

EQUILIBRI ACIDO-BASE: ESERCIZI RISOLTI

Dott. Francesco Musiani

Versione aggiornata al 23.1.2017

- Calcolare il pOH di soluzioni aventi le seguenti concentrazioni di H_3O^+ : 1) $3,1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$; 2) $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$; 3) $0,20 \text{ M}$.

1) $\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log_{10}(3,1 \cdot 10^{-2}) = 1,5$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 12,5$$

2) $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-14} / 1,0 \cdot 10^{-4} = 1,0 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-] = -\log_{10}(1,0 \cdot 10^{-10}) = 10$$

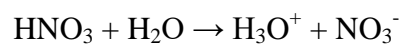
3) $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-14} / 0,2 = 5,0 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-] = -\log_{10}(5,0 \cdot 10^{-14}) = 13,3$$

- Calcolare la molarità nominale di HNO_3 e la molarità di H_3O^+ , NO_3^- e OH^- di una soluzione contenente 0,062 moli di HNO_3 in 250 ml di soluzione. Calcolare inoltre pH e pOH.

$$M(\text{HNO}_3) = 0,062 \text{ moli di } \text{HNO}_3 / 0,250 \text{ litri} = 0,248 \text{ M}$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_3^-] = [\text{HNO}_3]_{\text{nominale}} = 0,248 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-14} / 0,248 = 4,03 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log_{10}(0,248) = 0,6$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-] = -\log_{10}(4,03 \cdot 10^{-14}) = 13,4$$

Alcuni acidi forti comuni: HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , ecc...

Alcune basi forti comuni: $\text{M}(\text{OH})_n$; con: M = metallo alcalino (in questo caso $n = 1$) o alcalino terroso (in questo caso $n = 2$).

- Determinare la concentrazione di H_3O^+ e OH^- (e anche pH e pOH) nelle seguenti soluzioni:
 1) acido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) 0,20 M ($K_a = 6,5 \cdot 10^{-5}$) e 2) NH_3 0,20 M ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$).



$$K_a = ([\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]) / [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = 6,5 \cdot 10^{-5}$$

	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	H_3O^+
Conc. Iniziale	$C_a = 0,20 \text{ M}$	0,00 M	$1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
Conc. Equilibrio	$(C_a - x) \text{ M}$	$x \text{ M}$	$(1,0 \cdot 10^{-7} + x) \text{ M}$

$$\text{Quindi: } K_a = [x \cdot (1,0 \cdot 10^{-7} + x)] / (C_a - x) = 6,5 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{Approssimazione 1: } x \gg 1,0 \cdot 10^{-7} \Rightarrow 1,0 \cdot 10^{-7} + x \approx x$$

$$\text{Approssimazione 2: } C_a \gg x \Rightarrow (C_a - x) \approx C_a = 0,20 \text{ M}$$

$$K_a = x^2 / (C_a) \Rightarrow x = (K_a \cdot C_a)^{1/2} = 3,61 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

- Verifica approssimazione 1:

$$[1,0 \cdot 10^{-7} / (1,0 \cdot 10^{-7} + x)] \cdot 100 = (1,0 \cdot 10^{-7} / 3,6101 \cdot 10^{-3}) \cdot 100 = 0,0028\% < 3\% ; \text{OK!}$$

- Verifica approssimazione 2:

$$[x / (C_a - x)] \cdot 100 = (0,00361 / 0,19639) \cdot 100 = 1,8\% < 3\% ; \text{OK!}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log_{10}(3,61 \cdot 10^{-3}) = 2,44$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14,00 - 2,44 = 11,56$$



$$K_b = ([\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]) / [\text{NH}_3] = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

	NH_3	NH_4^+	OH^-
Conc. Iniziale	$C_b = 0,20 \text{ M}$	0,00 M	$1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
Conc. Equilibrio	$(C_b - x) \text{ M}$	$x \text{ M}$	$(1,0 \cdot 10^{-7} + x) \text{ M}$

$$\text{Quindi: } K_b = [x \cdot (1,0 \cdot 10^{-7} + x)] / (C_b - x) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{Approssimazione 1: } x \gg 1,0 \cdot 10^{-7} \Rightarrow 1,0 \cdot 10^{-7} + x \approx x$$

$$\text{Approssimazione 2: } C_b \gg x \Rightarrow (C_b - x) \approx C_b = 0,20 \text{ M}$$

$$K_b = x^2 / (C_b) \Rightarrow x = (K_b \cdot C_b)^{1/2} = 1,90 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

- Verifica approssimazione 1:

$$[1,0 \cdot 10^{-7} / (1,0 \cdot 10^{-7} + x)] \cdot 100 = (1,0 \cdot 10^{-7} / 1,9001 \cdot 10^{-3}) \cdot 100 = 0,0053\% < 3\% ; \text{OK!}$$

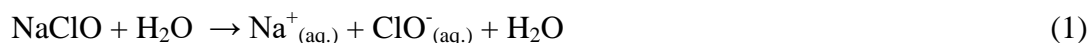
- Verifica approssimazione 2:

$$[x / (C_b - x)] \cdot 100 = (0,00190 / 0,19810) \cdot 100 = 0,96\% < 3\% ; \text{OK!}$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-] = -\log_{10}(1,90 \cdot 10^{-3}) = 2,72$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14,00 - 2,72 = 11,28$$

- Calcolare il pH di una soluzione 0,10 M di ipoclorito di sodio (NaClO , $K_a = 2,90 \cdot 10^{-8}$), inoltre determinare il pH e discutere l'effetto sul pH e sul grado di dissociazione diluendo la soluzione dieci volte.



1) $K_b = [\text{HClO}] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{ClO}^-]$

$$K_w = K_a \cdot K_b ; \text{ quindi: } K_b = K_w / K_a = 1,00 \cdot 10^{-14} / 2,90 \cdot 10^{-8} = 3,45 \cdot 10^{-7}$$

	ClO^-	HClO	OH^-
Conc. Iniziale	$C_b = 0,10 \text{ M}$	$0,00 \text{ M}$	$1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
Conc. Equilibrio	$(C_b - x) \text{ M}$	$x \text{ M}$	$(1,0 \cdot 10^{-7} + x) \text{ M}$

$$\text{Quindi: } K_b = [x \cdot (1,0 \cdot 10^{-7} + x)] / (C_b - x) = 3,34 \cdot 10^{-7}$$

Approssimazione 1: $x \gg 1,0 \cdot 10^{-7} \Rightarrow 1,0 \cdot 10^{-7} + x \approx x$

Approssimazione 2: $C_b \gg x \Rightarrow (C_b - x) \approx C_b = 0,10 \text{ M}$

$$K_b = x^2 / (C_b) \Rightarrow x = (K_b \cdot C_b)^{1/2} = 1,86 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

- Verifica approssimazione 1:

$$[1,0 \cdot 10^{-7} / (1,0 \cdot 10^{-7} + x)] \cdot 100 = (1,0 \cdot 10^{-7} / 1,861 \cdot 10^{-4}) \cdot 100 = 0,054\% < 3\% ; \text{ OK!}$$

- Verifica approssimazione 2:

$$[x / (C_b - x)] \cdot 100 = (0,000186 / 0,09981) \cdot 100 = 0,19\% < 3\% ; \text{ OK!}$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-] = -\log_{10}(1,86 \cdot 10^{-4}) = 3,73$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14,00 - 2,72 = 10,27$$

$$\text{Grado di dissociazione} = (x / C_b) \cdot 100 = 0,19\%$$

2) Diluendo 10 volte, $C_b = 0,010 \text{ M}$

$$K_b = x^2 / (C_b) \Rightarrow x = (K_b \cdot C_b)^{1/2} = 5,87 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

- Verifica approssimazione 1:

$$[1,0 \cdot 10^{-7} / (1,0 \cdot 10^{-7} + x)] \cdot 100 = (1,0 \cdot 10^{-7} / 5,88 \cdot 10^{-5}) \cdot 100 = 0,17\% < 3\% ; \text{ OK!}$$

- Verifica approssimazione 2:

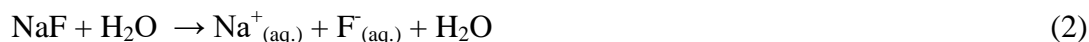
$$[x / (C_b - x)] \cdot 100 = (0,0000588 / 0,00994) \cdot 100 = 0,59\% < 3\% ; \text{ OK!}$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-] = -\log_{10}(1,86 \cdot 10^{-4}) = 4,23$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14,00 - 2,72 = 9,77$$

$$\text{Grado di dissociazione} = (x / C_b) \cdot 100 = 0,59\%$$

- Calcolare il pH di una soluzione 0,40 M di HF ($K_a = 3,5 \cdot 10^{-4}$) prima e dopo l'aggiunta di 1,00 g di NaF a 25 ml di soluzione. Assumere che il volume rimanga costante.



1) $K_a = ([\text{F}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]) / [\text{HF}] = 3,5 \cdot 10^{-4}$

	HF	F ⁻	H ₃ O ⁺
Conc. Iniziale	$C_a = 0,40 \text{ M}$	$0,00 \text{ M}$	$1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
Conc. Equilibrio	$(C_a - x) \text{ M}$	$x \text{ M}$	$(1,0 \cdot 10^{-7} + x) \text{ M}$

Quindi: $K_a = [x \cdot (1,0 \cdot 10^{-7} + x)] / (C_a - x) = 3,5 \cdot 10^{-4}$

Approssimazione 1: $x \gg 1,0 \cdot 10^{-7} \Rightarrow 1,0 \cdot 10^{-7} + x \approx x$

Approssimazione 2: $C_a \gg x \Rightarrow (C_a - x) \approx C_a = 0,40 \text{ M}$

$$K_a = x^2 / (C_a) \Rightarrow x = (K_a \cdot C_a)^{1/2} = 1,18 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

- Verifica approssimazione 1:

$$[1,0 \cdot 10^{-7} / (1,0 \cdot 10^{-7} + x)] \cdot 100 = (1,0 \cdot 10^{-7} / 1,18001 \cdot 10^{-2}) \cdot 100 = 0,0008\% < 3\% ; \text{OK!}$$

- Verifica approssimazione 2:

$$[x / (C_a - x)] \cdot 100 = (0,0118 / 0,38817) \cdot 100 = 3,0\% < 3\% ; \text{OK!}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log_{10}(1,18 \cdot 10^{-2}) = 1,93$$

2) Se alla soluzione di un acido debole (HF) si aggiunge un composto (NaF) che per dissociazione porta in soluzione la base coniugata dell'acido debole precedente (F⁻); allora si ottiene una soluzione tampone e il problema lo si dovrà quindi risolvere di conseguenza.

Concentrazione di F⁻ dovuta ad NaF:

$$\text{moli NaF} = 1,00 \text{ g} / 42 \text{ g mol}^{-1} = 0,0238 \text{ moli}$$

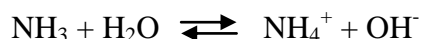
$$[\text{F}^-] = C_b = 0,0238 \text{ moli} / 0,025 \text{ litri} = 0,952 \text{ M}$$

Applicando l'equazione delle soluzioni tampone:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot (C_a / C_b) = 3,5 \cdot 10^{-4} \cdot (0,40 / 0,952) = 1,47 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log_{10}(1,47 \cdot 10^{-4}) = 3,83$$

- Calcolare il volume di una soluzione di HCl $1,5 \cdot 10^{-3}$ M che è necessario per titolare 25,0 mL di una soluzione di ammoniaca a pH 9,85; determinare il pH della soluzione risultante [$K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$].



$$K_b = ([\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]) / [\text{NH}_3] = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 9,85 = 4,15$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-4,15} = 7,079 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

	NH ₃	NH ₄ ⁺	OH ⁻
Conc. Iniziale	C _b (incognita)	0,00 M	$1,0 \cdot 10^{-7}$ M
Conc. Equilibrio	(C _b - x) M	x M	($1,0 \cdot 10^{-7} + x$) M

$$[\text{OH}^-] = (1,0 \cdot 10^{-7} + x) \text{ M} = 7,079 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{Approssimazione 1: } x \gg 1,0 \cdot 10^{-7} \Rightarrow 1,0 \cdot 10^{-7} + x \approx x$$

- Verifica approssimazione 1:

$$[1,0 \cdot 10^{-7} / (1,0 \cdot 10^{-7} + x)] \cdot 100 = (1,0 \cdot 10^{-7} / 7,079 \cdot 10^{-5}) \cdot 100 = 0,14\% < 3\% ; \text{OK!}$$

$$\text{Quindi: } K_b = x^2 / (C_b - x) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{Approssimazione 2: } C_a \gg x \Rightarrow (C_a - x) \approx C_a = 0,40 \text{ M}$$

Se è vera l'approssimazione 2, allora:

$$K_b = x^2 / C_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$C_b = x^2 / K_b = (7,079 \cdot 10^{-5})^2 / 1,8 \cdot 10^{-5} = 2,784 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

- Verifica approssimazione 2:

$$[x / (C_b - x)] \cdot 100 = (7,079 \cdot 10^{-5} / 2,076 \cdot 10^{-4}) \cdot 100 = 3,4\% > 3\% ; \text{NO!}$$

Non è quindi possibile applicare l'approssimazione 2:

$$K_b = x^2 / (C_b - x) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$(C_b - x) = [\text{NH}_3] = x^2 / K_b = (7,079 \cdot 10^{-5})^2 / 1,8 \cdot 10^{-5} = 2,784 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{Applicando la relazione: } M(\text{NH}_3) \cdot V(\text{NH}_3) = M(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

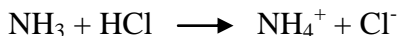
$$\begin{aligned} \text{Si ottiene: } V(\text{HCl}) &= M(\text{NH}_3) \cdot V(\text{NH}_3) / M(\text{HCl}) = \\ &= 2,784 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot 25 \text{ mL} / 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ M} = \\ &= 4,64 \text{ mL di soluzione di HCl } 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ M} \end{aligned}$$

(continua)

Continuazione esercizio: “Calcolare il volume di una soluzione di HCl $1,5 \cdot 10^{-3}$ M che è necessario per titolare 25,0 mL di una soluzione di ammoniaca a pH 9,85; determinare il pH della soluzione risultante [$K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$]”.

Volume totale della soluzione finale: $25,0 \text{ mL} + 5,82 \text{ mL} = 30,82 \text{ mL}$

Poiché HCl ha completamente neutralizzato l'ammoniaca secondo l'equazione:



Tutta l'ammoniaca presente è stata trasformata in ione ammonio (NH_4^+). Quindi è necessario calcolare la quantità totale di ione ammonio nella soluzione iniziale:

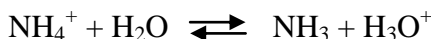
$$\begin{aligned} [\text{NH}_4^+]_{\text{totale}} &= [\text{NH}_3] + [\text{NH}_4^+] = (C_b - x) + x = 2,784 \cdot 10^{-4} \text{ M} + 7,079 \cdot 10^{-5} \text{ M} \\ &= 3,492 \cdot 10^{-4} \text{ M} \end{aligned}$$

Poiché il volume della soluzione è cambiato è necessario calcolare la nuova concentrazione iniziale dello ione ammonio.

Poiché: $M_{\text{iniziale}} \cdot V_{\text{iniziale}} = M_{\text{finale}} \cdot V_{\text{finale}}$ e $[\text{NH}_4^+]_{\text{totale}} = M_{\text{iniziale}} = 3,492 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

$$\begin{aligned} M_{\text{finale}} &= (M_{\text{iniziale}} \cdot V_{\text{iniziale}}) / V_{\text{finale}} = (3,492 \cdot 10^{-5} \text{ M} \cdot 25 \text{ mL}) / 29,64 \text{ mL} \\ &= 2,945 \cdot 10^{-5} \text{ M} = [\text{NH}_4^+] \end{aligned}$$

Lo ione ammonio in soluzione dà idrolisi acida:



Conoscendo la K_b dell'ammoniaca è possibile ricavare la K_a dello ione ammonio:

$$K_w = K_a \cdot K_b ; \text{ quindi } K_a = K_w / K_b = 1,0 \cdot 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-5} = 5,55 \cdot 10^{-10}$$

	NH_4^+	NH_3	H_3O^+
Conc. Iniziale	$C_a = 2,945 \cdot 10^{-5} \text{ M}$	0,00 M	$1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
Conc. Equilibrio	$(C_a - y) \text{ M}$	y M	$(1,0 \cdot 10^{-7} + y) \text{ M}$

Quindi: $K_a = [y \cdot (1,0 \cdot 10^{-7} + y)] / (C_a - y) = 5,55 \cdot 10^{-10}$

Approssimazione 1: $y \gg 1,0 \cdot 10^{-7} \Rightarrow 1,0 \cdot 10^{-7} + y \approx y$

Approssimazione 2: $C_a \gg y \Rightarrow (C_a - y) \approx C_a = 2,832 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

$$K_a = y^2 / (C_a) \Rightarrow y = (K_a \cdot C_a)^{1/2} = 1,278 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

- Verifica approssimazione 1:

$$[1,0 \cdot 10^{-7} / (1,0 \cdot 10^{-7} + y)] \cdot 100 = (1,0 \cdot 10^{-7} / 2,278 \cdot 10^{-7}) \cdot 100 = 43,9\% > 3\% ; \text{NO!}$$

- Verifica approssimazione 2:

$$[y / (C_a - y)] \cdot 100 = (1,278 \cdot 10^{-7} / 2,932 \cdot 10^{-5}) \cdot 100 = 0,43\% < 3\% ; \text{OK!}$$

(continua)

Continuazione esercizio: “Calcolare il volume di una soluzione di HCl $1,5 \cdot 10^{-3}$ M che è necessario per titolare 25,0 mL di una soluzione di ammoniaca a pH 9,85; determinare il pH della soluzione risultante [$K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$]”.

È quindi necessario ricalcolare x senza applicare l'approssimazione 1

$$K_a = [y \cdot (1,0 \cdot 10^{-7} + y)] / C_a = 5,55 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{Riordinando si ottiene: } y^2 + 1,0 \cdot 10^{-7} \cdot y - K_a \cdot C_a = 0$$

$$\text{Che può essere vista come: } ay^2 + by + c = 0$$

Applicando la formula risolutiva delle equazioni di secondo grado:

$$y = [-b \pm (b^2 - 4ac)^{1/2}] / 2a$$

$$\text{Si ottiene: } y = \{-1,0 \cdot 10^{-7} \pm [(1,0 \cdot 10^{-7})^2 + 4 \cdot K_a \cdot C_a]^{1/2}\} / 2 = \\ = \{-1,0 \cdot 10^{-7} \pm 2,745 \cdot 10^{-7}\} / 2$$

$$y_1 = 8,725 \cdot 10^{-8} \text{ M} = [\text{NH}_3]$$

$$y_2 = -1,872 \cdot 10^{-7} \text{ M ; è minore di zero, quindi impossibile.}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (1,0 \cdot 10^{-7} + y_1) = 1,872 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,872 \cdot 10^{-7}) = 6,72$$

- Calcolare il pH di una soluzione di NH_4ClO 0.01 M [$K_a(\text{HClO}) = 2,90 \cdot 10^{-8}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,80 \cdot 10^{-5}$].

L'ammoniaca è una base debole e l'acido ipocloroso è in acido debole. Il sale NH_4ClO è quindi il sale formato dall'acido coniugato di una base debole e dalla base coniugata di un acido debole. Gli equilibri presenti in soluzione sono quindi:



Le relazioni fra le concentrazioni delle specie chimiche in soluzioni saranno quindi:

- Dall'equazione (1) e definendo come C la concentrazione iniziale = 0,01 M, si possono ricavare i seguenti bilanci di massa:

$$C = [\text{NH}_4^+] + [\text{NH}_3] \quad (4a)$$

$$C = [\text{ClO}^-] + [\text{HClO}] \quad (4b)$$

- Dall'equazione (2):

$$K_a(\text{NH}_4^+) = K_w / K_b(\text{NH}_3) = ([\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]) / [\text{NH}_4^+] = 1,00 \cdot 10^{-14} / 1,80 \cdot 10^{-5} = 5,56 \cdot 10^{-10} \quad (4c)$$

Che può anche essere scritta come:

$$K_a(\text{NH}_4^+) \cdot [\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (4c')$$

- Dall'equazione (3):

$$K_b(\text{ClO}^-) = K_w / K_a(\text{HClO}) = ([\text{HClO}] \cdot [\text{OH}^-]) / [\text{ClO}^-] = 1,00 \cdot 10^{-14} / 2,90 \cdot 10^{-8} = 3,45 \cdot 10^{-7} \quad (4d)$$

Che può anche essere scritta come:

$$K_b(\text{ClO}^-) \cdot [\text{ClO}^-] = [\text{HClO}] \cdot [\text{OH}^-] \quad (4d')$$

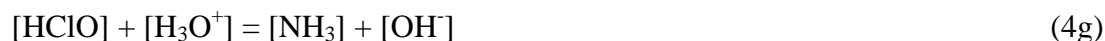
- Considerato che la soluzione in cui si trovano gli ioni NH_4^+ e ClO^- è la stessa:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,00 \cdot 10^{-14} \quad (4e)$$

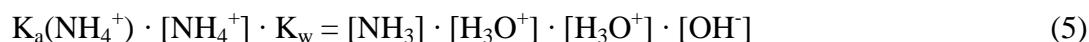
- Si può considerare il bilancio di carica (la soluzione deve avere carica nulla):

$$[\text{NH}_4^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{ClO}^-] + [\text{OH}^-] \quad (4f)$$

- Infine si può considerare il bilancio protonico (il numero di equivalenti di protoni ceduti deve essere uguale al numero di equivalenti dei protoni acquistati):



Moltiplicando l'equazione (4c') per la (4e) si ottiene:



Dividendo la (5) per la (4d') si ottiene:



Semplificando e riordinando si ottiene:



L'equazione (7) si può semplificare introducendo le seguenti approssimazioni:

Se $C \gg 1,00 \cdot 10^{-7}$, $C \gg K_a(\text{NH}_4^+)$ e $C \gg K_b(\text{ClO}^-)$; allora le equazioni (4f) e (4g) si possono approssimare nel seguente modo:



Sostituendo le equazioni (4f') e (4g') nell'equazione (7) si ottiene:



Quindi, applicando l'equazione (8) si ottiene:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \approx (1,00 \cdot 10^{-14} \cdot 5,56 \cdot 10^{-10} / 3,45 \cdot 10^{-7})^{1/2} = 4,01 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 8,4$$

- Calcolare il volume di una soluzione 0,121 M di HCl che occorre aggiungere ad una soluzione 0,089 M di NH₃ per preparare 1 dm³ di una soluzione tampone a pH 8,50 (K_b = 1,85 · 10⁻⁵).

La concentrazione di ioni OH⁻ si può calcolare applicando le relazioni:

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{pK}_w = 14$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

Quindi:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-(14 - \text{pH})} = 10^{-(14 - 8,50)} = 3,16 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

In una soluzione tampone formata da una base debole e dal suo acido coniugato:

$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot (C_b / C_a) = K_b \cdot (n_b / n_a)$$

Dove n è il numero di moli di acido o di base.

In questo caso le moli di acido (ione ammonio, NH₄⁺) derivano dalla reazione fra ammoniaca e acido cloridrico, che è completamente spostata a destra. Quindi le moli di ione ammonio sono uguali alle moli di HCl. Le moli di base (cioè di ammoniaca finali) sono uguali alle moli di ammoniaca iniziali meno le moli di acido aggiunte. Sapendo che $n = M \cdot V$:

$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot \{[(M_{\text{NH}_3} \cdot V_{\text{NH}_3}) - (M_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}})] / (M_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}})\}$$

Ma:

$$V_{\text{NH}_3} = 1 - V_{\text{HCl}}$$

Quindi:

$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot \{[(M_{\text{NH}_3} \cdot (1 - V_{\text{HCl}})) - (M_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}})] / (M_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}})\}$$

Sostituendo opportunamente e risolvendo rispetto a V_{HCl} si ottiene:

$$3,16 \cdot 10^{-6} = 1,85 \cdot 10^{-5} \cdot \{[(0,089 \cdot (1 - V_{\text{HCl}})) - (0,121 \cdot V_{\text{HCl}})] / (0,121 \cdot V_{\text{HCl}})\}$$

$$1,71 \cdot 10^{-1} = (0,089 - 0,210 \cdot V_{\text{HCl}}) / (0,121 \cdot V_{\text{HCl}})$$

$$0,230 \cdot V_{\text{HCl}} = 0,089$$

$$V_{\text{HCl}} = 0,385 \text{ dm}^3$$