [BOH]$, per sostituzione:

$\frac{C_0[H^+]}{K_{HA}} = \frac{K_W C_0}{K_{BOH}[H^+]}$; $[H^+] = \sqrt{\frac{K_W}{K_{BOH}} \cdot K_{HA}}$

$[H^+] = \sqrt{10^{-8} \cdot 10^{-4}} = \sqrt{10^{-12}} = 10^{-6}$

pH = 6

Miscela di 2 acidi forti

Si consideri una miscela formata da un acido forte HA ed un altro acido forte HD,

HA + HD

in soluzione acquosa si verifica la completa dissociazione degli acidi:

$HA \rightarrow H^+ + A^-$

$HD \rightarrow H^+ + D^-$

$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

in soluzione sono presenti 4 specie, A^-, D^-, H^+,OH^-, per risolvere il problema servono 4 equazioni:

1. $[H^+]\,[OH^-] = K_w$ *autoprotolisi*
2. $[H^+] = [OH^-] + [A^-] + [D^-]$ *bilancio protonico*
3. $[A^-] = [HA]_0 = C_{0A}$ *bilancio di massa per A*
4. $[D^-] = [HD]_0 = C_{0D}$ *bilancio di massa per D*

dalla 2.) si ricava che $[D^-] = [H^+] - [A^-] - [OH^-]$, quindi

$C_{0D} - [H^+] + C_{0A} + K_w/[H^+] = 0$

$([H^+])^2 - (C_{0A} + C_{0D})\,[H^+] - K_w = 0$

$$[H^+] = \frac{+C + \sqrt{C^2 + 4K_w}}{2}$$ *dove C =* $(C_{0A} + C_{0D})$

equazione uguale a quella generale per l'acido forte.

si possono fare le approssimazioni !!!!!!

- Esempio
  - HA + HD

$HA\ C_0 = 10^{-2}M$; $HD\ C_0 = 10^{-2}M$

$pH = -\log(C_{0A} + C_{0D}) = -\log(10^{-2} + 10^{-2}) = -\log 2 \cdot 10^{-2} = 2 - \log 2 = 2 - 0.3 = 1.7$

Miscela di acido forte e acido debole

Si consideri una miscela formata da un acido forte HCl ed un acido debole HA, in soluzione acquosa sono presenti i seguenti equilibri:

$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$

$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

in soluzione sono presenti 5 specie, HA, A^-, Cl^-, H^+,OH^-, per risolvere il problema servono 5 equazioni:

1. $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$
2. $K_w = [H^+][OH^-]$
3. $[H^+] = [A^-] + [Cl^-] + [OH^-]$ *bilancio di carica = bilancio protonico*
4. $C_0 = [A^-] + [HA]$ *bilancio di massa per A*
5. $C_0 = [Cl^-]$ *bilancio di massa per Cl*

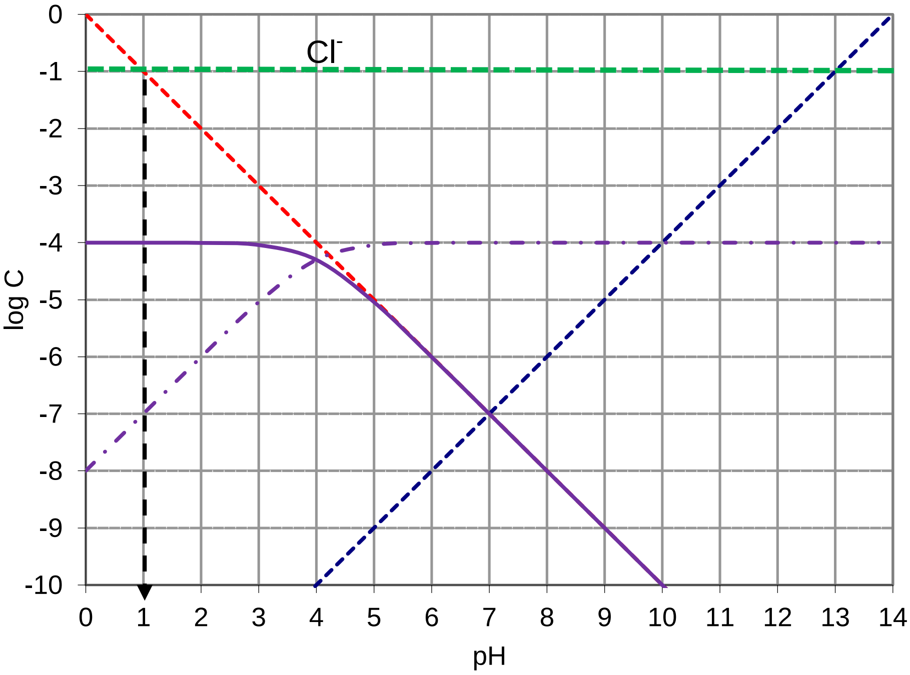
si possono verificare più frequentemente le seguenti situazioni:

- Esempi

1. C_0 [HCl] >> C_0 [HA]

[H^+] della soluzione è uguale alla [H^+] dell'acido forte → $[H^+]_{tot} = [H^+]_{HCl}$

- **C_0 [HCl] = 10^{-1}; C_0 [HA] = 10^{-4}, $K_a = 10^{-4}$**



I approssimazione: bilancio protonico $[H^+] = [OH^-] + [A^-] + [Cl^-]$

$[Cl^-] >> [OH^-]$ e $[Cl^-] >> [A^-]$; → $[H^+] = [Cl^-]$

II approssimazione: bilancio di massa $C_{0HCl} = [HCl]_0 = [Cl^-]$

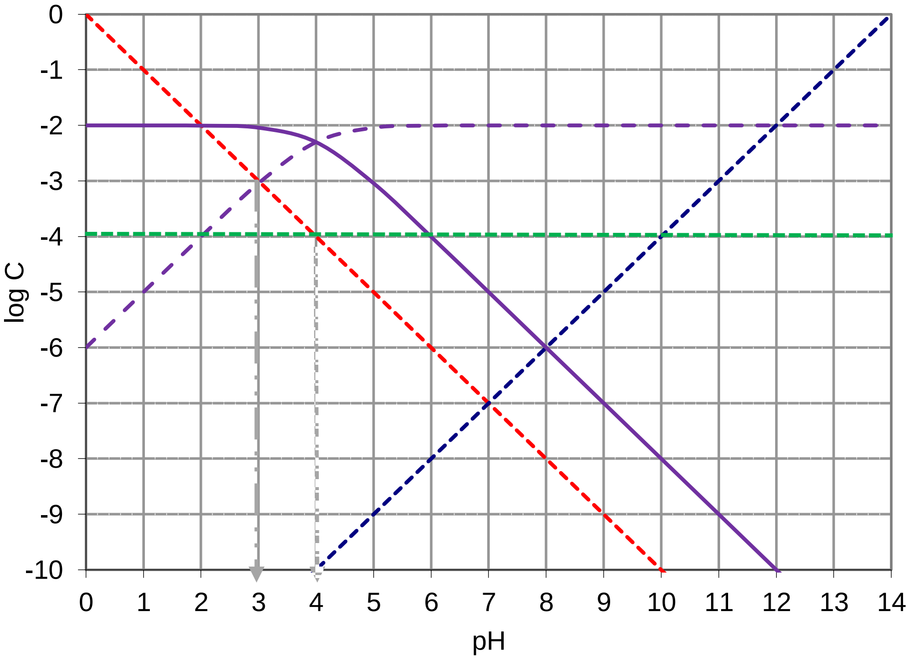
$[H^+] = C_{0HCl}$

$[H^+] = 10^{-1}$

pH = 1

2. C_0 [HCl] << C_0 [HA] , C_0 [HA] >> C_0 [HCl]

- **C_0 [HCl] = 10^{-4}; C_0 [HA] = 10^{-2}, $K_a = 10^{-4}$**



dal grafico logaritmico, considerando separatamente ogni specie acida risulta che il pH di HCl = 4 e il pH di HA = 3

I approssimazione: bilancio protonico $[H^+] = [OH^-] + [A^-] + [Cl^-]$

$[A^-] >> [OH^-]$; → $[H^+] = [A^-] + [Cl^-]$ ma $[Cl^-] = C_{0\ [HCl]}$; → $[H^+] = [A^-] + C_{0\ [HCl]}$;

$[A^-] = [H^+] + C_{0[HCl]}$;

II approssimazione: bilancio di massa $C_0 = [HA]_0 = [HA] + [A^-]$

$[HA] > [A^-] \rightarrow C_0 \cong [HA]$ (10% di errore)

sostituzione in $K_a = \frac{[H^+]([H^+]-C_{0[HCl]})}{C_{0[HA]}}$

$$[H^+]^2 - [H^+]C_{0[HCl]} - K_a C_{0[HA]} = 0$$

$$[H^+] = \frac{C_{0[HCl]} + \sqrt{\left(C_{0[HCl]}\right)^2 + 4K_a C_{0[HA]}}}{2} = \frac{10^{-4} + \sqrt{(10^{-4})^2 + 4\ \cdot 10^{-4} \cdot 10^{-2}}}{2}$$

$$= 1.05125 \cdot 10^{-3}$$

pH = 3 – log1.05125 = 3 – 0.02171 = 2.97829 = 2.98

non utilizzando il sistema d'equazioni sopra riportate, ma:

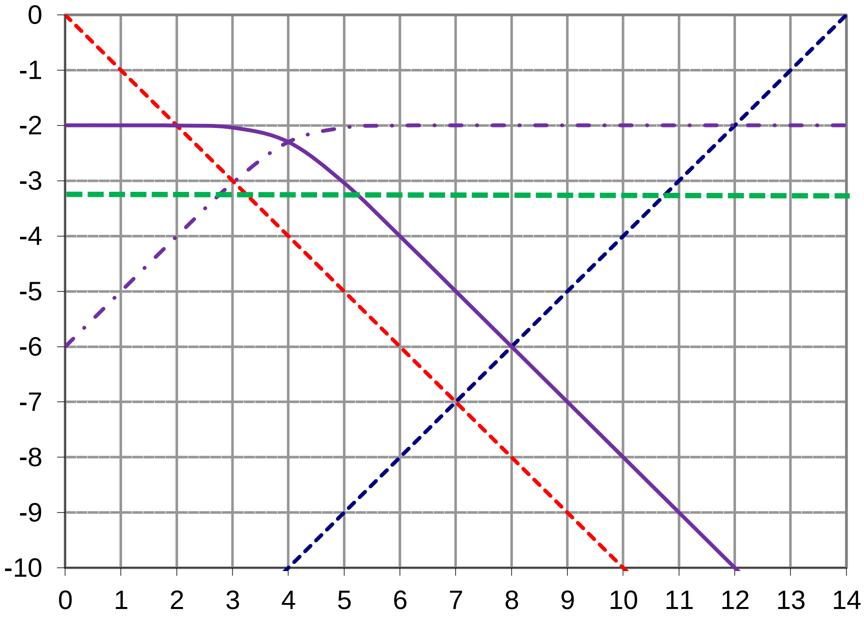
pH = - log ($C_{0\ [HCl]}$ + $[H^+]$ di HA)

pH = -log ($10^{-4} + 10^{-3}$) = - log ($1.1 \cdot 10^{-3}$) = 3 – log 1.1= 3 – 0.04139 = 2.9586 = 2.96

- **C_0 [HCl] = 5 .10^{-4}; C_0 [HA] = 10^{-2}, K_a = 10^{-4}**

  C_0 [HCl] << C_0 [HA]

log C_0 [HCl] = - 3.3



dal grafico logaritmico, considerando separatamente ogni specie acida risulta che il pH di HCl = 3.3 e il pH di HA = 3

I approssimazione: bilancio protonico $[H^+] = [OH^-] + [A^-] + [Cl^-]$

$[A^-] >> [OH^-]$; $\rightarrow [H^+] = [A^-] + [Cl^-]$ ma $[Cl^-] = C_{0\ [HCl]}$; $\rightarrow [H^+] = [A^-] + C_{0\ [HCl]}$;

$[A^-] = [H^+] - C_{0[HCl]}$;

II approssimazione: bilancio di massa $C_0 = [HA]_0 = [HA] + [A^-]$

$[HA] > [A^-] \rightarrow C_0 \cong [HA]$ (10% di errore)

sostituzione in $K_a = \frac{[H^+]([H^+]-C_{0[HCl]})}{C_{0[HA]}}$

$$[H^+]^2 - [H^+]C_{0[HCl]} - K_a C_{0[HA]} = 0$$

$$[H^+] = \frac{C_{0[HCl]} + \sqrt{\left(C_{0[HCl]}\right)^2 + 4K_a C_{0[HA]}}}{2} = \frac{5.10^{-4} + \sqrt{(5.10^{-4})^2 + 4 \cdot 10^{-4} \cdot 10^{-2}}}{2}$$

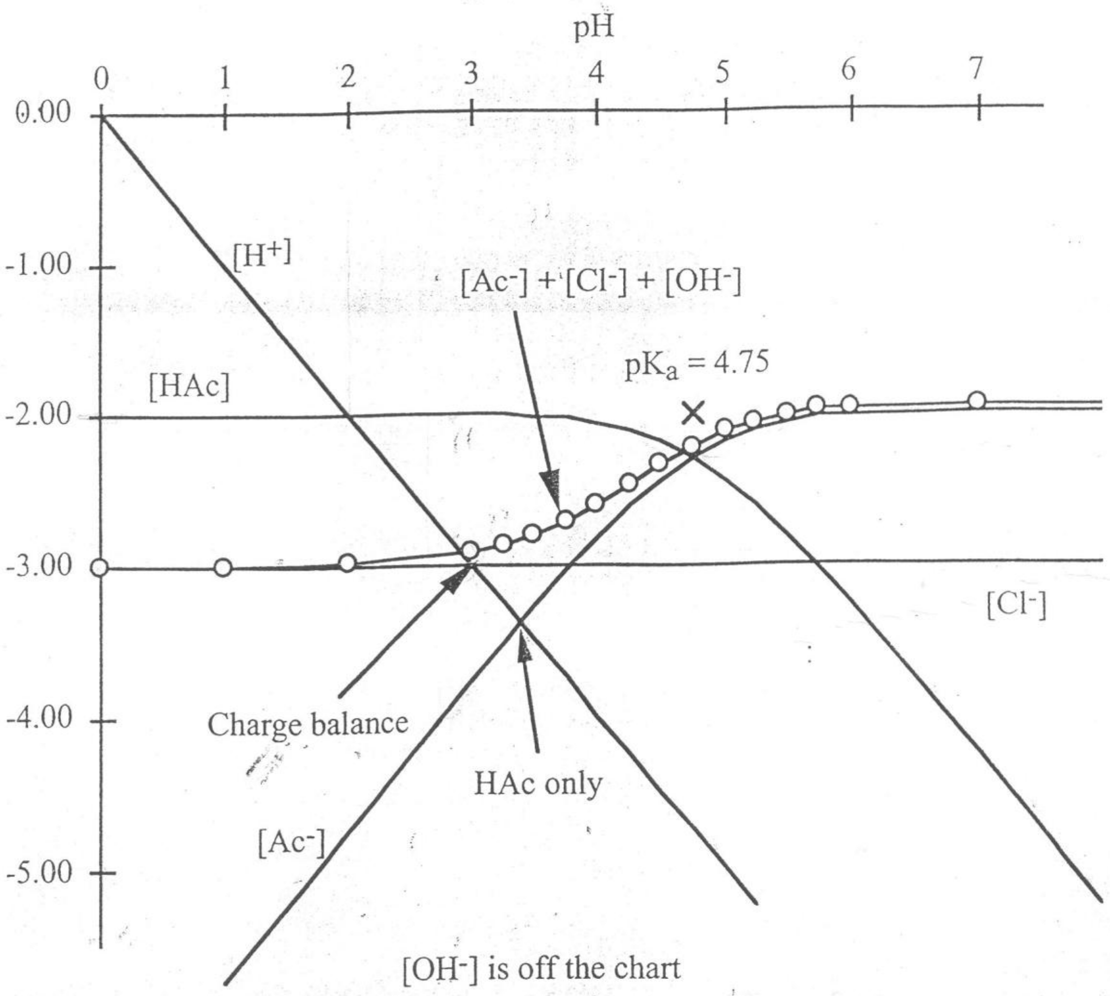
$$= 1.28 \cdot 10^{-3}$$

pH = 3 – log1.28 = 3 – 0.1072 = 2.8928 = 2.89

non utilizzando il sistema d'equazioni sopra riportate, ma:

pH = - log ($C_{0\ [HCl]}$ + $[H^+]$ di HA)

pH = -log ($5.10^{-4} + 10^{-3}$) = - log ($1.5 \cdot 10^{-3}$) = 3 – log 1.5= 3 – 0.176 = 2.824= 2.82


pH
0
1
2
3
4
5
6
7
0.00
-1.00
-2.00
-3.00
-4.00
-5.00
$[H^+]$
$[Ac^-] + [Cl^-] + [OH^-]$
$pK_a = 4.75$
[HAc]
$[Cl^-]$
Charge balance
HAc only
$[Ac^-]$
$[OH^-]$ is off the chart

Miscela di due acidi deboli monoprotici

Si consideri una miscela formata da due acidi deboli HA HB,

$$HA + HB$$

in soluzione acquosa si verifica la parziale dissociazione degli acidi:

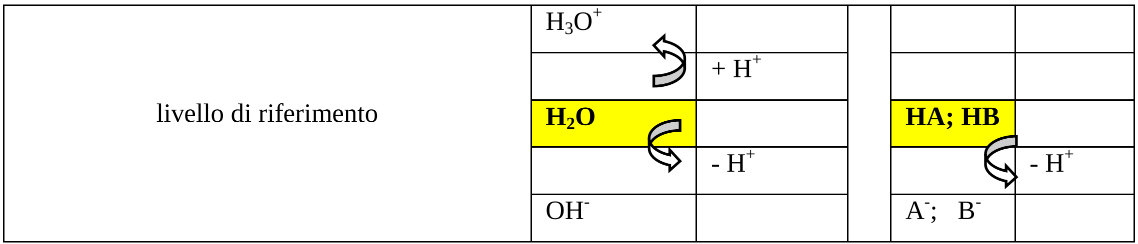
$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$

$HB \rightleftharpoons H^+ + B^-$

$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

in soluzione sono presenti 6 specie,HA, HB, A^-, B^-, H^+, OH^-, per risolvere il problema servono 6 equazioni:

1. $K_{HA} = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$
2. $K_{HB} = \frac{[H^+][B^-]}{[HB]}$
3. $[H^+]\,[OH^-] = K_w$ *autoprotolisi*
4. $[H^+] = [OH^-] + [A^-] + [B^-]$ *bilancio di carica = bilancio protonico*



$[H^+] =[OH^-]+ [A^-] + [B^-]$

5. $C_{0HA} = [HA]_0 = [A^-] + [HA]$ *bilancio di massa per A*
6. $C_{0HB} = [HB]_0 = [B^-] + [HB]$ *bilancio di massa per B*

come si risolve?

si ricava $[A^-]$ e $[B^-]$ in funzione delle rispettive K_{eq} e delle C_0

quindi

dalla 5. → $[HA] = C_{0A} - [A^-]$ e sostituisco nella 1. → $K_{HA} = \frac{[H^+][A^-]}{C_{0A} - [A^-]}$

$K_{HA}C_{0A} - K_{HA}.[A^-] - [H^+][A^-] = 0\,; \rightarrow [A^-] = \frac{K_{HA}C_{0A}}{K_{HA}+[H^+]}$

dalla 6. → $[HB] = C_{0B} - [B^-]$ e sostituisco nella 2-. → $K_{HB} = \frac{[H^+][B^-]}{C_{0B} - [B^-]}$

$K_{HB}C_{0B} - K_{HB}.[B^-] - [H^+][B^-] = 0\,; \rightarrow [B^-] = \frac{K_{HB}C_{0B}}{K_{HB}+[H^+]}$

dalla 3. → $[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]}$

sostituzione nella 4.,(bilancio protonico) → $[H^+] = \frac{K_w}{[H^+]} + \frac{K_{HA}C_{0A}}{K_{HA}+[H^+]} + \frac{K_{HB}C_{0B}}{K_{HB}+[H^+]}$

risolvendo si ottiene una equazione di quarto grado!!

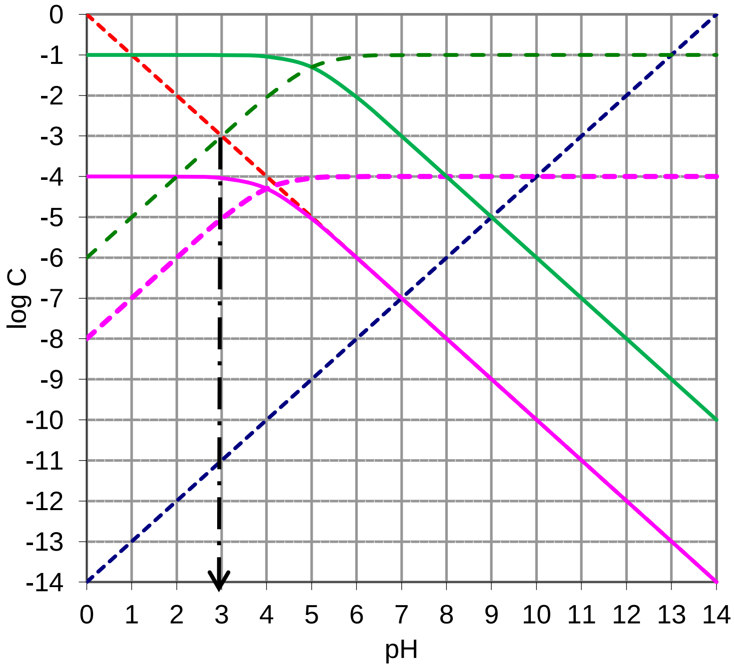
si possono fare le approssimazioni !!!!!!

- grafici logaritmici: sovrapposizione dei singoli diagrammi di distruzione (HA e HB)

- Esempi

- **C_0 [HA] = 10^{-1}; C_0 [HB] = 10^{-4}; K_{HA} = 10^{-5}; K_{HB} = 10^{-4}**

C_0 [HA] >> C_0 [HB] e $K_{HA} \cong K_{HB}$ **dipendenza da C_{0HA}**



I approssimazione: bilancio protonico $[H^+] = [OH^-] + [A^-] + [B^-]$

$[A^-] >> [OH^-]$ e $[A^-] > [B^-]$ → $[H^+] = [A^-]$

II approssimazione: bilancio di massa $C_{0HA} = [HA]_0 = [HA] + [A^-]$

$[HA] >> [A^-]$ → $C_{0HA} \cong [HA]$

sostituzione in K_{HA}

$$[\boldsymbol{H^+}] = \sqrt{\boldsymbol{K_{HA} \cdot C_{0HA}}} = \sqrt{10^{-5} \cdot 10^{-1}} = \sqrt{10^{-6}} = 1 \cdot 10^{-3}; \text{ pH} = 3$$

- **C_0 [HA] = 10^{-2}; C_0 [HB] = 10^{-1}; K_{HA} = 10^{-4}; K_{HB} = 10^{-9}**

K_{HA} >> K_{HB} e C_0 [HA] $\cong$ C_0 [HB] **dipendenza da K_{HA}**

I approssimazione: bilancio protonico $[H^+] = [OH^-] + [A^-] + [B^-]$

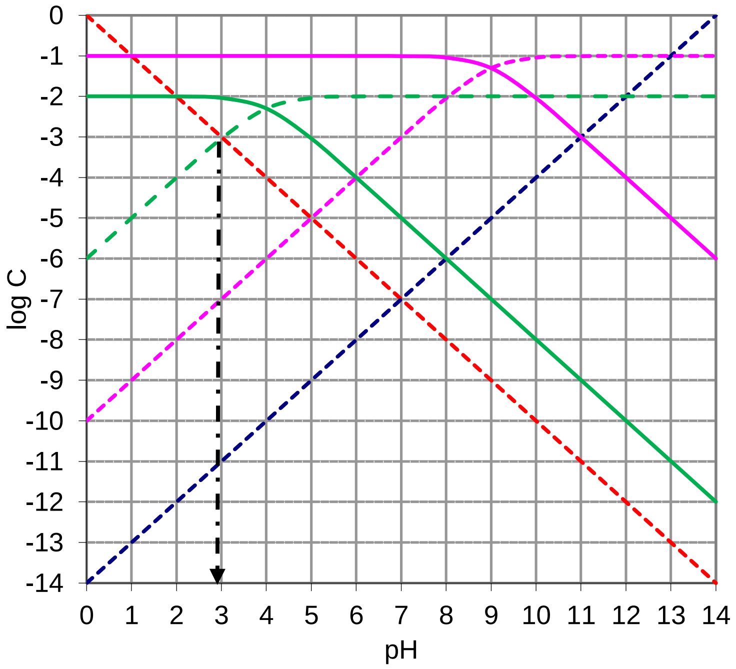
$[A^-] >> [OH^-]$ e $[A^-] >> [B^-]$ → $[H^+] = [A^-]$

II approssimazione: bilancio di massa $C_{0HA} = [HA]_0 = [HA] + [A^-]$

$[HA] > [A^-]$ → $C_{0HA} \cong [HA]$ (10% di errore)

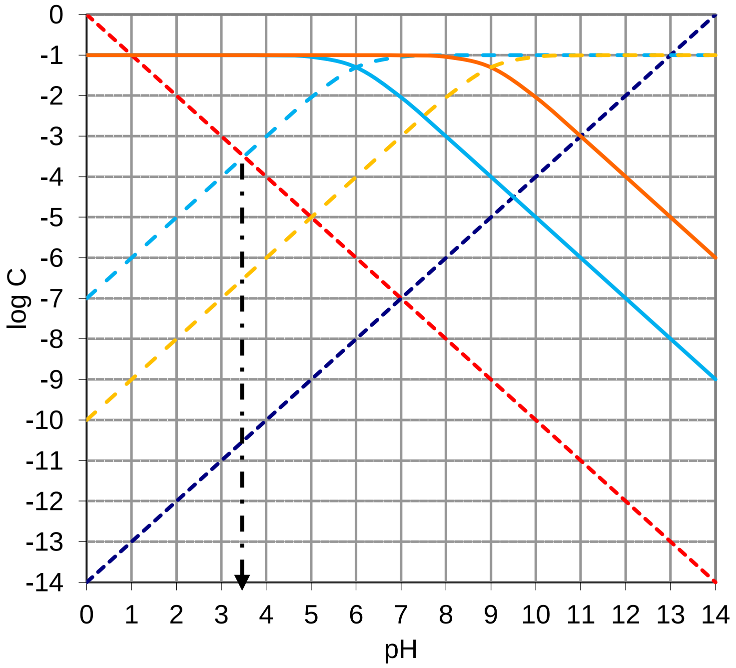
sostituzione in K_{HA}

$$[\boldsymbol{H^+}] = \sqrt{\boldsymbol{K_{HA} \cdot C_{0HA}}} = \sqrt{10^{-4} \cdot 10^{-2}} = \sqrt{10^{-6}} = 1 \cdot 10^{-3}; \text{ pH} = 3$$



- **C_0 [HA] = C_0 [HB] = 10^{-1}; K_{HA} = 10^{-9}; K_{HB} = 10^{-6}**

  $K_{HA} << K_{HB}$ e C_0 [HA] ≅ C_0 [HB] **dipendenza da K_{HB}**



I approssimazione: bilancio protonico $[H^+] = [OH^-] + [A^-] + [B^-]$

$[B^-] >> [OH^-]$ e $[B^-] >> [A^-]$ → $[H^+] = [B^-]$

II approssimazione: bilancio di massa $C_{0HB} = [HB]_0 = [HB] + [B^-]$

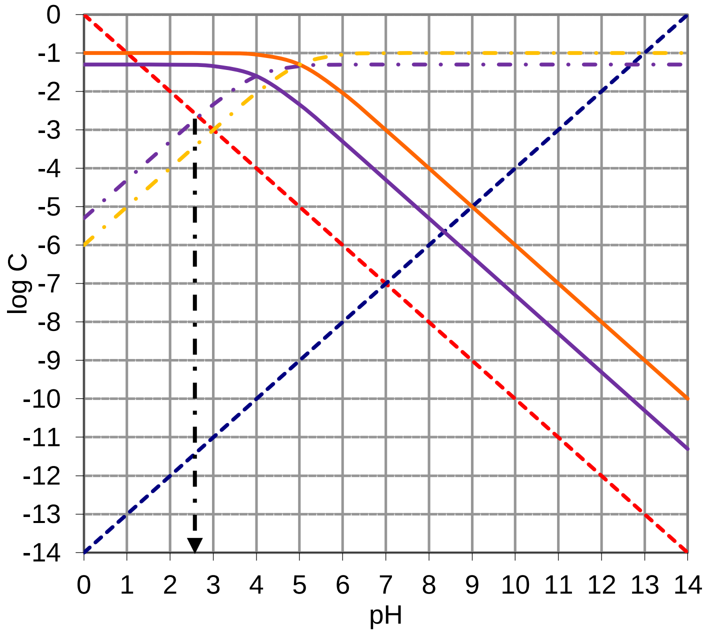
$[HB] >> [B^-]$ → $C_{0HB} = [HB]$

sostituzione in K_{HB}

$[\boldsymbol{H^+}] = \sqrt{\boldsymbol{K_{HB}} \cdot \boldsymbol{C_{0HB}}} = \sqrt{10^{-6} \cdot 10^{-1}} = \sqrt{10^{-7}} = 1 \cdot 10^{-3,5}$; pH = 3.5

- **C_0 [HA] = 10^{-1}; C_0 [HB] = $5 \cdot 10^{-2}$; $K_{HA} = 10^{-5}$; $K_{HB} = 10^{-4}$**

$K_{HA} \cong K_{HB}$ e C_0 [HA] $\cong$ C_0 [HB]



I approssimazione: bilancio protonico $[H^+] = [OH^-] + [A^-] + [B^-]$

$[A^-] >> [OH^-]$ e $[B^-] >> [OH^-]$ $\rightarrow [H^+] = [A^-] + [B^-]$

II approssimazione: bilancio di massa $C_{0HB} = [HB]_0 = [HB] + [B^-]$, $C_{0HA} = [HA]_0 = [HA] + [A^-]$

$[HA] >> [A^-] \rightarrow C_{0HA} = [HA]$ e $[HB] >> [B^-] \rightarrow C_{0HB} = [HB]$

dalla K_{HA} $\rightarrow$ $[A^-] = \frac{K_{HA}C_{0HA}}{[H^+]}$ e dalla K_{HB} $\rightarrow [B^-] = \frac{K_{HB}C_{0HB}}{[H^+]}$

sostituzione nel bilancio protonico :

$$[H^+] = \frac{K_{HA}C_{0HA}}{[H^+]} + \frac{K_{HB}C_{0HB}}{[H^+]};\ \ [H^+]^2 = K_{HA}C_{0HA} + K_{HB}C_{0HB};\qquad [\boldsymbol{H^+}] = \sqrt{\boldsymbol{K_{HA}C_{0HA}} + \boldsymbol{K_{HB}C_{0HB}}}$$

$$[H^+] = \sqrt{10^{-5} \cdot 10^{-1} + 10^{-4} \cdot 5\,.\,10^{-2}} = \sqrt{10^{-6}(1+5)} = 10^{-3}\sqrt{6} = 2.449\,.\,10^{-3}$$

pH = 3 – log2.449 = 3 – 0.389 = 2.611

- **C_0 [HA] = 10^{-1}; C_0 [HB] = 10^{-2}; $K_{HA} = 10^{-5}$; $K_{HB} = 10^{-4}$**

$K_{HA} = K_{HB}$ e C_0 [HA] $\cong$ C_0 [HB]

I approssimazione: bilancio protonico $[H^+] = [OH^-] + [A^-] + [B^-]$

$[A^-] >> [OH^-]$ e $[B^-] >> [OH^-]$ $\rightarrow [H^+] = [A^-] + [B^-]$

II approssimazione: bilancio di massa $C_{0HB} = [HB]_0 = [HB] + [B^-]$, $C_{0HA} = [HA]_0 = [HA] + [A^-]$

$[HA] >> [A^-] \rightarrow C_{0HA} = [HA]$ e $[HB] >> [B^-] \rightarrow C_{0HB} = [HB]$

dalla K_{HA} $\rightarrow$ $[A^-] = \frac{K_{HA}C_{0HA}}{[H^+]}$ e dalla K_{HB} $\rightarrow [B^-] = \frac{K_{HB}C_{0HB}}{[H^+]}$

sostituzione nel bilancio protonico :

$$[H^+] = \frac{K_{HA}C_{0HA}}{[H^+]} + \frac{K_{HB}C_{0HB}}{[H^+]};$$

$$[H^+]^2 = K_{HA}C_{0HA} \; + \; K_{HB}C_{0HB};$$

$$[\boldsymbol{H^+}] = \sqrt{\boldsymbol{K_{HA}C_{0HA} \; + \; K_{HB}C_{0HB}}}$$

$$[H^+] = \sqrt{10^{-5} \cdot 10^{-1} + 10^{-5} \cdot \; 10^{-2}} = \sqrt{10^{-6} + 10^{-7}} = \sqrt{1.1 \cdot 10^{-6}} = 1.05 \; \cdot 10^{-3}$$

pH = 2.98