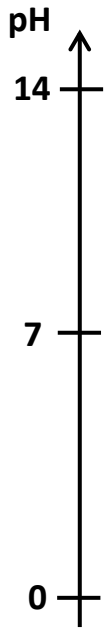
CORSO CHIMICA ANALITICA I CON LABORATORIO
A.A. 2025-26

Lezione di teoria per il laboratorio – parte 3

Docenti:
Prof. Gianpiero Adami (gadami@units.it)
Prof. Sabina Licen (slicen@units.it)

Diagrammi a scala

Il diagramma a scala è un semplice sistema grafico per visualizzare un equilibrio chimico e serve anche a comprendere come cambiamenti delle condizioni in soluzione possono influenzare le concentrazioni delle specie presenti.

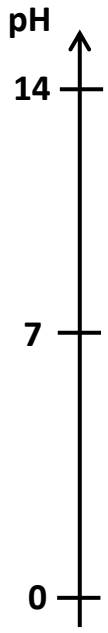


Diagrammi a scala

Il diagramma a scala è un semplice sistema grafico per visualizzare un equilibrio chimico e serve anche a comprendere come cambiamenti delle condizioni in soluzione possono influenzare le concentrazioni delle specie presenti.

Esempio:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)} \qquad K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1.75 \cdot 10^{-5}$$

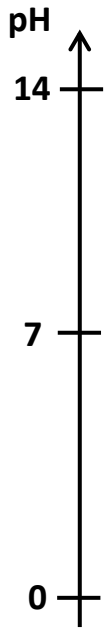


Diagrammi a scala

Il diagramma a scala è un semplice sistema grafico per visualizzare un equilibrio chimico e serve anche a comprendere come cambiamenti delle condizioni in soluzione possono influenzare le concentrazioni delle specie presenti.

Esempio:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)} \qquad K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1.75 \cdot 10^{-5}$$



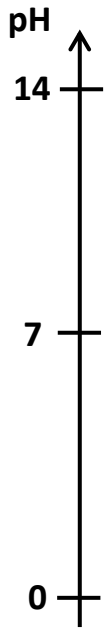
$$-\log K_a = -\log[H_3O^+] - \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Diagrammi a scala

Il diagramma a scala è un semplice sistema grafico per visualizzare un equilibrio chimico e serve anche a comprendere come cambiamenti delle condizioni in soluzione possono influenzare le concentrazioni delle specie presenti.

Esempio:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)} \qquad K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1.75 \cdot 10^{-5}$$



$$-\log K_a = -\log[H_3O^+] - \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

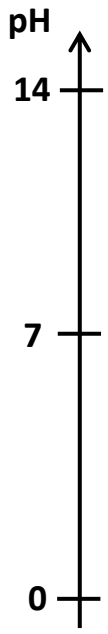
$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Diagrammi a scala

Il diagramma a scala è un semplice sistema grafico per visualizzare un equilibrio chimico e serve anche a comprendere come cambiamenti delle condizioni in soluzione possono influenzare le concentrazioni delle specie presenti.

Esempio:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)} \qquad K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1.75 \cdot 10^{-5}$$



$$-\log K_a = -\log[H_3O^+] - \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

se $[CH_3COO^-] = [CH_3COOH]$

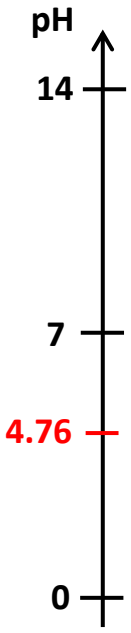
$pH = pK_a = 4.76$

Diagrammi a scala

Il diagramma a scala è un semplice sistema grafico per visualizzare un equilibrio chimico e serve anche a comprendere come cambiamenti delle condizioni in soluzione possono influenzare le concentrazioni delle specie presenti.

Esempio:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)} \qquad K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1.75 \cdot 10^{-5}$$



$$-\log K_a = -\log[H_3O^+] - \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

se $[CH_3COO^-] = [CH_3COOH]$

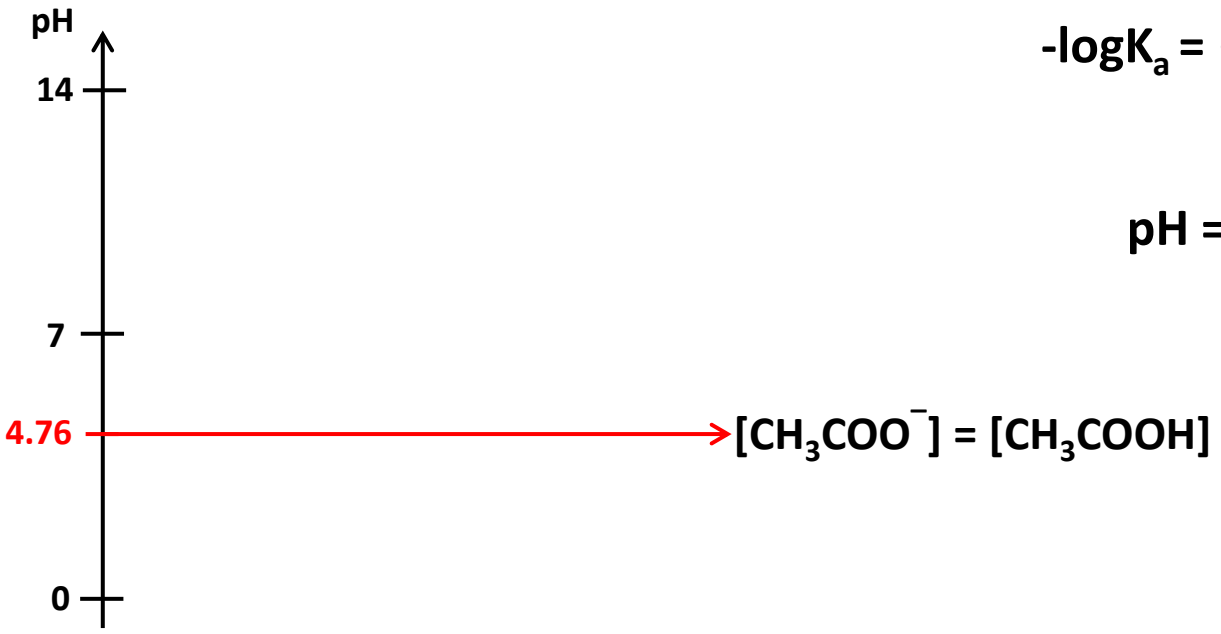
$pH = pK_a = 4.76$

Diagrammi a scala

Il diagramma a scala è un semplice sistema grafico per visualizzare un equilibrio chimico e serve anche a comprendere come cambiamenti delle condizioni in soluzione possono influenzare le concentrazioni delle specie presenti.

Esempio:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)} \qquad K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1.75 \cdot 10^{-5}$$



$$-\log K_a = -\log[H_3O^+] - \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

se $[CH_3COO^-] = [CH_3COOH]$

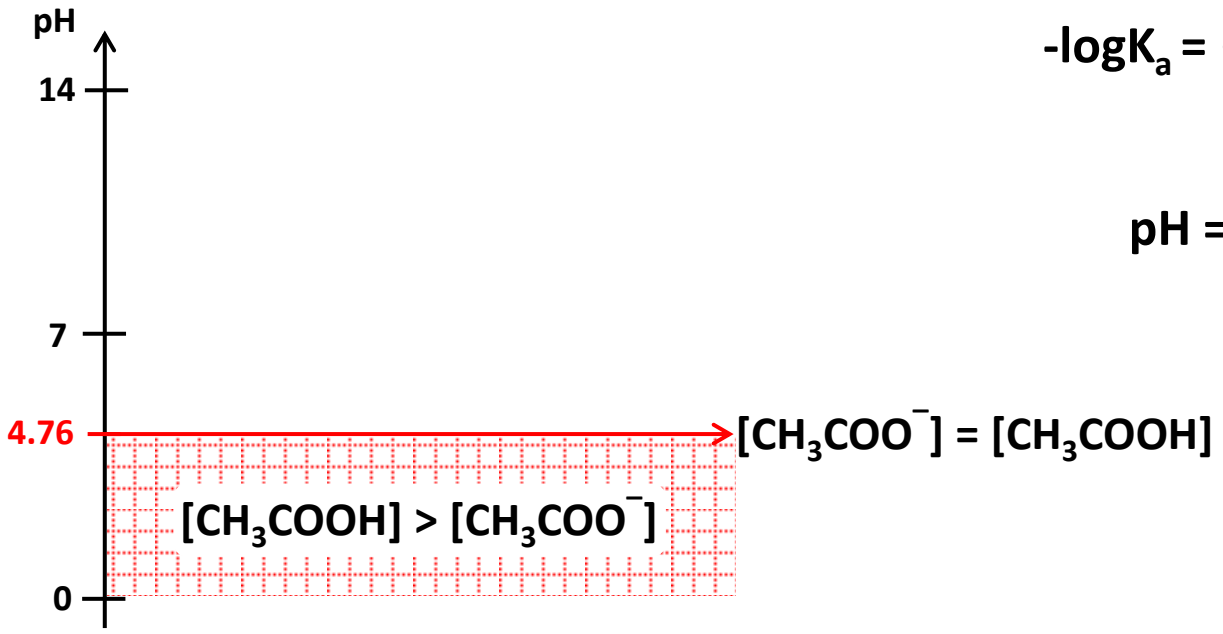
$pH = pK_a = 4.76$

Diagrammi a scala

Il diagramma a scala è un semplice sistema grafico per visualizzare un equilibrio chimico e serve anche a comprendere come cambiamenti delle condizioni in soluzione possono influenzare le concentrazioni delle specie presenti.

Esempio:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)} \qquad K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1.75 \cdot 10^{-5}$$



$$-\log K_a = -\log[H_3O^+] - \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

se $[CH_3COO^-] = [CH_3COOH]$

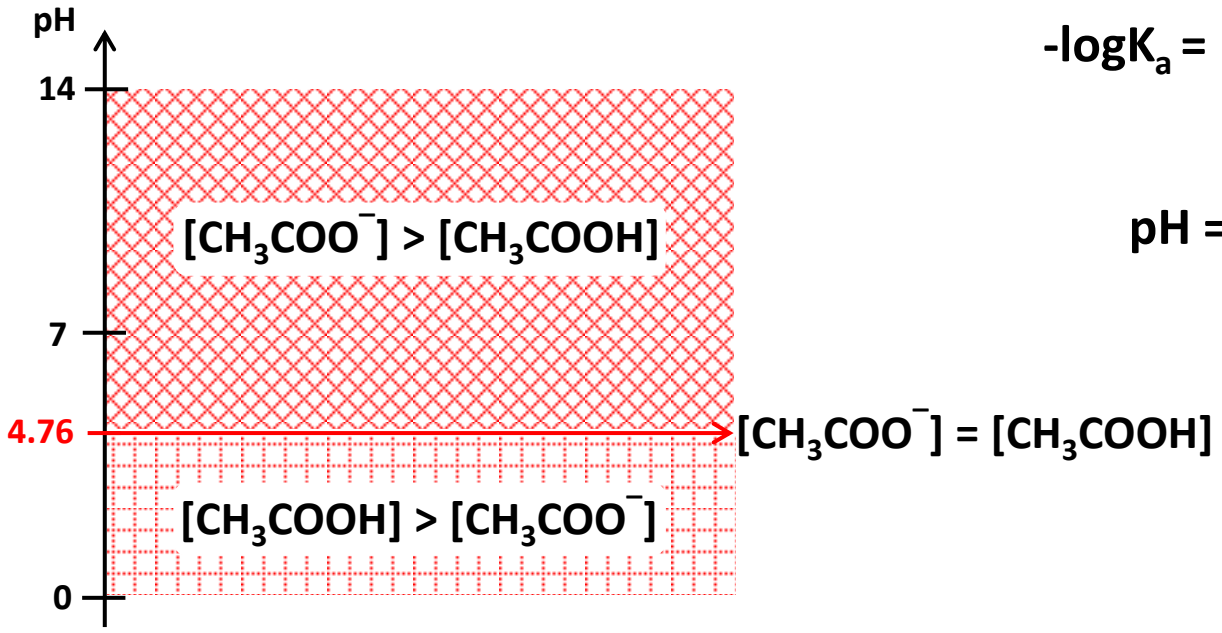
$pH = pK_a = 4.76$

Diagrammi a scala

Il diagramma a scala è un semplice sistema grafico per visualizzare un equilibrio chimico e serve anche a comprendere come cambiamenti delle condizioni in soluzione possono influenzare le concentrazioni delle specie presenti.

Esempio:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)} \qquad K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1.75 \cdot 10^{-5}$$



$$-\log K_a = -\log[H_3O^+] - \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

se $[CH_3COO^-] = [CH_3COOH]$

$pH = pK_a = 4.76$

Diagramma a scala di ACIDI POLIPROTICI

Esempio:

$$H_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)} \qquad K_{a1} = \frac{[H_3O^+] \cdot [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4.45 \cdot 10^{-7}$$

$$HCO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)} \qquad K_{a2} = \frac{[H_3O^+] \cdot [CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 4.69 \cdot 10^{-11}$$

$pK_{a1} = 6.35$ $pK_{a2} = 10.32$

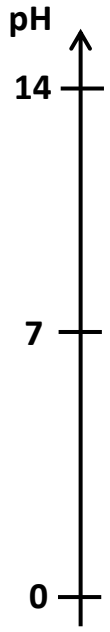


Diagramma a scala di ACIDI POLIPROTICI

Esempio:

$$H_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)} \qquad K_{a1} = \frac{[H_3O^+] \cdot [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4.45 \cdot 10^{-7}$$

$$HCO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)} \qquad K_{a2} = \frac{[H_3O^+] \cdot [CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 4.69 \cdot 10^{-11}$$

$pK_{a1} = 6.35$ $pK_{a2} = 10.32$

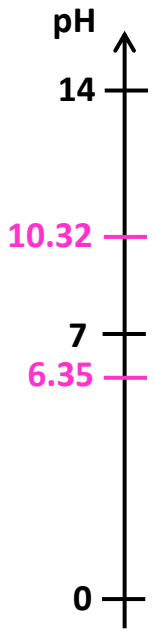


Diagramma a scala di ACIDI POLIPROTICI

Esempio:

$$H_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)} \qquad K_{a1} = \frac{[H_3O^+] \cdot [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4.45 \cdot 10^{-7}$$

$$HCO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)} \qquad K_{a2} = \frac{[H_3O^+] \cdot [CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 4.69 \cdot 10^{-11}$$

$pK_{a1} = 6.35$ $\qquad$ $pK_{a2} = 10.32$

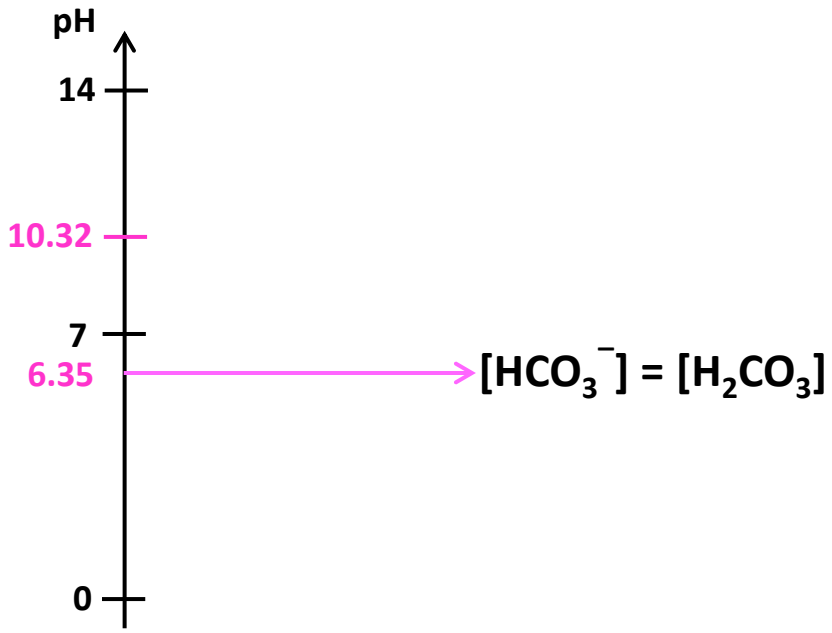


Diagramma a scala di ACIDI POLIPROTICI

Esempio:

$$H_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)} \qquad K_{a1} = \frac{[H_3O^+] \cdot [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4.45 \cdot 10^{-7}$$

$$HCO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)} \qquad K_{a2} = \frac{[H_3O^+] \cdot [CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 4.69 \cdot 10^{-11}$$

$pK_{a1} = 6.35$ $\qquad$ $pK_{a2} = 10.32$

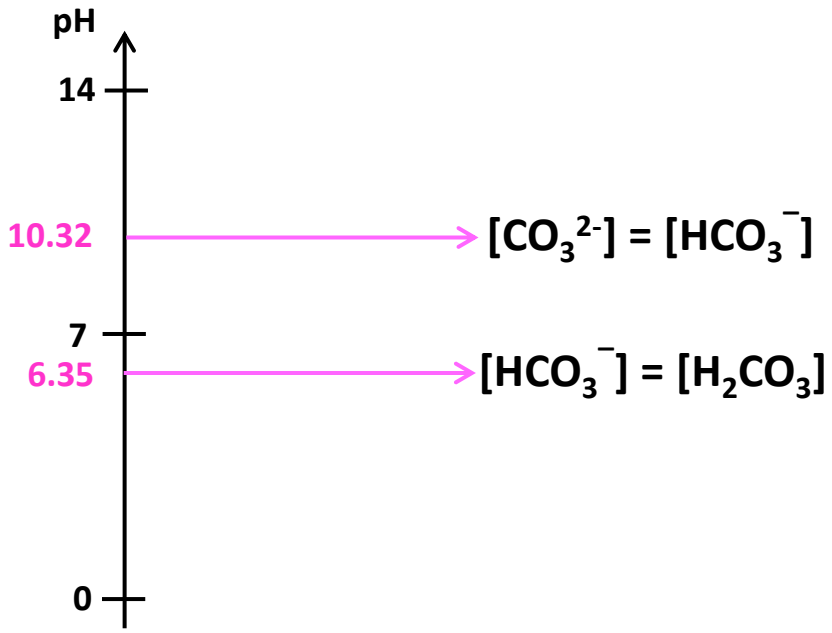


Diagramma a scala di ACIDI POLIPROTICI

Esempio:

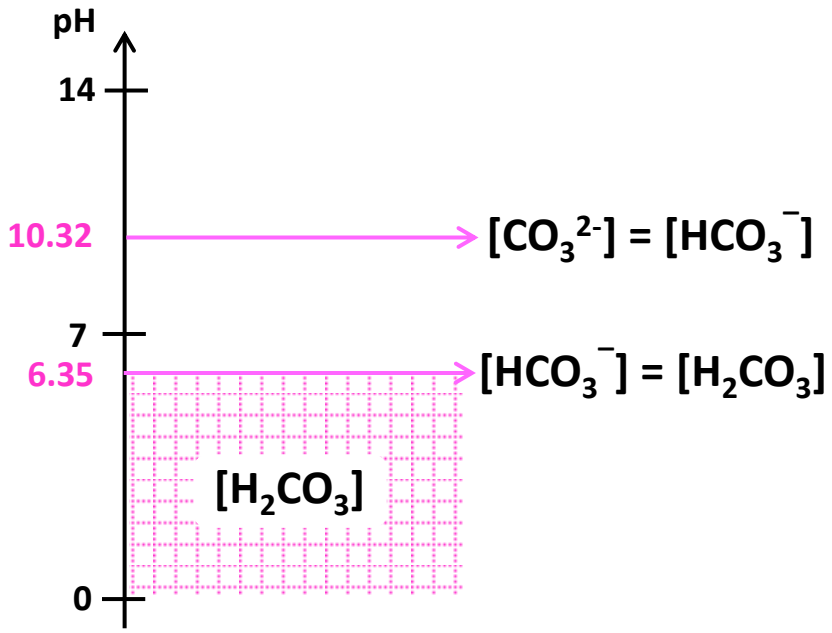
$$H_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$$

$$K_{a1} = \frac{[H_3O^+] \cdot [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4.45 \cdot 10^{-7}$$

$$HCO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$$

$$K_{a2} = \frac{[H_3O^+] \cdot [CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 4.69 \cdot 10^{-11}$$

$pK_{a1} = 6.35$ $\quad$ $pK_{a2} = 10.32$



Si indica solo la specie prevalente nell'intervallo di pH

Diagramma a scala di ACIDI POLIPROTICI

Esempio:

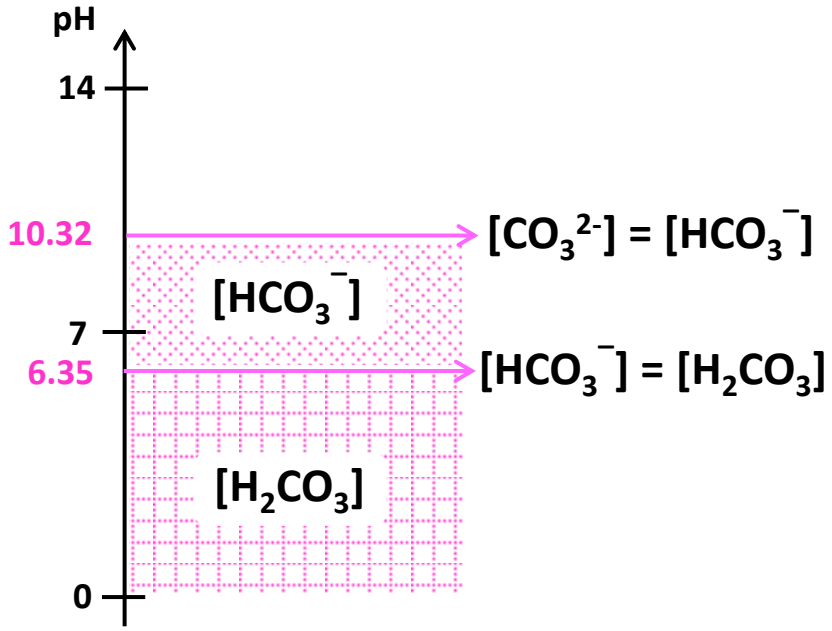
$$H_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$$

$$K_{a1} = \frac{[H_3O^+] \cdot [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4.45 \cdot 10^{-7}$$

$$HCO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$$

$$K_{a2} = \frac{[H_3O^+] \cdot [CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 4.69 \cdot 10^{-11}$$

$pK_{a1} = 6.35$ $\quad$ $pK_{a2} = 10.32$



Si indica solo la specie prevalente nell'intervallo di pH

Diagramma a scala di ACIDI POLIPROTICI

Esempio:

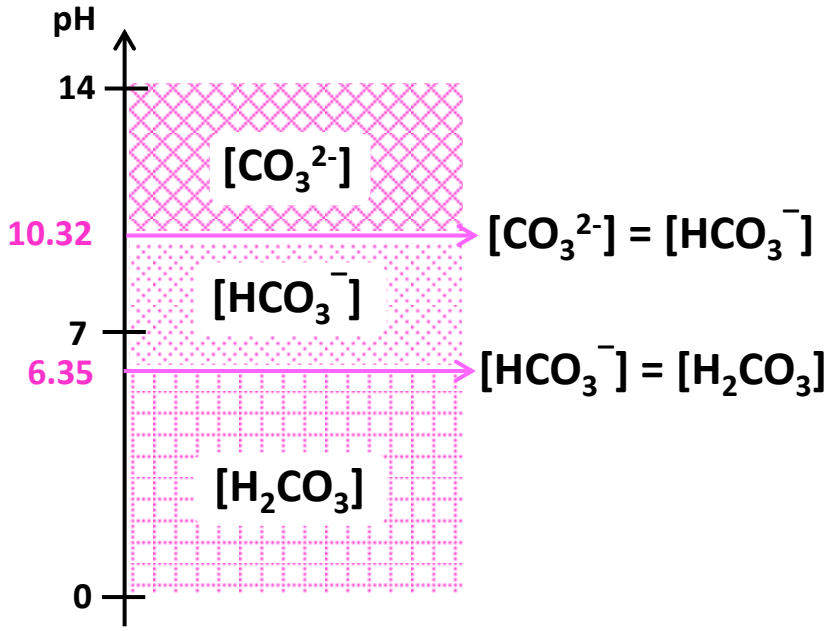
$$H_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$$

$$K_{a1} = \frac{[H_3O^+] \cdot [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4.45 \cdot 10^{-7}$$

$$HCO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$$

$$K_{a2} = \frac{[H_3O^+] \cdot [CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 4.69 \cdot 10^{-11}$$

$pK_{a1} = 6.35$ $pK_{a2} = 10.32$



Si indica solo la specie prevalente nell'intervallo di pH

Diagrammi a scala di BASI MONOPROTICHE

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + NH_4^+{}_{(aq)}$$

$$K_b = \frac{[OH^-] \cdot [NH_4^+]}{[NH_3]}$$

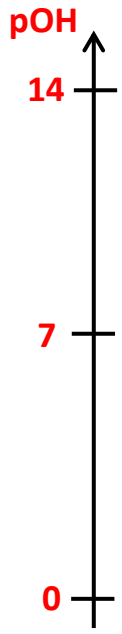
$$pK_b = 4.75$$

Diagrammi a scala di BASI MONOPROTICHE

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + NH_4^+{}_{(aq)}$$

$$K_b = \frac{[OH^-] \cdot [NH_4^+]}{[NH_3]}$$

$$pK_b = 4.75$$

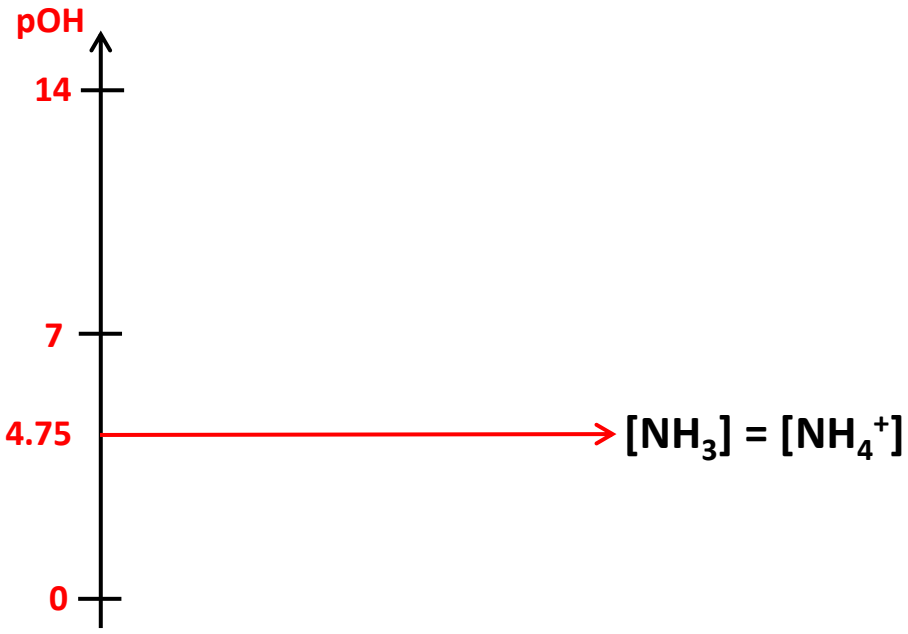


Diagrammi a scala di BASI MONOPROTICHE

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + NH_4^+{}_{(aq)}$$

$$K_b = \frac{[OH^-] \cdot [NH_4^+]}{[NH_3]}$$

$$pK_b = 4.75$$

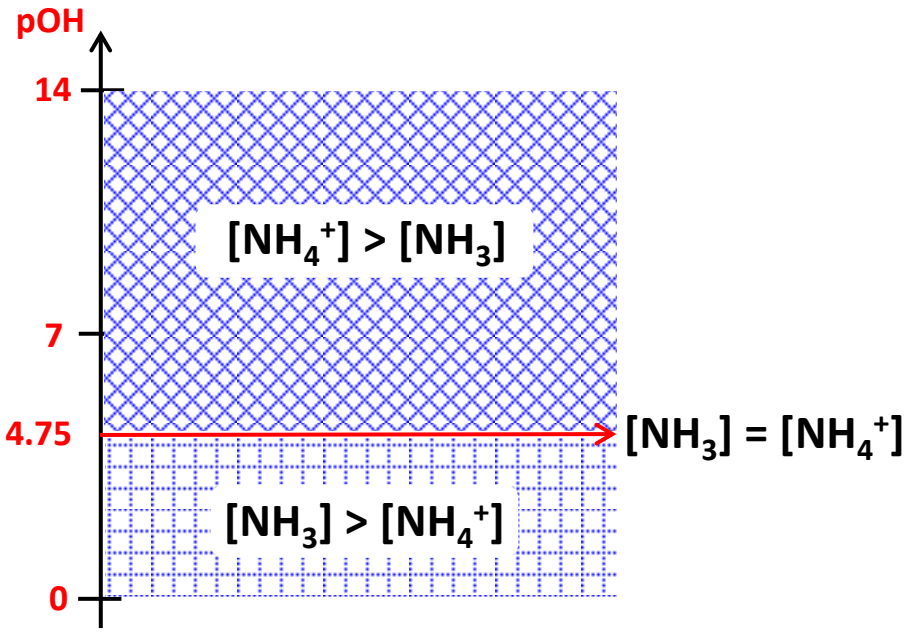


Diagrammi a scala di BASI MONOPROTICHE

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + NH_4^+{}_{(aq)}$$

$$K_b = \frac{[OH^-] \cdot [NH_4^+]}{[NH_3]}$$

$$pK_b = 4.75$$



Diagrammi a scala di BASI MONOPROTICHE

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + NH_4^+{}_{(aq)}$$

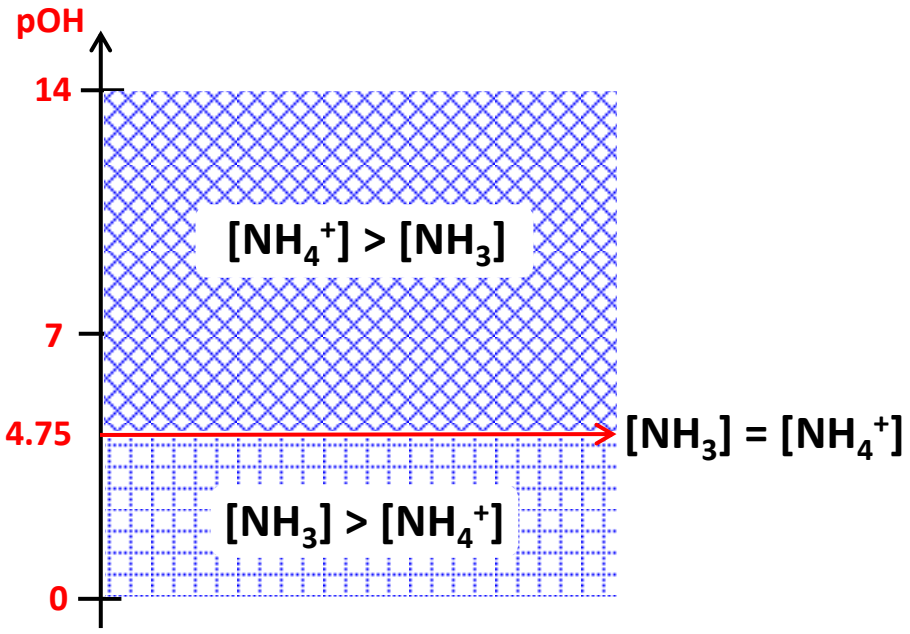
$$K_b = \frac{[OH^-] \cdot [NH_4^+]}{[NH_3]}$$

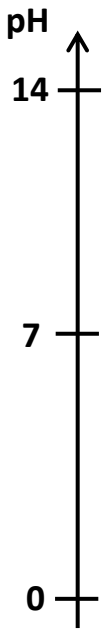
$$pK_b = 4.75$$

$$NH_4^+{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + NH_{3\,(aq)}$$

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

$$pK_a = 9.25$$





Diagrammi a scala di BASI MONOPROTICHE

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + NH_4^+{}_{(aq)}$$

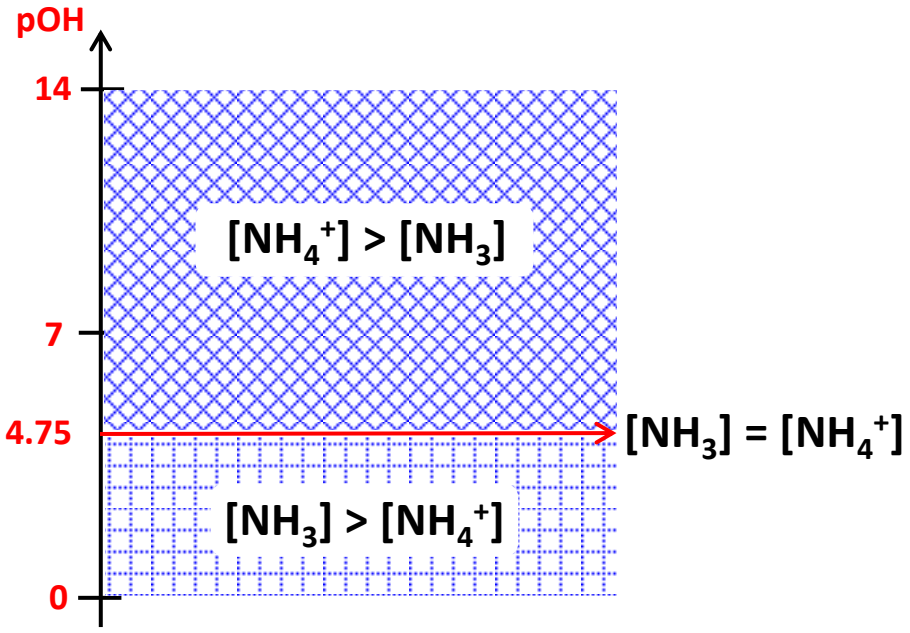
$$K_b = \frac{[OH^-] \cdot [NH_4^+]}{[NH_3]}$$

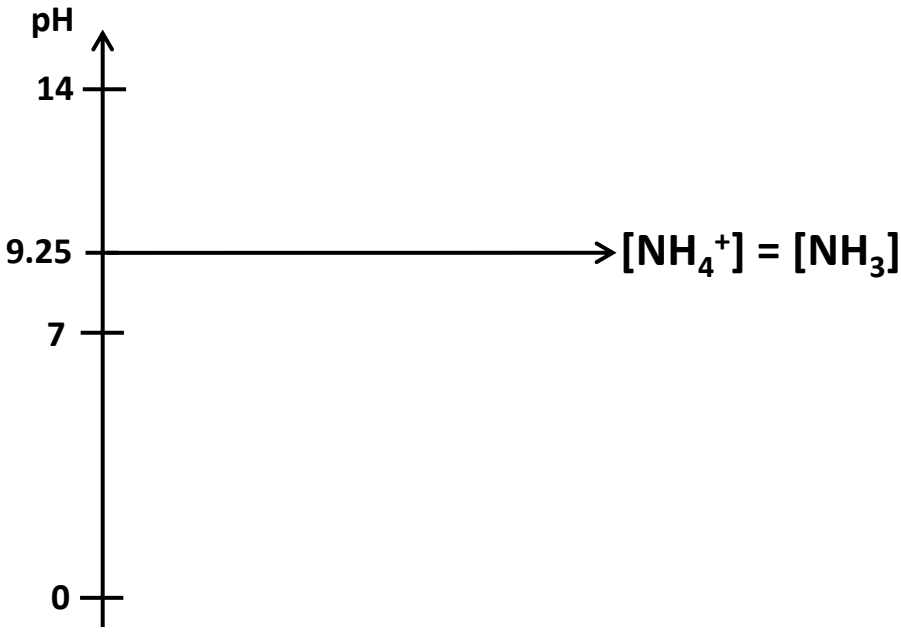
$$pK_b = 4.75$$

$$NH_4^+{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + NH_{3\,(aq)}$$

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

$$pK_a = 9.25$$



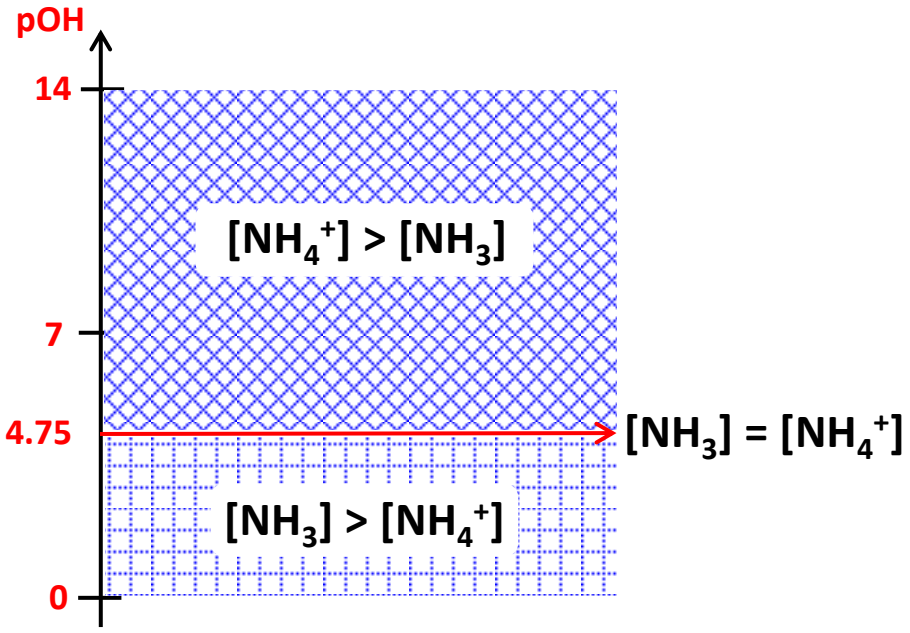


Diagrammi a scala di BASI MONOPROTICHE

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + NH_4^+{}_{(aq)}$$

$$K_b = \frac{[OH^-] \cdot [NH_4^+]}{[NH_3]}$$

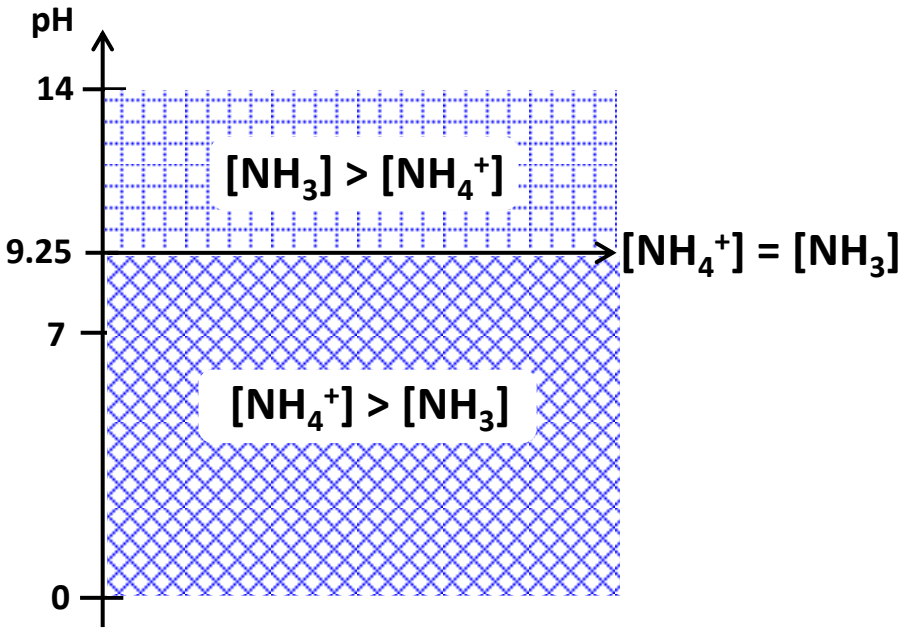
$$pK_b = 4.75$$



$$NH_4^+{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + NH_{3\,(aq)}$$

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

$$pK_a = 9.25$$



Diagrammi a scala di BASI POLIPROTICHE

$$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH^+_{(aq)}$$

$$K_{b1} = \frac{[OH^-] \cdot [BH^+]}{[B]}$$

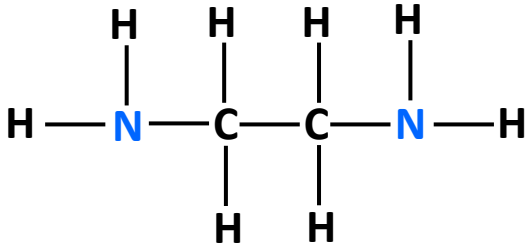
$$BH^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH_2^{2+}{}_{(aq)}$$

$$K_{b2} = \frac{[OH^-] \cdot [BH_2^{2+}]}{[BH^+]}$$

Diagrammi a scala di BASI POLIPROTICHE

$$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH^+_{(aq)} \qquad K_{b1} = \frac{[OH^-] \cdot [BH^+]}{[B]}$$

$$BH^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH_2^{2+}{}_{(aq)} \qquad K_{b2} = \frac{[OH^-] \cdot [BH_2^{2+}]}{[BH^+]}$$



etilendiammina

in forma più compatta si può scrivere:

$H_2NCH_2CH_2NH_2$

oppure

$NH_2C_2H_4NH_2$

$B = NH_2C_2H_4NH_2$ $\qquad$ $BH^+ = NH_2C_2H_4NH_3^+$ $\qquad$ $BH_2^{2+} = {}^+NH_3C_2H_4NH_3^+$

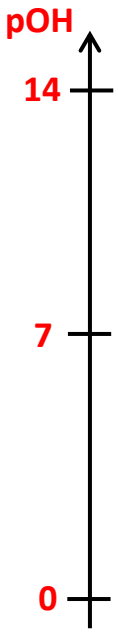
Diagrammi a scala di BASI POLIPROTICHE

$$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH^+_{(aq)} \qquad K_{b1} = \frac{[OH^-] \cdot [BH^+]}{[B]}$$

$$BH^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH_2^{2+}{}_{(aq)} \qquad K_{b2} = \frac{[OH^-] \cdot [BH_2^{2+}]}{[BH^+]}$$

$pK_{b1} = 4.1$

$pK_{b2} = 7.2$



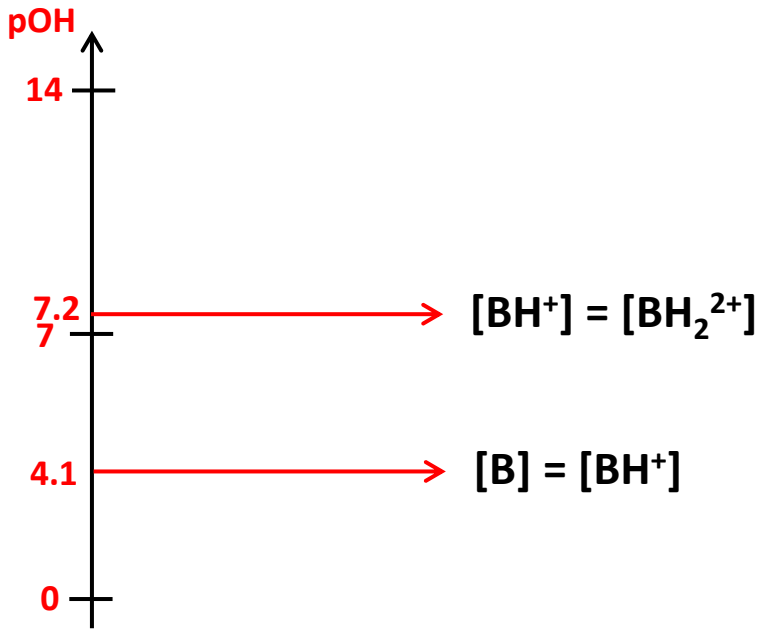
Diagrammi a scala di BASI POLIPROTICHE

$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH^+_{(aq)}$ $\quad K_{b1} = \dfrac{[OH^-] \cdot [BH^+]}{[B]}$

$BH^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH_2^{2+}{}_{(aq)}$ $\quad K_{b2} = \dfrac{[OH^-] \cdot [BH_2^{2+}]}{[BH^+]}$

$pK_{b1} = 4.1$

$pK_{b2} = 7.2$



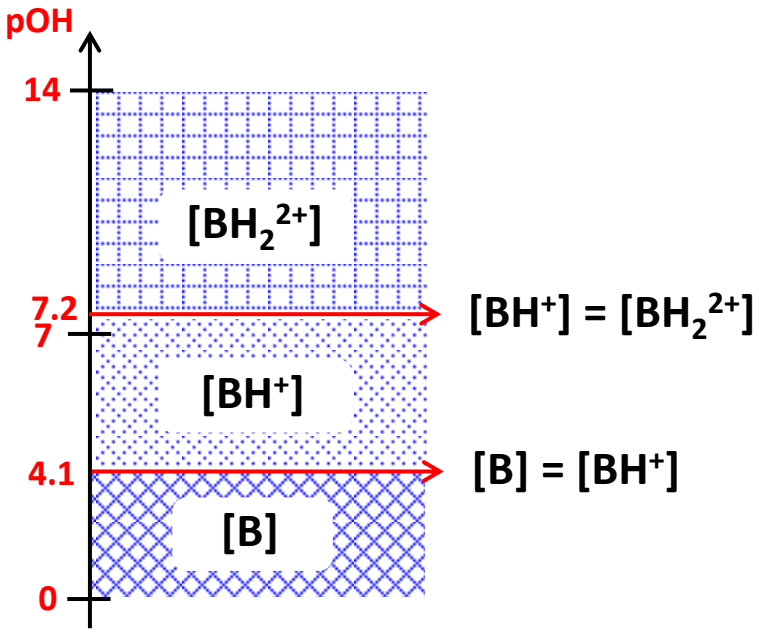
Diagrammi a scala di BASI POLIPROTICHE

$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH^+_{(aq)}$ $\quad K_{b1} = \dfrac{[OH^-] \cdot [BH^+]}{[B]}$

$BH^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH_2^{2+}{}_{(aq)}$ $\quad K_{b2} = \dfrac{[OH^-] \cdot [BH_2^{2+}]}{[BH^+]}$

$pK_{b1} = 4.1$

$pK_{b2} = 7.2$



Diagrammi a scala di BASI POLIPROTICHE

$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH^+_{(aq)}$ $\quad K_{b1} = \dfrac{[OH^-] \cdot [BH^+]}{[B]}$

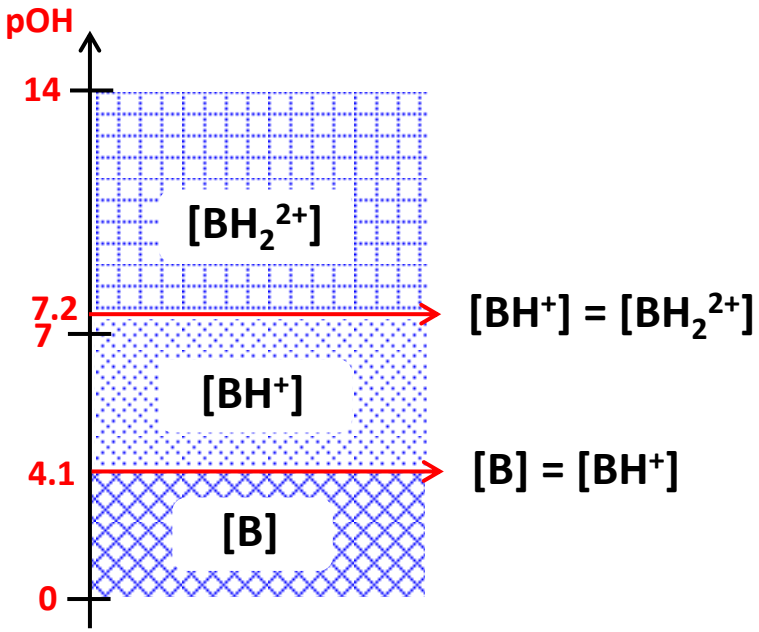
$BH^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH_2^{2+}{}_{(aq)}$ $\quad K_{b2} = \dfrac{[OH^-] \cdot [BH_2^{2+}]}{[BH^+]}$

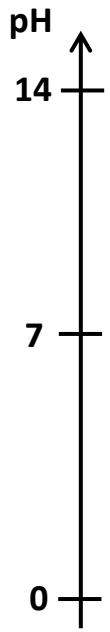
$BH_2^{2+}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + BH^+_{(aq)}$ $\quad K_{a1} = \dfrac{[H_3O^+] \cdot [BH^+]}{[BH_2^{2+}]}$

$BH^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + B_{(aq)}$ $\quad K_{a2} = \dfrac{[H_3O^+] \cdot [B]}{[BH^+]}$

$pK_{b1} = 4.1$

$pK_{b2} = 7.2$





Diagrammi a scala di BASI POLIPROTICHE

$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH^+_{(aq)}$ $\quad K_{b1} = \dfrac{[OH^-] \cdot [BH^+]}{[B]}$

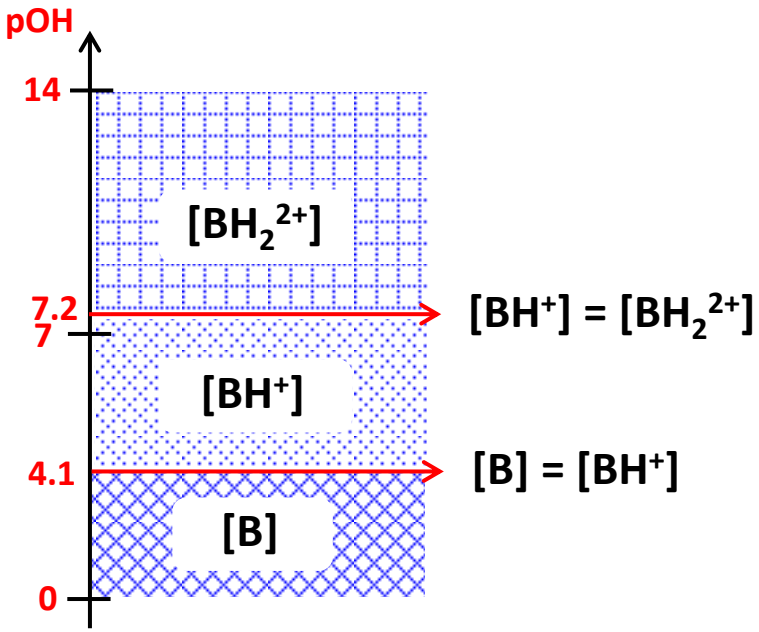
$BH^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH_2^{2+}{}_{(aq)}$ $\quad K_{b2} = \dfrac{[OH^-] \cdot [BH_2^{2+}]}{[BH^+]}$

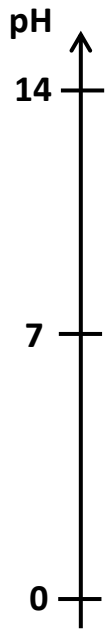
$BH_2^{2+}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + BH^+_{(aq)}$ $\quad K_{a1} = \dfrac{[H_3O^+] \cdot [BH^+]}{[BH_2^{2+}]}$

$BH^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + B_{(aq)}$ $\quad K_{a2} = \dfrac{[H_3O^+] \cdot [B]}{[BH^+]}$

$pK_{b1} = 4.1$ $\quad pK_{a1} = 6.8$

$pK_{b2} = 7.2$ $\quad pK_{a2} = 9.9$





Diagrammi a scala di BASI POLIPROTICHE

$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH^+_{(aq)}$ $\quad K_{b1} = \dfrac{[OH^-] \cdot [BH^+]}{[B]}$

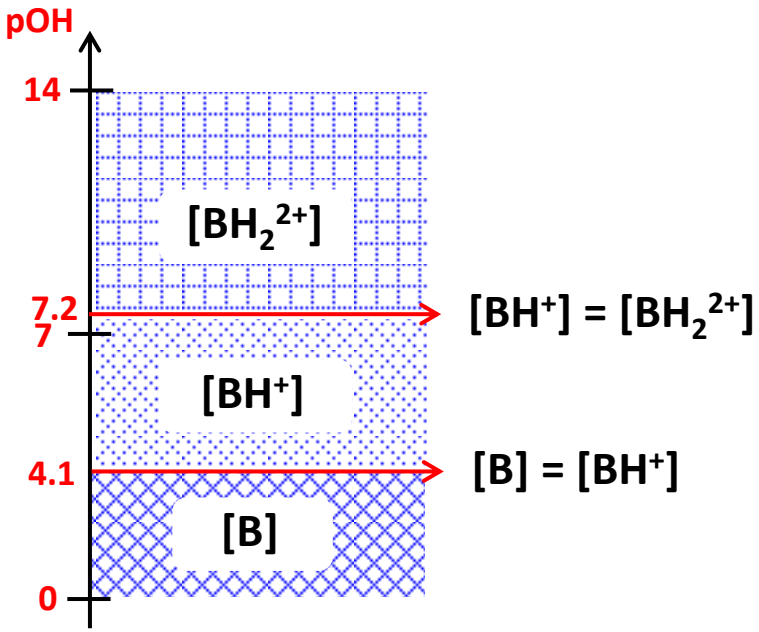
$BH^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH_2^{2+}{}_{(aq)}$ $\quad K_{b2} = \dfrac{[OH^-] \cdot [BH_2^{2+}]}{[BH^+]}$

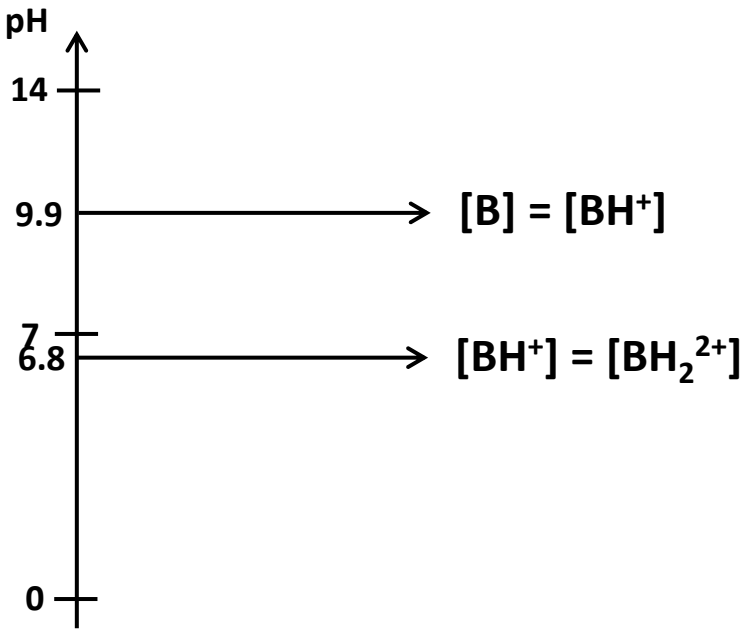
$BH_2^{2+}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + BH^+_{(aq)}$ $\quad K_{a1} = \dfrac{[H_3O^+] \cdot [BH^+]}{[BH_2^{2+}]}$

$BH^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + B_{(aq)}$ $\quad K_{a2} = \dfrac{[H_3O^+] \cdot [B]}{[BH^+]}$

$pK_{b1} = 4.1$ $\quad pK_{a1} = 6.8$

$pK_{b2} = 7.2$ $\quad pK_{a2} = 9.9$





Diagrammi a scala di BASI POLIPROTICHE

$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH^+_{(aq)}$ $\quad K_{b1} = \dfrac{[OH^-] \cdot [BH^+]}{[B]}$

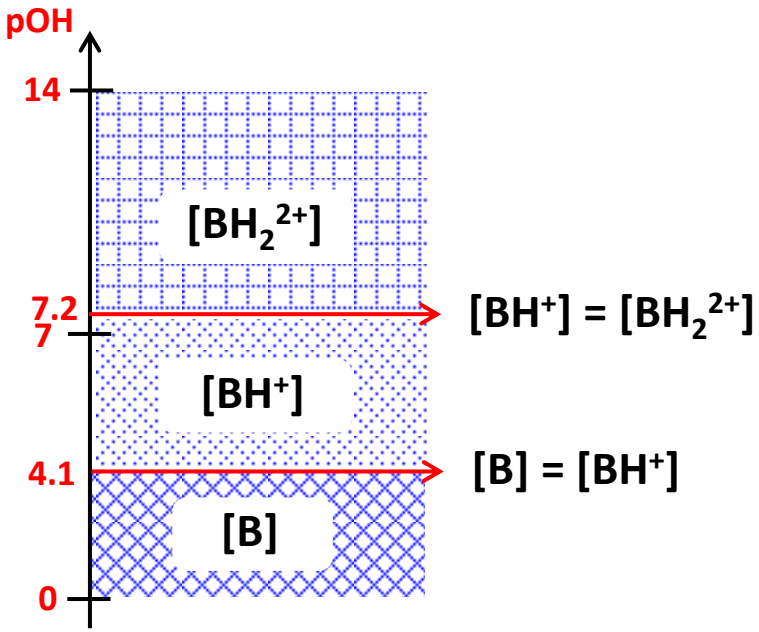
$BH^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH_2^{2+}{}_{(aq)}$ $\quad K_{b2} = \dfrac{[OH^-] \cdot [BH_2^{2+}]}{[BH^+]}$

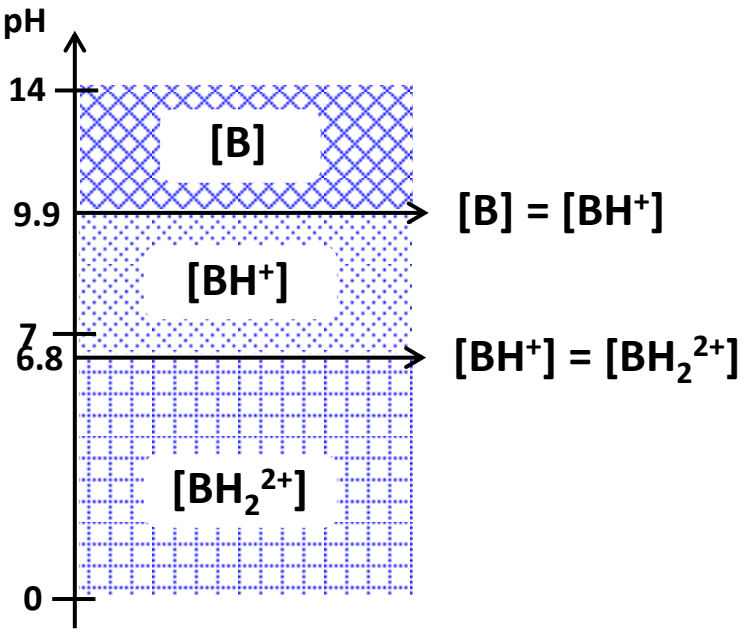
$BH_2^{2+}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + BH^+_{(aq)}$ $\quad K_{a1} = \dfrac{[H_3O^+] \cdot [BH^+]}{[BH_2^{2+}]}$

$BH^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + B_{(aq)}$ $\quad K_{a2} = \dfrac{[H_3O^+] \cdot [B]}{[BH^+]}$

$pK_{b1} = 4.1$ $\quad pK_{a1} = 6.8$

$pK_{b2} = 7.2$ $\quad pK_{a2} = 9.9$





SOLUZIONI TAMPONE (intervalli di pH)

$$HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)} \qquad K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$0.1 \leq \frac{[HA]}{[A^-]} \leq 10$$

$$pK_a - 1 \leq pH \leq pK_a + 1$$

SOLUZIONI TAMPONE (intervalli di pH)

$$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + BH^+_{(aq)} \qquad K_b = \frac{[OH^-] \cdot [BH^+]}{[B]}$$

$$pOH = pK_b + \log\frac{[BH^+]}{[B]}$$

$$0.1 \leq \frac{[B]}{[BH^+]} \leq 10$$

$$pK_a - 1 \leq pH \leq pK_a + 1$$

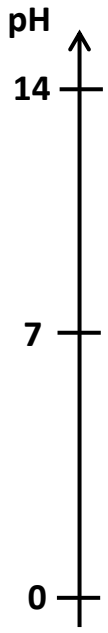
Diagrammi a scala per soluzioni tampone

Esempio: $HClO + ClO^-$

$$HClO_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + ClO^-_{(aq)}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [ClO^-]}{[HClO]} = 2.9 \cdot 10^{-5}$$

$$pK_a = 4.54$$



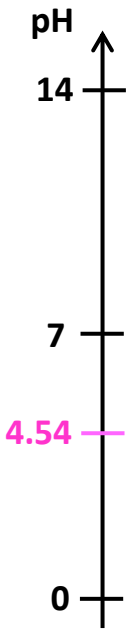
Diagrammi a scala per soluzioni tampone

Esempio: $HClO + ClO^-$

$$HClO_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + ClO^-_{(aq)}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [ClO^-]}{[HClO]} = 2.9 \cdot 10^{-5}$$

$$pK_a = 4.54$$



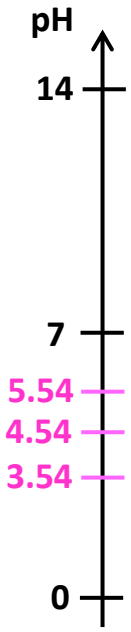
Diagrammi a scala per soluzioni tampone

Esempio: $HClO + ClO^-$

$$HClO_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + ClO^-_{(aq)}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [ClO^-]}{[HClO]} = 2.9 \cdot 10^{-5}$$

$$pK_a = 4.54$$



$$pK_a - 1 \leq pH \leq pK_a + 1$$

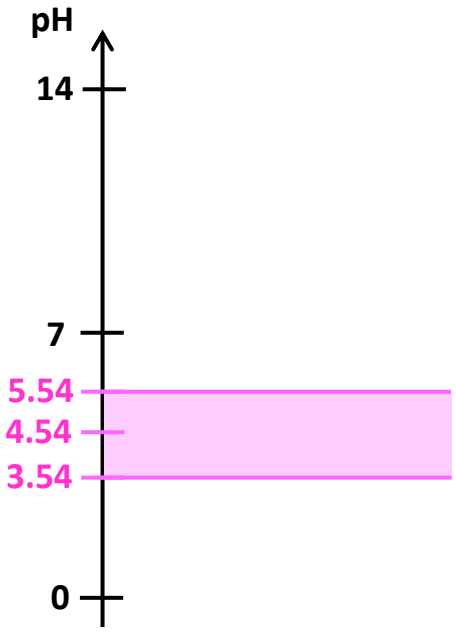
Diagrammi a scala per soluzioni tampone

Esempio: $HClO + ClO^-$

$$HClO_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + ClO^-_{(aq)}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [ClO^-]}{[HClO]} = 2.9 \cdot 10^{-5}$$

$$pK_a = 4.54$$



$$pK_a - 1 \leq pH \leq pK_a + 1$$

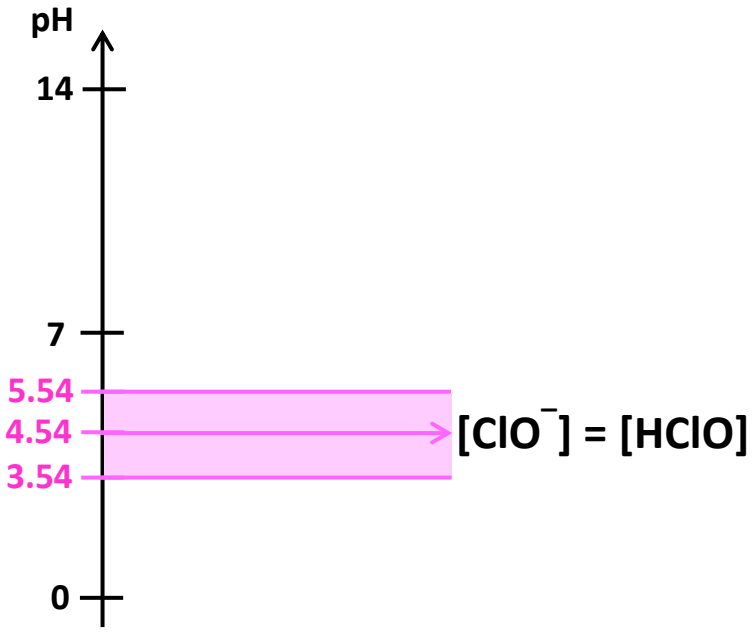
Diagrammi a scala per soluzioni tampone

Esempio: $HClO + ClO^-$

$$HClO_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + ClO^-_{(aq)}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [ClO^-]}{[HClO]} = 2.9 \cdot 10^{-5}$$

$$pK_a = 4.54$$



$$pK_a - 1 \leq pH \leq pK_a + 1$$

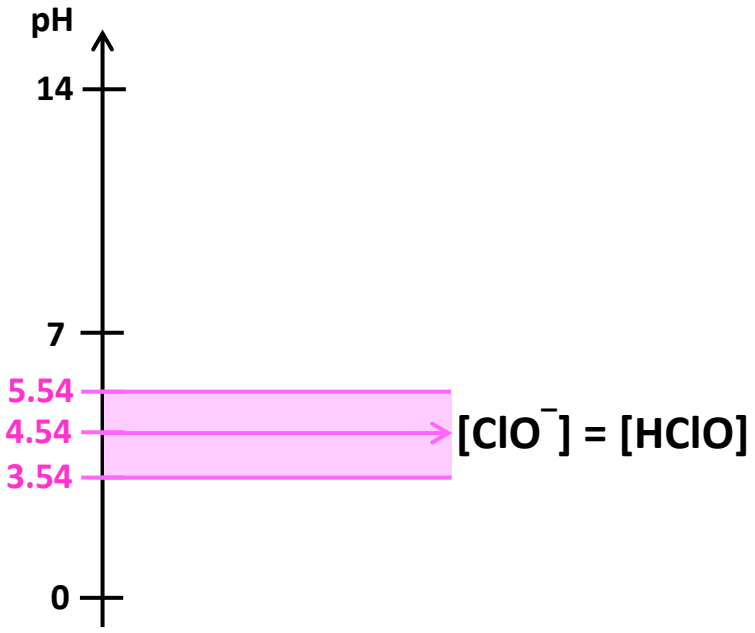
Diagrammi a scala per soluzioni tampone

Esempio: $HClO + ClO^-$

$$HClO_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + ClO^-_{(aq)}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [ClO^-]}{[HClO]} = 2.9 \cdot 10^{-5}$$

$$pK_a = 4.54$$

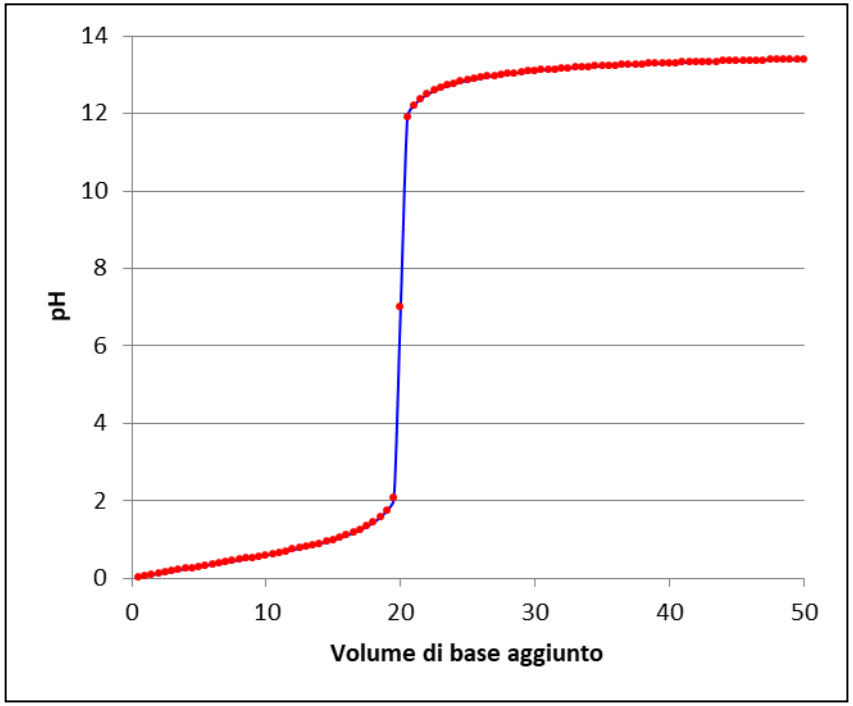


$$pK_a - 1 \leq pH \leq pK_a + 1$$

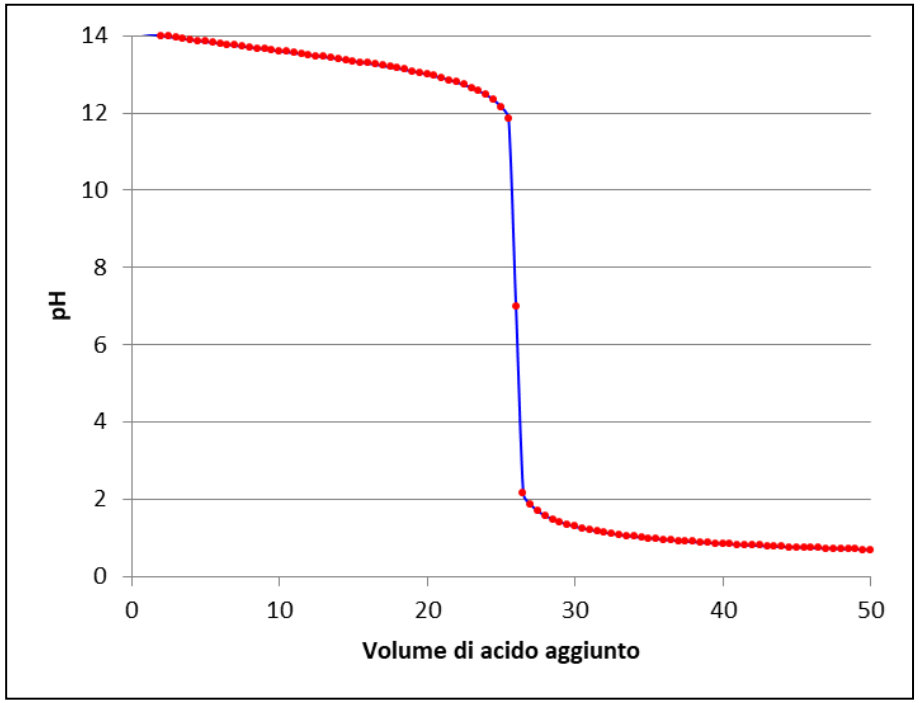
Zona tampone

ZONE DELLA CURVA DI TITOLAZIONE (analita=acido o base forte)

Analita=ACIDO

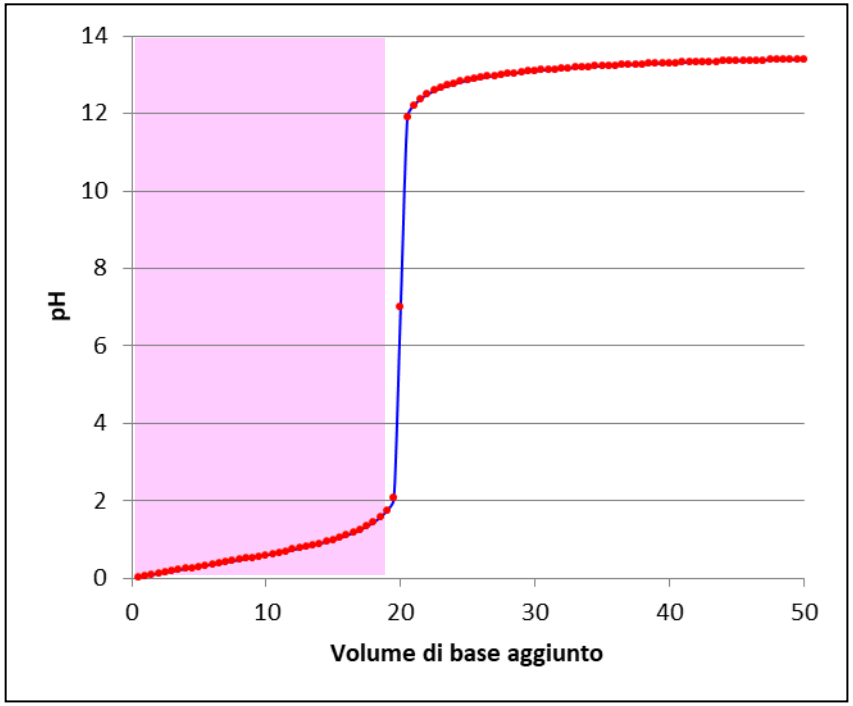


Analita=BASE

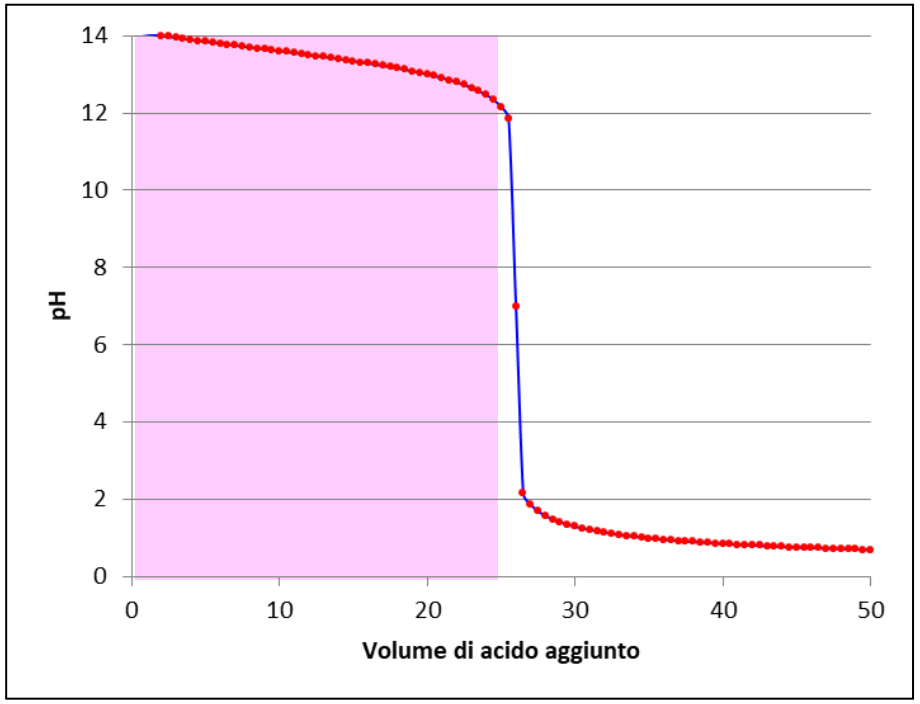


ZONE DELLA CURVA DI TITOLAZIONE (analita=acido o base forte)

Analita=ACIDO



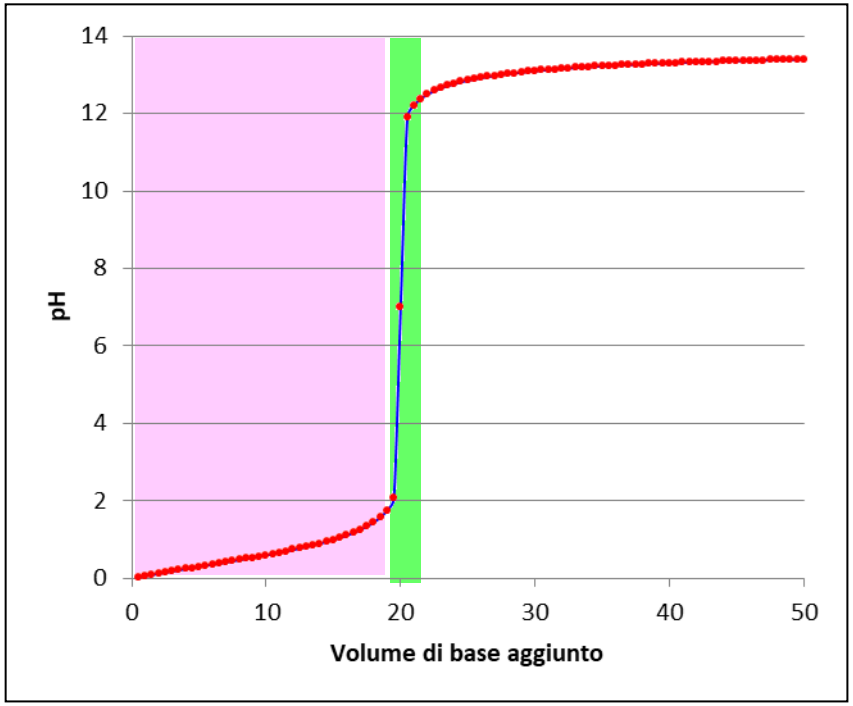
Analita=BASE



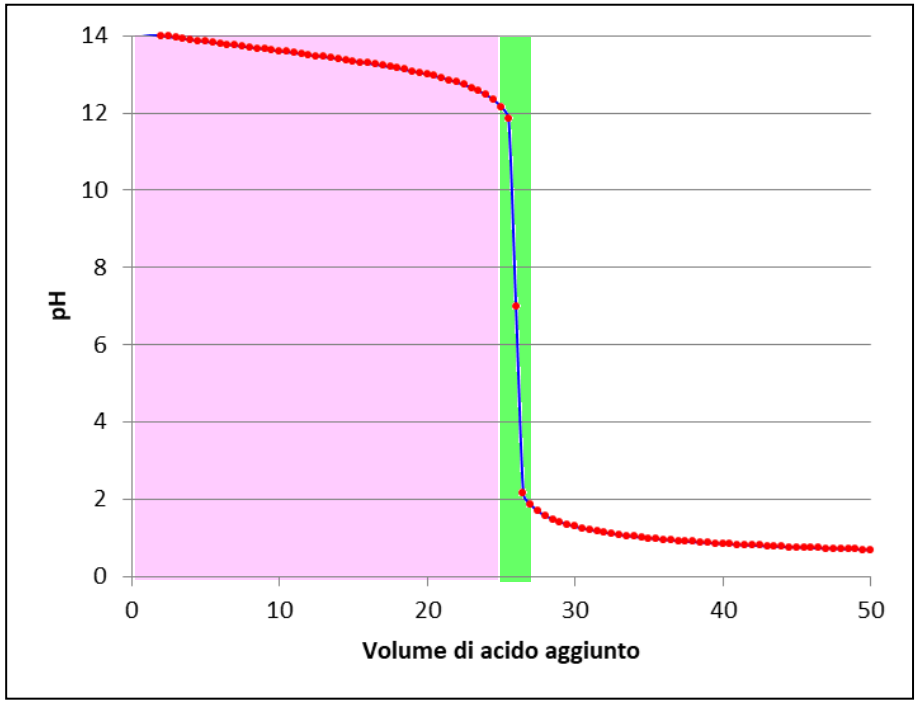
- **ZONA DI PRE-QUIVALENZA: in cui piccole aggiunte di titolante non determinano una drastica variazione di pH (che dipende dalla presenza di analita);**

ZONE DELLA CURVA DI TITOLAZIONE (analita=acido o base forte)

Analita=ACIDO



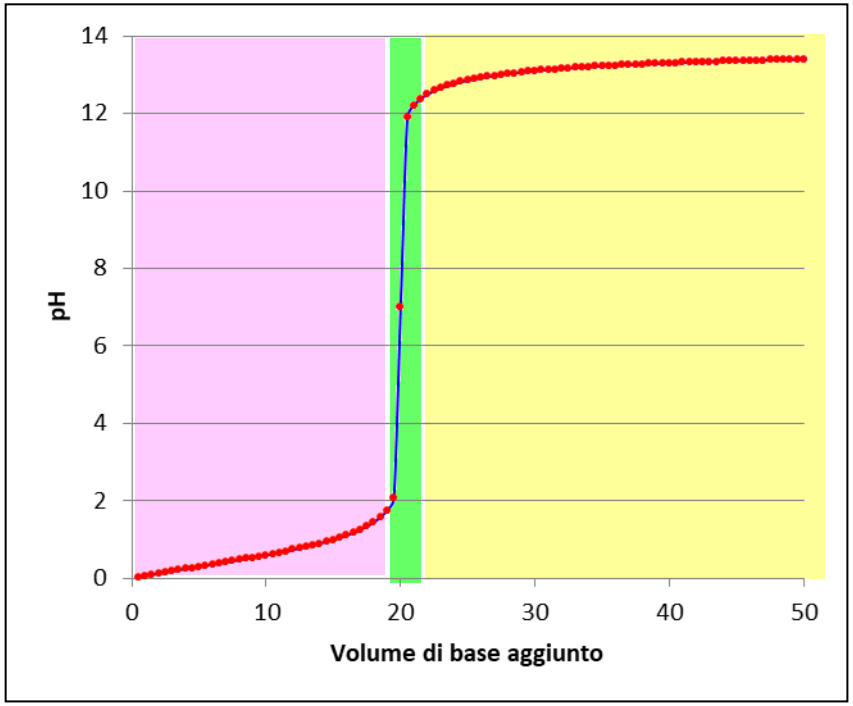
Analita=BASE



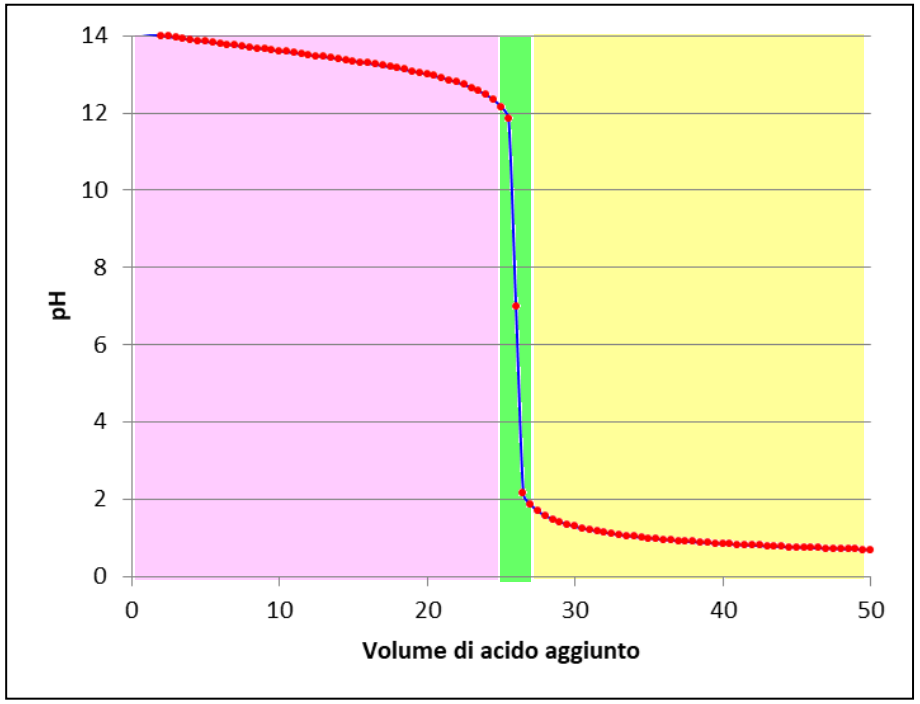
- **ZONA DI PRE-QUIVALENZA: in cui piccole aggiunte di titolante non determinano una drastica variazione di pH (che dipende dalla presenza di analita);**
- **ZONA DI EQUIVALENZA: in cui una piccola aggiunta di titolante provoca una GRANDE variazione di pH;**

ZONE DELLA CURVA DI TITOLAZIONE (analita=acido o base forte)

Analita=ACIDO



Analita=BASE



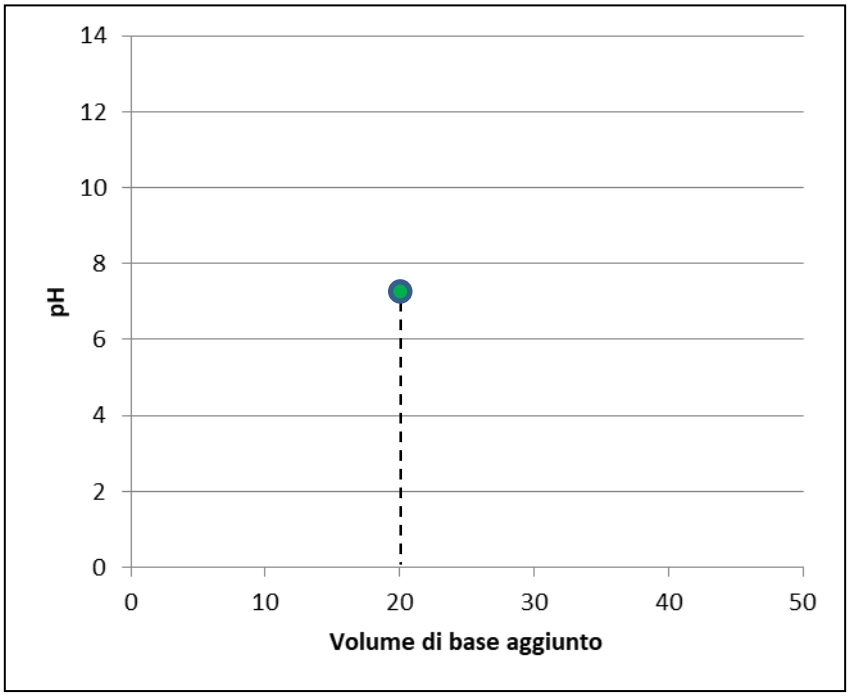
- **ZONA DI PRE-QUIVALENZA: in cui piccole aggiunte di titolante non determinano una drastica variazione di pH (che dipende dalla presenza di analita);**
- **ZONA DI EQUIVALENZA: in cui una piccola aggiunta di titolante provoca una GRANDE variazione di pH;**
- **ZONA DI POST-EQUIVALENZA: in cui il pH è dato dall'eccesso di titolante rimanente dopo che tutto l'analita è stato consumato.**

COSTRUZIONE DELLA CURVA DI TITOLAZIONE

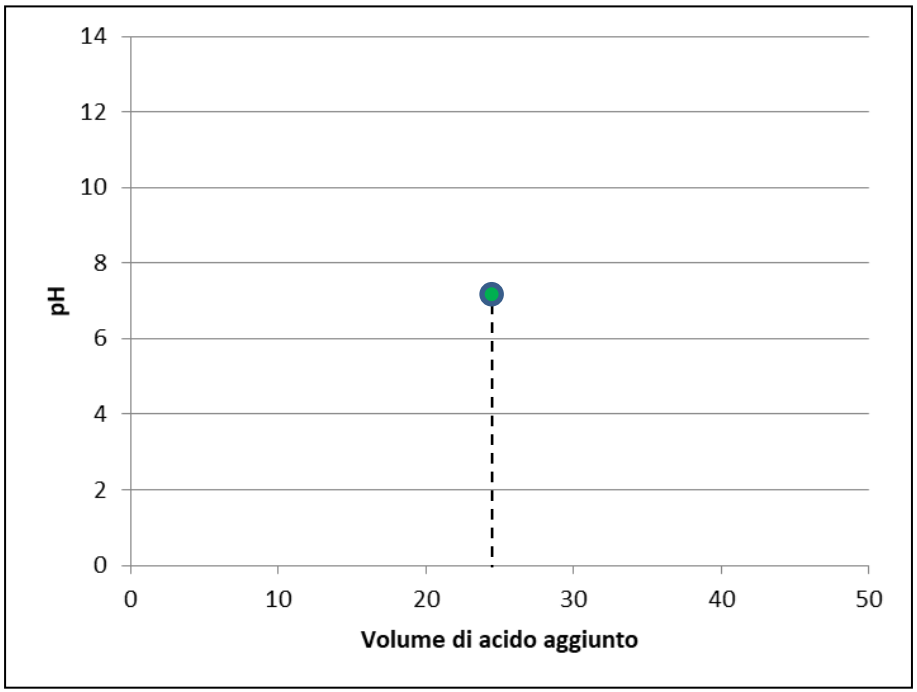
Usualmente si considerano tre valori di pH corrispondenti a 3 valori di volume di titolante significativi:

- **V_{eq}: il volume di titolante al punto di equivalenza;**

Analita=ACIDO



Analita=BASE

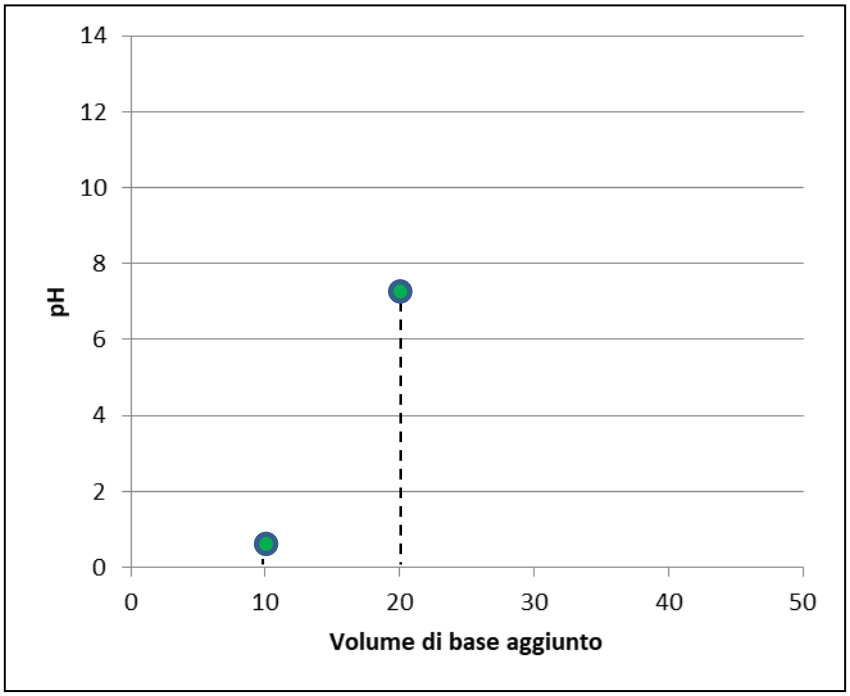


COSTRUZIONE DELLA CURVA DI TITOLAZIONE

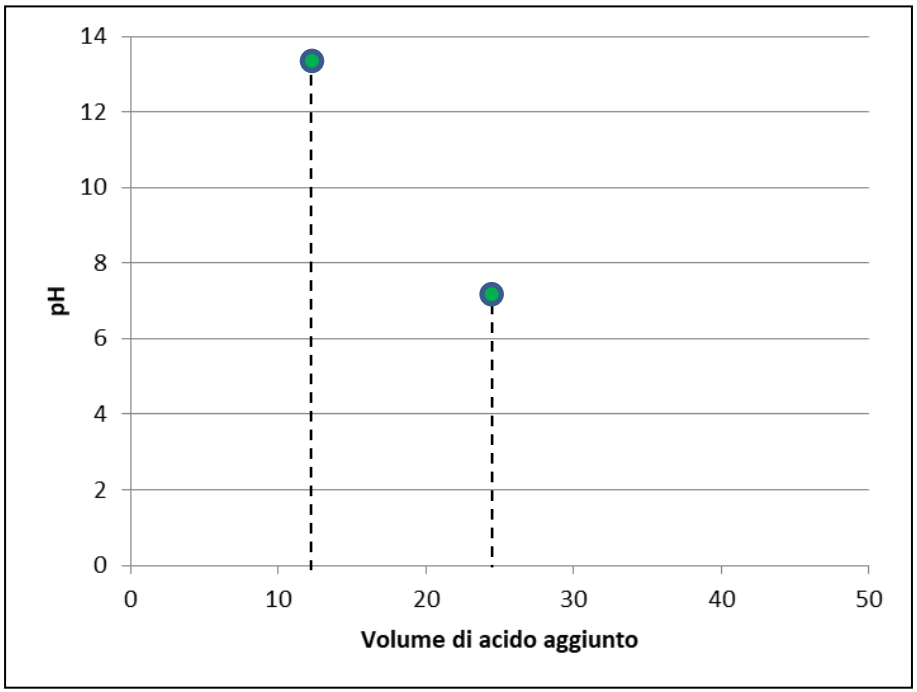
Usualmente si considerano tre valori di pH corrispondenti a 3 valori di volume di titolante significativi:

- **V_{eq}: il volume di titolante al punto di equivalenza;**
- **$V_{eq}/2$: il volume di titolante al punto di semi-equivalenza;**

Analita=ACIDO



Analita=BASE

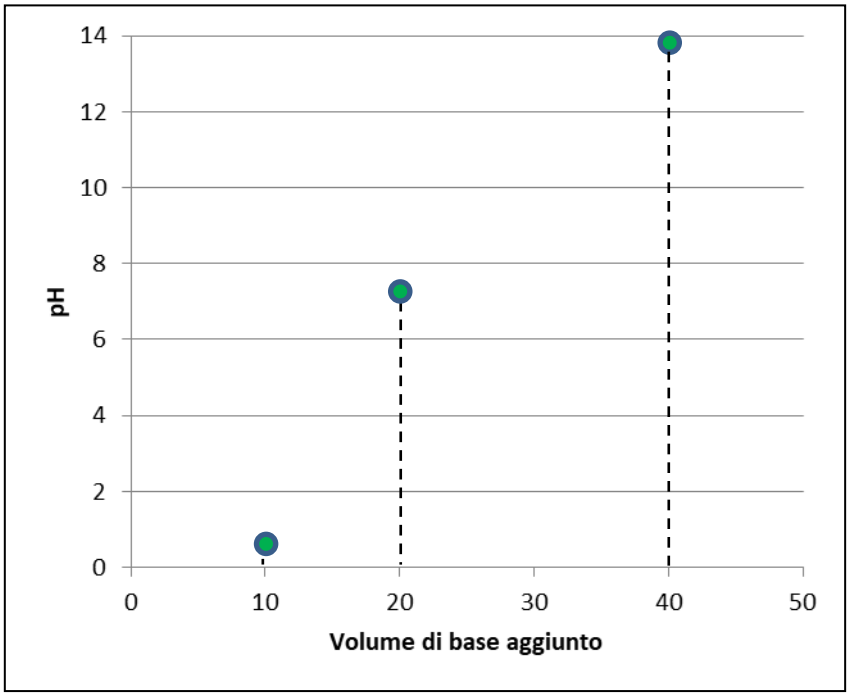


COSTRUZIONE DELLA CURVA DI TITOLAZIONE

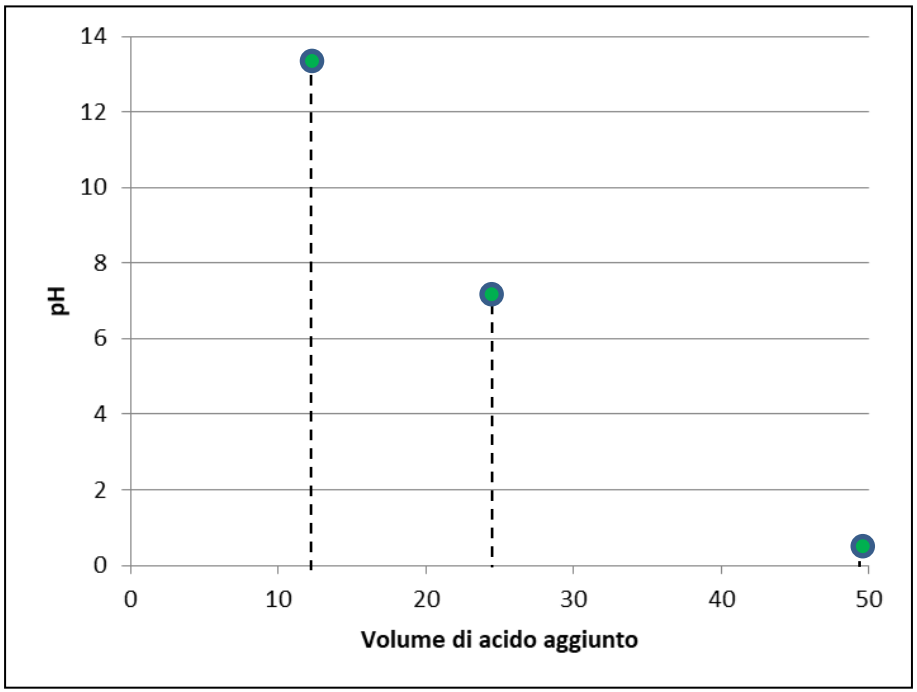
Usualmente si considerano tre valori di pH corrispondenti a 3 valori di volume di titolante significativi:

- **V_{eq}: il volume di titolante al punto di equivalenza;**
- **$V_{eq}/2$: il volume di titolante al punto di semi-equivalenza;**
- **$2 \cdot V_{eq}$: il volume di titolante al doppio del punto di equivalenza.**

Analita=ACIDO



Analita=BASE

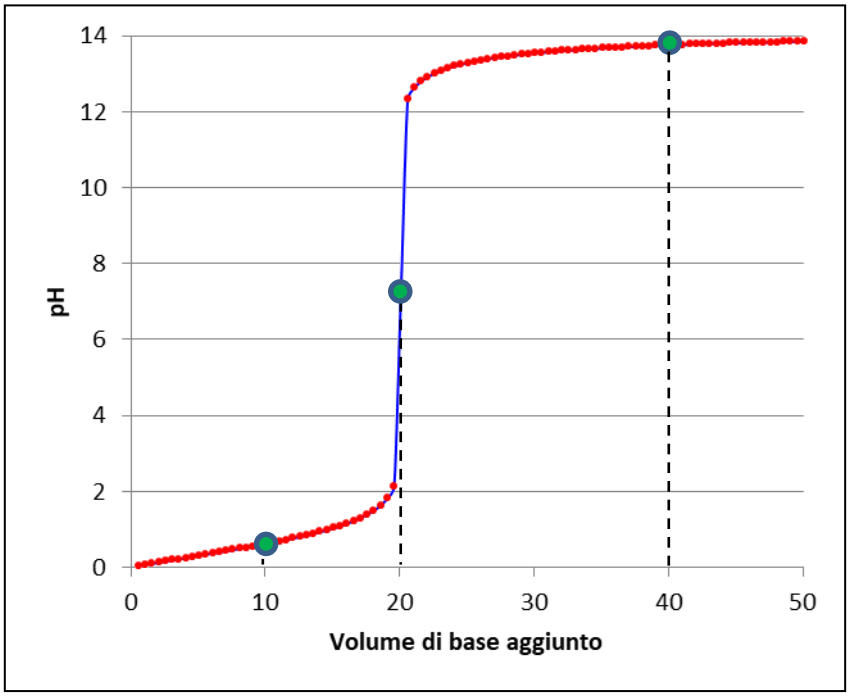


COSTRUZIONE DELLA CURVA DI TITOLAZIONE

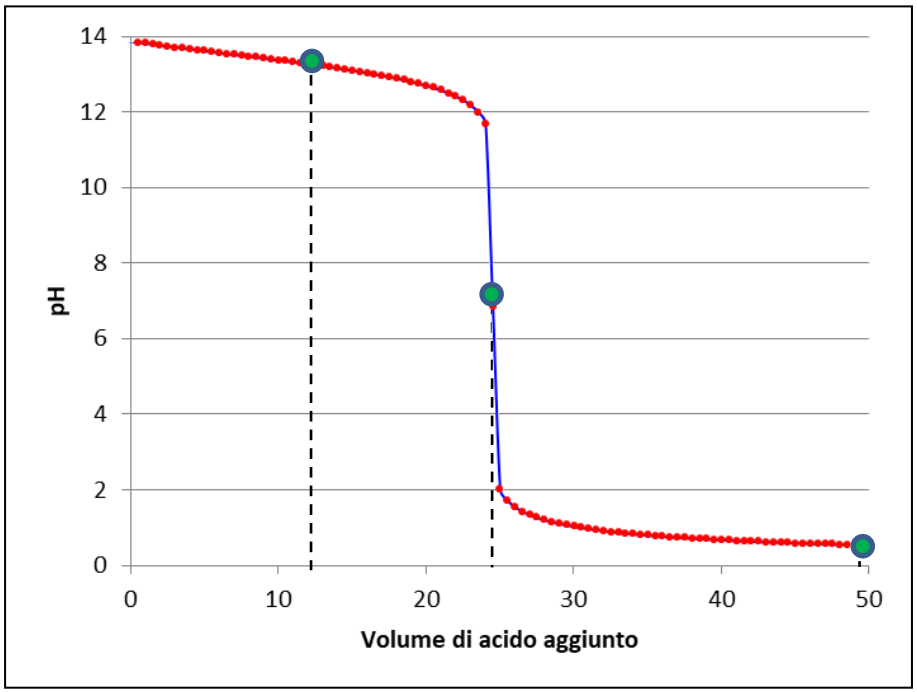
Usualmente si considerano tre valori di pH corrispondenti a 3 valori di volume di titolante significativi:

- **V_{eq}: il volume di titolante al punto di equivalenza;**
- **$V_{eq}/2$: il volume di titolante al punto di semi-equivalenza;**
- **$2 \cdot V_{eq}$: il volume di titolante al doppio del punto di equivalenza.**

Analita=ACIDO

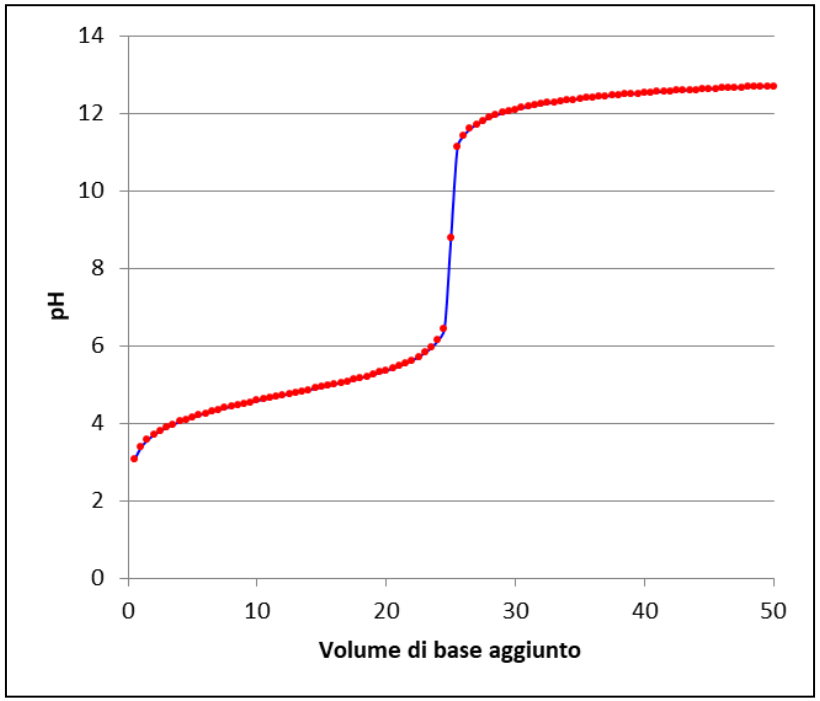


Analita=BASE

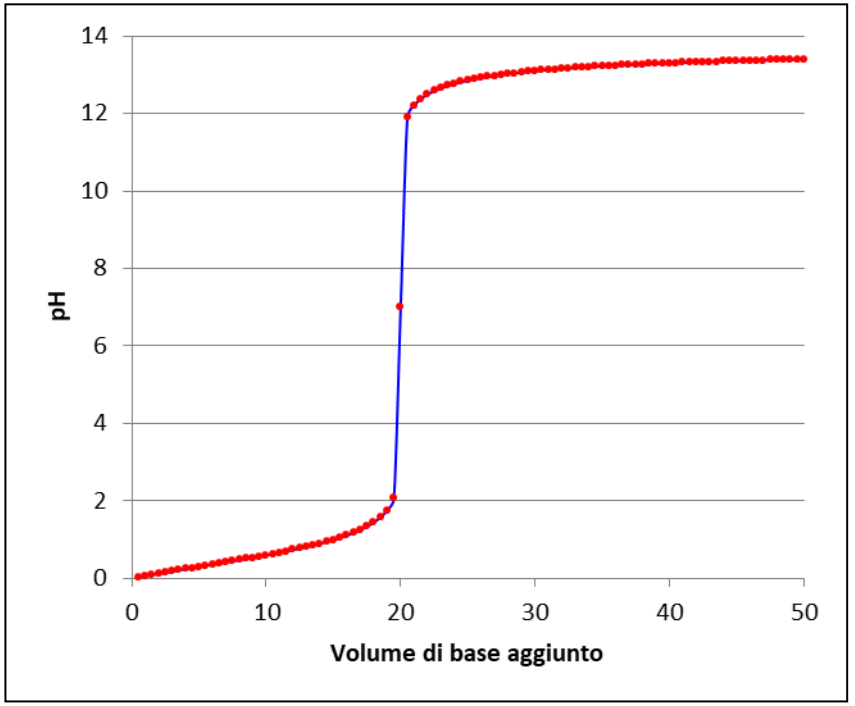


CURVA DI TITOLAZIONE DI UN ACIDO DEBOLE

Analita=ACIDO DEBOLE



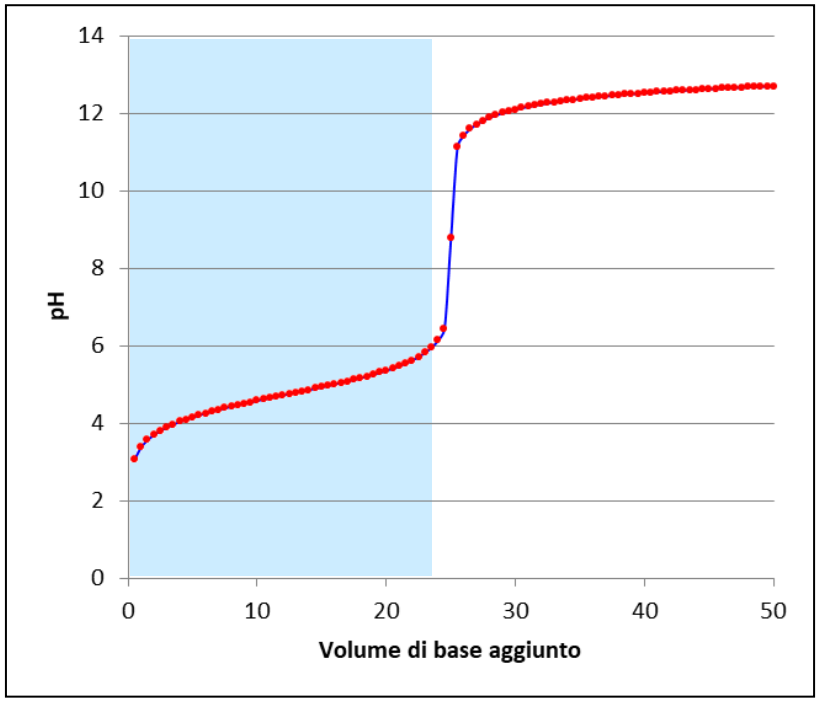
Analita=ACIDO FORTE



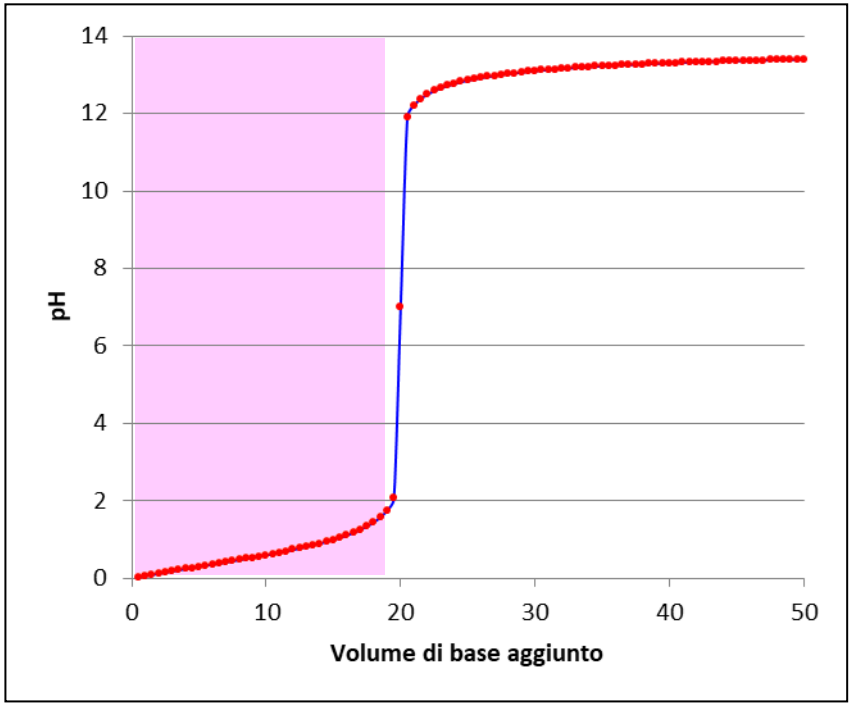
A partire da una stessa quantità di analita e utilizzando la medesima concentrazione di titolante, ci sono 2 principali differenze tra la curva di titolazione di un acido debole e di un acido forte:

CURVA DI TITOLAZIONE DI UN ACIDO DEBOLE

Analita=ACIDO DEBOLE



Analita=ACIDO FORTE

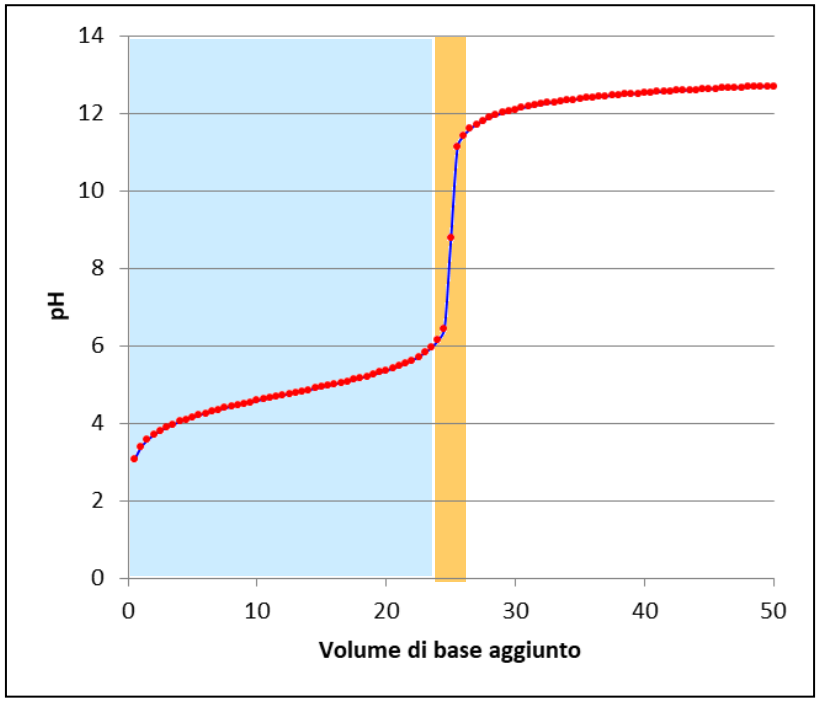


A partire da una stessa quantità di analita e utilizzando la medesima concentrazione di titolante, ci sono 2 principali differenze tra la curva di titolazione di un acido debole e di un acido forte:

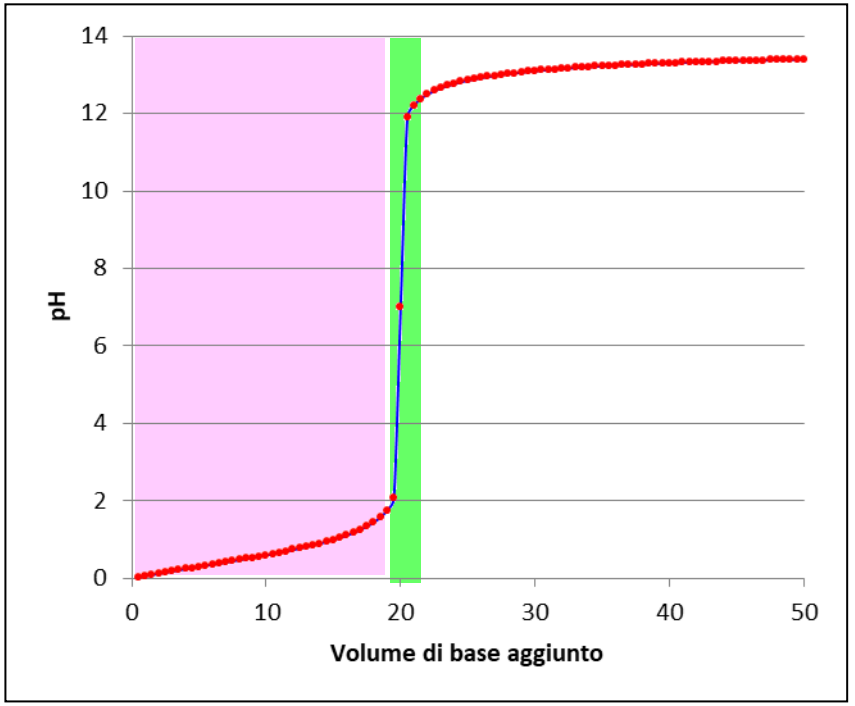
- **LA ZONA DI PRE-EQUIVALENZA: per l'acido debole si instaura l'effetto tampone, quindi il pH varia poco all'aggiunta di titolante;**

CURVA DI TITOLAZIONE DI UN ACIDO DEBOLE

Analita=ACIDO DEBOLE



Analita=ACIDO FORTE

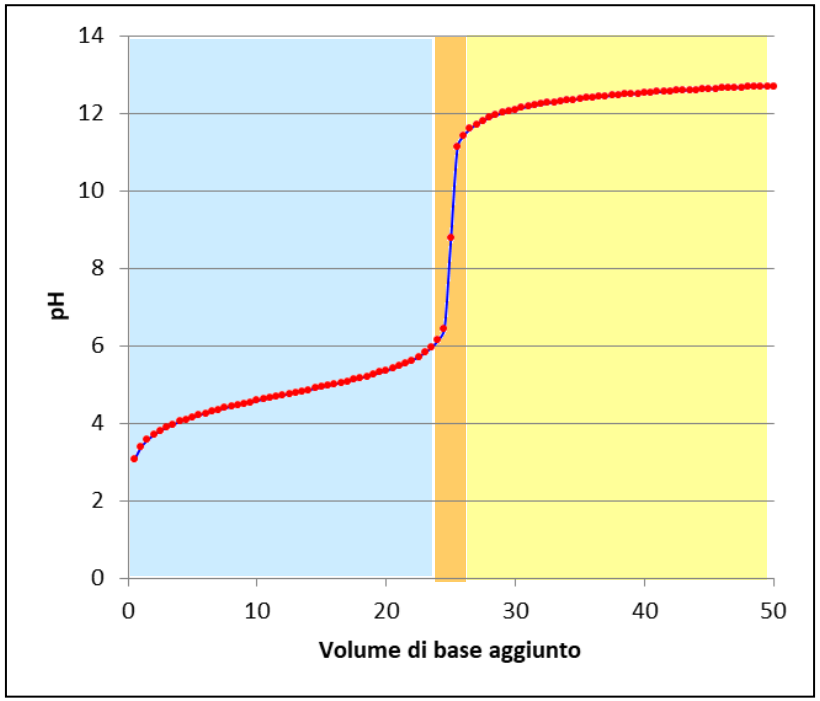


A partire da una stessa quantità di analita e utilizzando la medesima concentrazione di titolante, ci sono 2 principali differenze tra la curva di titolazione di un acido debole e di un acido forte:

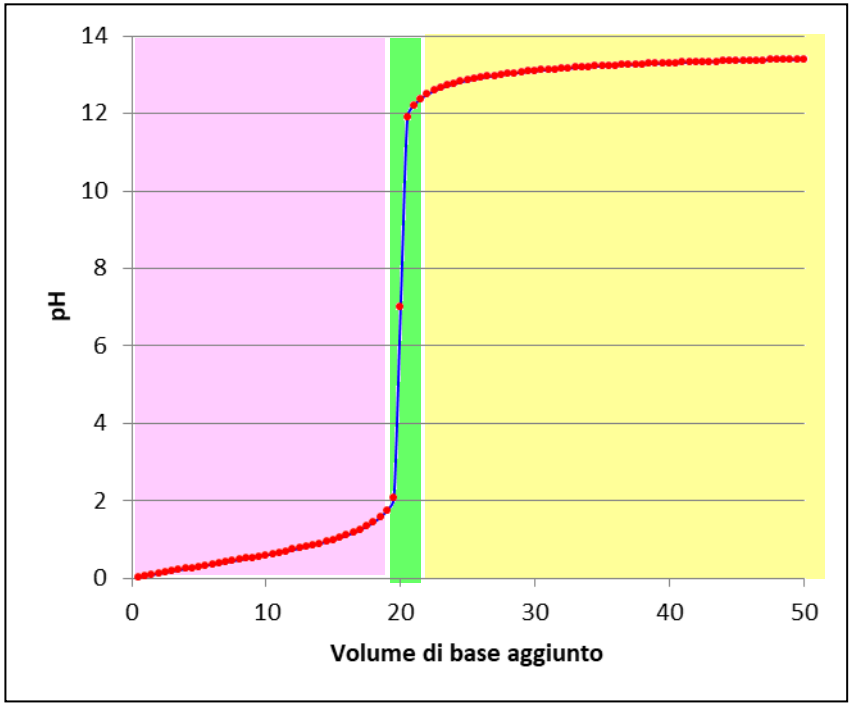
- **LA ZONA DI PRE-EQUIVALENZA: per l'acido debole si instaura l'effetto tampone, quindi il pH varia poco all'aggiunta di titolante;**
- **LA ZONA DI EQUIVALENZA: il salto di pH per l'acido debole è molto meno pronunciato.**

CURVA DI TITOLAZIONE DI UN ACIDO DEBOLE

Analita=ACIDO DEBOLE



Analita=ACIDO FORTE



A partire da una stessa quantità di analita e utilizzando la medesima concentrazione di titolante, ci sono 2 principali differenze tra la curva di titolazione di un acido debole e di un acido forte:

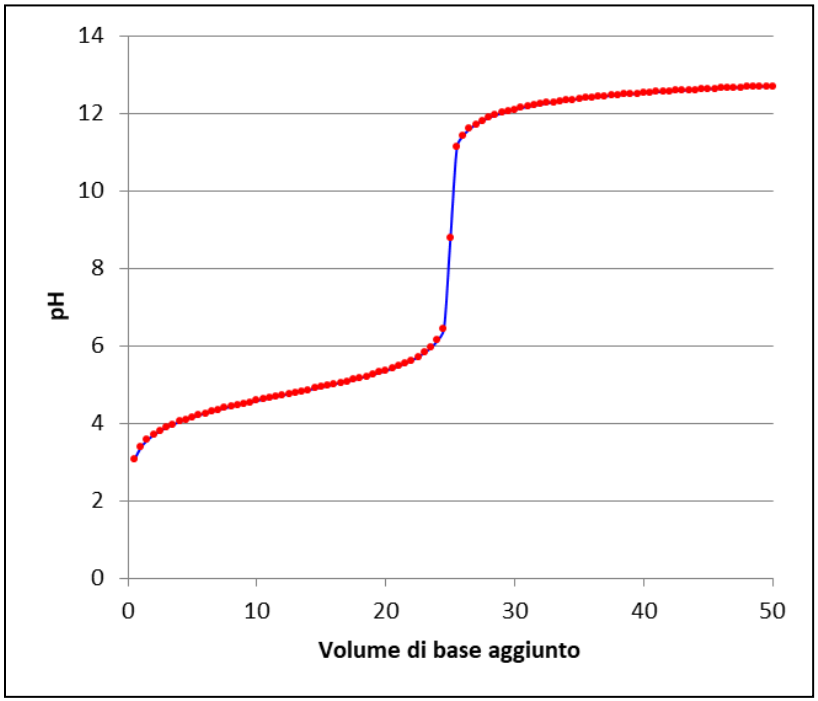
- **LA ZONA DI PRE-EQUIVALENZA: per l'acido debole si instaura l'effetto tampone, quindi il pH varia poco all'aggiunta di titolante;**
- **LA ZONA DI EQUIVALENZA: il salto di pH per l'acido debole è molto meno pronunciato.**

COSTRUZIONE DELLA CURVA DI TITOLAZIONE DI UN ACIDO DEBOLE

Si calcolano i valori di pH corrispondenti a 3 valori di volume di titolante significativi:

- **V_{eq}: il volume di titolante al punto di equivalenza;**
- **$V_{eq}/2$: il volume di titolante al punto di semi-equivalenza;**
- **$2 \cdot V_{eq}$: il volume di titolante al doppio del punto di equivalenza.**

Analita=ACIDO DEBOLE

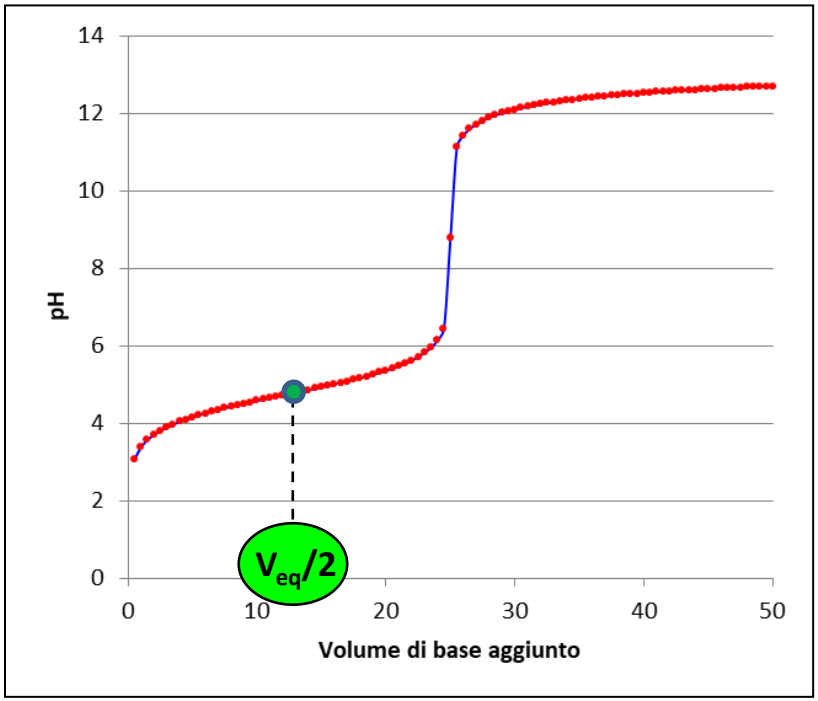


COSTRUZIONE DELLA CURVA DI TITOLAZIONE DI UN ACIDO DEBOLE

Si calcolano i valori di pH corrispondenti a 3 valori di volume di titolante significativi:

- **V_{eq}: il volume di titolante al punto di equivalenza;**
- **$V_{eq}/2$: il volume di titolante al punto di semi-equivalenza;**
- **$2 \cdot V_{eq}$: il volume di titolante al doppio del punto di equivalenza.**

Analita=ACIDO DEBOLE



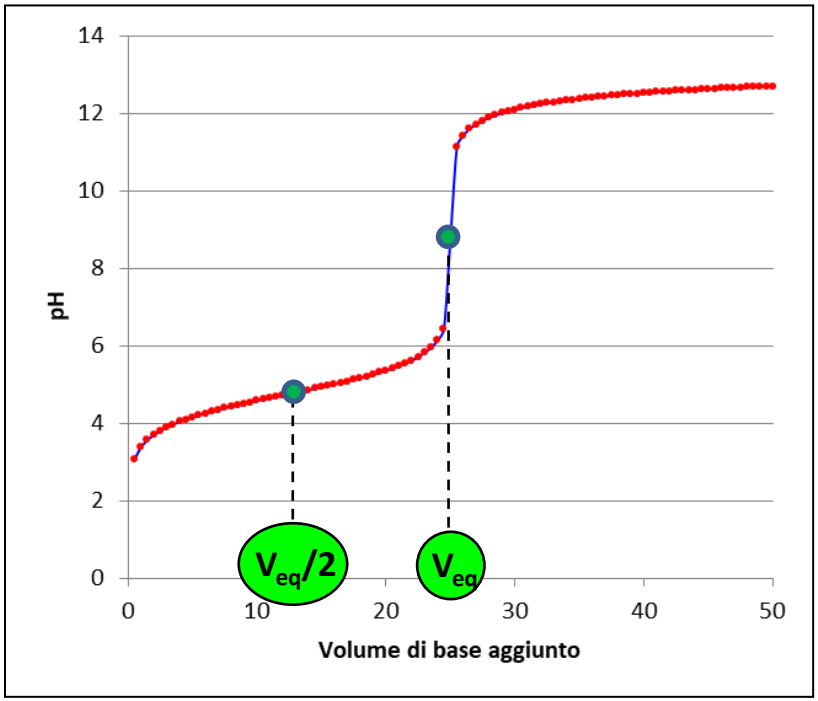
$V_{eq}/2$ **Specie presenti: HA e A^-**

COSTRUZIONE DELLA CURVA DI TITOLAZIONE DI UN ACIDO DEBOLE

Si calcolano i valori di pH corrispondenti a 3 valori di volume di titolante significativi:

- **V_{eq}: il volume di titolante al punto di equivalenza;**
- **$V_{eq}/2$: il volume di titolante al punto di semi-equivalenza;**
- **$2 \cdot V_{eq}$: il volume di titolante al doppio del punto di equivalenza.**

Analita=ACIDO DEBOLE



$V_{eq}/2$ **Specie presenti: HA e A^-**

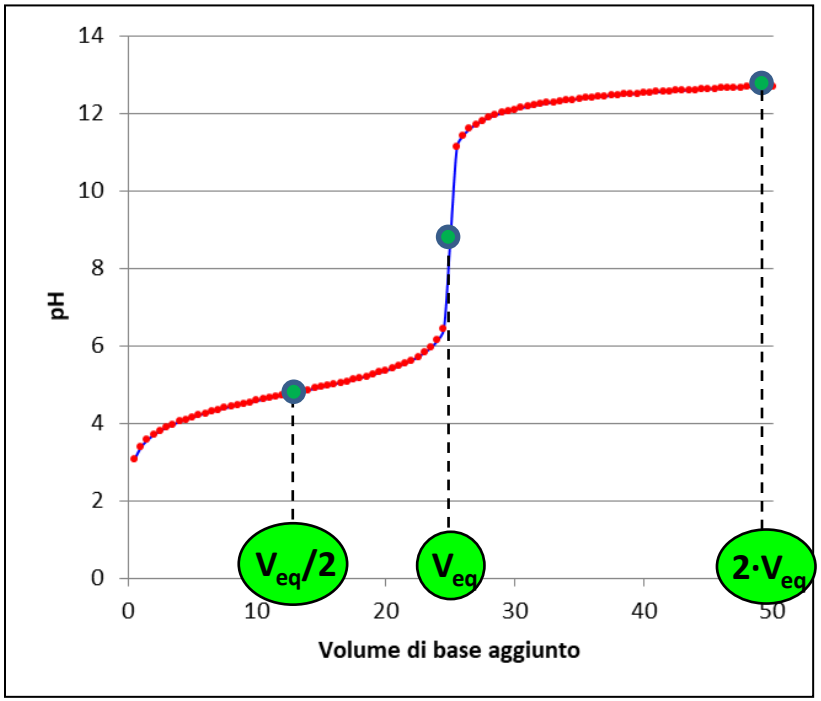
V_{eq} **Specie presente: A^-**

COSTRUZIONE DELLA CURVA DI TITOLAZIONE DI UN ACIDO DEBOLE

Si calcolano i valori di pH corrispondenti a 3 valori di volume di titolante significativi:

- **V_{eq}: il volume di titolante al punto di equivalenza;**
- **$V_{eq}/2$: il volume di titolante al punto di semi-equivalenza;**
- **$2 \cdot V_{eq}$: il volume di titolante al doppio del punto di equivalenza.**

Analita=ACIDO DEBOLE



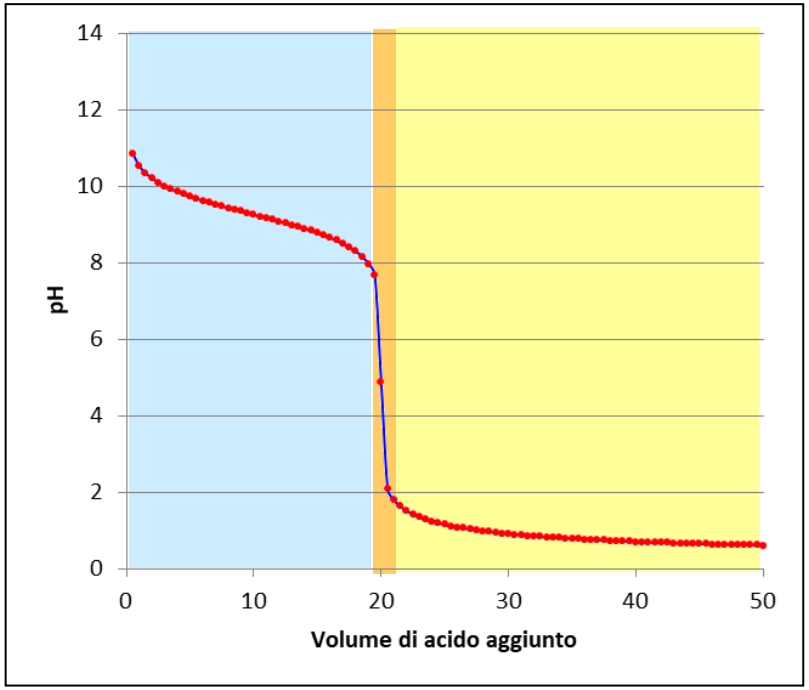
$V_{eq}/2$ — **Specie presenti: HA e A^-**

V_{eq} — **Specie presente: A^-**

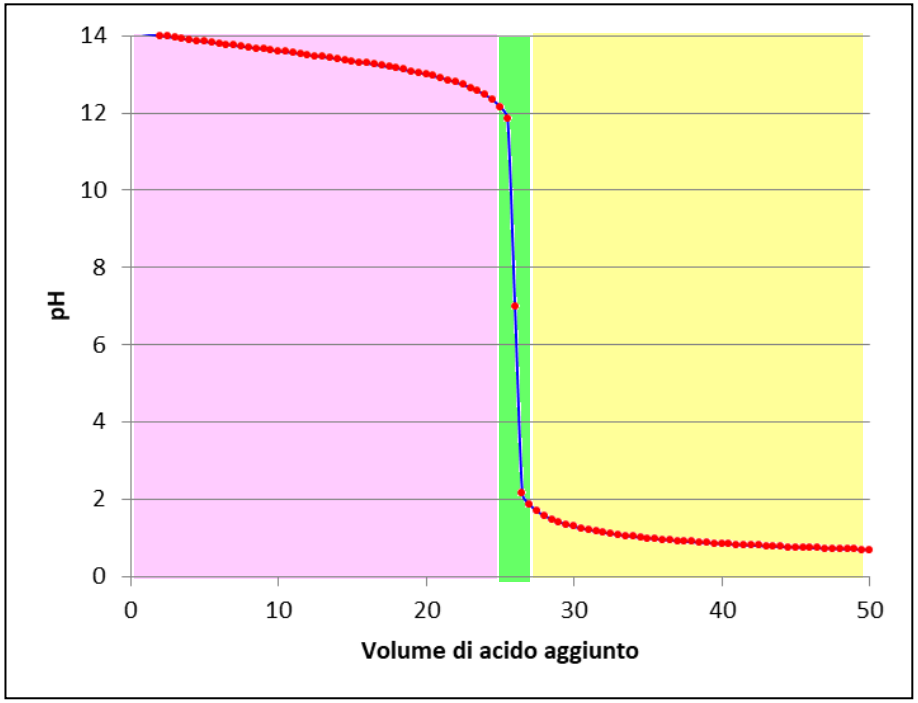
$2 \cdot V_{eq}$ — **Specie presenti: A^- e OH^- (dalla base titolante in eccesso)**

CURVA DI TITOLAZIONE DI UNA BASE DEBOLE

Analita=BASE DEBOLE



Analita=BASE FORTE



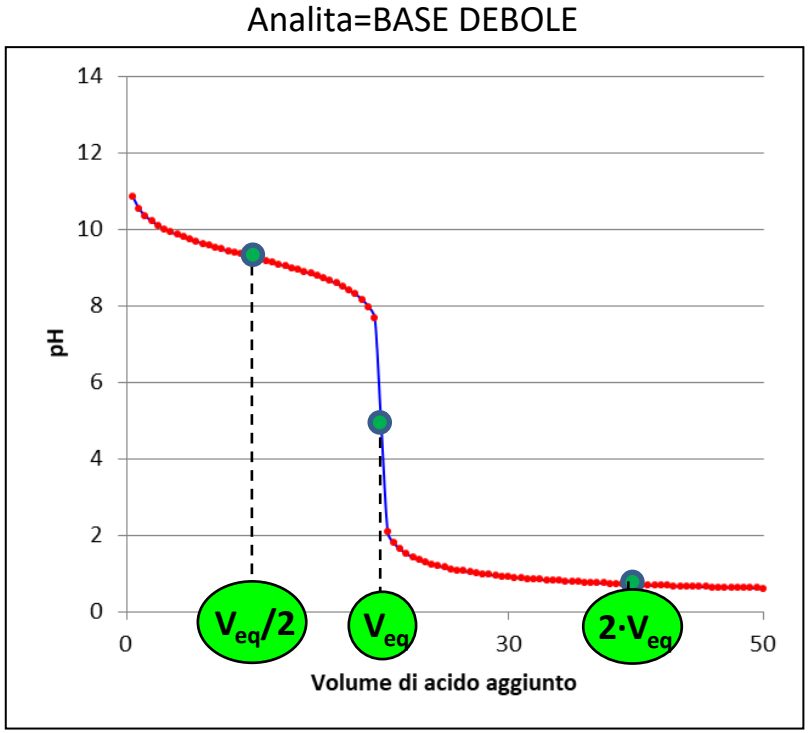
A partire da una stessa quantità di analita e utilizzando la medesima concentrazione di titolante, ci sono 2 principali differenze tra la curva di titolazione di una base debole e di una base forte:

- **LA ZONA DI PRE-EQUIVALENZA: per la base debole si instaura l'effetto tampone, quindi il pH varia poco all'aggiunta di titolante;**
- **LA ZONA DI EQUIVALENZA: il salto di pH per la base debole è molto meno pronunciato.**

COSTRUZIONE DELLA CURVA DI TITOLAZIONE DI UNA BASE DEBOLE

Si calcolano i valori di pH corrispondenti a 3 valori di volume di titolante significativi:

- **V_{eq}: il volume di titolante al punto di equivalenza;**
- **$V_{eq}/2$: il volume di titolante al punto di semi-equivalenza;**
- **$2 \cdot V_{eq}$: il volume di titolante al doppio del punto di equivalenza.**

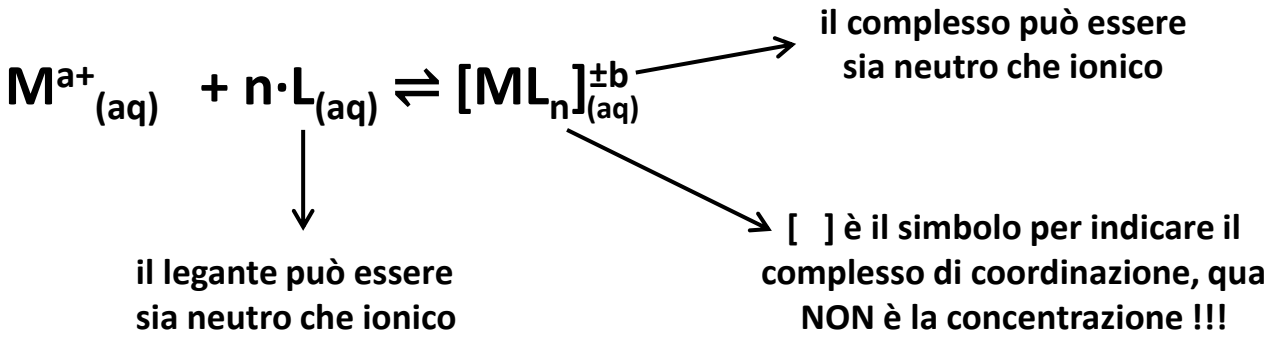


$V_{eq}/2$ — **Specie presenti: B e BH^+**

V_{eq} — **Specie presente: BH^+**

$2 \cdot V_{eq}$ — **Specie presenti: BH^+ e H^+ (dal titolante acido in eccesso)**

EQUILIBRI DI COMPLESSAZIONE



Il complesso di coordinazione si forma per STADI SUCCESSIVI, cioè reagisce UN LEGANTE ALLA VOLTA:

$$M^{a+} + L \rightleftharpoons [ML]$$

$$[ML] + L \rightleftharpoons [ML_2]$$

$$\ldots$$

$$[ML_{n-1}] + L \rightleftharpoons [ML_n]$$

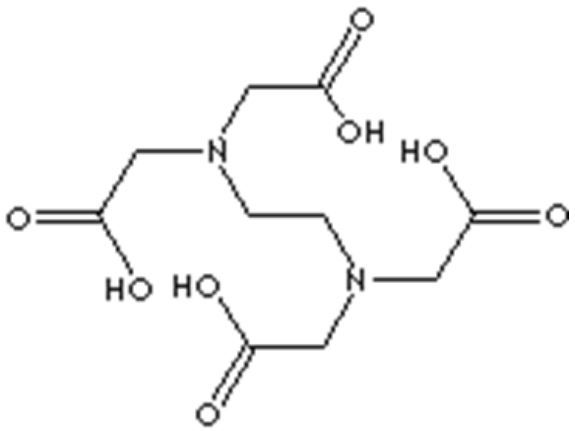
LEGANTI PER TITOLAZIONI DI COMPLESSAZIONE

I LEGANTI sono basi di Lewis in grado di donare una o più coppie di elettroni per formare i legami del complesso di coordinazione.

Per le titolazioni si prediligono molecole organiche in grado di donare più di una coppia di elettroni, che sono dette sostanze CHELANTI.

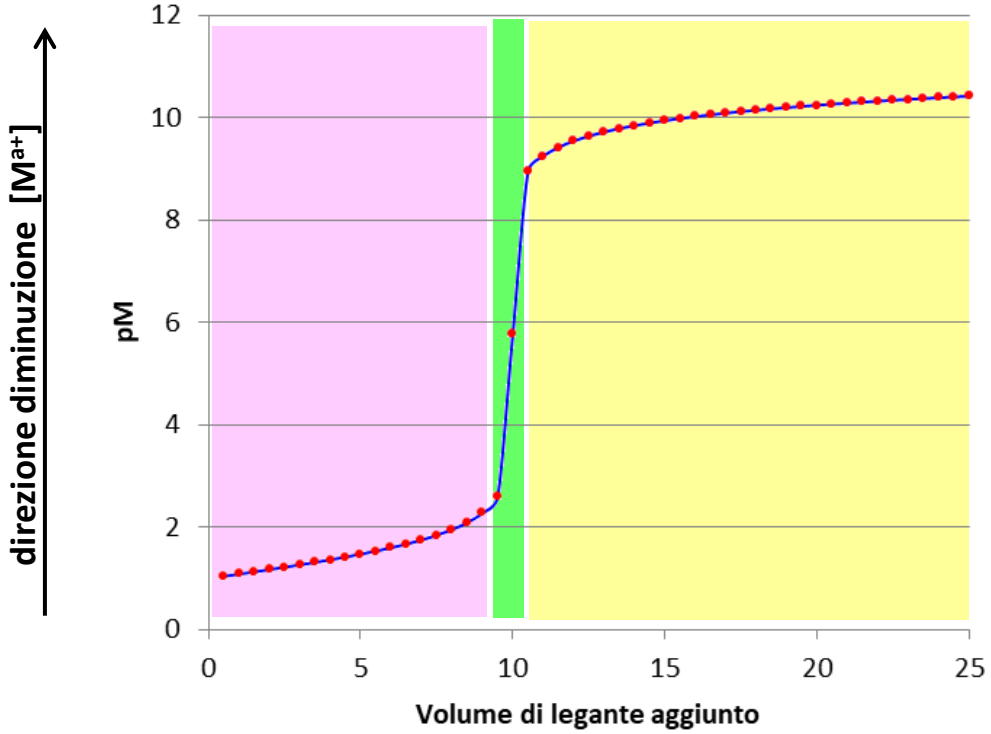
Il chelante indicato dalla Farmacopea Europea per questo tipo di titolazioni è l'acido etilendiamminotetracetico (EDTA).

2.5.11. COMPLEXOMETRIC TITRATIONS



EDTA

ZONE DELLA CURVA DI TITOLAZIONE

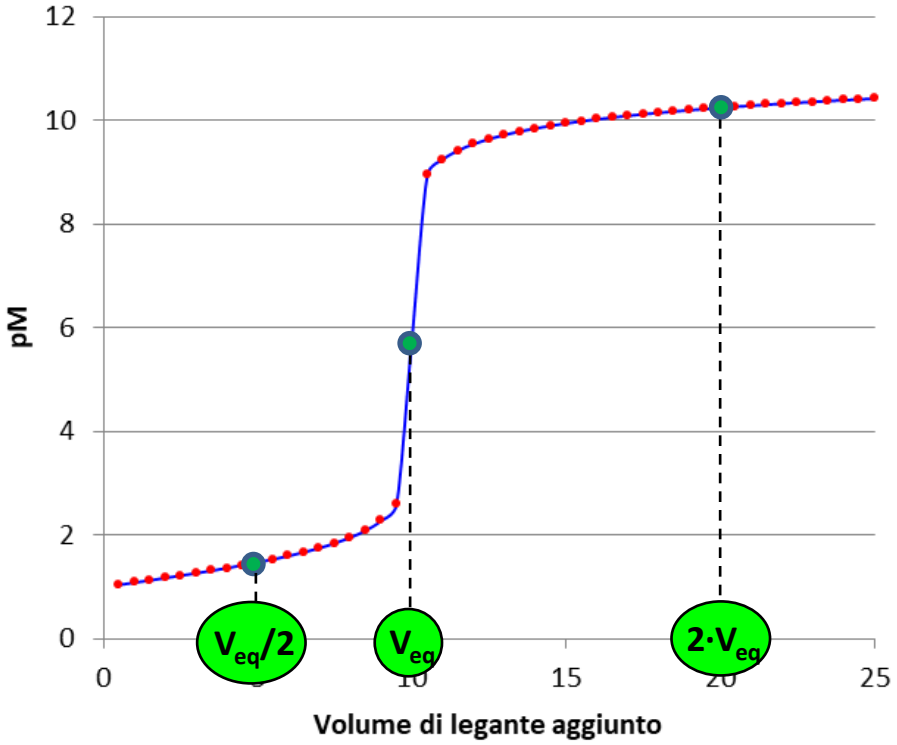


- **ZONA DI PRE-EQUIVALENZA: in cui le aggiunte di titolante provocano la formazione del complesso di coordinazione;**
- **ZONA DI EQUIVALENZA: in cui l'analita può essere considerato completamente complessato;**
- **ZONA DI POST-EQUIVALENZA: in cui pM è dato dalla (bassa) concentrazione di analita dovuta alla costante di instabilità del complesso di coordinazione .**

COSTRUZIONE DELLA CURVA DI TITOLAZIONE COMPLESSOMETRICA

Si calcolano i valori di pM corrispondenti a 3 valori di volume di titolante significativi:

- **V_{eq}: il volume di titolante al punto di equivalenza;**
- **$V_{eq}/2$: il volume di titolante al punto di semi-equivalenza;**
- **$2 \cdot V_{eq}$: il volume di titolante al doppio del punto di equivalenza.**

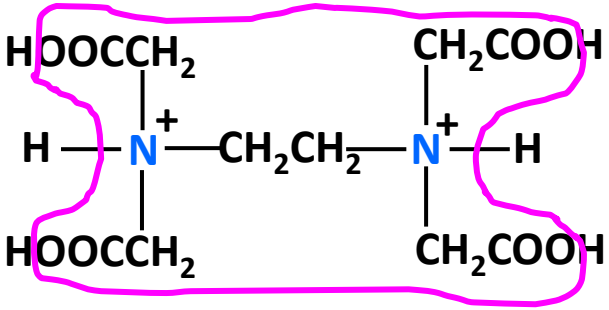


$V_{eq}/2$ — **Specie presenti in soluzione: M^{a+} e $[ML_n]^{\pm b}$**

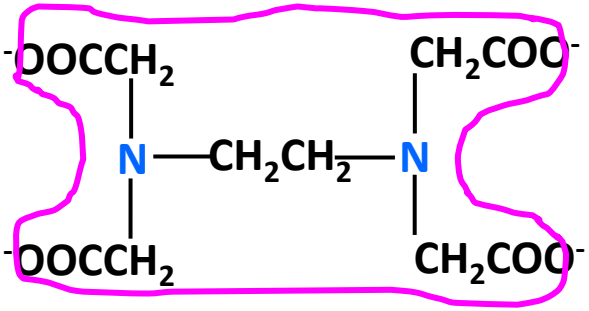
V_{eq} — **Specie presente in soluzione: $[ML_n]^{\pm b}$**

$2 \cdot V_{eq}$ — **Specie presenti in soluzione: $[ML_n]^{\pm b}$ ed eccesso di legante L**

EDTA = acido poliprotico

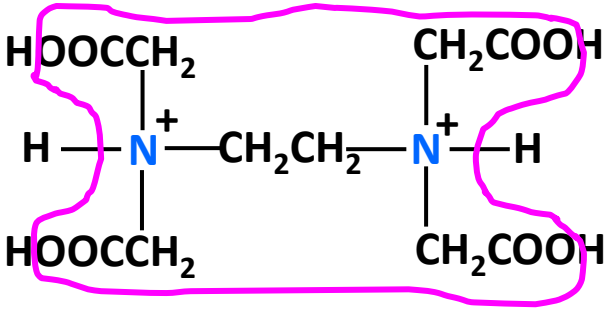


H_6Y^{2+}

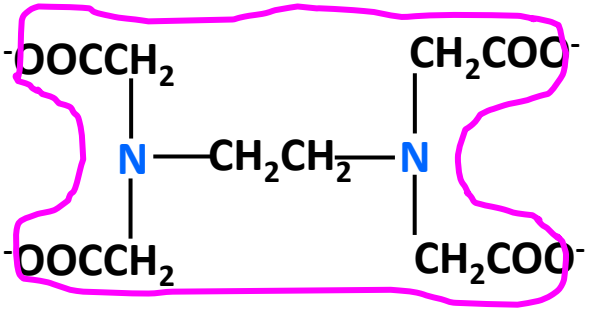


Y^{4-}

EDTA = acido poliprotico



H_6Y^{2+}



Y^{4-}

⇅

⇅

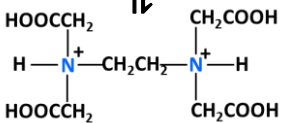
⇅

⇅

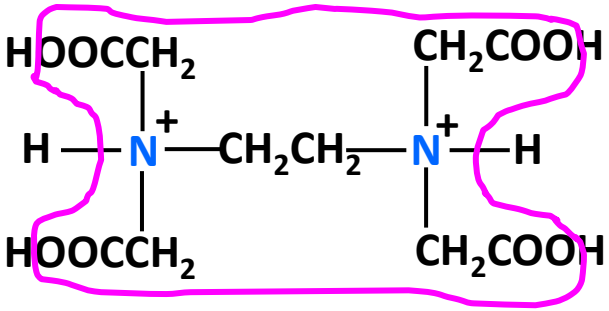
⇅

⇅

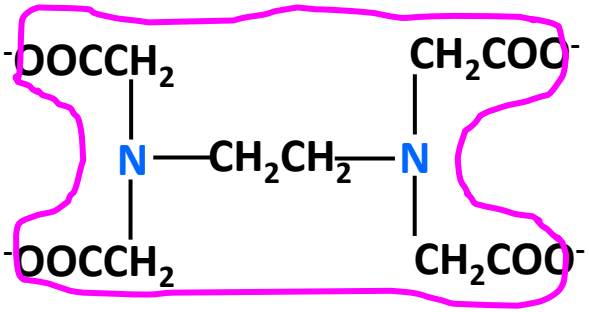
H_6Y^{2+}



EDTA = acido poliprotico



H_6Y^{2+}



Y^{4-}

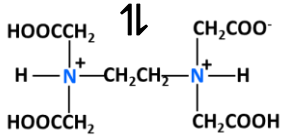
⇅

⇅

⇅

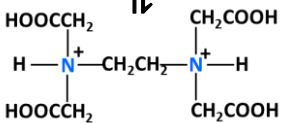
⇅

H_5Y^+

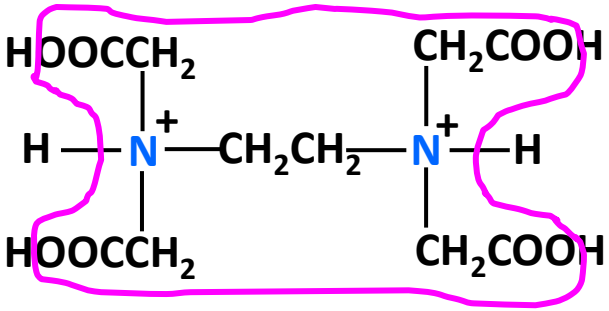


$pK_{a1} = 0$

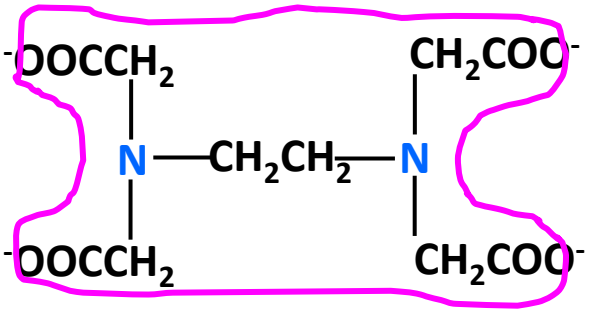
H_6Y^{2+}



EDTA = acido poliprotico



H_6Y^{2+}



Y^{4-}

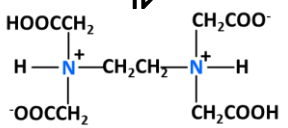
⇅

⇅

⇅

⇅

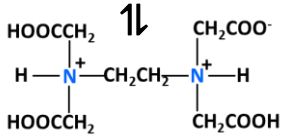
H_4Y



$pK_{a2} = 1.5$

⇅

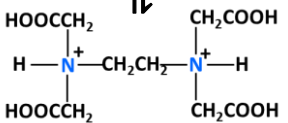
H_5Y^+



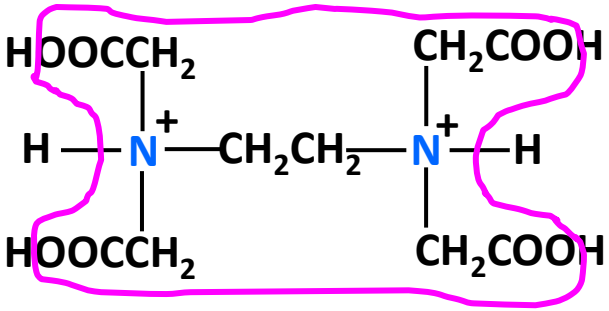
$pK_{a1} = 0$

⇅

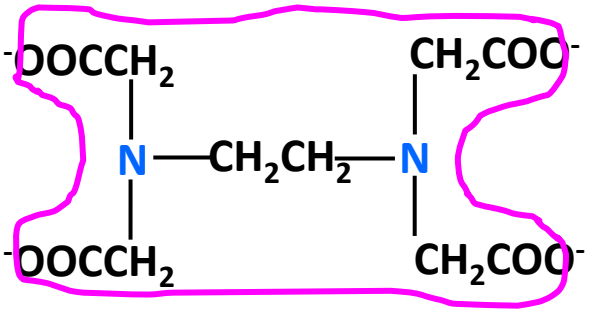
H_6Y^{2+}



EDTA = acido poliprotico



H_6Y^{2+}



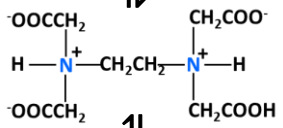
Y^{4-}

⇅

⇅

⇅

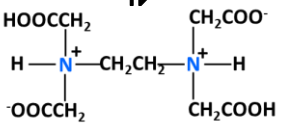
H_3Y^-



$pK_{a3} = 2.0$

⇅

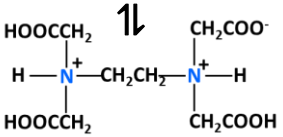
H_4Y



$pK_{a2} = 1.5$

⇅

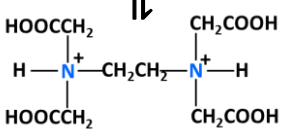
H_5Y^+



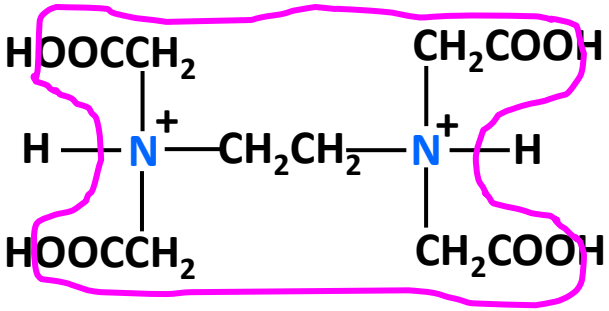
$pK_{a1} = 0$

⇅

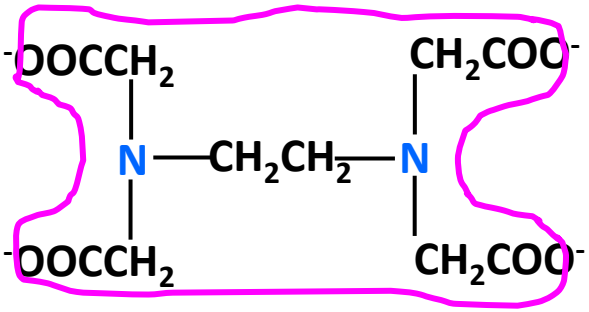
H_6Y^{2+}



EDTA = acido poliprotico

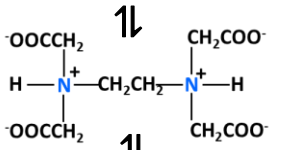


H_6Y^{2+}

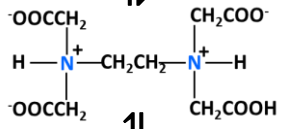


Y^{4-}

⇅

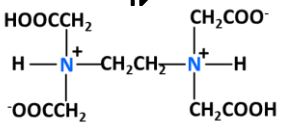
H_2Y^{2-} 

⇅

H_3Y^- 

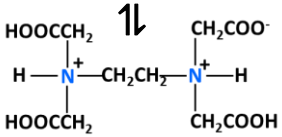
$pK_{a4} = 2.7$

⇅

H_4Y 

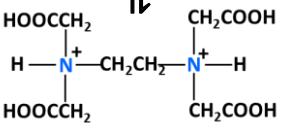
$pK_{a3} = 2.0$

⇅

H_5Y^+ 

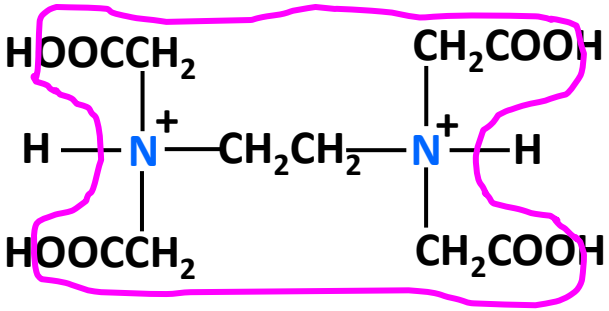
$pK_{a2} = 1.5$

⇅

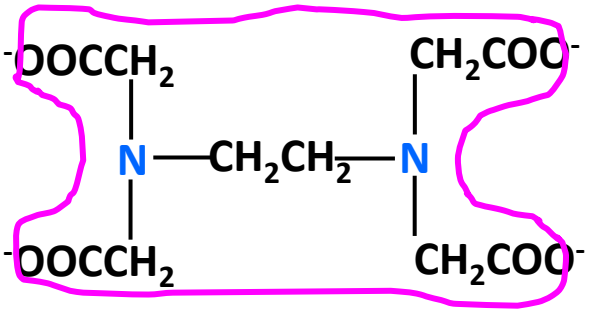
H_6Y^{2+} 

$pK_{a1} = 0$

EDTA = acido poliprotico

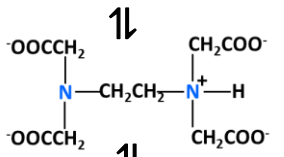


H_6Y^{2+}



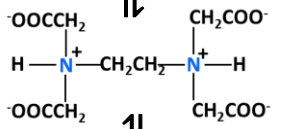
Y^{4-}

HY^{3-}



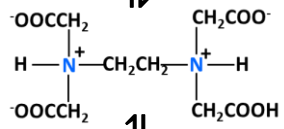
$pK_{a5} = 6.1$

H_2Y^{2-}



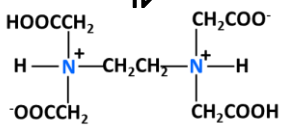
$pK_{a4} = 2.7$

H_3Y^{-}



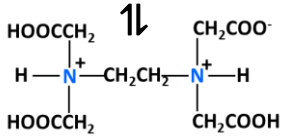
$pK_{a3} = 2.0$

H_4Y



$pK_{a2} = 1.5$

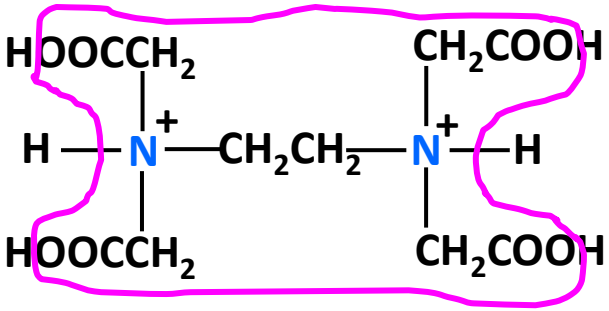
H_5Y^{+}



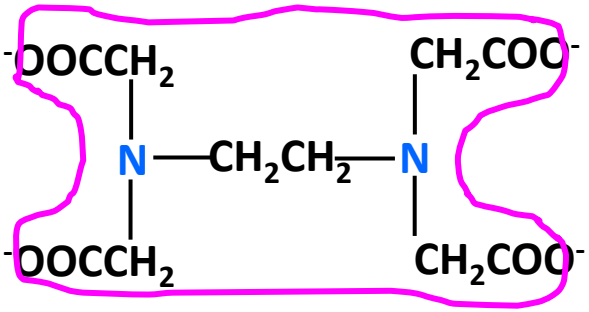
$pK_{a1} = 0$

H_6Y^{2+}

EDTA = acido poliprotico



H_6Y^{2+}



Y^{4-}

Y^{4-}

HY^{3-}

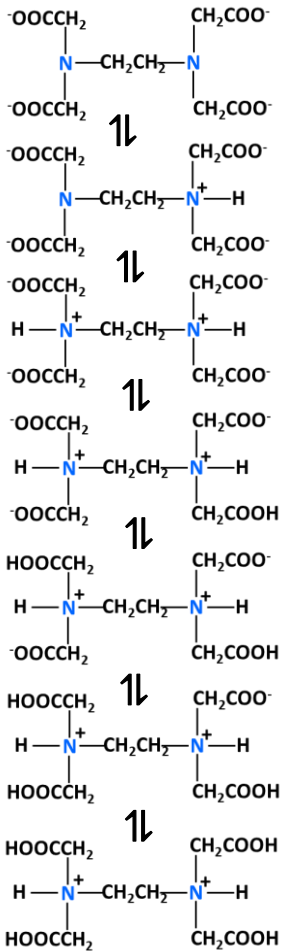
H_2Y^{2-}

H_3Y^{-}

H_4Y

H_5Y^{+}

H_6Y^{2+}



$pK_{a6} = 10.2$

$pK_{a5} = 6.1$

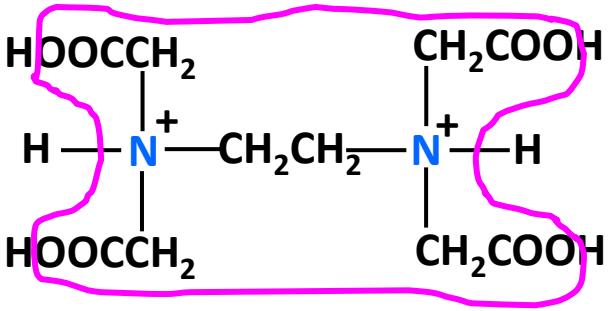
$pK_{a4} = 2.7$

$pK_{a3} = 2.0$

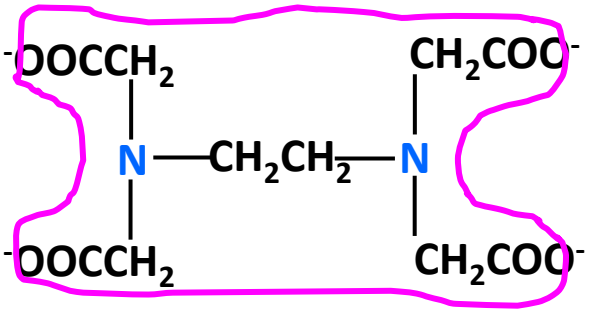
$pK_{a2} = 1.5$

$pK_{a1} = 0$

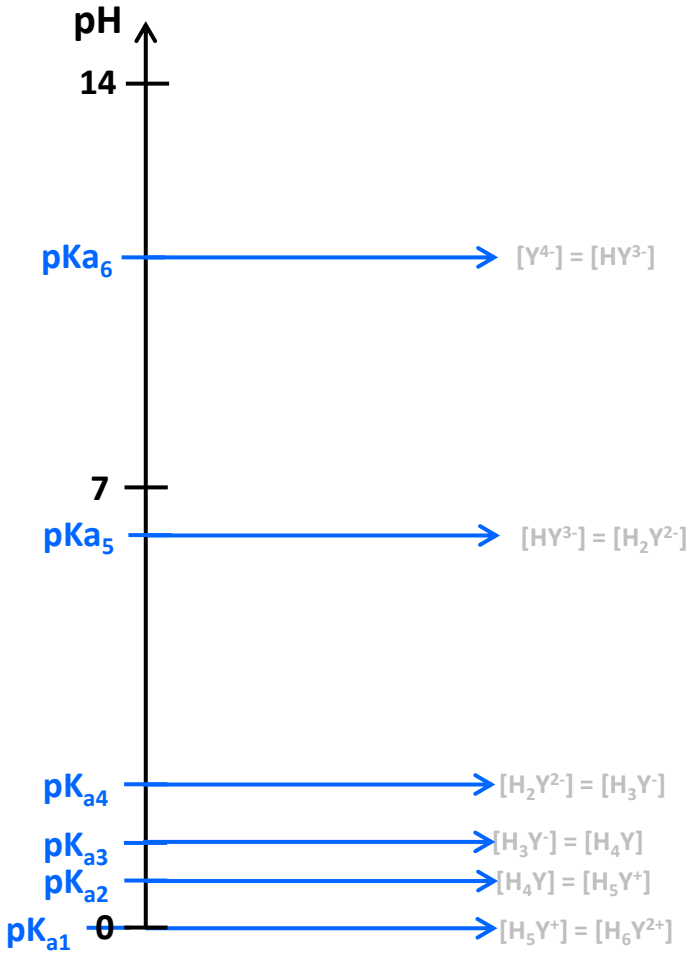
EDTA = acido poliprotico

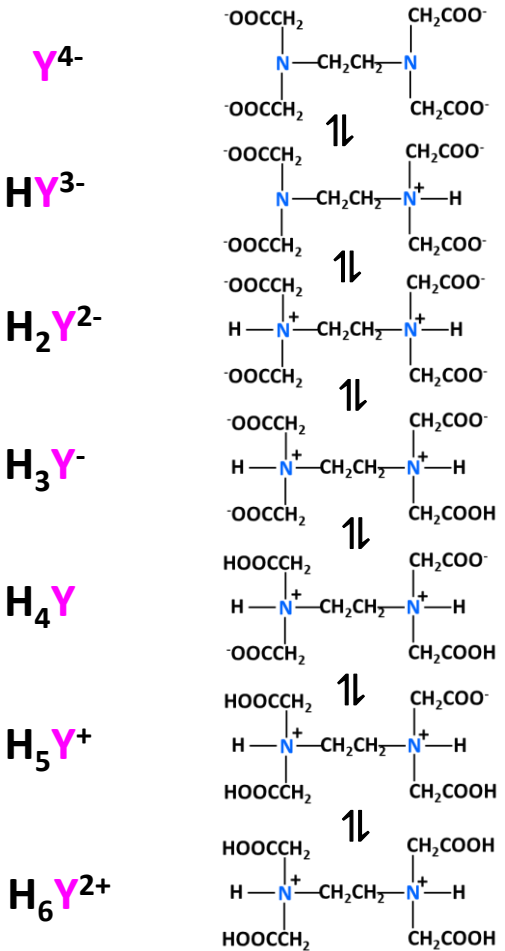


H_6Y^{2+}

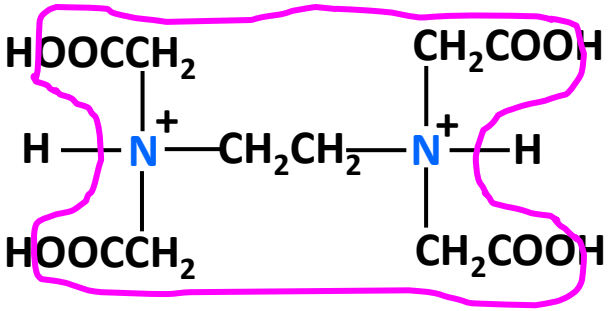


Y^{4-}

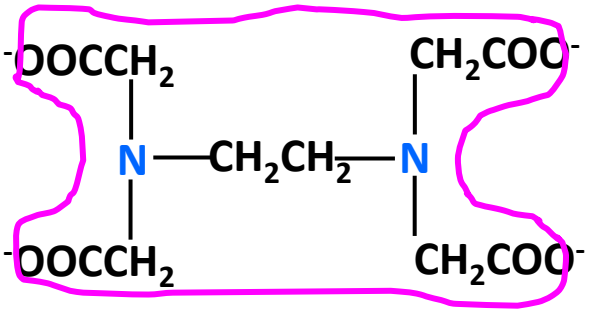




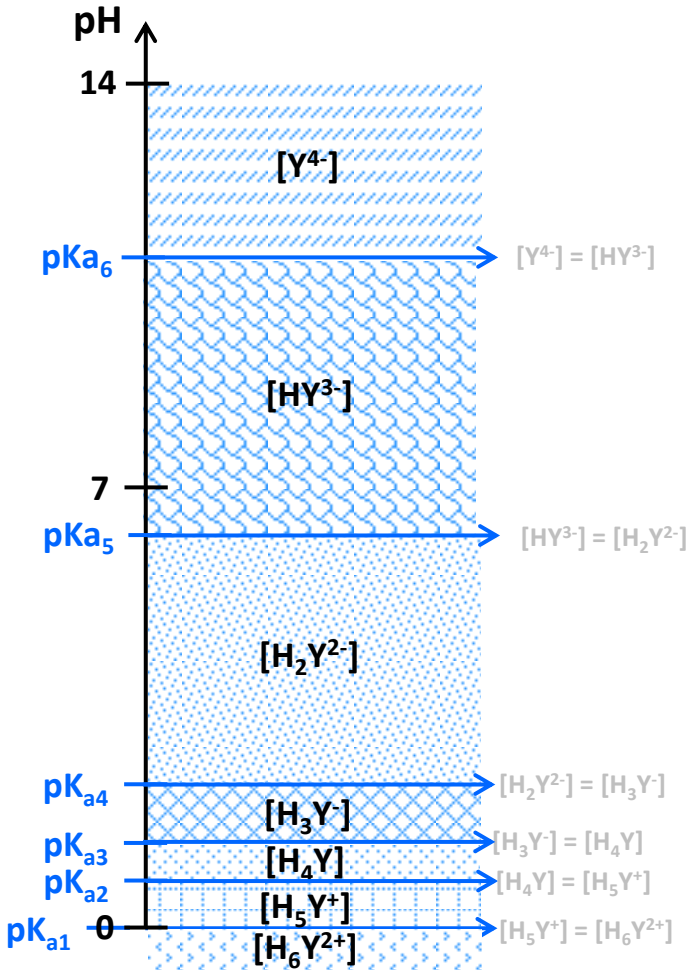
EDTA = acido poliprotico

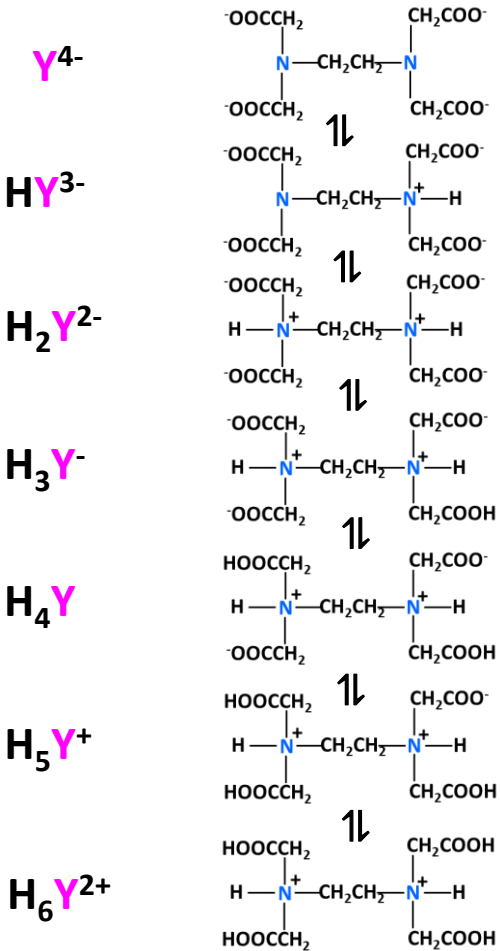


H_6Y^{2+}

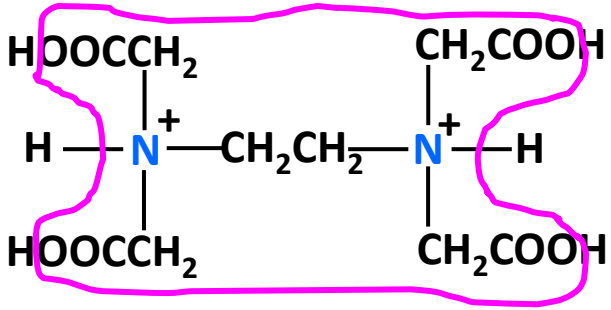


Y^{4-}

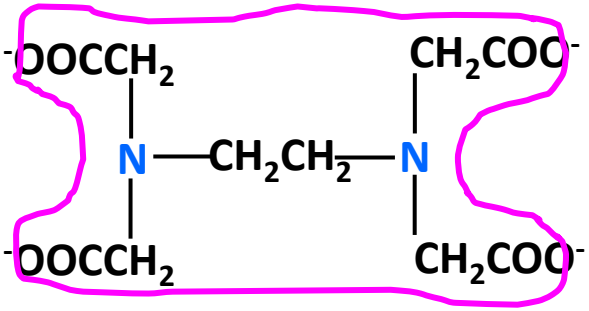




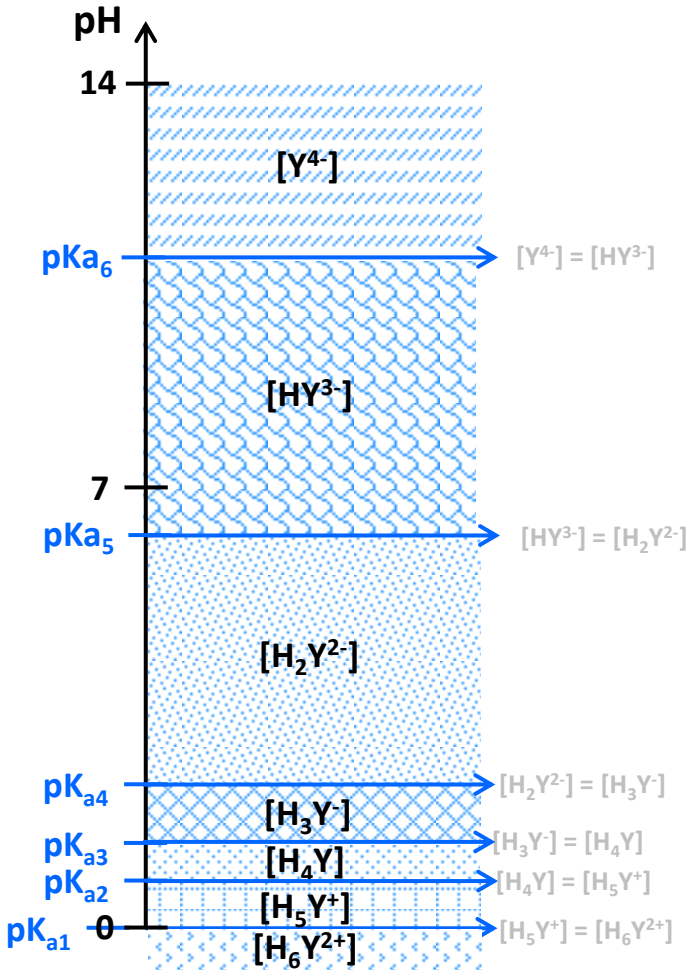
EDTA = acido poliprotico

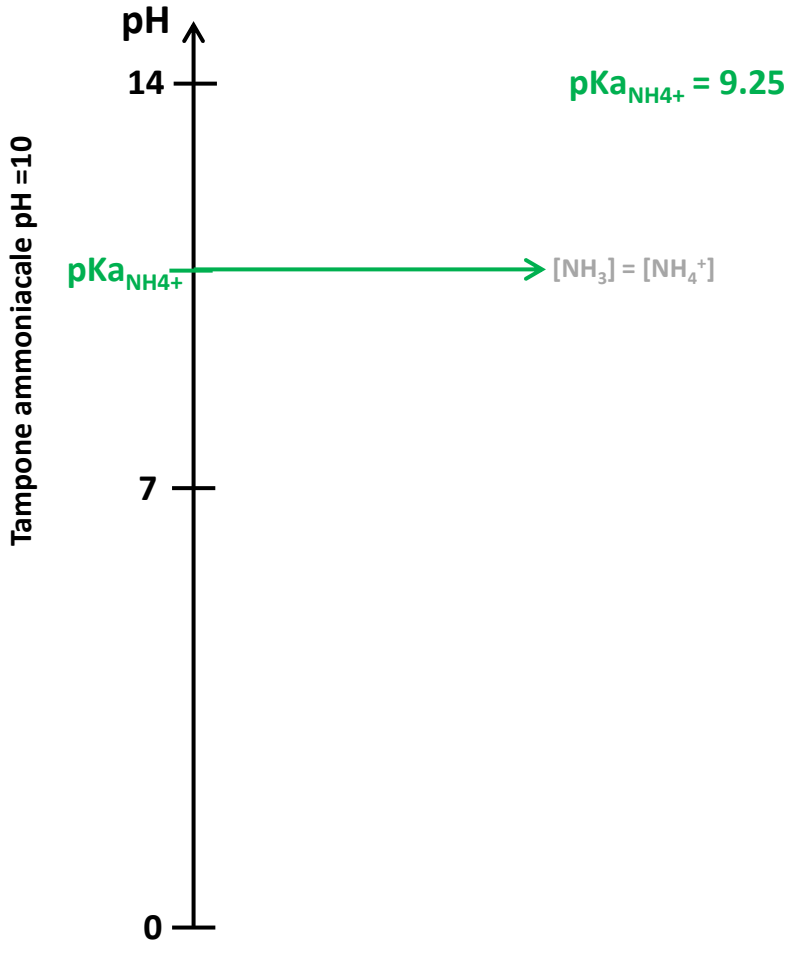


H_6Y^{2+}

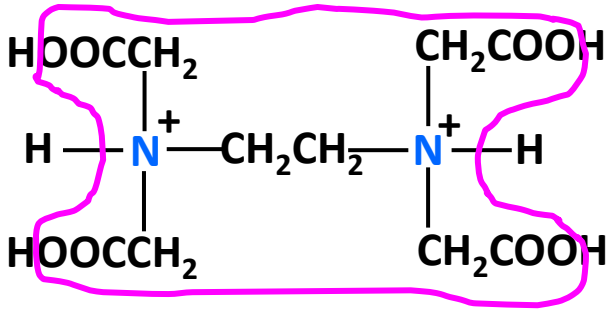


Y^{4-}

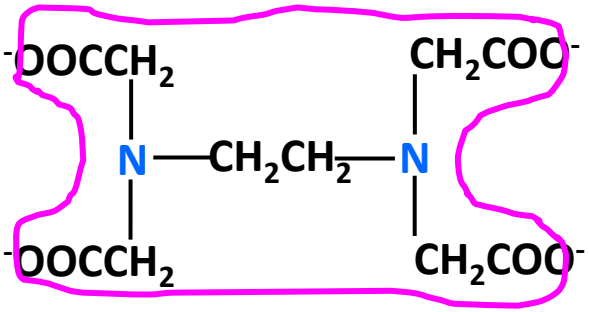




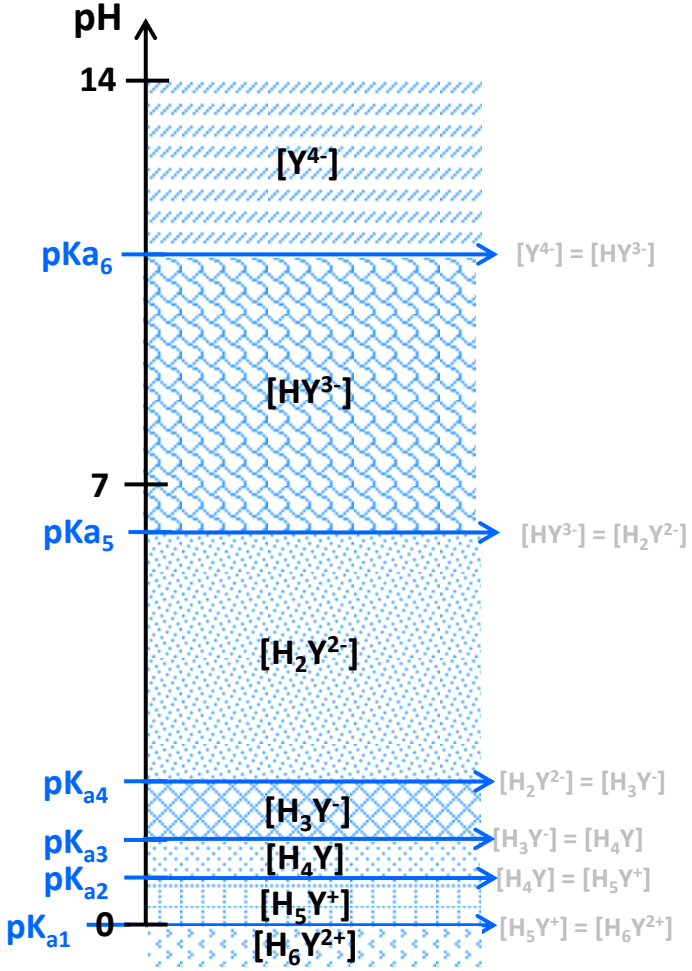
EDTA = acido poliprotico

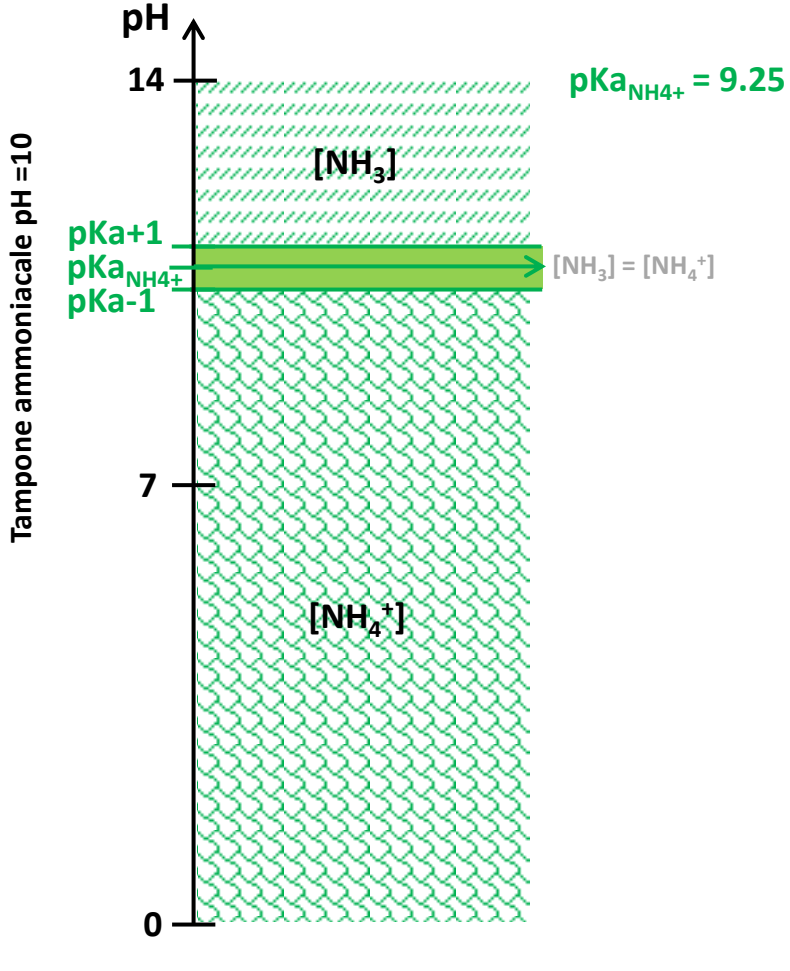


H_6Y^{2+}

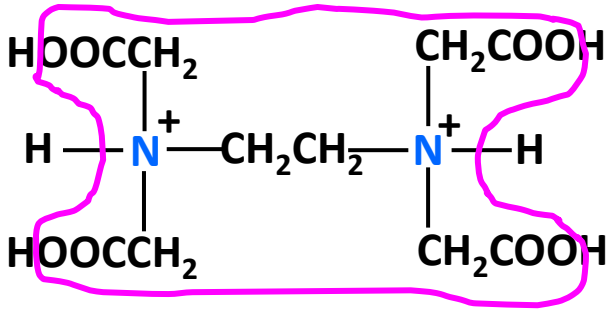


Y^{4-}

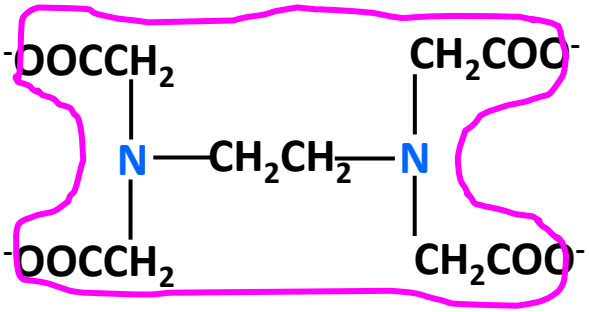




EDTA = acido poliprotico



H_6Y^{2+}



Y^{4-}