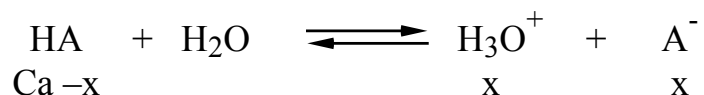


Calcolo del pH di un acido monoprotico debole

Consideriamo la dissociazione di un acido debole monoprotico e trascuriamo l'apporto dovuto alla dissociazione dell'acqua:



Con x si intende la concentrazione di acido dissociato, uguale alla concentrazione dell'anione A^- e, a parte l'apporto dovuto alla dissociazione dell'acqua che stiamo trascurando, uguale anche alla concentrazione di ione idrossonio della soluzione. Possiamo pertanto scrivere:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{\text{Ca} - [\text{H}_3\text{O}^+]} \quad (1)$$

da cui

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 + K_a[\text{H}_3\text{O}^+] - K_a \text{Ca}$$

ed ancora, essendo sia K_a che Ca maggiori di zero, il discriminante ($\Delta = K_a + 4 \cdot K_a \text{Ca}$) sarà sicuramente positivo e, delle due radici reali e distinte, l'unica accettabile sarà quella positiva ottenibile utilizzando il segno positivo per la seconda parte del numeratore. Stando così le cose, la formula risolutiva sarà la seguente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4 K_a \text{Ca}}}{2} \quad (2)$$

Seguendo la legge di diluizione di Ostwald, se la concentrazione analitica dell'acido ha un valore almeno 100 volte superiore a quello della costante K_a , la quantità Ca risulterà molto maggiore di $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e pertanto l'espressione (1) diventa

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{\text{Ca}}$$

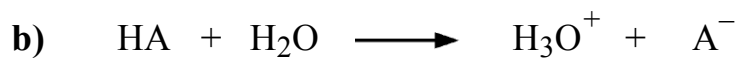
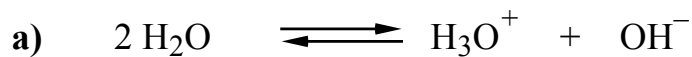
dalla quale si ricava la formula semplificata per il calcolo di $[\text{H}_3\text{O}^+]$, valida solo alle condizioni specificate:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \text{Ca}}$$

Calcolo del pH di un acido monoprotico forte a concentrazione molto piccola

Nel caso di **acidi forti**, pertanto considerati completamente dissociati, si ammette che il valore della concentrazione degli ioni idrossonio sia pari a quella analitica dell'acido. Questa considerazione è valida con errori veramente lievi per concentrazioni di acido non inferiori a 1×10^{-6} . Se invece il contributo dell'acido alla concentrazione degli ioni idrossonio non è molto superiore a 1×10^{-7} bisogna tenere conto del contributo dovuto alla autoprotolisi dell'acqua (questa ultima affermazione vale, a maggior ragione, per gli acidi deboli).

Questo tipo di calcolo non ha un vero significato pratico ma ci serve come studio preliminare per considerare l'autoprotolisi dell'acqua nella formulazione analitica del calcolo del pH.



Se l'acido HA è completamente dissociato abbiamo tre incognite (H_3O^+ , OH^- e A^-), pertanto, per risolvere il nostro problema è necessario scrivere 3 equazioni indipendenti. La prima riguarda l'espressione della costante di equilibrio autoprotolitico dell'acqua; la seconda è una verifica della completa dissociazione dell'acido che elimina una delle incognite perchè la determina automaticamente; la terza controlla la neutralità della soluzione che in questo caso è data dall'uguaglianza delle concentrazioni delle specie con carica opposta.

$$1) \quad K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \quad [\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (\text{sost. nella 3})$$

$$2) \quad C_a = [\text{A}^-]$$

$$3) \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] + [\text{OH}^-]$$

Sostituendo l' $[\text{OH}^-]$ ricavato dalla 1) nella 3) e successivamente inserendo la 2) nella 3) si ottiene:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_a + \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$
$$\frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} - [\text{H}_3\text{O}^+] - C_a = 0$$

Moltiplicando la precedente equazione implicita per $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

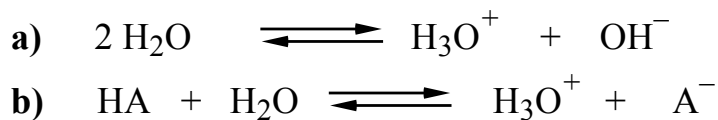
$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 - C_a \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] - K_w = 0$$

quindi

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{C_a + \sqrt{C_a^2 + 4 \cdot K_w}}{2}$$

[Calcolo analitico del pH di un acido monoprotico di forza qualunque e di concentrazione qualunque (caso generale).]

Si tratta di una generalizzazione del calcolo analitico del pH di un acido in soluzione acquosa, consideratelo come un esercizio, andrà rivisto compiutamente in Chimica Analitica:



Il secondo equilibrio **b)** influenzerà il primo in virtù dello ione a comune H_3O^+ . La quantità di acido dissociato è uguale alla concentrazione di A^- che, in presenza dell'equilibrio **a)** risulterà diversa dalla concentrazione di H_3O^+ complessivamente presente in soluzione. Le equazioni che possiamo scrivere, in relazione agli equilibri indicati, sono le seguenti:

$$\begin{array}{ll} 1) & K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \qquad [\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ (sost. nella 4)} \\ 2) & K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \\ 3) & C_a = [\text{HA}] + [\text{A}^-] \\ 4) & [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] + [\text{OH}^-] \end{array}$$

Le prime due rappresentano le costanti di equilibrio rispettivamente delle reazioni **a)** e **b)**. La terza individua un bilancio di massa certo: la concentrazione analitica dell'acido HA deve essere la somma di quello rimasto indissociato più quello dissociato. Infine, la quarta espressione esprime il bilancio delle concentrazioni delle specie portatrici di carica presenti in soluzione.

Il numero di equazioni è sufficiente per risolvere il nostro problema. Si comincia sempre eliminando dal sistema gli ioni idrossido ricavandoli dalla 1) e sostituendoli ove necessario (in questo caso solo nella 4):

$$\begin{array}{ll} 2) & K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \qquad [\text{A}^-] = \frac{K_a \cdot [\text{HA}]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \text{ (sost. in 3 e 4)} \\ 3) & C_a = [\text{HA}] + [\text{A}^-] \\ 4) & [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] + \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \end{array}$$

adesso $[\text{A}^-]$ ricavato dalla 2) viene sostituito nella 3) e nella 4)

$$3) \quad Ca = [HA] + \frac{Ka \cdot [HA]}{[H_3O^+]} \qquad [HA] = \frac{Ca \cdot [H_3O^+]}{Ka + [H_3O^+]} \quad (\text{sost. nella 4})$$

$$4) \quad [H_3O^+] = \frac{Ka \cdot [HA]}{[H_3O^+]} + \frac{Kw}{[H_3O^+]}$$

infine

$$[H_3O^+] = \frac{Ka \cdot Ca}{Ka + [H_3O^+]} + \frac{Kw}{[H_3O^+]}$$

Viene spesso ordinata nel modo seguente

$$\frac{Kw}{[H_3O^+]} + \frac{Ka \cdot Ca}{Ka + [H_3O^+]} - [H_3O^+] = 0$$

La precedente può essere utilizzata per il calcolo di $[H_3O^+]$ mediante un programma di bisezione. Riconduciamola alla forma normale di una equazione di terzo grado completa come segue:

moltiplichiamola per $[H_3O^+]$

$$Kw + \frac{Ka \cdot Ca \cdot [H_3O^+]}{Ka + [H_3O^+]} - [H_3O^+]^2 = 0$$

ora moltiplichiamo per il termine al denominatore

$$Kw \cdot Ka + Kw \cdot [H_3O^+] + Ka \cdot Ca \cdot [H_3O^+] - Ka \cdot [H_3O^+]^2 - [H_3O^+]^3 = 0$$

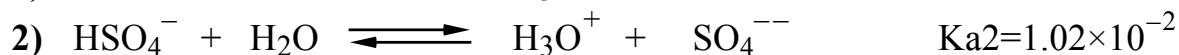
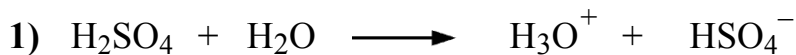
cambiamo di segno e ordiniamo

$$[H_3O^+]^3 + Ka \cdot [H_3O^+]^2 - (Kw + Ka \cdot Ca) \cdot [H_3O^+] - Ka \cdot Kw = 0$$

L'equazione di terzo grado così ottenuta può essere facilmente risolta mediante un metodo iterativo di bisezione.

Calcolo del pH di un acido diprotico. Il caso dell'acido solforico.

L'acido solforico è un acido diprotico, forte in prima dissociazione e medio-forte in seconda dissociazione. In questo primo esempio esplicativo non terremo conto dell'equilibrio dissociativo dell'acqua (si commette errore per $C_a < 1 \times 10^{-6}$ M)



La prima reazione ci assicura che si formano dapprima un ugual numero di ioni **idrossonio** e idrogenosolfato ($[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HSO}_4^-] = C_a$). “Successivamente” gli anioni idrogenosolfato reagiscono con l'acqua secondo l'equilibrio 2). Se non fosse già presente una grande quantità di ioni H_3O^+ in soluzione, si potrebbe trattare questa seconda reazione come un normale equilibrio di un acido medio-forte. Per tenere conto dell' H_3O^+ già presente si può ricorrere al seguente schema tabulare in cui indico con C_a la concentrazione molare analitica dell'acido solforico:

	$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{--}$			
Iniz.	C_a		C_a	-
React.	x	x	-	-
Form.	-	-	x	x
Equil.	$(C_a - x)$		$(C_a + x)$	(x)

Segue

$$K_{a2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{SO}_4^{--}]}{[\text{HSO}_4^-]} = \frac{(C_a + x) \cdot x}{C_a - x};$$

$$C_a \cdot K_{a2} - x \cdot K_{a2} = C_a \cdot x + x^2$$

$$x^2 + (C_a + K_{a2}) \cdot x - C_a \cdot K_{a2} = 0$$

La soluzione plausibile sarà

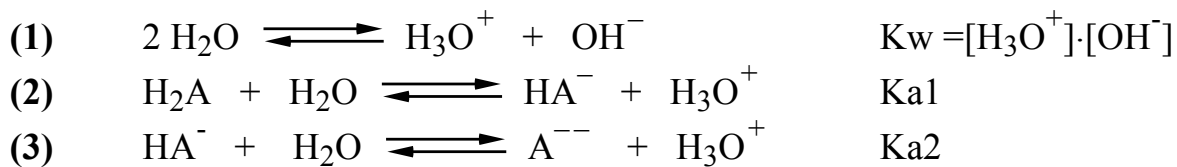
$$x = \frac{-(C_a + K_{a2}) + \sqrt{(C_a + K_{a2})^2 + 4 \cdot C_a \cdot K_{a2}}}{2}$$

La concentrazione totale degli ioni idrossonio sarà $(C_a + x)$. La quantità x risulta minore di quella prevista per il normale equilibrio dissociativo di HSO_4^- , e la concentrazione complessiva di H_3O^+ dipenderà dalla concentrazione dell'acido: sarà il doppio solo per soluzioni molto diluite (vedi tabella)

C_a (M)	$[\text{H}_3\text{O}^+]$
0.1	0.1086
1×10^{-2}	1.42×10^{-2}
1×10^{-3}	1.85×10^{-3}
1×10^{-4}	1.98×10^{-4}

[Calcolo analitico del pH di un generico acido diprotico.]

Quando i centri acidi (o basici nel caso delle basi) sono in comunicazione elettronica tra di loro, normalmente il distacco del primo protone (o l'acquisizione di un protone nel caso di una base) rende più difficile il distacco di un secondo protone (o l'acquisizione di un secondo protone nel caso di una base) ovvero la seconda costante di dissociazione può essere più ordini di grandezza inferiore alla prima. Quando si verifica questa condizione, i due equilibri successivi possono essere trattati separatamente. Così ad esempio per H_2S o per H_3PO_4 la differenza tra i valori delle costanti successive è tale che per calcolare il pH di una loro soluzione acquosa è sufficiente valutare solo la prima dissociazione. Quello che vi propongo ora è un prologo al calcolo analitico preciso per qualunque valore di concentrazione dell'acido e delle costanti.



Le concentrazioni delle specie in soluzione da determinare sono $[H_3O^+]$, $[OH^-]$, $[H_2A]$, $[HA^-]$, $[A^{--}]$; sono necessarie 5 equazioni:

$$\begin{array}{ll}
 1) & K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] \\
 2) & K_{a1} = \frac{[HA^-] \cdot [H_3O^+]}{[H_2A]} \\
 3) & K_{a2} = \frac{[A^{--}] \cdot [H_3O^+]}{[HA^-]} \\
 4) & Ca = [H_2A] + [HA^-] + [A^{--}] \\
 5) & [H_3O^+] = [OH^-] + [HA^-] + 2 \cdot [A^{--}]
 \end{array}$$

Vi tralascio tutti i passaggi. Ecco l'equazione finale:

$$\frac{K_w}{[H_3O^+]} + \frac{Ca \cdot K_{a1} \cdot [H_3O^+] + 2 \cdot Ca \cdot K_{a1} \cdot K_{a2}}{[H_3O^+]^2 + K_{a1} \cdot [H_3O^+] + K_{a2} \cdot K_{a1}} - [H_3O^+] = 0$$

Soffermiamoci sull'equazione 5) che riguarda il bilancio delle specie che portano cariche. La questione riguarda la concentrazione $[A^{--}]$ che risulta moltiplicata per due. Per chiarire la questione facciamo un esempio numerico. Supponiamo di avere 100 millimoli (mmol) iniziali dell'acido H_2A in un litro di soluzione; per semplicità trascuriamo l'equilibrio dissociativo dell'acqua e consideriamo una ipotetica prima dissociazione di H_2A pari al 40%:

	$H_2A + H_2O \rightleftharpoons HA^- + H_3O^+$		
Iniz.	100	-	-
Diss.	40	-	-
Form		40	40
Equil.	(60)	(40)	(40)

Ora delle 40 millimoli di HA^- formate, in virtù della presenza del secondo equilibrio, se ne dissociano ancora, supponiamo 2, pertanto rimangono 38 millimoli di HA^-

	$HA^- + H_2O \rightleftharpoons A^{--} + H_3O^+$		
Iniz.	40	-	-
Diss.	2	-	-
Form.		2	2
Equil.	(38)	(2)	(2)

Ecco la situazione finale del numero di millimoli per litro di ogni specie:

$$[H_2A] = 60; \quad [HA^-] = 38; \quad [A^{--}] = 2; \quad [H_3O^+] = 42.$$

Le cariche positive sono possedute da H_3O^+ per un totale di 42 mmol di sostanza e, visto che questa specie porta una sola carica, corrispondenti a 42 mmol di carica.

Le cariche negative si riferiscono alle specie HA^- ed A^{--} per un totale di 40 mmol (38+2) di sostanza, corrispondenti a 42 mmol di cariche perchè ogni millimole di A^{--} ne porta 2.

Il bilancio che vogliamo fare non riguarda il numero di cariche positive e negative, ma le concentrazioni delle specie cariche positivamente e quelle cariche negativamente, pertanto per un bilancio di tali masse o concentrazioni bisogna moltiplicare $[A^{--}]$ per due:

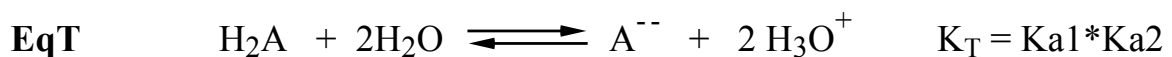
$$[H_3O^+] = [HA^-] + 2 \cdot [A^{--}]$$

$$42 = 38 + 2 \cdot 2$$

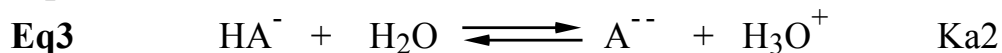
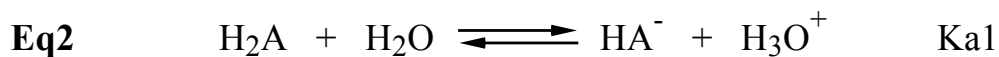
FORMULAZIONE APPROSSIMATA e note

Come abbiamo già detto l'unica vera possibilità di approssimazione è possibile se la seconda costante di dissociazione sia molto più piccola della prima, e questo accade spesso; in queste condizioni è possibile trattare i due equilibri separatamente e pertanto è possibile considerare solo la prima costante acida (come un acido monoprotico) per la determinazione del pH. Se la K_{a1} e la C_a sono sufficientemente alte, potrebbe essere possibile trascurare la dissociazione dell'acqua che in termini pratici significa eliminare dall'equazione finale il termine $K_w/[H_3O^+]$.

NOTA – Vi faccio notare che l'espressione



Non corrisponde all'insieme delle due equazioni



Infatti la EqT prevede il distacco contemporaneo dei due protoni e non come due eventi successivi. Pertanto, il pH calcolato utilizzando l'equazione **EqT** non corrisponde con quello calcolato secondo le due dissociazioni successive. Si tratta in pratica di una reazione diversa, anche se analiticamente la sua costante risulta il prodotto delle K_{a1} e K_{a2} .

Tenere anche presente che EqT non prevede neppure l'esistenza di HA^- . Anche quando non c'è o è pochissima la comunicazione elettronica tra due parti di una molecola e pertanto le due costanti possono essere simili o addirittura uguali, il distacco dei protoni deve essere considerato come due eventi successivi o come miscela di acidi.

Per verificare quanto detto provate a calcolare il pH di una soluzione 0.1 M di un acido diprotico con $K_{a1}=1.0 \times 10^{-3}$ e $K_{a2}=1.0 \times 10^{-6}$.

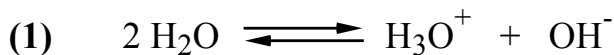
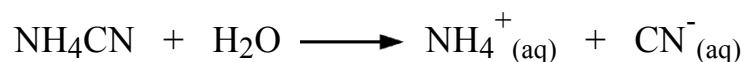
Utilizzando l'equazione completa di pag. 6 si ottiene il valore $pH=2.022$. Considerando il solo primo equilibrio ($K_{a2} \ll K_{a1}$), con l'equazione completa di secondo grado si ha $pH=2.021$ con l'espressione semplificata $[H_3O^+] = \sqrt{K_a C_a}$ si ha $pH=2.0$, con entrambi i valori molto vicini a quello analitico completo.

Dall'equazione chimica EqT che prevede il distacco dei due protoni ($K_T=1.0 \times 10^{-9}$), utilizzando l'eq. terzo grado semplificata si ha $pH=2.89$, mentre con l'eq. completa un bel $pH=3.23$, entrambi completamente sbagliati.

[Calcolo del pH analitico di un sale.]

Quando un sale si può far derivare formalmente da un acido debole per reazione con una base forte, oppure per reazione di una base debole con un acido forte, sapete che si tratta di “idrolisi”, ovvero nella soluzione si considera la base o l’acido coniugato in reazione con l’acqua secondo la teoria di Broensted-Lowry.

Nel caso in cui si può far derivare il sale da un acido e una base entrambi deboli, i rispettivi coniugati che si produrranno in soluzione in seguito alla reazione con l’acqua, competeranno nel definire la concentrazione di H_3O^+ e OH^- . Usiamo come esempio il cianuro di ammonio (NH_4CN).



$$1) \quad K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

$$2) \quad K_b = \frac{[HCN] \cdot [OH^-]}{[CN^-]}$$

$$3) \quad K_a = \frac{[NH_3] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]}$$

$$4) \quad C_s = [CN^-] + [HCN]$$

$$5) \quad C_s = [NH_4^+] + [NH_3]$$

$$6) \quad [CN^-] + [OH^-] = [NH_4^+] + [H_3O^+]$$

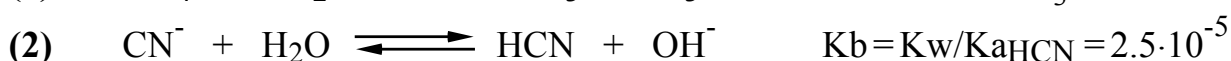
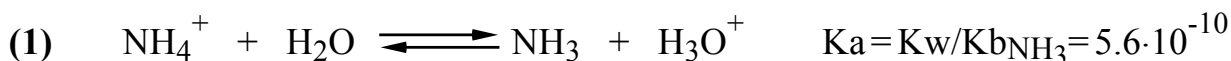
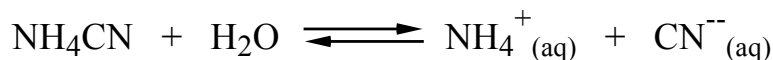
Funzione finale:

$$\frac{C_s \cdot K_w}{K_w + K_b \cdot [H_3O^+]} + \frac{K_w}{[H_3O^+]} - \frac{C_s \cdot [H_3O^+]}{[H_3O^+] + K_a} - [H_3O^+] = 0$$

Calcolo del pH analitico di un sale (2^a parte).

Formula approssimata, ridotta e semplificata

Per prima cosa trascuriamo il contributo dell'autoprotolisi dell'acqua e procediamo con delle semplici considerazioni.



In seguito alla dissociazione di NH_4CN possiamo considerare uguali le quantità di ioni ammonio e cianuro che “inizialmente” si formano. Gli ioni che si formano però reagiscono in quantità diversa con l'acqua secondo le equazioni (1) e (2) nel rispetto dei relativi valori di costante di equilibrio K_a e K_b ; ma se la concentrazione analitica del sale è sufficientemente alta rispetto alle due costanti, nonostante il consumo differenziale, le due quantità $[\text{NH}_4^+]$ e $[\text{CN}^-]$ si possono considerare poco alterate e quindi ancora praticamente uguali.

$$1) \quad K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$2) \quad K_a = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$3) \quad K_b = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$$

Dividiamo la 2) per la 3) e poi moltiplichiamo per la 1) in modo da eliminare $[\text{OH}^-]$

$$\frac{K_a}{K_b} \cdot K_w = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \cdot \frac{[\text{CN}^-]}{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

semplifichiamo gli $[\text{OH}^-]$ e, avendo ammesso che $[\text{NH}_4^+] \approx [\text{CN}^-]$, anche $[\text{NH}_4^+]$ con $[\text{CN}^-]$:

$$\frac{K_a}{K_b} \cdot K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \cdot \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{HCN}]}$$

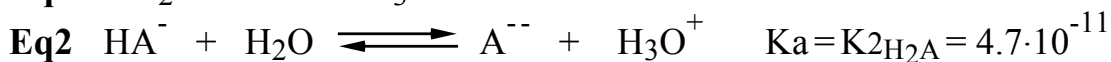
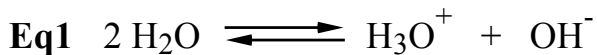
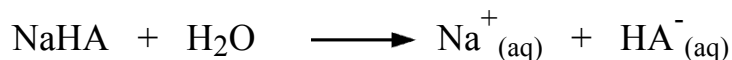
Adesso la vera approssimazione è quella di considerare la concentrazione di ammoniaca uguale a quella dell'acido cianidrico. Ho letto alcuni testi che danno delle spiegazioni logiche ma alquanto inverosimili. Dopo questa semplificazione la formula che si ottiene per la concentrazione degli ioni **idrossonio** è la seguente:

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

Con questa formulazione $[H_3O^+]$ risulta indipendente dalla concentrazione del sale. Per arrivare a questa formulazione abbiamo usato la K_a dell'ammonio e la K_b del cianuro; la cosa curiosa è che è possibile utilizzare al loro posto le costanti di dissociazione dell'acido cianidrico e dell'ammoniaca, il risultato non cambia.

Dopo numerose prove ho potuto constatare che la formula ridotta funziona bene finché la concentrazione del sale (C_s) risulta molto più grande (diciamo 100 volte) della più grande delle costanti di equilibrio che è possibile considerare che sono le seguenti **quattro** ($K_a\text{-HCN}$, $K_b\text{-NH}_3$, $K_a\text{-NH}_4^+$, $K_b\text{-CN}^-$)

In realtà il numero di equilibri proposti è inferiore a quelli realmente presenti. Ad esempio gli ioni OH^- possono interagire con gli ioni NH_4^+ , mentre gli ioni H_3O^+ possono interagire con gli ioni CN^- . Questo gioco complesso di equilibri permette l'indipendenza analitica dalla concentrazione nei limiti già detti.

[Calcolo del pH per un sale tipo NaHA (es. NaHS o NaHCO₃)]

$$1) \quad K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \quad [\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (\text{in 3 e 5})$$

$$2) \quad K_b = \frac{[\text{A}^{--}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}^-]}$$

$$3) \quad K_a = \frac{[\text{H}_2\text{A}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{HA}^-]}$$

$$4) \quad C_s = [\text{H}_2\text{A}] + [\text{HA}^-] + [\text{A}^{--}]$$

$$5) \quad [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HA}^-] + 2 \cdot [\text{A}^{--}] + [\text{OH}^-]$$

$$6) \quad C_s + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HA}^-] + 2 \cdot [\text{A}^{--}] + [\text{OH}^-] \quad \text{ho sostituito } C_s \text{ a } \text{Na}^+$$

Equazione finale

$$\frac{C_s \cdot K_w \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] + 2 \cdot C_s \cdot K_w \cdot K_a}{K_b \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]^2 + K_w \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] + K_a \cdot K_w} + \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} - C_s - [\text{H}_3\text{O}^+] = 0$$

Questa equazione, seppur molto diversa da quella ottenuta per il sale a doppia “idrolisi”, fornisce risultati quasi identici. I risultati cominciano ad essere diversi quando la concentrazione del sale tende ad avvicinarsi alla più grande delle costanti di equilibrio, questo a causa della differente dipendenza dalla concentrazione che comunque è sempre scarsa. Anche in questo caso si può applicare la **formula approssimata, ridotta e semplificata**, vista per i sali a doppia “idrolisi”, con gli stessi limiti di precisione.