

# Titolazioni di acidi deboli poliprototici

Gli acidi poliprototici (diprototici nell'esempio che segue) sono in grado di dissociare più protoni in soluzione acquosa secondo le seguenti equazioni:



$$K_{a1} = [\text{H}^+][\text{HA}^-]/[\text{H}_2\text{A}]$$



$$K_{a2} = [\text{H}^+][\text{A}^{2-}]/[\text{HA}^-]$$

Le reazioni di dissociazione avvengono in successione e generalmente  $K_{a1}$  è maggiore di  $K_{a2}$ .

La curva di titolazione di un acido diprototico presenterà 2 distinti punti di equivalenza SOLO se il rapporto tra le costanti di acidità è almeno  $10^3$ : cioè  $K_{a1} \gg K_{a2}$ . La reazione di neutralizzazione può quindi essere considerata a stadi.

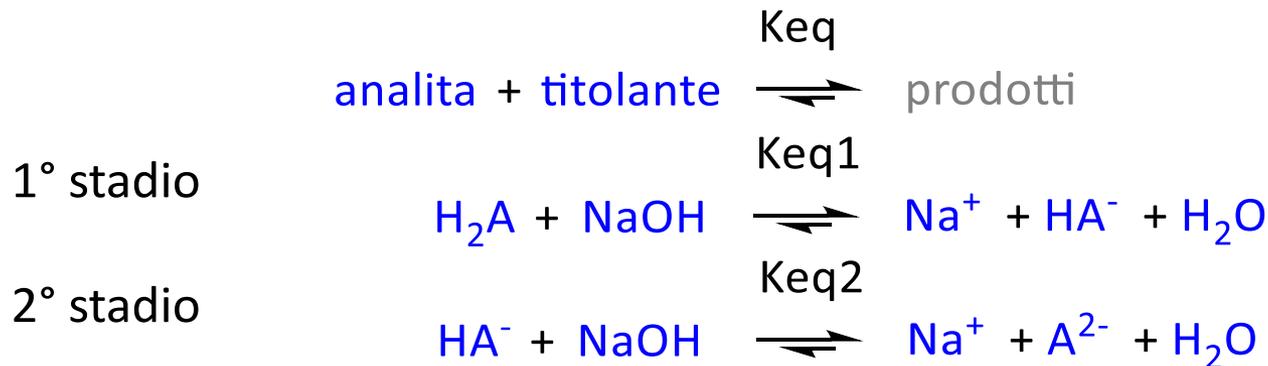
# Titolazioni di acidi deboli poliprototici

Se le costanti sono molto simili, le reazioni di neutralizzazione avvengono simultaneamente (unico stadio: un solo punto di equivalenza) ed il problema analitico si riconduce al caso già descritto di titolazioni di acidi deboli monoprototici:



$$K_{a1} \cdot K_{a2} = [\text{H}^+]^2 [\text{A}^{2-}] / [\text{H}_2\text{A}]$$

Le reazioni di titolazione sono le seguenti:



Sono entrambe reazioni con Keq molto grande poiché vale:  
 $\text{Keq1} = K_{a1}/K_w$  e  $\text{Keq2} = K_{a2}/K_w$

# Titolazioni di acidi deboli poliprototici



La curva di titolazione viene ricavata per via teorica valutando il pH nelle diverse situazioni a partire dai seguenti dati

$N(\text{H}^+)$	= Normalità analita = 2 Molarità
$M(\text{H}^+)$	= Molarità analita = $\frac{1}{2}$ Normalità
$V(\text{H}^+)$	= Volume iniziale analita
$N(\text{OH}^-)$	= Normalità titolante
$V(\text{OH}^-)$	= Volume titolante aggiunto
$V_{\text{IPE}}$	= Volume al primo punto di equivalenza
$V_{\text{IIPE}}$	= Volume al secondo punto di equivalenza
$K_w = 10^{-14}$	= costante autoprotolisi $\text{H}_2\text{O}$

# Titolazioni di acidi deboli poliprototici



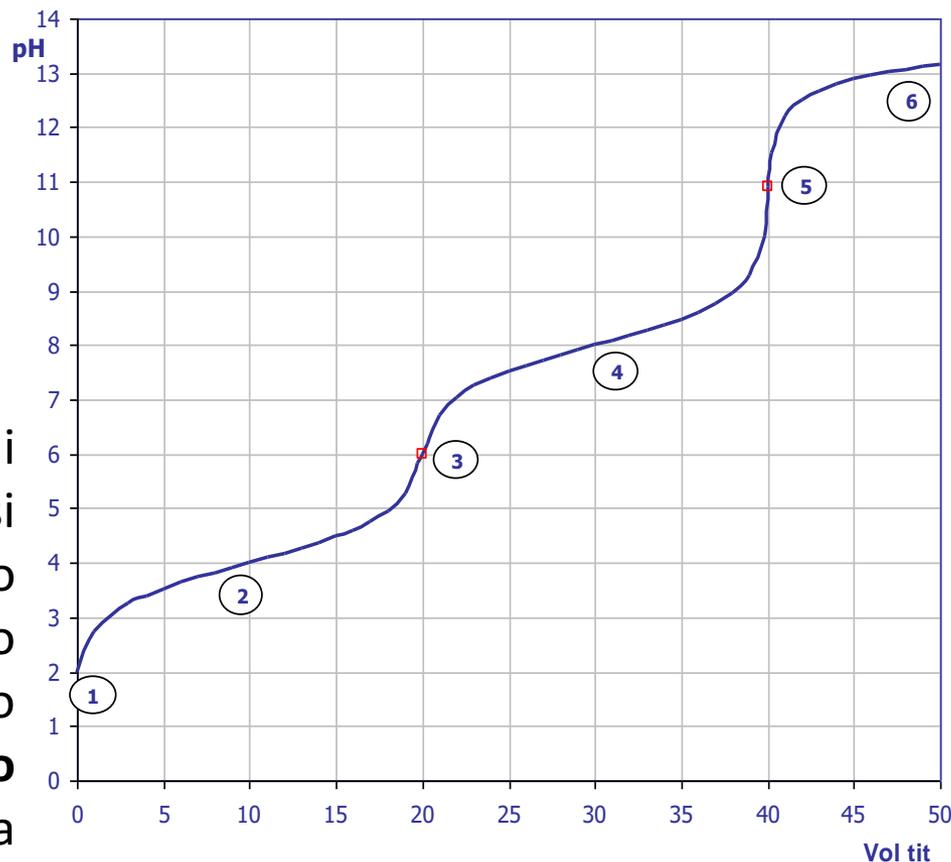
ed utilizzando le seguenti equazioni:

1 punto iniziale  $V(\text{OH}^-) = 0$

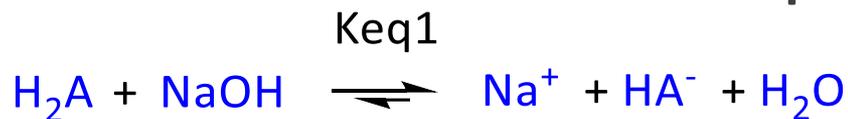
$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{a1} * M(\text{H}_2\text{A})}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

Poiché la reazione di neutralizzazione avviene a stadi, si avrà che il titolante aggiunto reagisce esclusivamente con il primo protone. Si utilizza pertanto l'equazione riferita ad **un acido monoprotico** (la **Molarità** indica proprio che si neutralizza un solo protone).



# Titolazioni di acidi deboli poliprototici



2 eccesso analita (1° stadio)  $0 < V(\text{OH}^-) < V_{\text{IPE}}$

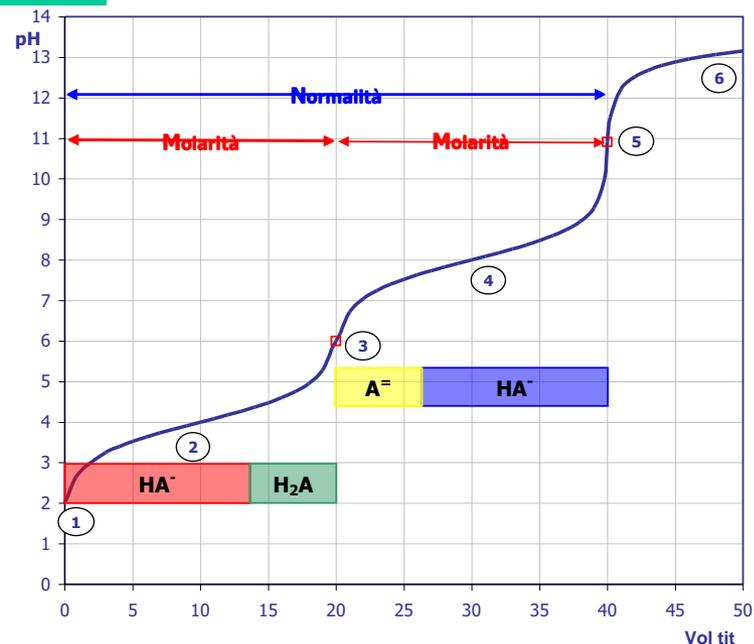
In soluzione è presente  $\text{H}_2\text{A}$  e  $\text{HA}^-$ : soluzione TAMPONE!!!

$$[\text{H}^+] = K_{a1} [\text{H}_2\text{A}]/[\text{HA}^-]$$

$$[\text{H}_2\text{A}] = \frac{M(\text{H}_2\text{A}) \cdot V(\text{H}_2\text{A}) - N(\text{OH}^-) \cdot V(\text{OH}^-)}{V_{\text{totale}}}$$

$$[\text{HA}^-] = \frac{N(\text{OH}^-) \cdot V(\text{OH}^-)}{V_{\text{totale}}}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$





# Titolazioni di acidi deboli poliprototici



2 eccesso analita (1° stadio)  $0 < V(\text{OH}^-) < V_{\text{IPE}}$

In soluzione è presente  $\text{H}_2\text{A}$  e  $\text{HA}^-$ : soluzione TAMPONE!!!

$$[\text{H}^+] = K_{a1} [\text{H}_2\text{A}]/[\text{HA}^-]$$

$$[\text{H}_2\text{A}] = \frac{M(\text{H}_2\text{A}) \cdot V(\text{H}_2\text{A}) - N(\text{OH}^-) \cdot V(\text{OH}^-)}{V_{\text{totale}}}$$

$$[\text{HA}^-] = \frac{N(\text{OH}^-) \cdot V(\text{OH}^-)}{V_{\text{totale}}}$$

$$[\text{H}^+] = K_{a1} \frac{M(\text{H}_2\text{A}) \cdot V(\text{H}_2\text{A}) - N(\text{OH}^-) \cdot V(\text{OH}^-)}{N(\text{OH}^-) \cdot V(\text{OH}^-)} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

**Esempio:**

Quindi dopo l'aggiunta di 5ml di titolante:

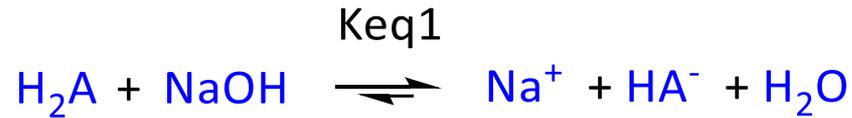
$$[\text{H}_2\text{A}] = \frac{0,100\text{M} (0,200/2 \text{ N}) \cdot 20\text{ml} - 0,100\text{N}(\text{M}) \cdot 5\text{ml}}{30\text{ml}}$$

$$[\text{HA}^-] = \frac{0,100\text{N}(\text{M}) \cdot 5\text{ml}}{30\text{ml}}$$

$$[\text{H}^+] = 1,00 \cdot 10^{-3} \frac{[\text{H}_2\text{A}]}{[\text{HA}^-]} = 1,00 \cdot 10^{-3} (2-0,5)/0,5 = 3,00 \cdot 10^{-3} \quad \text{pH} = 2,52$$

Utilizzare la molarità e non la normalità nell'equazione vuol dire **titolare metà degli equivalenti!**

# Titolazioni di acidi deboli poliprototici



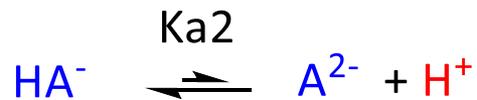
3 1° punto di equivalenza  $V(\text{OH}^-) = V_{\text{IPE}}$

In soluzione è presente  $\text{HA}^-$ : anfotita (sostanza che si comporta da acido e da base).

Kidrolisi =  $K_w/K_{a1}$



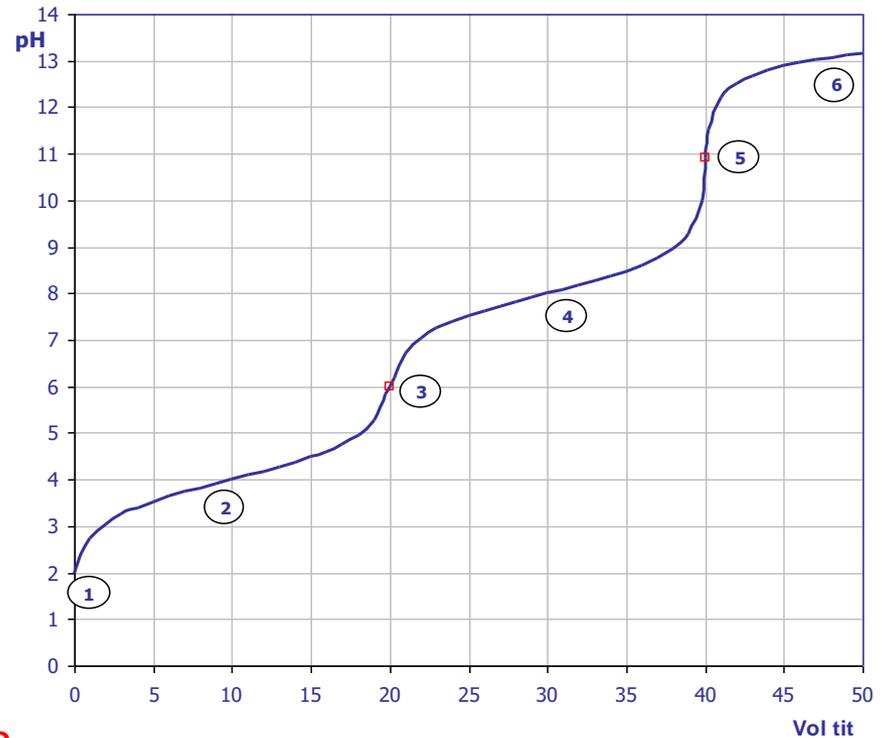
idrolisi **BASICA**



dissociazione **ACIDA**

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{a1} * K_{a2}}$$

da dove viene?



# Titolazioni di acidi deboli poliprototici



$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{a1} * K_{a2}}$$



Un sistema di 5 equazioni indipendenti consente di risolvere le 5 incognite.

Per semplificare, si sottrae il bilancio di massa dal bilancio di carica (3-4).

# Titolazioni di acidi deboli poliprototici

Per semplificare, si sottrae il bilancio di massa dal bilancio di carica (3–4).

$$3 \quad [\text{Na}^+] + [\text{H}^+] = [\text{HA}^-] + 2[\text{A}^{2-}] + [\text{OH}^-] \quad \text{bilancio di carica}$$

$$4 \quad C_{\text{NaHA}} = [\text{Na}^+] = [\text{H}_2\text{A}] + [\text{HA}^-] + [\text{A}^{2-}] \quad \text{bilancio di massa}$$

$$\cancel{[\text{Na}^+]} + [\text{H}^+] - \cancel{[\text{Na}^+]} = \cancel{[\text{HA}^-]} + 2[\text{A}^{2-}] + [\text{OH}^-] - ([\text{H}_2\text{A}] + \cancel{[\text{HA}^-]} + \cancel{[\text{A}^{2-}]})$$

$$[\text{H}_2\text{A}] + [\text{H}^+] = [\text{A}^{2-}] + [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}^+] = [\text{A}^{2-}] + [\text{OH}^-] - [\text{H}_2\text{A}]$$

Si esprime in termini di costanti e di concentrazione della specie maggiormente presente ( $\text{HA}^-$ ):

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}^+]$$

$$[\text{H}_2\text{A}] = [\text{HA}^-][\text{H}^+] / K_{a1}$$

$$[\text{A}^{2-}] = K_{a2} * [\text{HA}^-] / [\text{H}^+]$$

sostituendo nella

$$[\text{H}^+] = (K_{a2} * [\text{HA}^-] / [\text{H}^+]) + K_w / [\text{H}^+] - ([\text{H}^+][\text{HA}^-] / K_{a1})$$

# Titolazioni di acidi deboli poliprototici

$$[H^+] = (K_{a2} * [HA^-] / [H^+]) + K_w / [H^+] - ([H^+] [HA^-] / K_{a1})$$

moltiplico per  $[H^+]$ :

$$[H^+]^2 = (K_{a2} * [HA^-]) + K_w - ([H^+]^2 [HA^-] / K_{a1})$$

raccolgo i termini:

$$[H^+]^2 * ([HA^-] / K_{a1} + 1) = K_{a2} * [HA^-] + K_w$$

riordino:

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_{a2} * [HA^-] + K_w}{1 + [HA^-] / K_{a1}}}$$

moltiplico per  $K_{a1}$ :

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_{a1} * K_{a2} * [HA^-] + K_{a1} * K_w}{K_{a1} + [HA^-]}}$$

in base al valore delle costanti, supponendo:

$$[HA^-] \gg K_{a1} \quad \text{e} \quad K_{a2} * [HA^-] \gg K_w$$

l'equazione si semplifica a:

$$[H^+] = \sqrt{K_{a1} * K_{a2}}$$

# Titolazioni di acidi deboli poliprotici

$$[H^+] = \sqrt{K_{a1} * K_{a2}}$$

Si osserva che il pH di soluzioni contenenti anfotiti (così come già osservato per soluzioni tampone) è **INDIPENDENTE dalla concentrazione!!!**



4 eccesso analita (2° stadio)  $0 < V(OH^-) < V_{IIPE}$

In soluzione sono presenti  $HA^-$  e  $A^{2-}$ : soluzione TAMPONE!!!

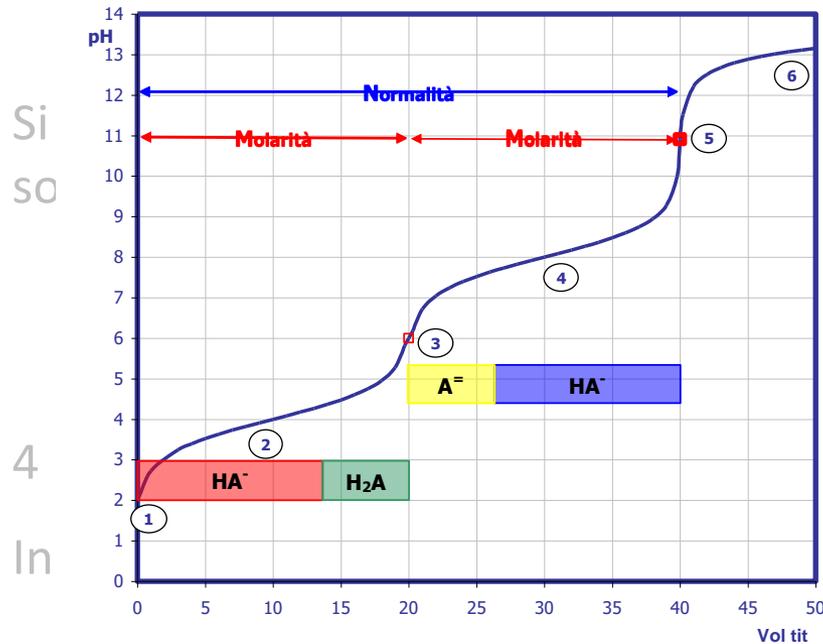
$$[H^+] = K_{a2} * [HA^-]/[A^{2-}]$$

$$[HA^-] = [N(H_2A) * V(H_2A) - N(OH^-) * V(OH^-)] / [V_{totale}]$$

$$[A^{2-}] = [N(OH^-) * V(OH^-) - M(H_2A) * V(H_2A)] / [V_{totale}]$$

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

# Titolazioni di acidi deboli poliprototici



$$\sqrt{K_{a1} * K_{a2}}$$

$HA \rightarrow$  considero la quantità di analita totale: Normalità di  $H_2A$  (entrambi gli equivalenti!) \*  $V(H_2A)$  meno l'analita che ha reagito con il titolante (tutto il primo equivalente di  $H^+$  è stato neutralizzato più parte del secondo)



$$V(OH^-) < V_{IPE}$$

soluzione AMPON5111

$$[HA^-] = [N(H_2A) * V(H_2A) - N(OH^-) * V(OH^-)] / [V_{totale}]$$

$$[A^{2-}] = [N(OH^-) * V(OH^-) - M(H_2A) * V(H_2A)] / [V_{totale}]$$

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

$A^{2-} \rightarrow$  è il titolante aggiunto finora meno quello che ha reagito per neutralizzare il primo protone acido  $H_2A$ , per cui la normalità dell'analita iniziale/2, ossia la molarità.

# Titolazioni di acidi deboli poliprototici

$$[H^+] = \sqrt{K_{a1} * K_{a2}}$$

Si osserva che il pH di soluzioni contenenti anfotiti (così come già osservato per soluzioni tampone) è **INDIPENDENTE dalla concentrazione!!!**



4 eccesso analita (2° stadio)  $0 < V(OH^-) < V_{IIPE}$

In soluzione sono presenti  $HA^-$  e  $A^{2-}$ : soluzione TAMPONE!!!

## Esempio:

20ml di  $H_2A$  0,100M titolati con NaOH 0,100M

$$K_{a1} = 1,00 * 10^{-3} \quad K_{a2} = 1,00 * 10^{-7}$$

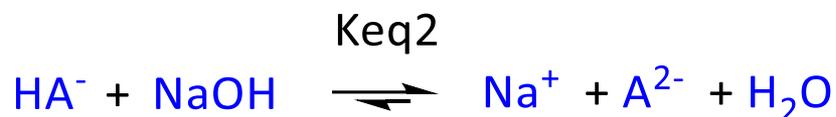
Se  $H_2A$  è 0,100M, la sua normalità è 0,200N

$$(N = 2M, M = N/2)$$

# Titolazioni di acidi deboli poliprotici

$$[H^+] = \sqrt{K_{a1} * K_{a2}}$$

Si osserva che il pH di soluzioni contenenti anfoteri (così come già osservato per soluzioni tampone) è **INDIPENDENTE dalla concentrazione!!!**



4 eccesso analita (2° stadio)  $0 < V(OH^-) < V_{IIPE}$

In soluzione sono presenti  $HA^-$  e  $A^{2-}$ : soluzione TAMPONE!!!

**Esempio:**

dopo l'aggiunta di 25ml di titolante:

$$[HA^-] = [N(H_2A) * V(H_2A) - N(OH^-) * V(OH^-)] / [V_{totale}] = 0,200N * 20ml - 0,100 * 25ml / 45ml$$

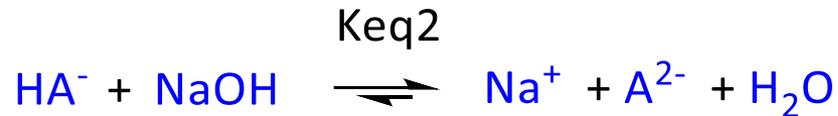
$$[A^{2-}] = [N(OH^-) * V(OH^-) - M(H_2A) * V(H_2A)] / [V_{totale}] = 0,100N * 25ml - 0,100M * 20ml / 45ml$$

$$[H^+] = K_{a2} * [HA^-] / [A^{2-}] = 1,00 * 10^{-7} * (1,5 / 0,5) = 3 * 10^{-7} \quad pH = 6,5$$

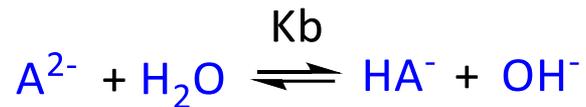
# Titolazioni di acidi deboli poliprotici

5 2° punto di equivalenza

$$V(\text{OH}^-) = V_{\text{IIPE}}$$



In soluzione è presente  $\text{A}^{2-}$ -IDROLISI BASICA



$$K_{\text{idrolisi}} = K_{\text{b}} = K_{\text{w}}/K_{\text{a}2} = [\text{HA}^-][\text{OH}^-]/[\text{A}^{2-}]$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_{\text{w}}}{K_{\text{a}2}} * [\text{A}^{2-}]}$$

$$[\text{A}^{2-}] = N(\text{OH}^-) * V(\text{OH}^-) / [V(\text{H}_2\text{A}) + V(\text{OH}^-)]$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log [\text{OH}^-]$$

# Titolazioni di acidi deboli poliprototici

6 eccesso di titolante

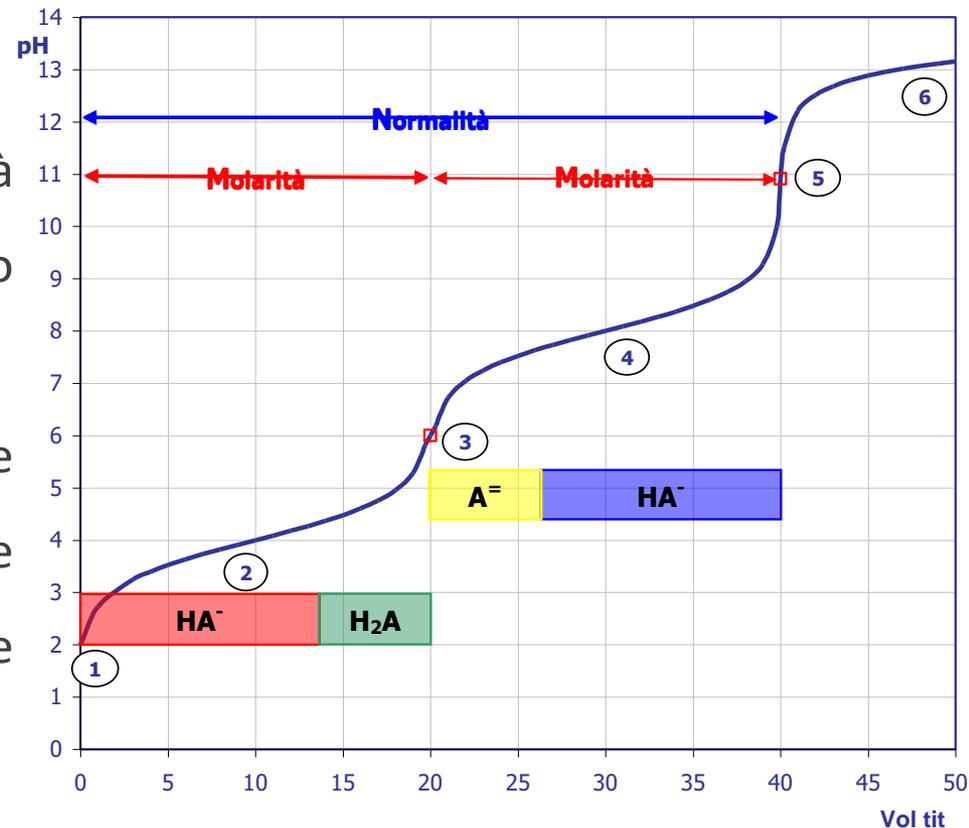
$$V(\text{OH}^-) > V_{\text{IIPE}}$$

$$[\text{OH}^-] = [N(\text{OH}^-) * V(\text{OH}^-) - N(\text{H}_2\text{A}) * V(\text{H}_2\text{A})] / [V(\text{H}_2\text{A}) + V(\text{OH}^-)]$$

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-]$$

L'equazione utilizzata è la stessa già descritta nella titolazione di acidi forti o deboli con base forte.

La curva di titolazione viene rappresentata graficamente dalle variazioni di pH in funzione del volume di titolante aggiunto.

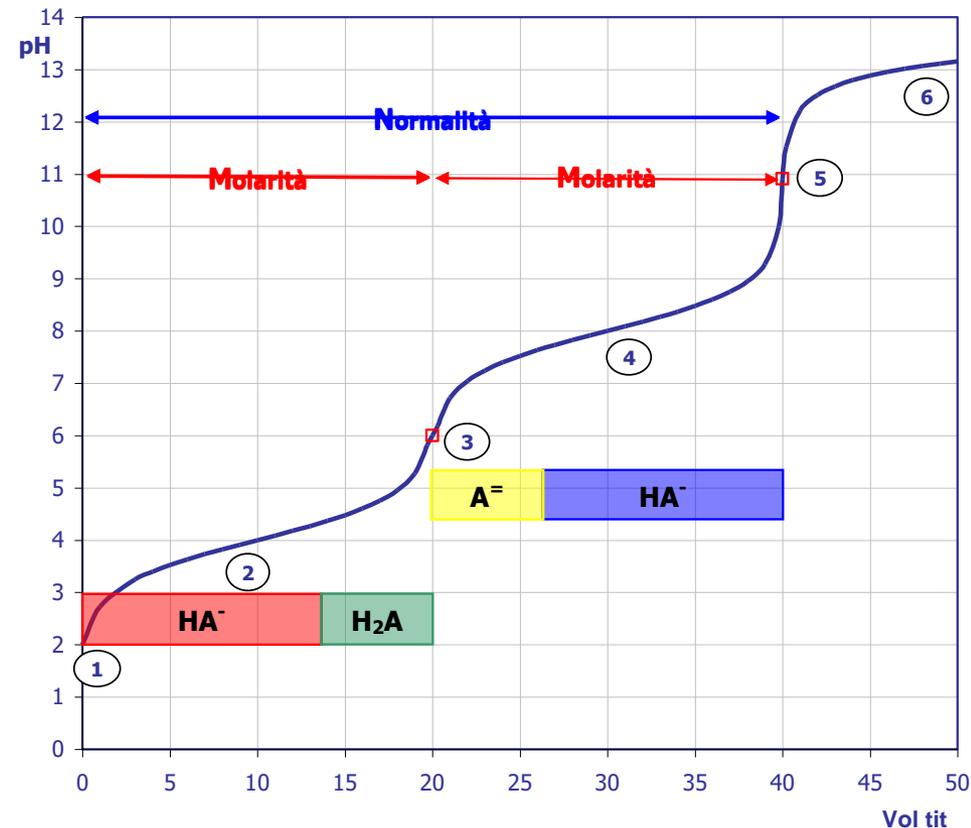


# Titolazioni di acidi deboli poliprototici

Viene discussa nei seguenti termini:

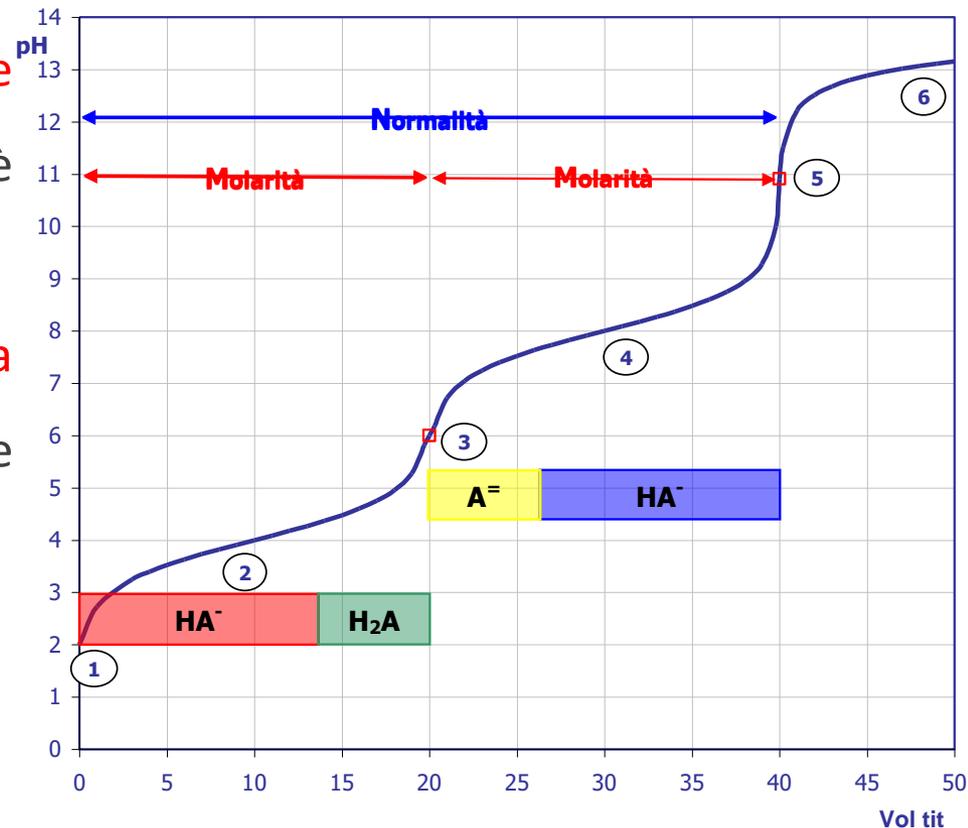
- Il pH aumenta nel corso di tutta la titolazione ( $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ );
- la curva può essere vista come **2** titolazioni di acidi deboli monoprototici in successione;

- 1) il pH al **punto iniziale** dipende dalla concentrazione iniziale di analita e dalla  $K_{a1}$  dell'acido
- 2) il pH nella **prima zona tampone** dipende solo dalla  $K_{a1}$  dell'acido ed è indipendente dalla concentrazione



# Titolazioni di acidi deboli poliprototici

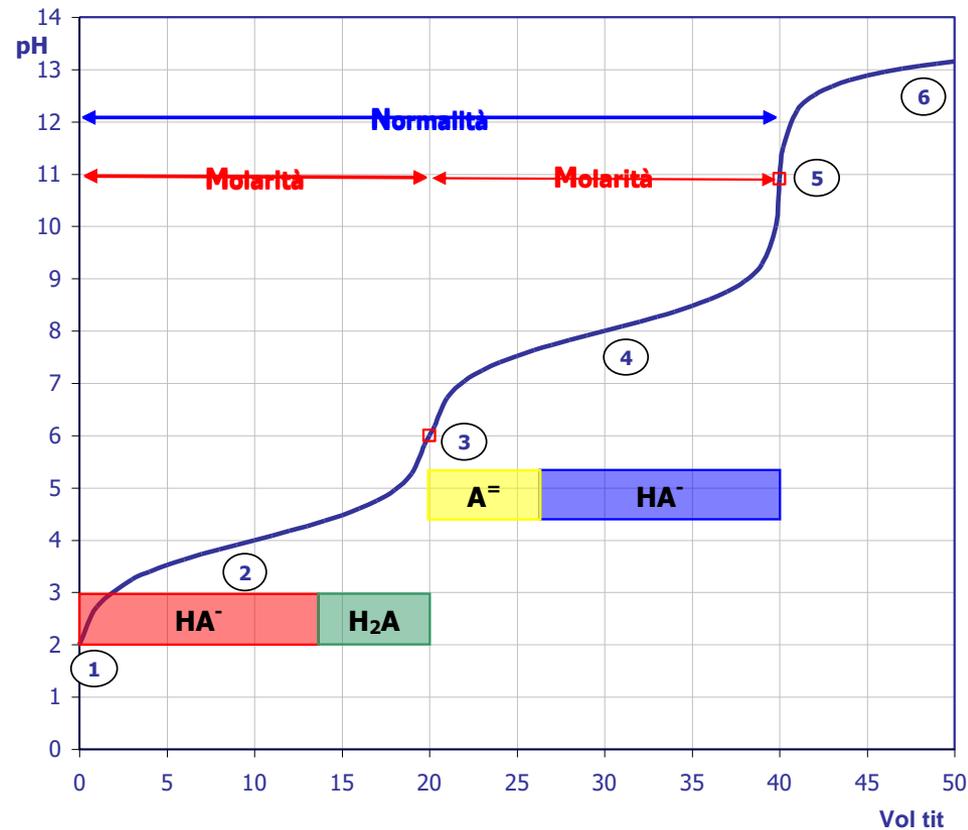
- il pH al **primo punto di equivalenza** dipende dalle costanti  $K_{a1}$  e  $K_{a2}$  ed è **indipendente** dalla concentrazione
- il pH nella **seconda zona tampone** dipende solo dalla  $K_{a2}$  dell'acido ed è indipendente dalla concentrazione
- il pH al **secondo punto di equivalenza** è sempre **basico**; dipende dalla  $K_{a2}$  e dalla concentrazione



# Titolazioni di acidi deboli poliprototici

il volume corrispondente al secondo punto di equivalenza è esattamente il doppio del volume corrispondente al primo punto di equivalenza

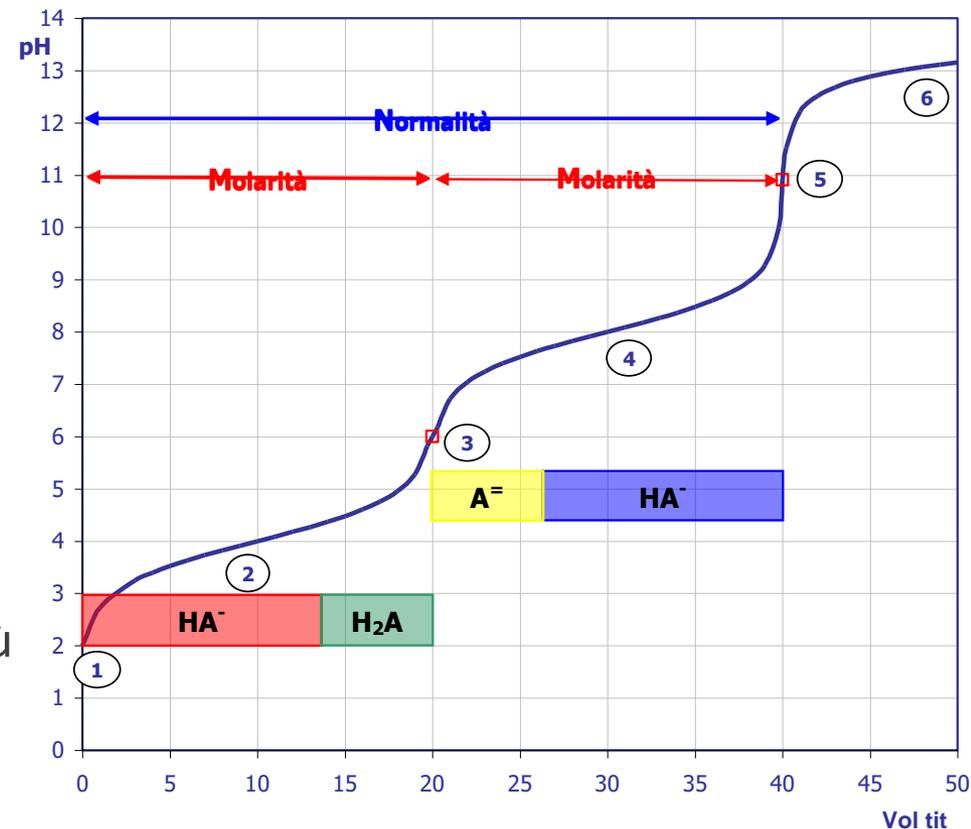
6) il pH dopo il secondo punto di equivalenza è sempre basico (eccesso di titolante).



# Titolazioni di acidi deboli poliprototici

Anche in questo caso si osservano significative variazioni di ordinata (pH) in corrispondenza dei punti di equivalenza:

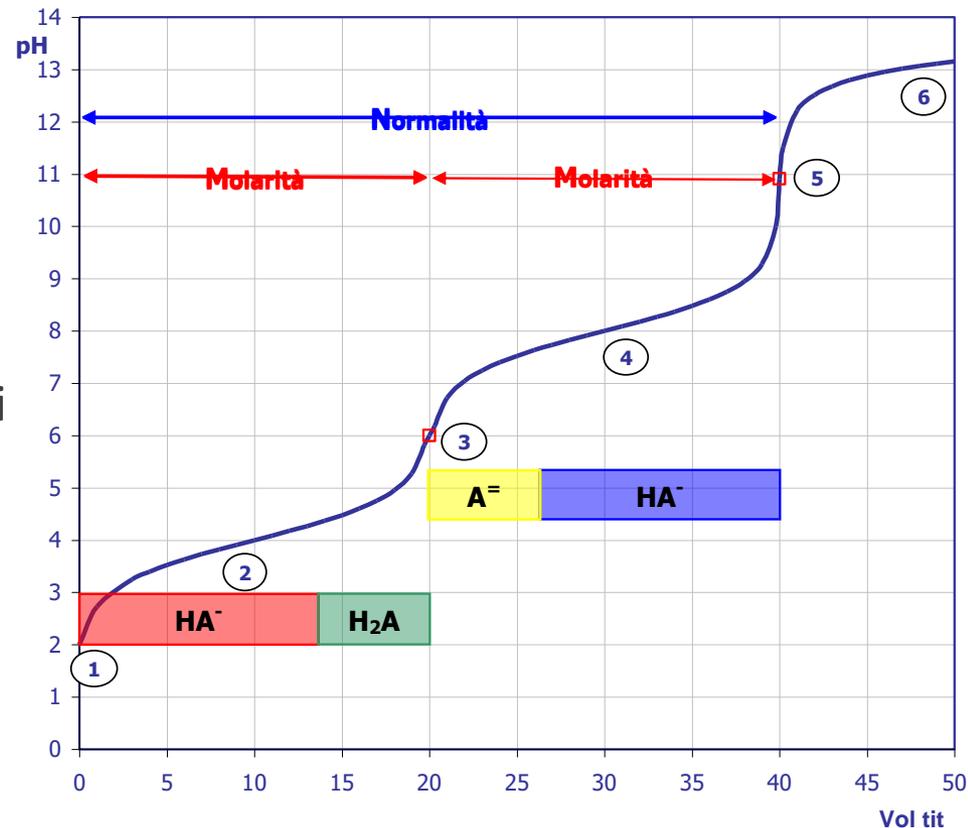
- il primo punto di equivalenza è tanto più visibile tanto più grande è la differenza tra le due costanti  $K_{a1}$  e  $K_{a2}$  (netta separazione tra i due stadi del processo di neutralizzazione)
- il secondo punto di equivalenza è tanto più visibile tanto più grande è il valore della costante  $K_{a2}$  (cioè tanto più forte è l'acido in seconda dissociazione)



# Titolazioni di acidi deboli poliprototici

Il punto di equivalenza viene evidenziato da indicatori chimici acido – base che dovranno avere un intervallo di viraggio prossimo al pH corrispondente al punto di equivalenza che si prende in considerazione:

- se possibile conviene valutare il secondo punto di equivalenza poiché è più grande la misura volumetrica (e quindi più piccolo l'errore relativo che si commette sulla misura).



# Titolazioni di acidi deboli poliprotici

La curva di titolazione viene modificata da tutti i parametri che compaiono nelle equazioni utilizzate per descriverla: in questo caso la **diluizione** ed il valore delle costanti **Ka1** e **Ka2**.

## Diluizione

L'effetto della diluizione su una titolazione acido debole diprotico – base forte comporta: un innalzamento del pH al punto iniziale, un abbassamento del pH al secondo punto di equivalenza e dopo il secondo punto di equivalenza (situazione del tutto simile a quella osservata per l'acido debole monoprotico). La diluizione **NON** ha effetto nelle due regioni tampone ed al primo punto di equivalenza.

In pratica, la diluizione determina una minor variazione di pH corrispondente al secondo punto di equivalenza.

# Titolazioni di acidi deboli poliprototici

Punto iniziale

$$[H^+] = \sqrt{K_{a1} * M(H_2A)}$$

Secondo punto di equivalenza

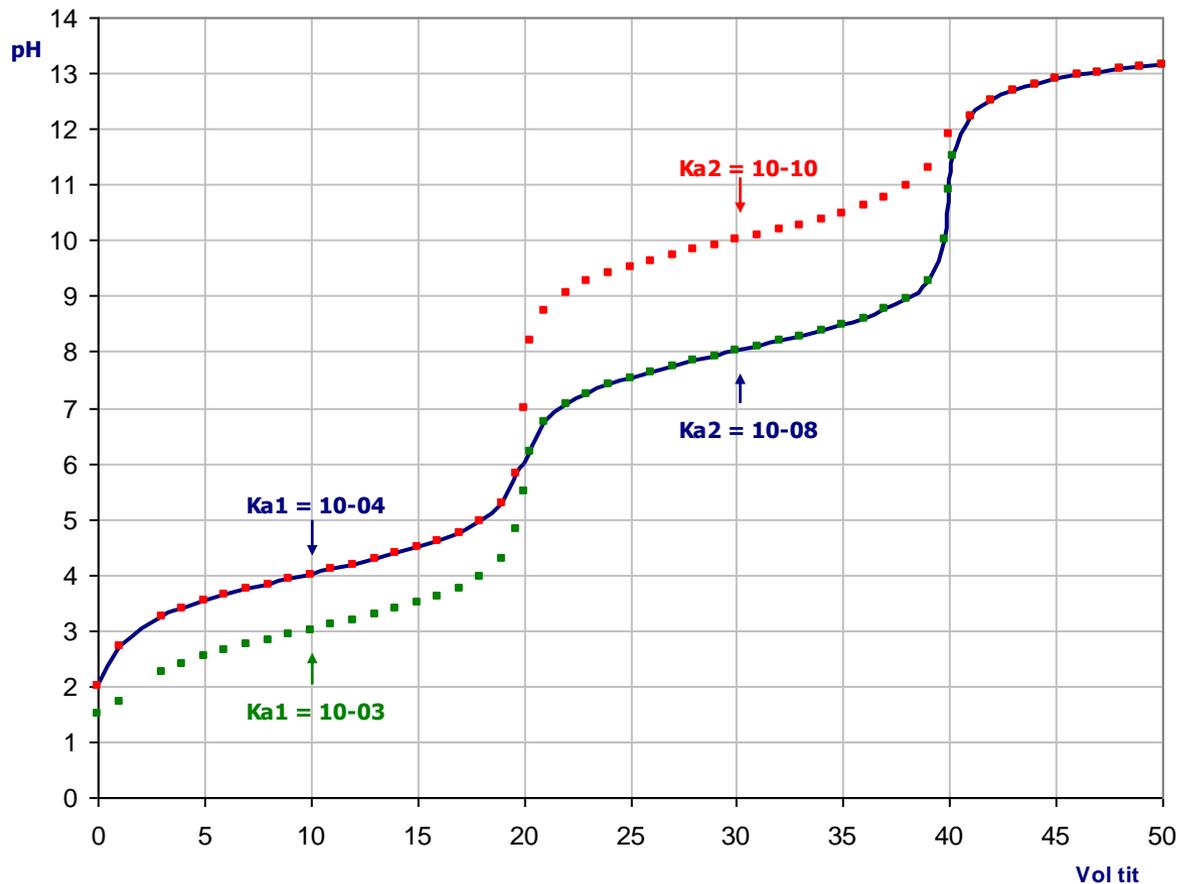
$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_{a2}} * [A^{2-}]}$$

Dopo il secondo PE

$$[OH^-] = [N(OH^-) * V(OH^-) - N(H_2A) * V(H_2A)] / [V(H_2A) + V(OH^-)]$$

# Titolazioni di acidi deboli poliprototici

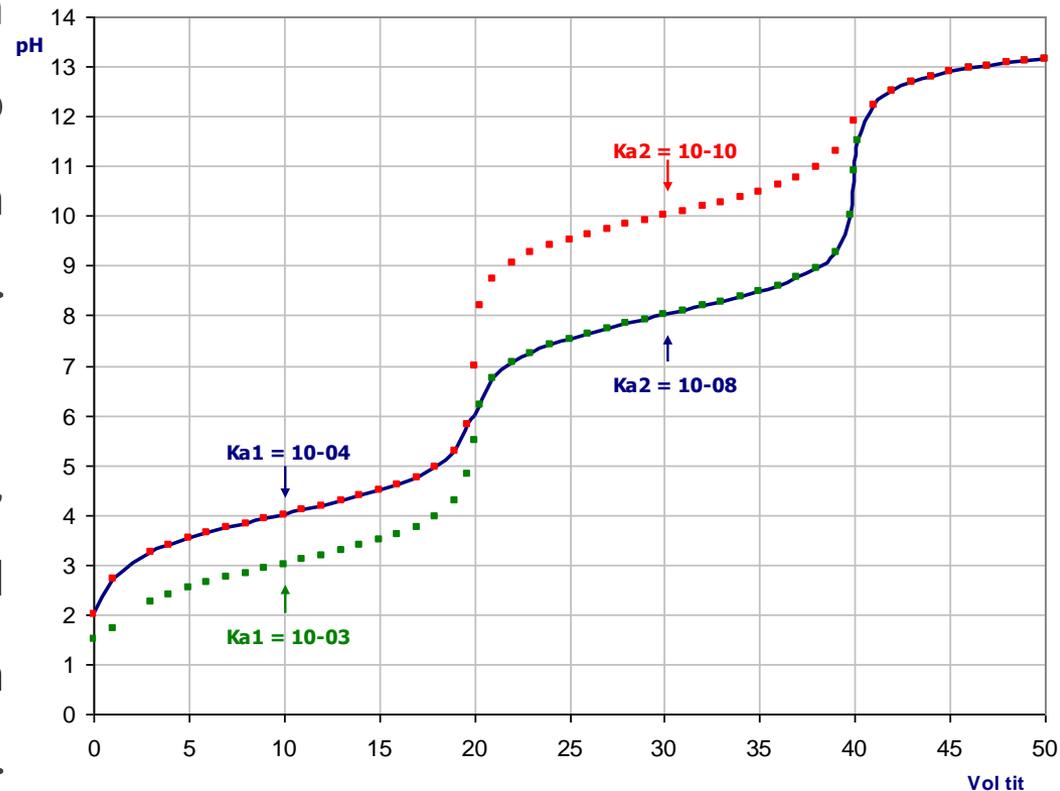
Ka1 e Ka2: Il secondo parametro che modifica la curva è la forza dell'acido, espressa in termini di **Ka1** e **Ka2**.



# Titolazioni di acidi deboli poliprototici

La diminuzione della forza dell'acido ( $K_a \downarrow$ ) determina un innalzamento della curva di titolazione:

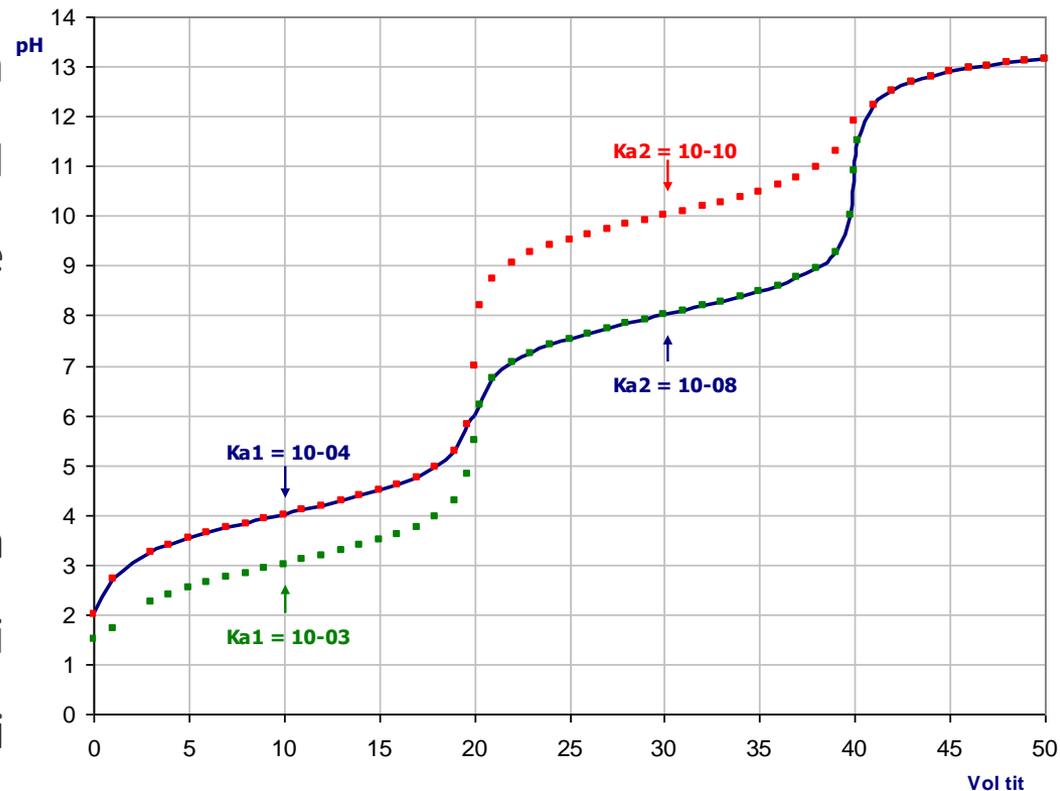
- al punto iniziale, nella prima regione tampone ed al primo punto di equivalenza ( $K_{a1}$ ) (curva blu  $\rightarrow K_{a1} = 10^{-4} >$  curva verde  $\rightarrow K_{a1} = 10^{-3}$ );
- al primo punto di equivalenza, nella seconda regione tampone ed al secondo punto di equivalenza ( $K_{a2}$ ) (curva rossa  $\rightarrow K_{a2} = 10^{-10} >$  curva blu  $\rightarrow K_{a2} = 10^{-8}$ ).



# Titolazioni di acidi deboli poliprototici

Dopo il punto di equivalenza (eccesso di titolante) le  $K_a$  non hanno nessuna influenza sulla curva di titolazione (NON compaiono nell'equazione utilizzata).

La scelta dell'indicatore dovrà tenere in considerazione entrambi i fattori che influenzano la curva di titolazione (diluizione e  $K_a$ ).

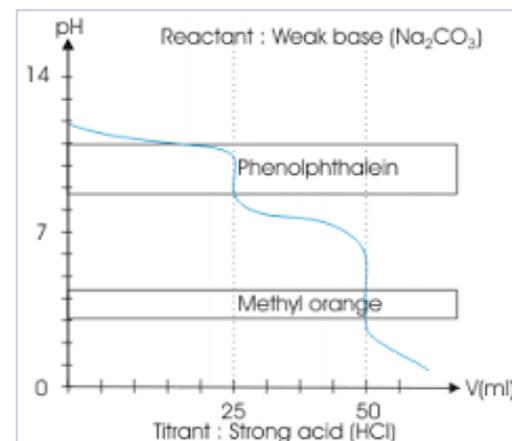
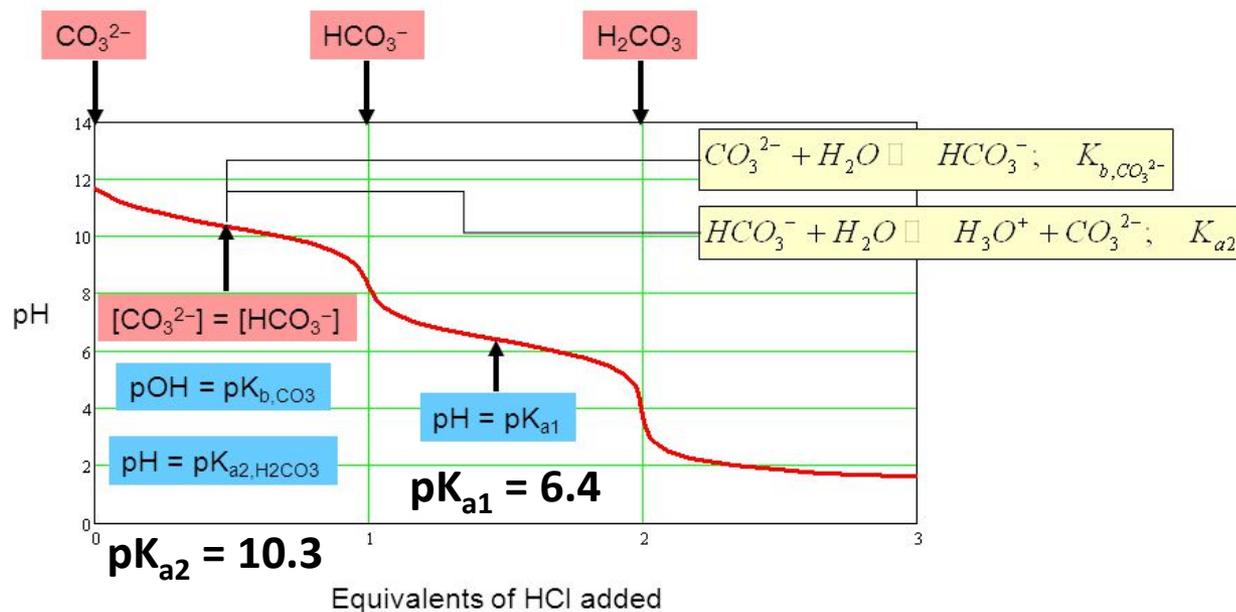
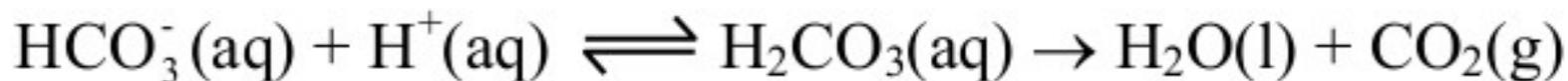
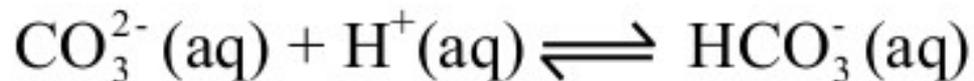


# Titolazioni di acidi deboli poliprotici

Riepilogando, la determinazione quantitativa di un acido debole poliprotico (**analita**) è possibile mediante titolazione con una base forte (**titolante**).

- Si ricava la curva di titolazione descrivendo i 6 punti/regioni caratteristici:
  1. punto iniziale
  2. prima zona tampone
  3. primo punto di equivalenza
  4. seconda zona tampone
  5. secondo punto di equivalenza
  6. eccesso di titolante
- La curva di titolazione dipende dalla diluizione e dalla forza dell'acido. La diluizione e/o valori di  $K_{a2}$  piccoli (acidi molto deboli) determinano una diminuzione della variazione di pH corrispondente al secondo punto di equivalenza.
- Sulla base della curva di titolazione si opera la scelta dell'indicatore.
- Le limitazioni riscontrate derivano dalla diluizione e dalle  $K_a$ .

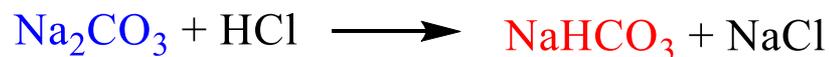
# Titolazioni di basi deboli poliprotiche



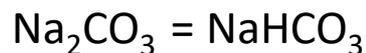
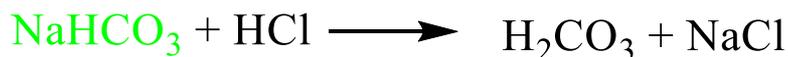
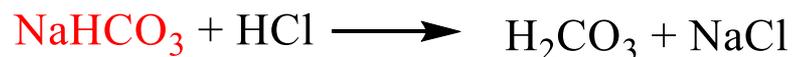
# Titolazioni di miscele



I (base forte)

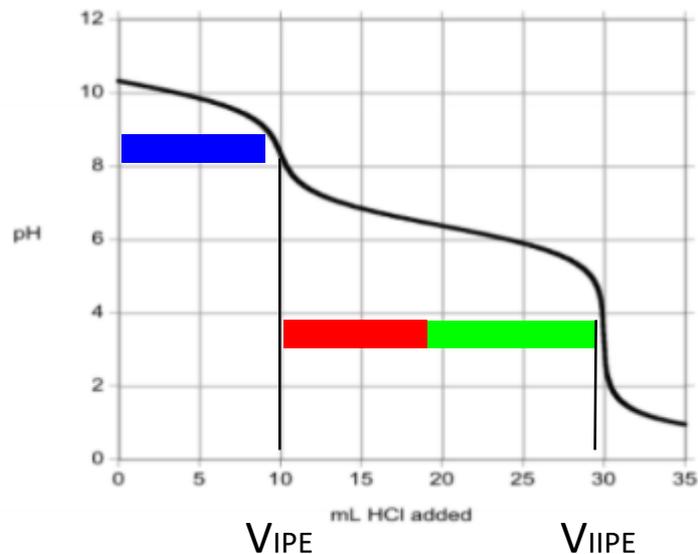


I (base debole)

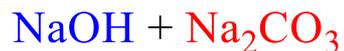


$$n \text{ equiv Na}_2\text{CO}_3 = N_{\text{HCl}} * (V_{\text{IPE}} * 2) / 1000$$

$$n \text{ equiv NaHCO}_3 = N_{\text{HCl}} * (V_{\text{IIPE}} - (V_{\text{IPE}} * 2) / 1000$$



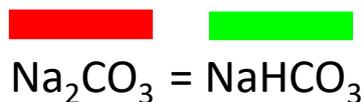
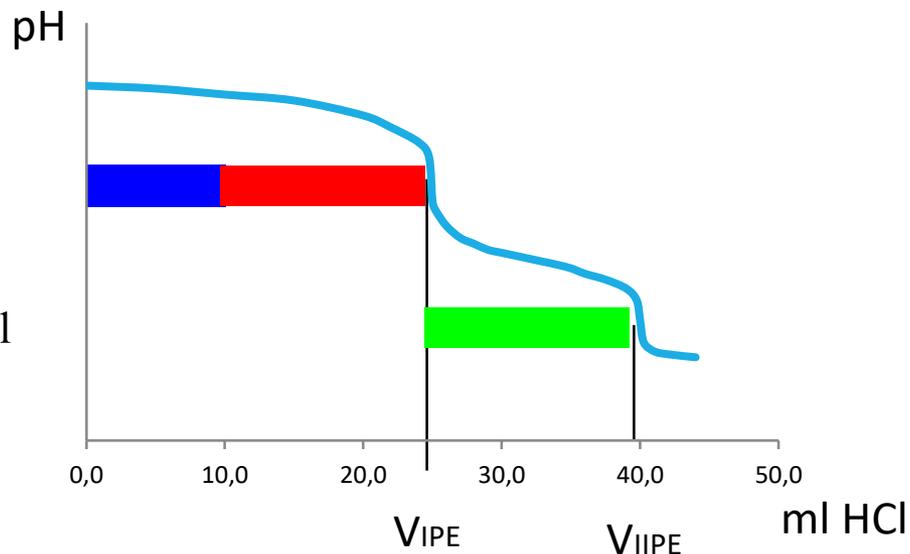
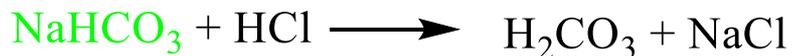
# Titolazioni di miscele



I (basi forti)



I (base debole)



$$n \text{ equiv Na}_2\text{CO}_3 = N_{\text{HCl}} * 2(V_{IIPE} - V_{IPE})/1000$$

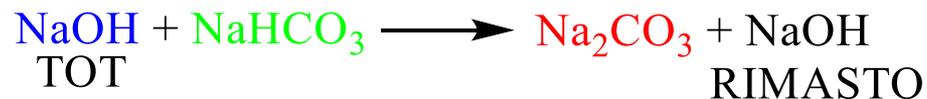
$$n \text{ equiv NaOH} = N_{\text{HCl}} * (V_{IIPE} - 2(V_{IIPE} - V_{IPE}))/1000$$

# Titolazioni di miscele

Non più di 2 costituenti la miscela ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e  $\text{NaHCO}_3$ ) possono esistere in quantità apprezzabile in una qualsiasi soluzione, perché la reazione tra essi elimina il terzo.



I caso  $\text{NaOH} > \text{NaHCO}_3$



II caso  $\text{NaOH} < \text{NaHCO}_3$



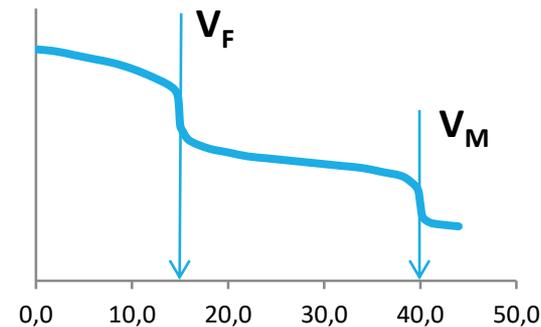
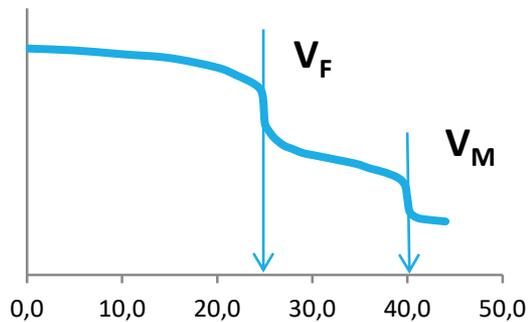
# Titolazioni di miscele

Esempio:

Due casi:

$$V_F > \frac{1}{2} V_M$$
$$\approx 25 \quad \approx 20$$

$$V_F < \frac{1}{2} V_M$$
$$\approx 15 \quad \approx 20$$



$V_F$  = viraggio fenolftaleina ( $V_{IPE}$ )

$V_M$  = viraggio metilarancio ( $V_{IIPE}$ )

# Titolazioni di miscele

Esempio

Due casi:

$V_F < \frac{1}{2} V_M \rightarrow 14,9 < 19,9 \rightarrow$  MISCELA  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$

$V_F > \frac{1}{2} V_M$

$$V_F = 14,9\text{ml}$$

$$V_M = 39,8\text{ml}$$

$$N(\text{HCl}) 0,1000\text{N}$$

$$V(\text{mix}) = 25,0\text{ml}$$

$$n \text{ equiv } \text{Na}_2\text{CO}_3 = N_{\text{HCl}} * (V_F * 2)/1000 = 0,1000\text{N} * 29,8\text{ml}/1000 = 0,00298$$

$$N(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n \text{ equiv } \text{Na}_2\text{CO}_3 * 1000/V(\text{mix}) = 0,1192\text{N}$$

$$N(\text{Na}_2\text{CO}_3) = N(\text{HCl}) * 2 V_F/V(\text{mix}) = 0,1000 * 29,8\text{ml}/25\text{ml} = 0,1192\text{N}$$

$$n \text{ equiv } \text{NaHCO}_3 = N_{\text{HCl}} * (V_M - (V_F * 2))/1000 = 0,1000\text{N} * (39,8\text{ml} - 29,8\text{ml})/1000 = 0,0010$$

$$N(\text{NaHCO}_3) = n \text{ equiv } \text{Na}_2\text{CO}_3 * 1000/V(\text{mix}) = 0,0400\text{N}$$

$$N(\text{NaHCO}_3) = N(\text{HCl}) * (V_M - (V_F * 2))/V(\text{mix}) = 0,1000 * 10,0\text{ml}/25\text{ml} = 0,0400\text{N}$$

# Titolazioni di miscele

Esempio

Due casi:

$$V_F < \frac{1}{2} V_M$$

$$V_F > \frac{1}{2} V_M \rightarrow 25,1 > 20,1 \rightarrow \text{MISCELA NaOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3$$

$$V_F = 25,1\text{ml}$$

$$V_M = 40,2\text{ml}$$

$$N(\text{HCl}) 0,1000\text{N}$$

$$V(\text{mix}) = 25,0\text{ml}$$

$$n \text{ equiv Na}_2\text{CO}_3 = N_{\text{HCl}} \times 2(V_M - V_F)/1000 = 0,1000\text{N} \times 30,2\text{ml}/1000 = 0,00302$$

$$N(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n \text{ equiv Na}_2\text{CO}_3 \times 1000/V(\text{mix}) = 0,1208\text{N}$$

$$N(\text{Na}_2\text{CO}_3) = N(\text{HCl}) \times 2(V_M - V_F)/V(\text{mix}) = 0,1000 \times 30,2\text{ml}/25\text{ml} = 0,1208\text{N}$$

$$n \text{ equiv NaOH} = N_{\text{HCl}} \times (V_M - 2(V_M - V_F))/1000 = 0,1000\text{N} \times (40,2\text{ml} - 30,2\text{ml})/1000 = 0,00100$$

$$N(\text{NaOH}) = n \text{ equiv NaOH} \times 1000/V(\text{mix}) = 0,0400\text{N}$$

$$N(\text{NaOH}) = N(\text{HCl}) \times (V_M - 2(V_M - V_F))/V(\text{mix}) = 0,1000 \times 10,0\text{ml}/25\text{ml} = 0,0400\text{N}$$