

## EQUILIBRI ACIDO-BASE

### Trattamento grafico

#### Diagrammi Logaritmici

#### Costruzione della matrice comune a tutti i diagrammi logaritmici:

Per definizione,  $\log [H_3O^+] = -pH$  e  $\log [OH^-] = pH - 14$ , per cui  $\log [H_3O^+]$  è rappresentato da una retta che parte dal punto ( $pH = 0$ ,  $\log C = 0$ ) ed ha una pendenza di  $-1$  ( $-45^\circ$ ), mentre  $\log [OH^-]$  è una retta che parte dal punto ( $pH = 14$ ,  $\log C = 0$ ) ed ha una pendenza di  $+1$  ( $+45^\circ$ ). Tali rette, che si incontrano a  $pH = 7$ , sono sempre presenti nei diagrammi logaritmici di soluzioni acquose.

$$\log [H_3O^+] = -pH$$

$$\log [OH^-] = pH - 14$$

pH	$\log H_3O^+$	$\log OH^-$
0	0	-14
1	-1	-13
2	-2	-12
3	-3	-11
4	-4	-10
5	-5	-9
6	-6	-8
7	-7	-7
8	-8	-6
9	-9	-5
10	-10	-4
11	-11	-3
12	-12	-2
13	-13	-1
14	-14	0

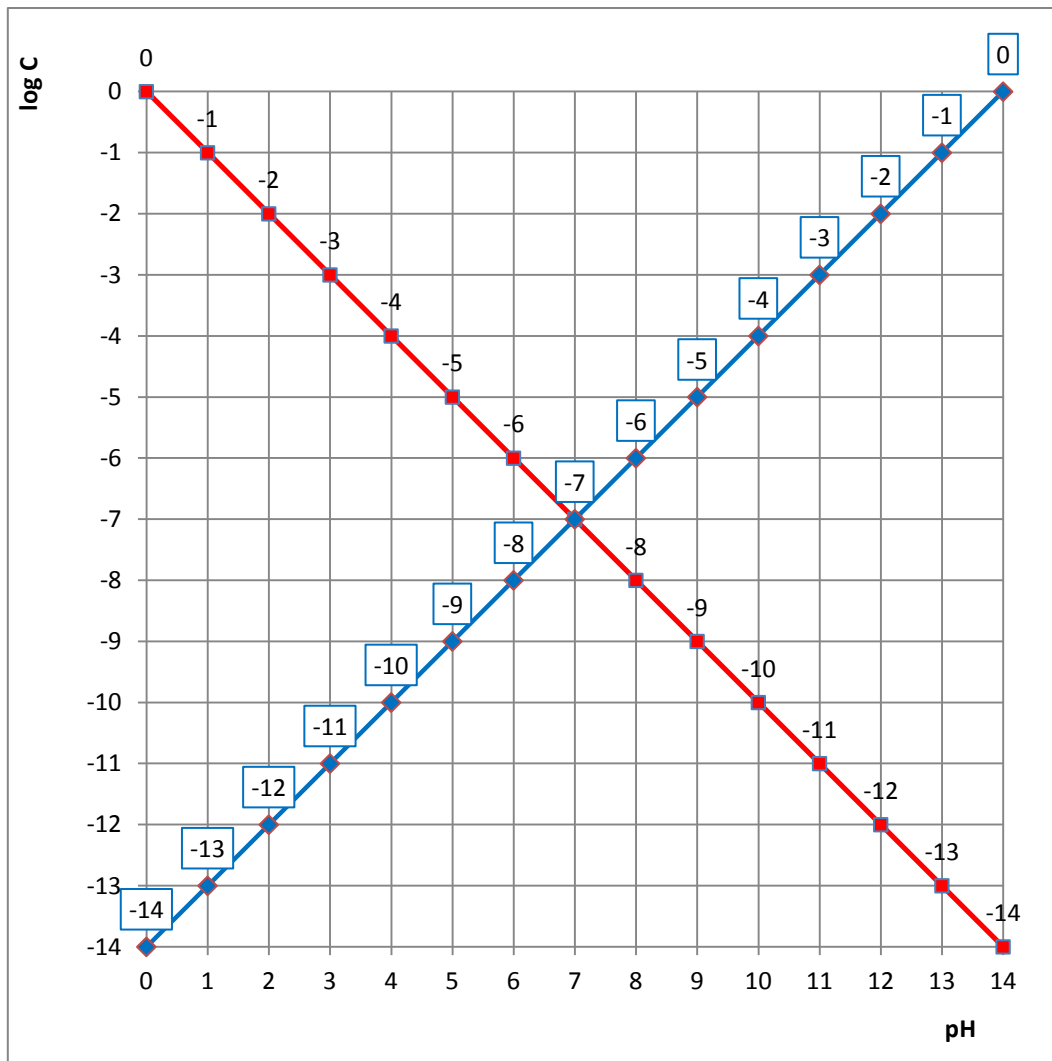
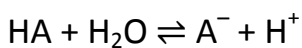


Figura: Matrice comune ( $H^+$ ,  $OH^-$ ) a tutti i diagrammi logaritmici acido-base

### Costruzione del diagramma di distribuzione delle coppie acido-base coniugate in funzione del pH

Il rapporto delle concentrazioni tra un acido debole e la sua base coniugata è regolato dal pH:



$$K_a = \frac{[A^-][H^+]}{[HA]}, \quad \frac{[A^-]}{[HA]} = \frac{K_a}{[H^+]}; \quad \log \frac{[A^-]}{[HA]} = \log \frac{K_a}{[H^+]} = \log K_a - \log [H^+] = \mathbf{pH - pK_a}$$

quindi, se:

$$pH = pK_a \quad \log[A^-] = \log[HA]; \quad [A^-] = [HA]$$

$$pH > pK_a \quad [A^-] > [HA]$$

$$pH < pK_a \quad [A^-] < [HA]$$

Dalle frazioni molari,  $\alpha_{HA} = \frac{[HA]}{[HA]+[A^-]}$ ;  $\alpha_{A^-} = \frac{[A^-]}{[HA]+[A^-]}$  e dalla dipendenza del rapporto delle concentrazioni delle specie presenti all'equilibrio in funzione del pH,  $\log \frac{[A^-]}{[HA]} = pH - pK_a$ ;  $\frac{[A^-]}{[HA]} = 10^{(pH-pK_a)}$ ;  $[HA] = [A^-] \times 10^{(pK_a-pH)}$ , per sostituzione si ottengono le seguenti equazioni necessarie per la costruzione del diagramma di distribuzione delle coppie acido-base coniugate:

$$\alpha_{HA} = \frac{\cancel{[A^-]} \times 10^{(pK_a-pH)}}{[\cancel{A^-}] \times 10^{(pK_a-pH)} + [A^-]} = \frac{10^{(pK_a-pH)}}{10^{(pK_a-pH)} + 1}$$

in forma logaritmica .....  $\log \alpha_{HA} = \log 10^{(pK_a-pH)} - \log(10^{(pK_a-pH)} + 1)$

$$\log \alpha_{HA} = pK_a - pH - \log(1 + 10^{(pK_a-pH)})$$

$$\alpha_{A^-} = \frac{[A^-]}{[\cancel{A^-}] \times 10^{(pK_a-pH)} + [A^-]} = \frac{1}{10^{(pK_a-pH)} + 1} =$$

in forma logaritmica .....  $\log \alpha_{A^-} = -\log(1 + 10^{(pK_a-pH)})$

Gli andamenti di  $\log \alpha_{HA}$  e  $\log \alpha_{A^-}$  in funzione del pH possono quindi essere tracciati dopo aver fatto delle approssimazioni:

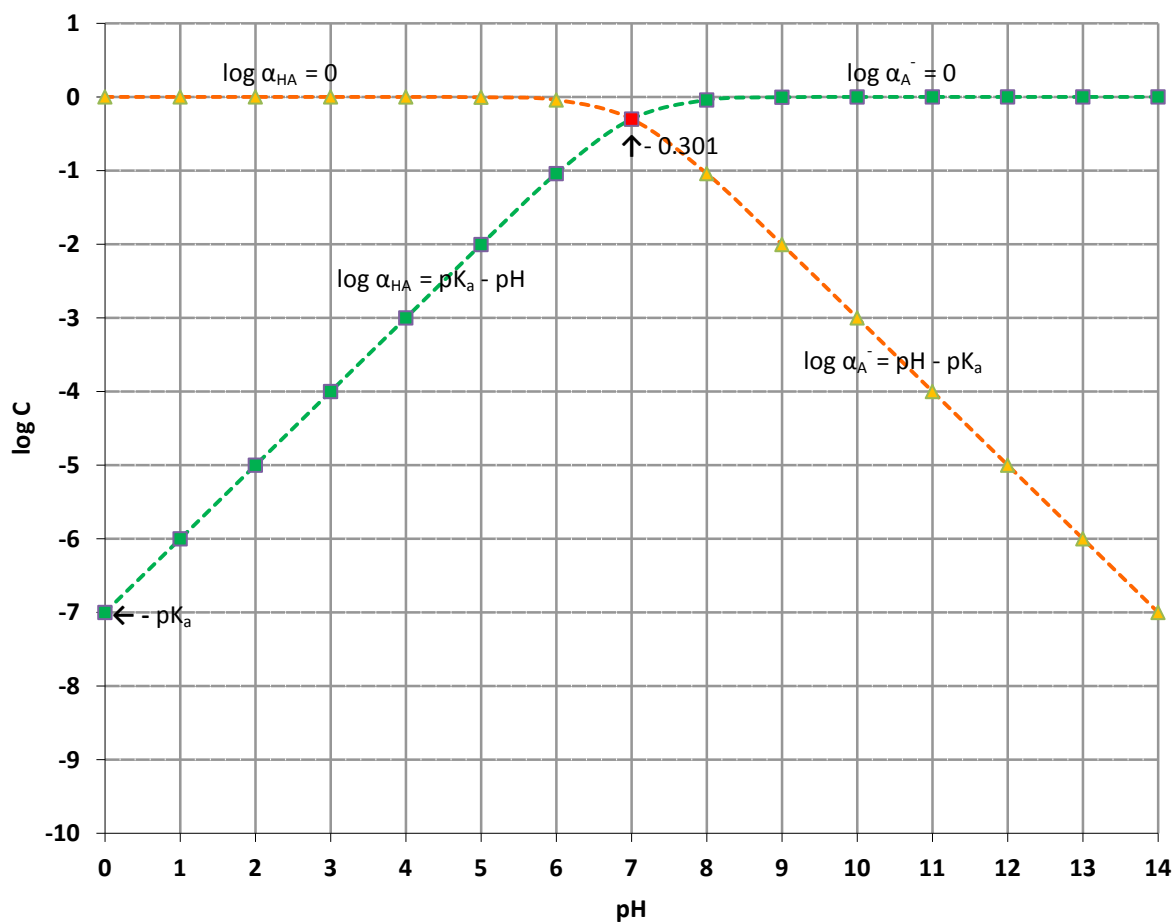
$$\log \alpha_{HA} = pK_a - pH - \log(1 + 10^{(pK_a-pH)})$$

$$\log \alpha_{A^-} = -\log(1 + 10^{(pK_a-pH)})$$

pH $\gg$ pK <sub>a</sub> ([A <sup>-</sup> ] $\gg$ [HA])	pH = pK <sub>a</sub> ([A <sup>-</sup> ] = [HA])	pH $\ll$ pK <sub>a</sub> ([A <sup>-</sup> ] $\ll$ [HA])
$10^{(pK_a-pH)} \ll 1$ trascurabile	$\log \alpha_{HA} = \log \alpha_{A^-}$	$10^{(pK_a-pH)} \gg 1$
... = $-\log 1 = 0$	$-\log(1 + 1) - \log 2$ = -0.301	... = $pH - pK_a$
<b><math>\log \alpha_{HA} = pK_a - pH</math></b>	<b><math>\log \alpha_{HA} = -0.301</math></b>	<b><math>\log \alpha_{HA} = 0</math></b>
<b><math>\log \alpha_{A^-} = 0</math></b>	<b><math>\log \alpha_{A^-} = -0.301</math></b>	<b><math>\log \alpha_{A^-} = pH - pK_a</math></b>

➤ Costruzione del diagramma di distribuzione (HA, A<sup>-</sup>, acido debole) K<sub>a</sub> 10<sup>-7</sup>

pH	log HA	log A <sup>-</sup>	log HA	log A <sup>-</sup>
0	0	pH - pK <sub>a</sub>	0	-7
1	0	pH - pK <sub>a</sub>	0	-6
2	0	pH - pK <sub>a</sub>	0	-5
3	0	pH - pK <sub>a</sub>	0	-4
4	0	pH - pK <sub>a</sub>	0	-3
5	eq. completa			
6	eq. completa			
7	-0.301	-0.301	-0.301	-0.301
8	eq. completa			
9	eq. completa			
10	pK <sub>a</sub> - pH	0	-3	0
11	pK <sub>a</sub> - pH	0	-4	0
12	pK <sub>a</sub> - pH	0	-5	0
13	pK <sub>a</sub> - pH	0	-6	0
14	pK <sub>a</sub> - pH	0	-7	0



IMPORTANTE:

- punto incontro della retta  $[A^-]$  con la retta  $[HA]$ : punto sistema
- punto intersezione della retta  $[A^-]$  con la retta  $[H^+]$  della matrice comune
- punto intersezione della retta  $[HA]$  con la retta  $[OH^-]$  della matrice comune
- retta superiore parallela all'asse pH
- ascissa del punto sistema è il  $pK_a$  dell'acido: ( $[acido] = [base\ coniugata]$ ,  $pH = pK_a$ )
- ascisse dei 2 punti d'intersezione sono rispettivamente i valori di pH di una soluzione di un acido HA e della sua base coniugata  $A^-$ , la cui concentrazione è espressa dall'ordinata ( $\log C$ ) della parallela del pH

Una **variazione di  $pK_a$**  comporta uno spostamento orizzontale del grafico ottenuto lungo l'asse delle ascisse.

Una **variazioni della concentrazione delle specie  $[A^-]$  e  $[HA]$**  comporta uno spostamento verticale del grafico di una quantità pari a  $\log C_0$  lungo l'asse delle ordinate:

$$\alpha_{HA} = \frac{[HA]}{C_0}; [HA] = \alpha_{HA} \cdot C_0; \log [HA] = \log \alpha_{HA} + \log C_0$$

$$\alpha_{A^-} = \frac{[A^-]}{C_0}; [A^-] = \alpha_{A^-} \cdot C_0; \log [A^-] = \log \alpha_{A^-} + \log C_0$$

Dai diagrammi di distribuzione si possono valutare le concentrazioni delle specie presenti in soluzione nel punto in cui è rispettato il **bilancio protonico**

### Bilancio protonico

I protoni non esistono in soluzione allo stato libero ma possono solo essere trasferiti da un acido, che agisce da donatore, a una base, che agisce da accettore. Su questo fatto si fonda una relazione di grande utilità nella trattazione di problemi riguardanti soluzioni di acidi e di basi: il **bilancio protonico**, in base al quale **la concentrazione delle specie deprotonate deve essere equivalente alla concentrazione delle specie**

**protonate.** Peraltro, va notato che il bilancio protonico è *sempre e solo una combinazione dei bilanci di materia e di carica, e non è una relazione indipendente.*

Esempi:

➤ scrittura: costruzione tabella (1, 2, 3 righe)

1. riga superiore → specie che si ottengono per aggiunta di  $H^+$

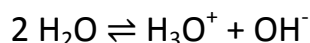
2. riga centrale → componenti stechiometrici della soluzione

3. riga inferiore → specie che si ottengono per sottrazione di  $H^+$

somma delle concentrazioni in 1. = somma delle concentrazioni in 3.

***Nel bilancio protonico non appaiono mai i componenti stechiometrici***

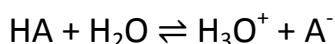
➤  $H_2O$



	$H_3O^+$		livello + 1	specie più protonate
-	$H_2O$	-	livello 0	
	$OH^-$		livello - 1	specie meno protonate

bilancio protonico:  $[H_3O^+] = [OH^-]$

➤ sol. di un acido (HA)



	$H_3O^+$		livello + 1	specie più protonate
-	$H_2O; HA$	-	livello 0	
	$A^-$		livello - 1	specie meno protonate

bilancio protonico:  $[H_3O^+] = [A^-] + [OH^-]$

➤ sol. acido elettricamente carico ( $NH_4^+$ )



1.  $[H^+] + [NH_4^+] = [OH^-] + [Cl^-]$

*bilancio di carica*

2.  $[NH_4^+]_0 = [NH_4^+] + [NH_3]$

*bilancio di materia*

3.  $[NH_4^+]_0 = [Cl^-]$

*bilancio di materia*

sostituire in 2.  $[NH_4^+]_0$  con  $[Cl^-]$ ,

$$[\text{Cl}^-] = [\text{NH}_4^+] + [\text{NH}_3] \rightarrow [\text{NH}_4^+] = [\text{Cl}^-] - [\text{NH}_3]$$

sostituire  $[\text{NH}_4^+]$  in 1.

$$[\text{H}^+] + \cancel{[\text{Cl}^-]} - [\text{NH}_3] = [\text{OH}^-] + \cancel{[\text{Cl}^-]}$$

$$\text{bilancio protonico: } [\text{H}^+] = [\text{NH}_3] + [\text{OH}^-]$$

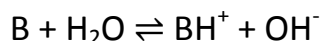
➤ sol. di una base forte (NaOH);

	$\text{H}_3\text{O}^+$ ; $\text{Na}^+$		livello + 1	specie più protonate
-	$\text{H}_2\text{O}$ ; NaOH	-	livello 0	
	$\text{OH}^-$		livello - 1	specie meno protonate

$$\text{bilancio protonico: } [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-]$$

➤ sol. di una base debole (B)

Nel caso di una soluzione di una base debole il bilancio protonico è formalmente identico a quello della base forte.



	$\text{H}_3\text{O}^+$ ; $\text{BH}^+$		livello + 1	specie più protonate
-	$\text{H}_2\text{O}$ ; B	-	livello 0	
	$\text{OH}^-$		livello - 1	specie meno protonate

$$\text{bilancio protonico: } [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{BH}^+] = [\text{OH}^-]$$

NB: anche il bilancio protonico delle basi non dipende dalla loro carica !!!

**Esercizi con i digrammi di distribuzione:** Calcolo pH acido debole monoprotico

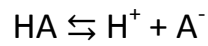
- Scrivere tutti gli equilibri, le costanti, i bilanci di carica e di massa
- Bilancio di carica: Le soluzioni hanno carica totale 0: la somma delle cariche positive è uguale alla somma delle cariche negative; il coefficiente davanti a ciascuna specie è uguale all'ammontare della carica sullo ione.
- Bilancio di massa: La somma delle concentrazioni di tutte le specie contenenti di un determinato atomo (o gruppi di atomi) dev'essere uguale alla quantità portata in soluzione.

- Bilancio protonico: La somma delle concentrazioni di tutte le specie che hanno ceduto protoni è uguale alla somma delle concentrazioni di tutte le specie che hanno acquistato protoni → proviene da un bilancio di carica e da un bilancio di massa.

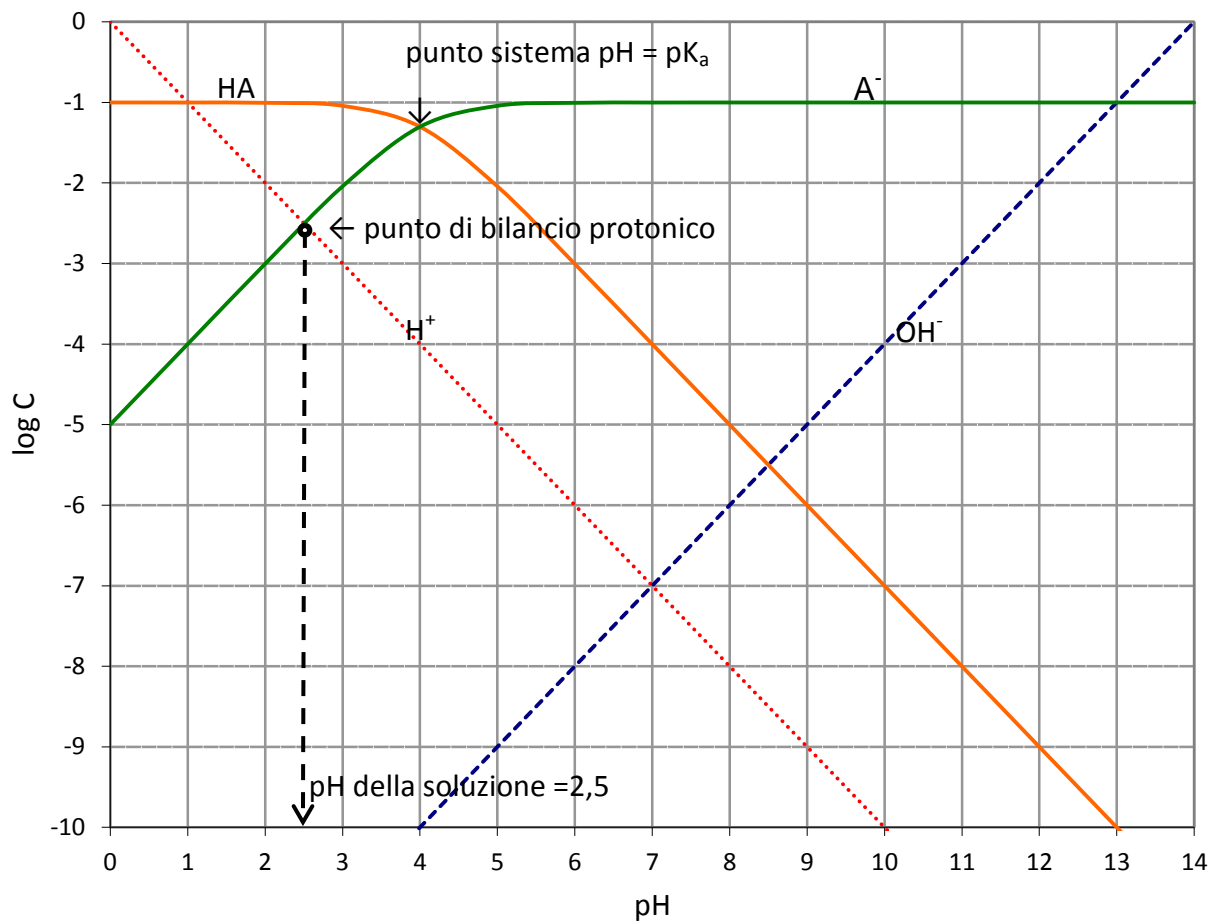
Ogni specifica soluzione in esame ha uno ed un solo valore di pH, per cui solo un punto del diagramma rappresenta la soluzione in oggetto. *Tale punto è quello per cui valgono i vari bilanci messi a sistema nel metodo algebrico.* Poiché il diagramma è in termini di specie protonate e deprotonate, e poiché il bilancio protonico è una combinazione dei vari bilanci di materia e/o di carica, il bilancio che più facilmente fornisce l'informazione cercata è quello protonico. Una volta determinato il pH della soluzione, per ottenere la concentrazione delle varie specie è sufficiente tracciare una retta verticale in corrispondenza al pH trovato: la concentrazione di una data specie a quel pH si ottiene dall'ordinata del punto di incontro tra la retta verticale e la curva della concentrazione.



- $C_0 = 0.1 (10^{-1}) \text{ M}; K_a = 10^{-4}$



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



I approssimazione: bilancio protonico  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{A}^-]$

$[\text{OH}^-] \ll [\text{A}^-] \rightarrow [\text{H}^+] = [\text{A}^-]$

Il approssimazione: bilancio di massa  $C_0 = [\text{HA}]_0 = [\text{HA}] + [\text{A}^-]$

$[\text{HA}] > [\text{A}^-] \rightarrow C_0 \cong [\text{HA}]$

sostituzione in  $K_a$ :

dalla I approssimazione:  $K_a = \frac{[H^+][H^+]}{[HA]} = \frac{[H^+]^2}{[HA]}$ ; e con la II approssimazione:

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{C_0}; \quad [H^+]^2 = K_a \cdot C_0; \quad [H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_0} = \sqrt{10^{-4} \cdot 10^{-1}} = \sqrt{10^{-5}} = 3.6 \cdot 10^{-3};$$

$$\text{pH} = -\log 3.6 \cdot 10^{-3} = 2.5$$

### Acido debole monoprotico:

valutazione della variazione del pH al variare della concentrazione mantenendo lo stesso  $\text{pK}_a (= 4)$

1)  $C = 0.1, 10^{-1}$ ;  $C = 0.01, 10^{-2}$

Sono valide le 2 approssimazioni (bilancio protonico e bilancio di materia, si approssima  $[A^-]$ ):

$$[\text{OH}^-] \ll [A^-] \rightarrow [H^+] = [A^-]$$

$$[HA] > [A^-] \rightarrow C \cong [HA]$$

$$[H^+] = \sqrt[2]{K_a C}$$

diminuendo la concentrazione, la seconda approssimazione (bilancio di materia) non è più valida:

2)  $C = 0.001, 10^{-3}$ ;  $C = 0.0001, 10^{-4}$

$$[\text{OH}^-] \ll [A^-] \rightarrow [H^+] = [A^-]$$

$$[HA] \cong [A^-] \rightarrow [HA] = C - [H^+]$$

$$[H^+] = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 - 4K_a C}}{2}$$

diminuendo ulteriormente la concentrazione sono valide le 2 approssimazioni (ma si approssima  $[HA]$ ):

3)  $C = 10^{-5}$ ;  $C = 10^{-6}$

$$[\text{OH}^-] \ll [A^-] \rightarrow [H^+] = [A^-]$$

$$[HA] < [A^-] \rightarrow C \cong [A^-] = [H^+]$$

$$[H^+] = C$$

diminuendo la concentrazione la prima approssimazione ( bilancio protonico) non è più valida, ma [HA] è trascurabile rispetto [H<sup>+</sup>]; non risolvibile con i diagrammi:

4)  $C = 10^{-7}$ ;  $C = 10^{-8}$

$$[HA] \ll [A^-] \rightarrow C = [A^-]$$

$$[H^+] = [A^-] + [OH^-] = C + \frac{K_w}{[H^+]}$$

$$[H^+] = \frac{C \pm \sqrt{C^2 + 4K_w}}{2}$$

**valutazione della variazione del pH al variare del pK<sub>a</sub> mantenendo la concentrazione = 0,01 M**

1. **pK<sub>a</sub> 5; pK<sub>a</sub> 6; pK<sub>a</sub> 7; pK<sub>a</sub> 8; pK<sub>a</sub> 9; pK<sub>a</sub> 10**

valide le 2 approssimazioni (bilancio protonico e bilancio di materia):

$$[OH^-] \ll [A^-] \rightarrow [H^+] = [A^-]$$

$$[HA] > [A^-] \rightarrow C \cong [HA]$$

$$[H^+] = \sqrt{K_a C}$$

Quando l'acido è estremamente debole, non è più valida la I approssimazione (bilancio protonico) ma è valida la II (bilancio di materia, si approssima [A<sup>-</sup>]).

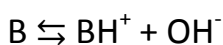
2. **pK<sub>a</sub> 12; pK<sub>a</sub> 10, C = 10<sup>-5</sup>**

$$[H^+] = [A^-] = [OH^-] \rightarrow [A^-] = [H^+] - \frac{K_w}{[H^+]}$$

$$[HA] \gg [A^-] \rightarrow C = [HA]$$

$$[H^+] = \sqrt{K_a C + K_w}$$

**Base debole monoprotica**



1.  $K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$

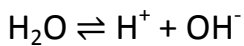
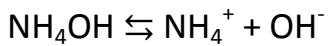
2.  $K_w = [H^+][OH^-]$

3.  $[OH^-] = [BH^+] + [H^+]$  *bilancio di carica = bilancio protonico*

4.  $C_0 = [BH^+] + [B]$  *bilancio di massa*

➤ Esempio:

▪  $NH_4OH; C = 10^{-1}M, K_b = 10^{-5}$



1.  $K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$

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

3.  $[OH^-] = [NH_4^+] + [H^+]$  *bilancio di carica = bilancio protonico*

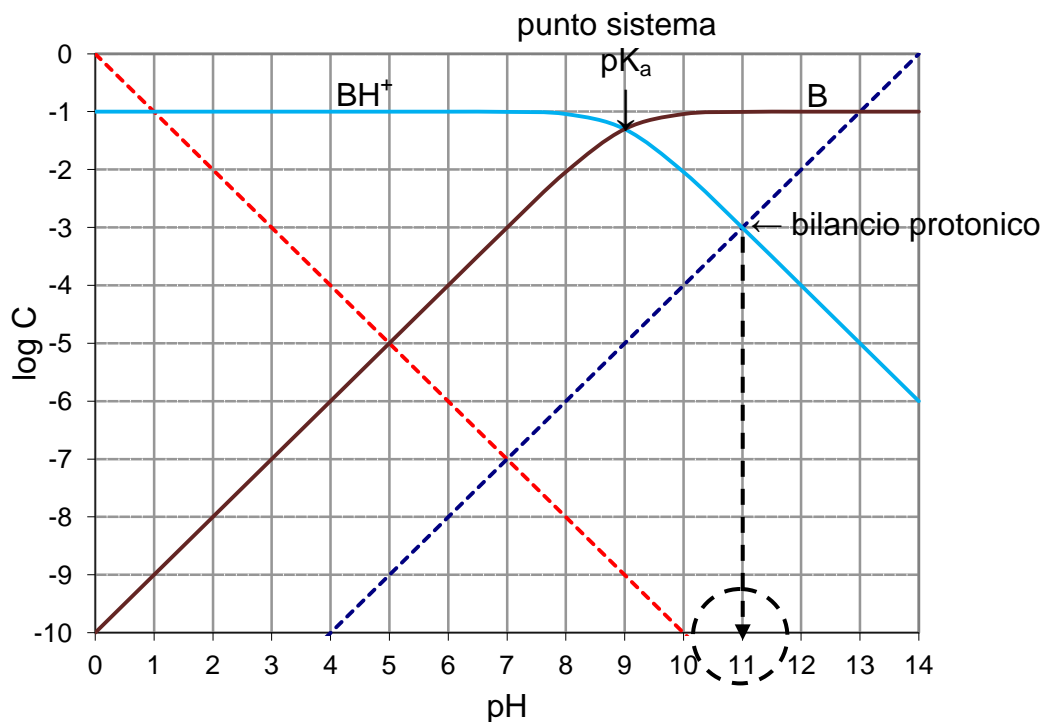
4.  $C_0 = [NH_4^+] + [NH_4OH]$  *bilancio di massa*

(punto sistema: sempre  $pK_a$ !!!!!!!)

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

passando ai cologaritmi:  $pK_a + pK_b = 14$

$pK_a = 14 - 5 = 9$



I approssimazione: bilancio protonico  $[OH^-] = [NH_4^+] + [H^+]$

$[NH_4^+] \gg [H^+] \rightarrow [OH^-] = [NH_4^+]$

II approssimazione: bilancio di massa  $C_0 = [NH_4^+]_0 = [NH_4^+] + [NH_4OH]$

$[NH_4OH] \gg [NH_4^+] \rightarrow C_0 \cong [NH_4OH]$

sostituzione in 1. ( $K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$ )

dalla I approssimazione:  $K_b = \frac{[OH^-][OH^-]}{[NH_4OH]} = \frac{[OH^-]^2}{[NH_4OH]}$

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

$[OH^-]^2 = K_b \cdot C_0$ ;  $[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot C_0} = \sqrt{10^{-5} \cdot 10^{-1}} = \sqrt{10^{-6}} = 1 \cdot 10^{-3}$ ;  $pOH = -\log 10^{-3} = 3$

$pH = 14 - pOH = 14 - 3 = 11$

## Riepilogo acido debole – base coniugata: approssimazioni

### 1. Bilancio di carica = Bilancio protonico

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

$[A^-] \gg [OH^-]$  **A**  
 $[A^-] \cong [OH^-]$  **B**  
 $[A^-] \ll [OH^-]$  **C**

### 2. Bilancio di materia

$$C = [HA] + [A^-]$$

$[HA] \gg [A^-]$  **X**  
 $[HA] \cong [A^-]$  **Y**  
 $[HA] \ll [A^-]$  **Z**

	Bilancio di carica=protonico	Bilancio di materia	
<b>A + X</b>	$[H^+] = [A^-]$	$C = [HA]$	$[H^+] = \sqrt[2]{K_a C}$
<b>A + Y</b>	$[H^+] = [A^-]$	$C = [H^+] + [HA]$	$[H^+] = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4K_a C}}{2}$
<b>A + Z</b>	$[H^+] = [A^-]$	$C = [H^+]$	$[H^+] = C$
<b>B + X</b>	$[H^+] = [OH^-] + [A^-]$	$C = [HA]$	$[H^+] = \sqrt[2]{K_a C + K_w}$
<b>B + Y</b>	$[H^+] = [OH^-] + [A^-]$	$C = [A^-] + [HA]$	III grado in $[H^+]$
<b>B + Z</b>	$[H^+] = [OH^-] + [A^-]$	$C = [A^-]$	$[H^+] = \frac{C + \sqrt{C^2 + 4K_w}}{2}$
<b>C + X</b>	$[H^+] = [OH^-]$		$[H^+] = 10^{-7}$
<b>C + Y</b>	$[H^+] = [OH^-]$		$[H^+] = 10^{-7}$
<b>C + Z</b>	$[H^+] = [OH^-]$		$[H^+] = 10^{-7}$

$$pC = -\log C$$

I approssimazione				II approssimazione		
[OH <sup>-</sup> ] << [A <sup>-</sup> ]				[HA] >> [A <sup>-</sup> ]		
pC = 2 C = 10 <sup>-2</sup>	fino a	pK <sub>a</sub> = 10		pK <sub>a</sub> = 4	fino a	pC = 0 C = 10 <sup>0</sup> = 1
pC = 4 C = 10 <sup>-4</sup>	fino a	pK <sub>a</sub> = 8		pK <sub>a</sub> = 6	fino a	pC = 2 C = 10 <sup>-2</sup>
pC = 6 C = 10 <sup>-6</sup>	fino a	pK <sub>a</sub> = 6		pK <sub>a</sub> = 8	fino a	pC = 4 C = 10 <sup>-4</sup>
valida se pC + pK <sub>a</sub> < 12 (somma)				valida se pK <sub>a</sub> - pC > 4 (differenza)		
valide entrambi se						
pK <sub>a</sub> < 12 - pC			e oppure se	pK <sub>a</sub> > 4 + pC		
pC < 12 - pK <sub>a</sub>				-pC > 4 - pK <sub>a</sub> pC < pK <sub>a</sub> - 4		

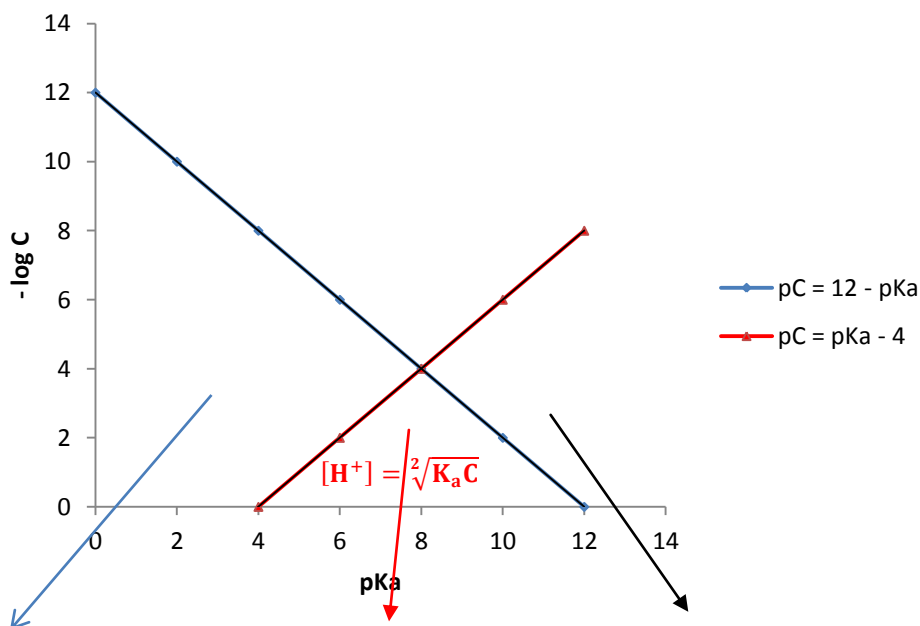
trascurando 1%

$$pC < 12 - pK_a$$

$$pC = 12 - pK_a$$

$$pC < pK_a - 4$$

$$pC = pK_a - 4$$



valida la I approssimazione; valide I e II approssimazione; valida la II approssimazione

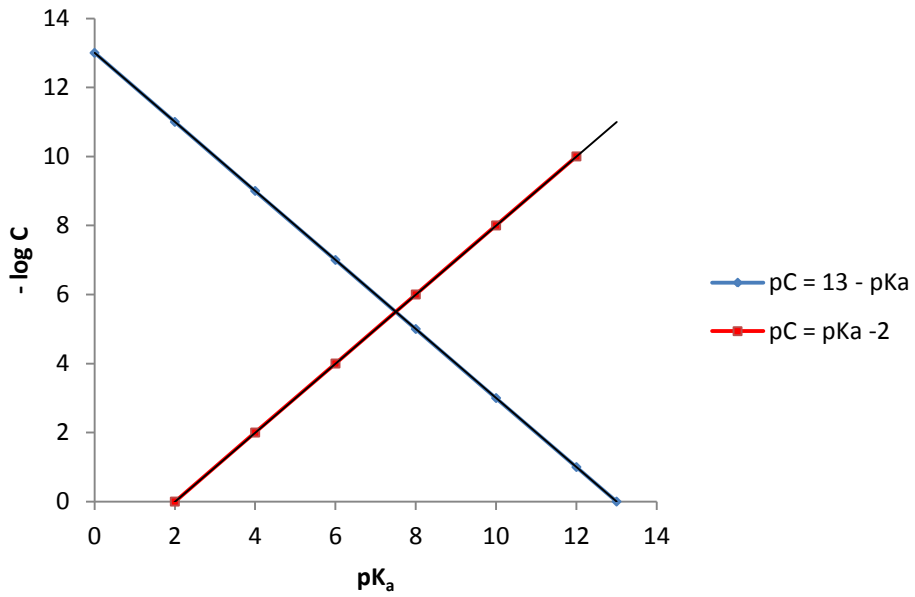
trascurando 10%

$pC = 2$  fino a  $pK_a = 11$   
 $pC = 4$        $pK_a = 9$

$pK_a = 4$      $pC = 2$   
 $pK_a = 6$      $pC = 4$

↓  
 $pC + pK_a < 13$   
 $pK_a < 13 - pC$   
 $pC < 13 - pK_a$

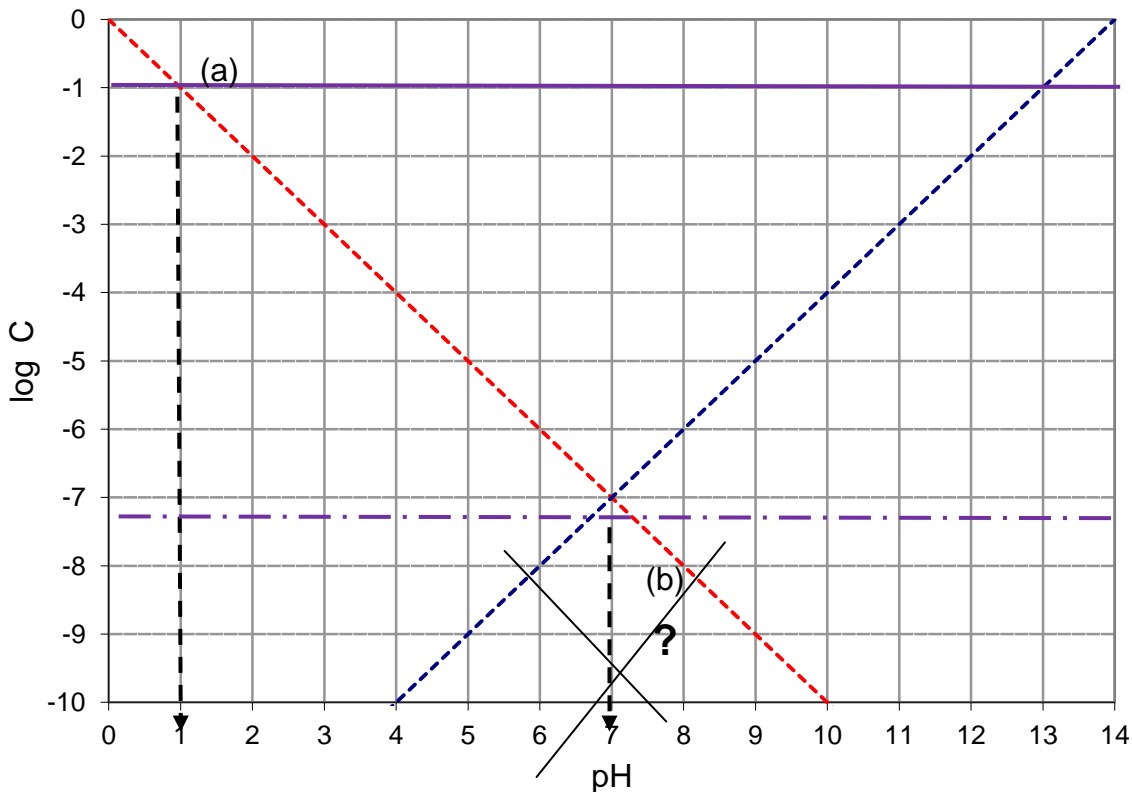
↓  
 $pK_a - pC > 2$   
 $pK_a > 2 + pC$   
 $pC < pK_a - 2$





## Acidi o basi forti

Il diagramma logaritmico rappresenta una soluzione di un acido forte (es. HCl) a due diverse concentrazioni stechiometriche, 0.1 e  $10^{-7}$ , (a) e (b), rispettivamente. Nel diagramma logaritmico la  $[Cl^-]$  è rappresentata da una retta di pendenza nulla, (a)  $\log C_0 = -1$  o (b)  $\log C_0 = -7$ .



1.  $[H^+] \cdot [OH^-] = K_w$  (legge dell'azione di massa)
2.  $[H^+] = [OH^-] + [Cl^-]$  (bilancio di carica) = bilancio protonico
3.  $[Cl^-] = [HCl]_0 = C_0$  (bilancio di materia per Cl)

(a) I approssimazione:  $[H_3O^+] = [Cl^-]$ , Il approssimazione  $C_0 = [Cl^-]$ ;  $pH = 1$

(b) I approssimazione:  $[H^+] = [OH^-] = [Cl^-]$ , non valida; Il approssimazione  $C_0 = [Cl^-]$ ;

dalla 3.:  $[Cl^-] = [C_0]$ ; sostituendo in 2.  $[H^+] = [OH^-] + [C_0]$ ;  $[OH^-] = [H^+] - [C_0]$

sostituendo in 1.:  $[H^+] \cdot ([H^+] - [C_0]) = K_w$ ;  $([H^+])^2 - [C_0][H^+] - K_w = 0$ ;

$[H^+] = 1.618 \cdot 10^{-7}$ ;  $pH = 6.79$