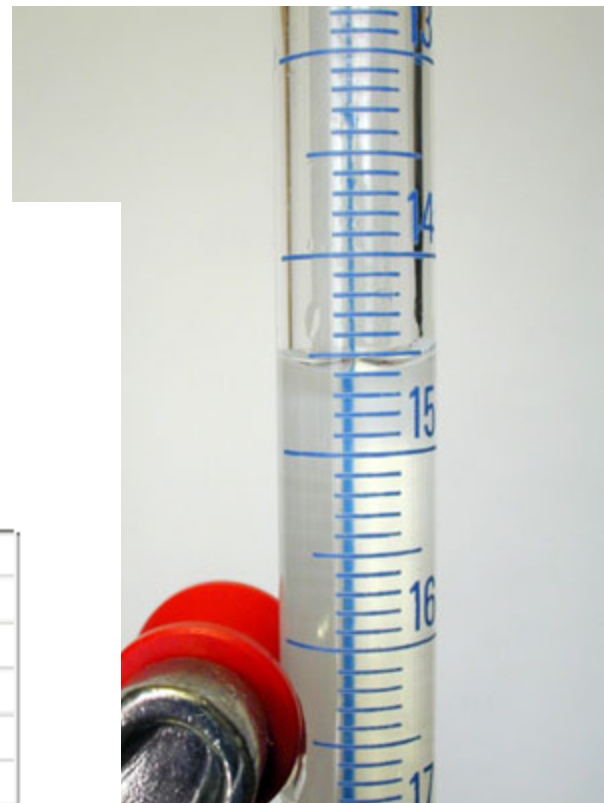
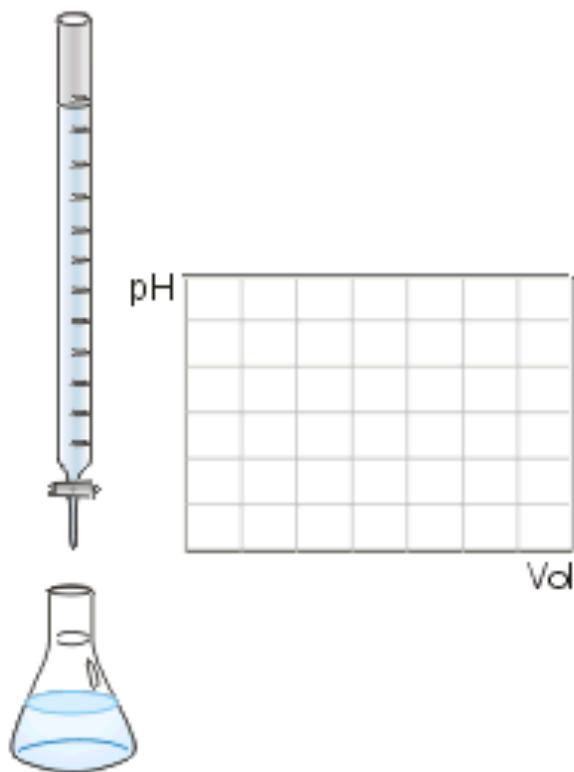


Titolazioni Acido - Base



ANALISI VOLUMETRICA

➡ si misura il volume di reagente richiesto dalla reazione con l'analita

Metodi volumetrici ➡ TITOLAZIONI

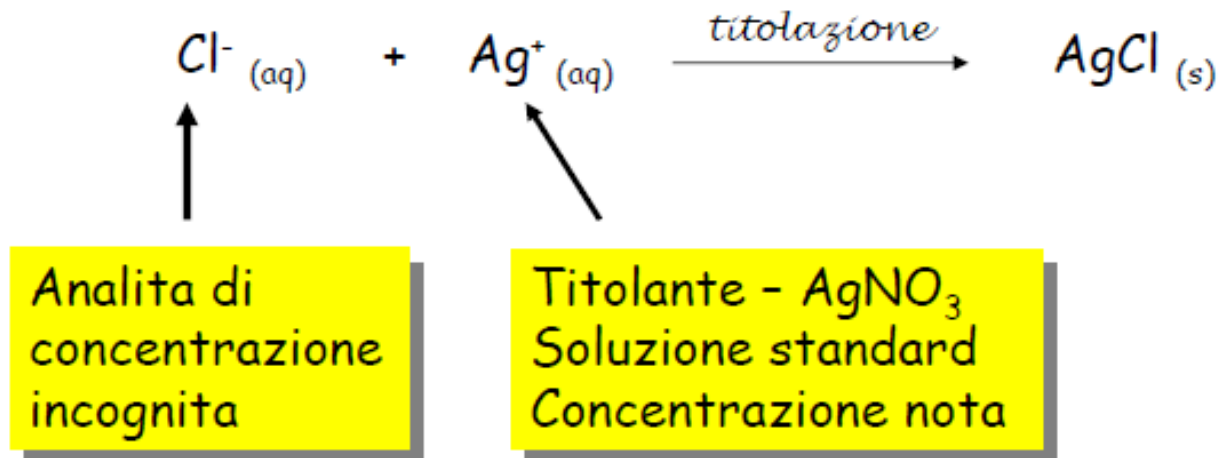
➤ in una titolazione, si aggiungono aliquote di soluzione di reagente a concentrazione nota -il **titolante**- alla soluzione di analita, **fino a completamento della reazione**.

➤ dalla quantità di titolante richiesto, si calcola **la quantità di analita** presente inizialmente

Titolante: soluzione a concentrazione esattamente nota

➡ **soluzione standard**

Esempio: determinazione del cloruro



Titolazioni

per aggiungere e misurare esattamente il volume di
titolante aggiunto → uso di una BURETTA



Requisiti da soddisfare per una titolazione corretta

1. La reazione di titolazione deve essere **rapida**
2. La reazione di titolazione deve essere **quantitativa** (elevata k di equilibrio) e a **stechiometria nota**
3. **Non si devono verificare reazioni collaterali** del titolante con interferenti, es. O_2 disciolto in soluzione, CO_2 , etc
4. Deve essere possibile disporre di un **metodo accurato di rilevazione** della completezza della reazione (sostanza indicatrice o metodo strumentale)

Reazioni di titolazione più comuni:

- Acido-base
- Complessamento
- Precipitazione
- ossidoriduzione

Punto equivalente (PE)

E' il punto della titolazione in cui la quantità di titolante aggiunta è esattamente quella richiesta dalla reazione stechiometrica con l'analita (cioè *è stechiometricamente equivalente*)

In una titolazione: $C_0 V_0 = C V$

Dove: C_0 : concentrazione molare iniziale della soluzione titolata

V_0 : volume iniziale di soluzione titolata (non necessariamente noto)

C : concentrazione molare della soluzione di titolante T aggiunta

V : volume di titolante aggiunto nel corso della titolazione (variabile indipendente di titolazione).

Al punto equivalente:

$$C_0 V_0 = C V_E$$

Dove V_E = volume di equivalenza

PUNTO FINALE (PF) o punto di fine titolazione

- E' il volume (**sperimentale!**) di titolante a cui si arresta la titolazione, in base ad una variazione improvvisa di una proprietà fisica o chimica della soluzione.
- Tale variazione può essere rivelata per mezzo di **indicatori colorati**, o mediante **comparsa di un precipitato**, o la **variazione di una proprietà chimico-fisica** (es: conducibilità, pH, assorbanza, etc)

NB: PE è un punto teorico
PF è l'approssimazione sperimentale di PE



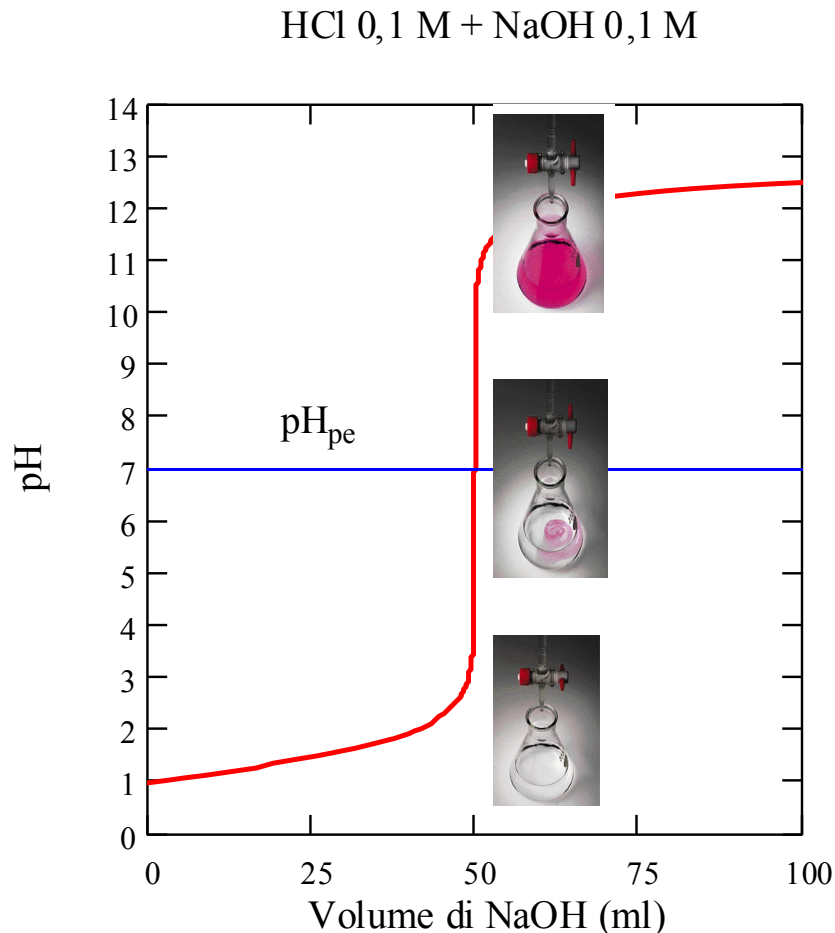
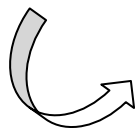
La differenza tra PE e PF costituisce
l'errore di titolazione (E)

$$E = \frac{V_{PF} - V_{PE}}{V_{PE}}$$

Tipi di curve di titolazione

La curva di titolazione è il grafico ottenuto riportando in ordinate il logaritmo negativo di una concentrazione (pH, pCl, pMg, ecc.) o un segnale (per es. potenziale) in funzione del volume di titolante.

Un esempio classico è quello della titolazione di un acido forte con una base forte. Nel caso della titolazione di HCl 0.1 M con NaOH 0.1 M si ha la curva di titolazione riportata in figura.



Titolazioni Acido forte – Base forte

Table 11-1 Calculation of the titration curve for 50.00 mL of 0.020 00 M KOH treated with 0.100 0 M HBr

	mL HBr added (V_a)	Concentration of unreacted OH^- (M)	Concentration of excess H^+ (M)	pH
Region 1 (excess OH^-)	0.00	0.020 0		12.30
	1.00	0.017 6		12.24
	2.00	0.015 4		12.18
	3.00	0.013 2		12.12
	4.00	0.011 1		12.04
	5.00	0.009 09		11.95
	6.00	0.007 14		11.85
	7.00	0.005 26		11.72
	8.00	0.003 45		11.53
	9.00	0.001 69		11.22
	9.50	0.000 840		10.92
Region 2	9.90	0.000 167		10.22
	9.99	0.000 016 6		9.22
Region 3 (excess H^+)	10.00	—	—	7.00
	10.01		0.000 016 7	4.78
	10.10		0.000 166	3.78
	10.50		0.000 826	3.08
	11.00		0.001 64	2.79
	12.00		0.003 23	2.49
	13.00		0.004 76	2.32
	14.00		0.006 25	2.20
	15.00		0.007 69	2.11
	16.00		0.009 09	2.04

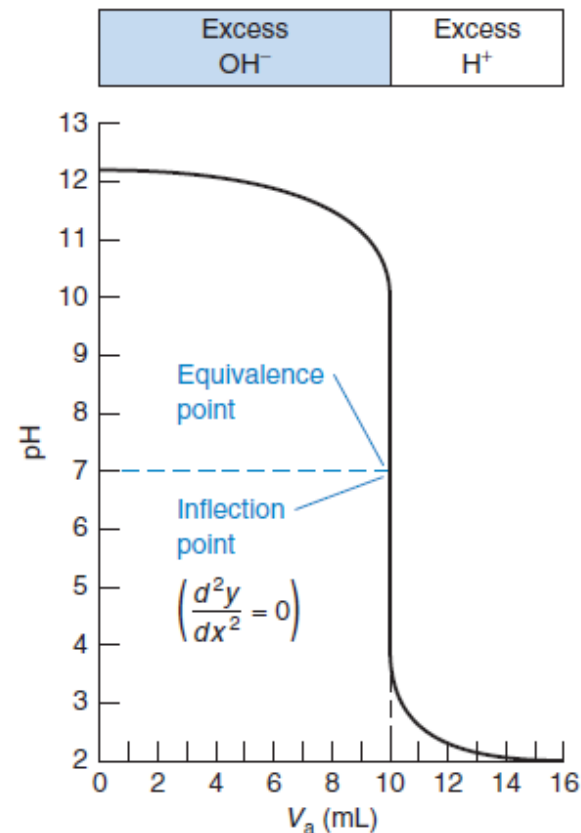
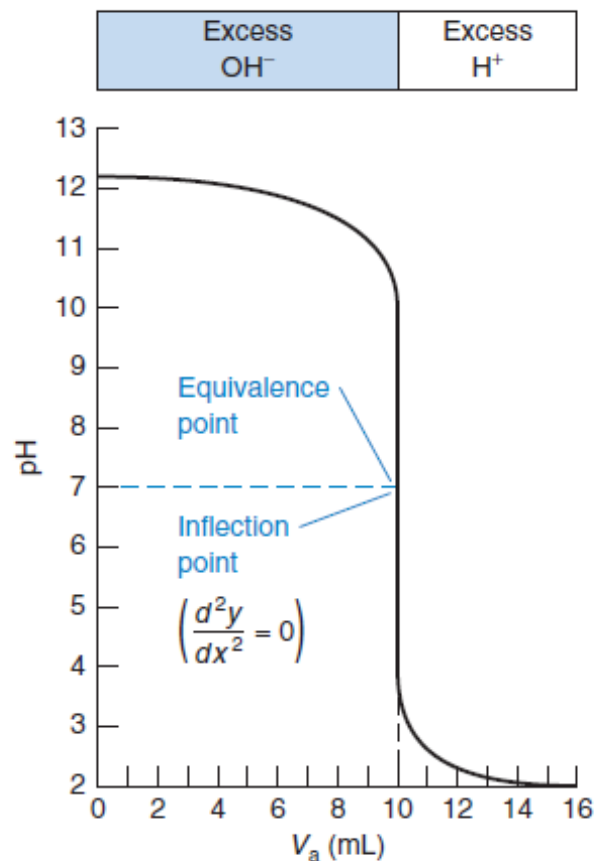


Figure 11-1 Calculated titration curve, showing how pH changes as 0.100 0 M HBr is added to 50.00 mL of 0.020 00 M KOH. The equivalence point is also an inflection point.

Titolazioni Acido forte – Base forte



Si distinguono 3 fasi:

1. Prima del p.e. il pH è determinato dall'eccesso di OH^- nella soluzione
2. Al p.e. abbiamo introdotto tanto H^+ quanto era OH^- da neutralizzare (stesso numero di **equivalenti**). Il pH è determinato dalla dissociazione dell'acqua.
3. Dopo il p.e. il pH è determinato dall'eccesso di H^+ in soluzione

Figure 11-1 Calculated titration curve, showing how pH changes as 0.100 0 M HBr is added to 50.00 mL of 0.020 00 M KOH. The equivalence point is also an inflection point.

Titolazioni Acido forte – Base forte

Il pH prima del punto di equivalenza si calcola sulla base della reazione:



assumendo che sia completa. Bisogna tenere presente che l'aggiunta della soluzione titolante (in questo caso l'acido), oltre che determinare una diminuzione della concentrazione di ioni OH^- , provoca anche una diluizione. Se indichiamo con **V** il volume di soluzione titolante aggiunto, allora si ha:

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-]_V &= \frac{\text{moli di ioni } \text{OH}^-}{\text{volume totale}} \\ &= \frac{(\text{moli di ioni } \text{OH}^- \text{ iniziali}) - (\text{moli di ioni } \text{OH}^- \text{ reagite})}{\text{volume totale}} \end{aligned}$$



Questa relazione è valida per ogni aggiunta di soluzione titolante fino al punto di equivalenza

Titolazioni Acido forte – Base forte

1. Dopo l'aggiunta di 3 mL di titolante avremo quindi:

$$[\text{OH}^-] = \frac{C_b V_b - C_a V_a}{V_b + V_a} = \frac{(0.02 * 50) - (0.1 * 3)}{50+3} = 0.0132 \text{ M}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{0.0132} = 7.58 \times 10^{-13} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 12.12$$

Il pH iniziale era 12.30 !

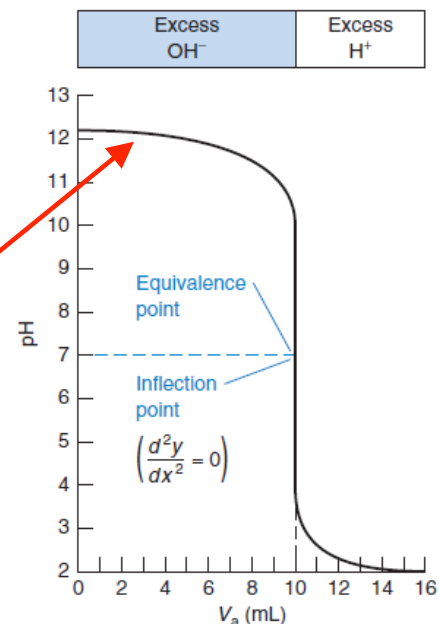
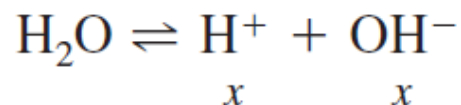


Figure 11-1 Calculated titration curve, showing how pH changes as 0.100 0 M HBr is added to 50.00 mL of 0.020 00 M KOH. The equivalence point is also an inflection point.

Titolazioni Acido forte – Base forte

2. Al punto di equivalenza, per definizione, e' stato aggiunto un volume di soluzione titolante che contiene un numero di moli di OH⁻ uguale al numero di moli di H⁺ inizialmente contenute nella soluzione da titolare. Quindi:



$$K_w = x^2 \Rightarrow x = 1.00 \times 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 7.00$$

Il pH al punto equivalente di ogni titolazione di acido forte con base forte o viceversa è sempre 7.0!

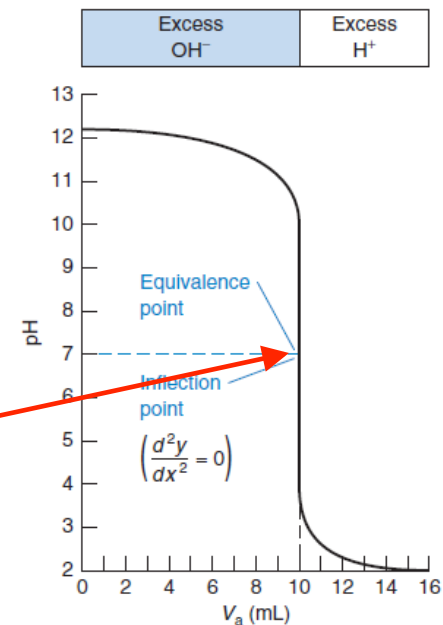


Figure 11-1 Calculated titration curve, showing how pH changes as 0.100 0 M HBr is added to 50.00 mL of 0.020 00 M KOH. The equivalence point is also an inflection point.

Titolazioni Acido forte – Base forte

3. Dopo l'aggiunta di altri 0.5 mL di titolante avremo quindi:

$$[\text{H}^+] = \frac{C_a V_a - C_b V_b}{V_b + V_a} = \frac{(10.5 * 0.1) - (0.02 * 50)}{50 + 10.5} = 0.000826 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 3.08$$

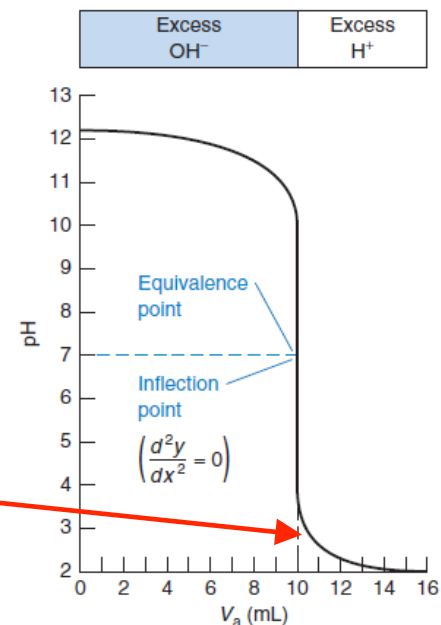
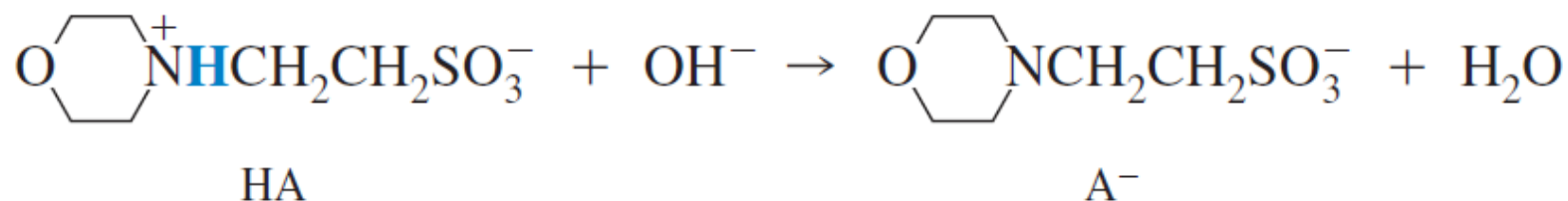


Figure 11-1 Calculated titration curve, showing how pH changes as 0.100 0 M HBr is added to 50.00 mL of 0.020 00 M KOH. The equivalence point is also an inflection point.

Titolazioni Acido debole – Base forte

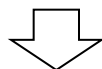
Titoliamo 50.00 mL di MES (acido 2-(N-morfolino) etansolfonico) 0.0200 M con NaOH 0.100 M.

La pK_a è 6.27 e la reazione di titolazione è scritta come:



Questa non è che l'inverso della reazione della K_b . Quindi la K equilibrio della reazione è:

$$K = 1/K_b = 1/(K_w/K_a \text{ (for HA)}) = 5.4 \times 10^7.$$



la reazione è fortemente spostata a destra, cioè, ad ogni aggiunta, l' OH^- viene immediatamente consumato.

Titolazioni Acido debole – Base forte

Calcoliamo per prima cosa il volume di titolante richiesto dalla relazione:

$$C_a V_a = C_b V_b$$

$$\underbrace{(V_b \text{ (mL)}) (0.1000 \text{ M})}_{\text{mmol of base}} = \underbrace{(50.00 \text{ mL}) (0.02000 \text{ M})}_{\text{mmol of HA}} \Rightarrow V_b = 10.00 \text{ mL}$$

Vediamo ora i vari punti della titolazione

Titolazioni Acido debole – Base forte

1. Prima dell'aggiunta della base, abbiamo una soluzione di HA 0.02 M con $pK_a = 6.27$; quindi:

$$\begin{array}{ccc} \text{HA} & \rightleftharpoons & \text{H}^+ + \text{A}^- \\ \text{F} - x & & x \quad x \end{array} \quad K_a = 10^{-6.27}$$
$$\frac{x^2}{0.02000 - x} = K_a \Rightarrow x = 1.03 \times 10^{-4} \Rightarrow \text{pH} = 3.99$$



La soluzione iniziale contiene soltanto l'acido debole HA ed il pH iniziale è 3.99.

Per il calcolo si ricorre alla formula approssimata in cui si trascura questo termine

Titolazioni Acido debole – Base forte

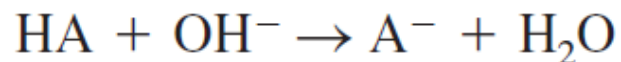
2. Prima del punto di equivalenza

Una volta iniziata la titolazione si forma una miscela di HA e A⁻, che come sappiamo, costituisce un tampone.

Henderson-Hasselbalch:
$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}\right)$$

Supponiamo di calcolare il rapporto [A⁻] / [HA] dopo 3 mL aggiunti:

Titration reaction:



Relative initial quantities (HA $\equiv$ 1)

$$\begin{array}{cccc} 1 & \frac{3}{10} & \text{—} & \text{—} \end{array}$$

Relative final quantities

$$\begin{array}{cccc} \frac{7}{10} & \text{—} & \frac{3}{10} & \text{—} \end{array}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}\right) = 6.27 + \log\left(\frac{3/10}{7/10}\right) = 5.90$$

Titolazioni Acido debole – Base forte

Il punto in cui il volume di titolante aggiunto è pari a **metà del volume** equivalente è sempre un punto caratteristico di ogni titolazione, in quanto:

Titration reaction:	$\text{HA} + \text{OH}^- \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$			
Relative initial quantities	1	$\frac{1}{2}$	—	—
Relative final quantities	$\frac{1}{2}$	—	$\frac{1}{2}$	—

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{a}} + \log\left(\frac{1/2}{1/2}\right) = \text{p}K_{\text{a}}$$

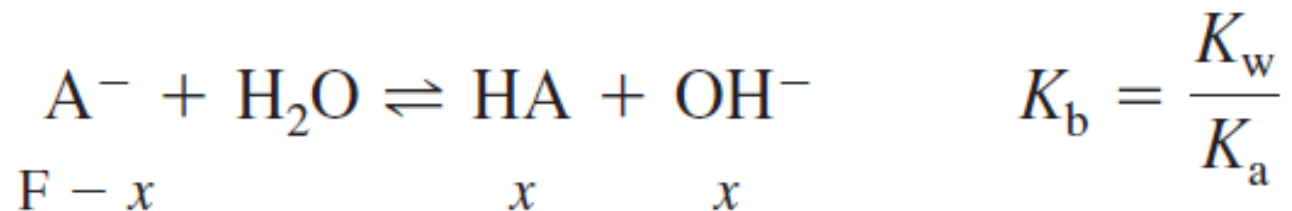
Titolazioni Acido debole – Base forte

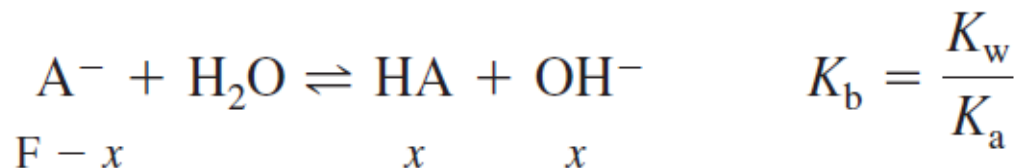
3. Al p.e.

La quantità di NaOH è esattamente quella richiesta per consumare tutto HA.

Titration reaction:	$\text{HA} + \text{OH}^- \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$			
Relative initial quantities	1	1	—	—
Relative initial quantities	—	—	1	—

La soluzione che si ottiene contiene “solo” A^- , è come aver sciolto NaA in acqua. Per calcolare il pH:





Ma dobbiamo ricordarci che è cambiato il volume finale! Abbiamo i 50 mL iniziali più i 10 mL di titolante ...

$$F' = \underbrace{(0.020\ 00\ \text{M})}_{\text{Initial concentration of HA}} \underbrace{\left(\frac{50.00}{50.00 + 10.00} \right)}_{\text{Dilution factor}} = 0.016\ 7\ \text{M}$$

Initial volume of HA
Total volume of solution

$$\frac{x^2}{F' - x} = K_b = \frac{K_w}{K_a} = 1.86 \times 10^{-8} \Rightarrow x = 1.76 \times 10^{-5}\ \text{M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log\left(\frac{K_w}{x}\right) = 9.25$$

Il pH al p.e. in questo caso non è più 7.0, ma 9.25.

Nella titolazione di un acido debole, il pH al p.e. sarà SEMPRE > 7

poichè l'acido, una volta titolato, si trasforma nella sua base coniugata.

4. Dopo il p.e.

A questo punto il pH è determinato dall'eccesso di OH⁻ in soluzione. Calcoliamo il pH dopo l'aggiunta di 0.1 mL di NaOH:

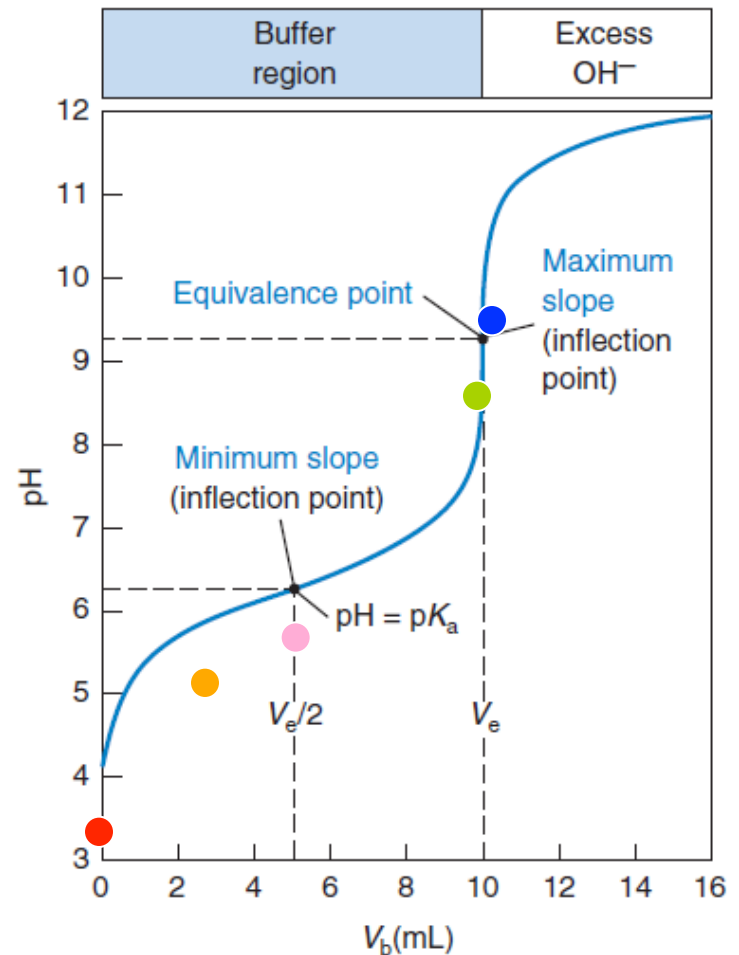
$$[\text{OH}^-] = \frac{C_b V_b - C_a V_a}{V_b + V_a} = \frac{(10.1 * 0.1) - (0.02 * 50)}{50+10+0.1} = 1.66 * 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{K_w}{[\text{OH}^-]}\right) = 10.22$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3.78 = 10.22$$

Curva di titolazione

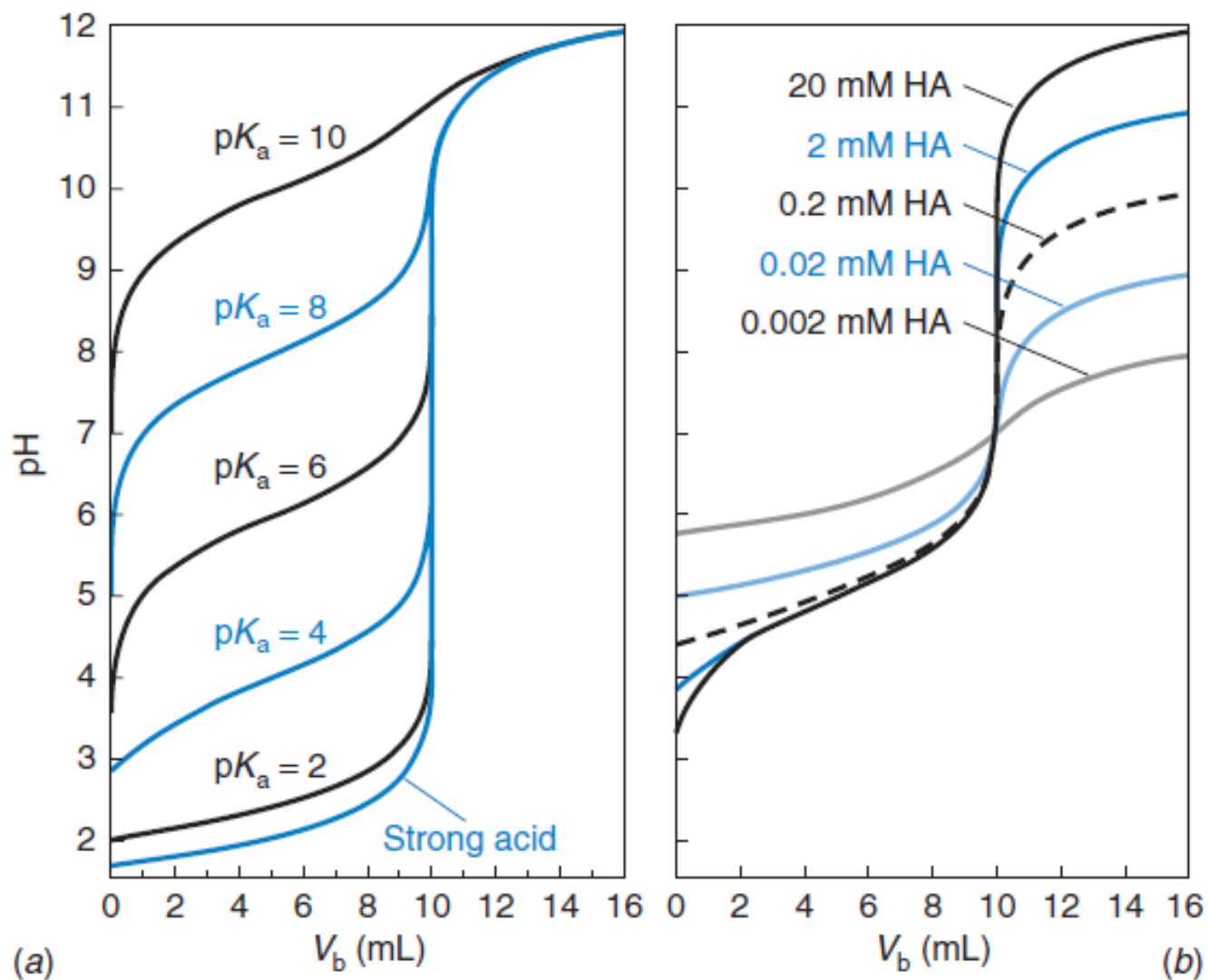
	mL base added (V_b)	pH
Region 1 (weak acid)	0.00	3.99
	0.50	4.99
	1.00	5.32
	2.00	5.67
	3.00	5.90
	4.00	6.09
Region 2 (buffer)	5.00	6.27
	6.00	6.45
	7.00	6.64
	8.00	6.87
	9.00	7.22
	9.50	7.55
	9.90	8.27
Region 3 (weak base)	10.00	9.25
	10.10	10.22
	10.50	10.91
	11.00	11.21
Region 4 (excess OH^-)	12.00	11.50
	13.00	11.67
	14.00	11.79
	15.00	11.88
	16.00	11.95



Due punti notevoli:

1. p.e. (max pendenza)
2. Max capacità tampone

Curve di titolazione in funzione di K_a e della concentrazione



Titolazioni Base debole – Acido forte

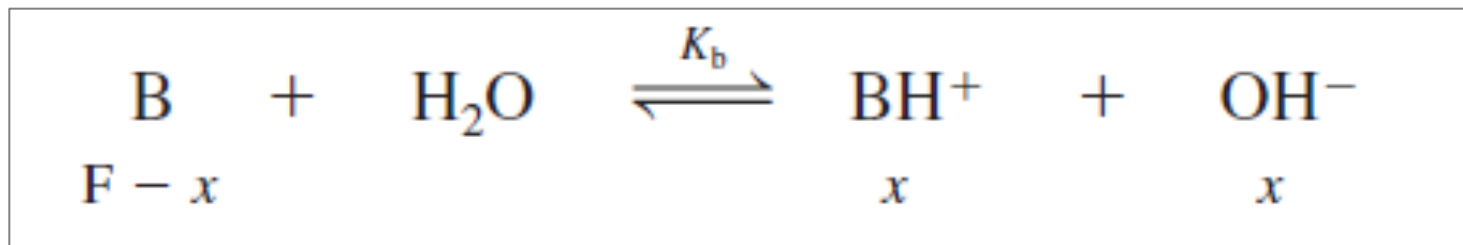
Questa titolazione è semplicemente l'inverso di quanto finora visto.

La reazione è:



Come nel caso precedente, si distinguono quattro diverse regioni della curva di titolazione:

1. Al punto iniziale, prima dell'aggiunta dell'acido.

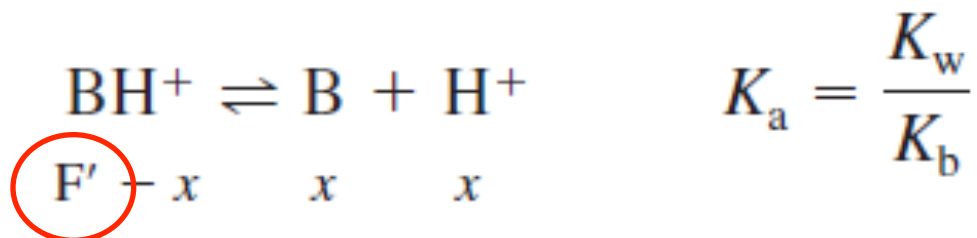


2. Tra il punto iniziale ed il p.e. abbiamo una miscela di B e BH⁺ e quindi un tampone. Al solito, il pH si calcola dalla formula dei tamponi:

$$\text{pH} = \text{p}K_a (\text{for BH}^+) + \log\left(\frac{[\text{B}]}{[\text{BH}^+]}\right)$$

Per $V_a = \frac{1}{2} V_e$ si ha $\text{pH} = \text{p}K_a$

3. Al p.e. la base debole è stata convertita nell'acido debole BH⁺. Il pH si ottiene considerando la reazione di dissociazione acida di BH⁺:

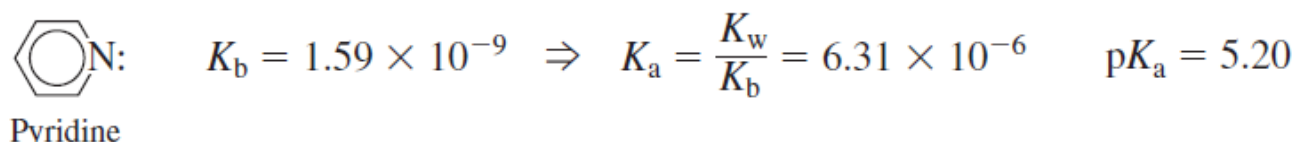


Il pH al p.e. deve essere inferiore a 7 in questo caso.

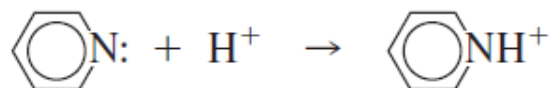
4. Dopo il p.e. in soluzione avremo H^+ in eccesso. Come visto nel caso precedente si può trascurare il contributo dell'acido debole BH^+ .

Example Titration of Pyridine with HCl

Consider the titration of 25.00 mL of 0.083 64 M pyridine with 0.106 7 M HCl.



The titration reaction is



and the equivalence point occurs at 19.60 mL:

$$\underbrace{(V_e(\text{mL}))(0.106\,7\,\text{M})}_{\text{mmol of HCl}} = \underbrace{(25.00\,\text{mL})(0.083\,64\,\text{M})}_{\text{mmol of pyridine}} \Rightarrow V_e = 19.60\,\text{mL}$$

Find the pH when $V_a = 4.63\,\text{mL}$.

Solution Part of the pyridine has been neutralized, so there is a mixture of pyridine and pyridinium ion—*Aha! A buffer!* The fraction of pyridine that has been titrated is $4.63/19.60 = 0.236$, because it takes 19.60 mL to titrate the whole sample. The fraction of pyridine remaining is $1 - 0.236 = 0.764$. The pH is

$$\text{pH} = pK_a + \log\left(\frac{[B]}{[BH^+]}\right) \Rightarrow = 5.20 + \log\frac{0.764}{0.236} = 5.71$$

Come si determina il Punto Finale?

Si possono utilizzare gli indicatori acido-base, che abbiamo visto sono acidi o basi le cui diverse specie protonate hanno colori diversi.

- Durante una titolazione acido-base, l'indicatore agisce come un acido o una base debole aggiuntiva.
- L'indicatore deve essere una base o un acido più debole della specie che si sta determinando - deve essere titolata DOPO l'analita
- Deve essere presente a concentrazioni relativamente basse, in modo da non interferire con la curva di titolazione e punto di equivalenza normali.
- Deve offrire una variazione di colore netta e distinguibile

La scelta dell'indicatore

Per un indicatore generico HIn



$$K_{\text{In}} = [\text{H}^+] [\text{In}^-] / [\text{HIn}]$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{In}} + \log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \quad (\text{eq. di Henderson-Hasselbach})$$

si ammette di riuscire a distinguere il colore dell'acido o della base coniugata quando il rapporto

$$\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \quad \text{è } 1:10 \text{ o } 10:1, \text{ rispettivamente.}$$

L'intervallo di pH corrispondente è

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{In}} \pm 1$$

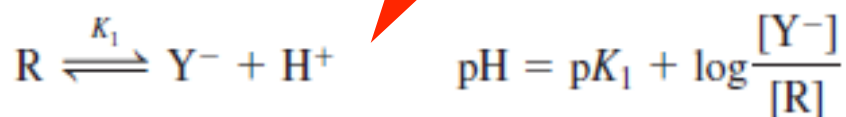
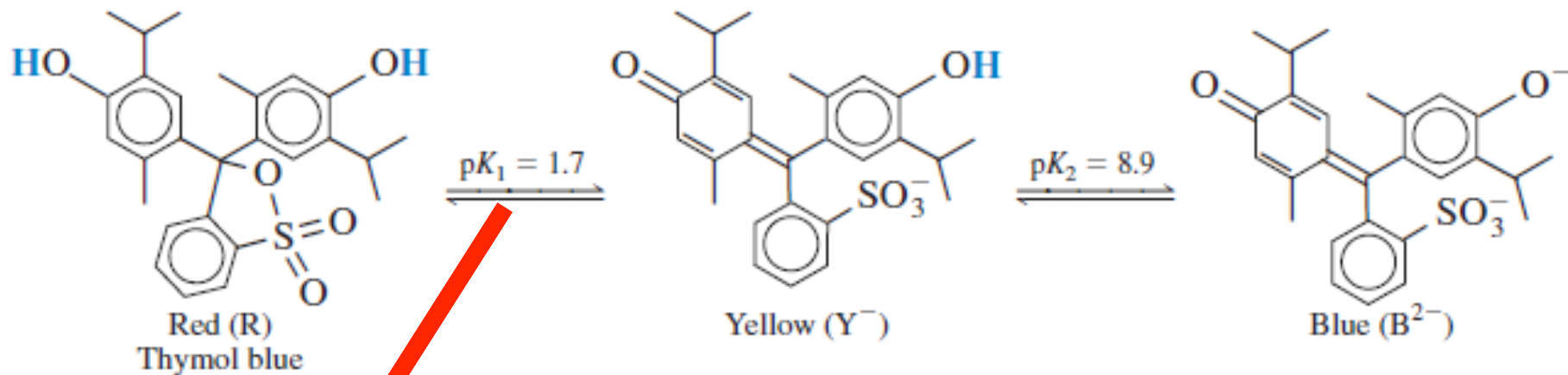
⇒ il viraggio avviene in *circa* 2 unità di pH

a metà viraggio $\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} = 1 \quad \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_{\text{In}}$

- ✓ la $\text{p}K_{\text{In}}$ dell'indicatore deve essere il più vicino possibile al pH teorico del punto di equivalenza
- ✓ l'indicatore deve essere aggiunto nella quantità minima necessaria per poter osservare il viraggio
- ✓ per limitare l'errore di titolazione ⇒ *titolazione in bianco*

Indicator	Transition range (pH)	Acid color	Base color	Preparation
Methyl violet	0.0–1.6	Yellow	Violet	0.05 wt% in H ₂ O
Cresol red	0.2–1.8	Red	Yellow	0.1 g in 26.2 mL 0.01 M NaOH. Then add ~225 mL H ₂ O.
Thymol blue	1.2–2.8	Red	Yellow	0.1 g in 21.5 mL 0.01 M NaOH. Then add ~225 mL H ₂ O.
Cresol purple	1.2–2.8	Red	Yellow	0.1 g in 26.2 mL 0.01 M NaOH. Then add ~225 mL H ₂ O.
Erythrosine, disodium	2.2–3.6	Orange	Red	0.1 wt% in H ₂ O
Methyl orange	3.1–4.4	Red	Yellow	0.01 wt% in H ₂ O
Congo red	3.0–5.0	Violet	Red	0.1 wt% in H ₂ O
Ethyl orange	3.4–4.8	Red	Yellow	0.1 wt% in H ₂ O
Bromocresol green	3.8–5.4	Yellow	Blue	0.1 g in 14.3 mL 0.01 M NaOH. Then add ~225 mL H ₂ O.
Methyl red	4.8–6.0	Red	Yellow	0.02 g in 60 mL ethanol. Then add 40 mL H ₂ O.
Chlorophenol red	4.8–6.4	Yellow	Red	0.1 g in 23.6 mL 0.01 M NaOH. Then add ~225 mL H ₂ O.
Bromocresol purple	5.2–6.8	Yellow	Purple	0.1 g in 18.5 mL 0.01 M NaOH. Then add ~225 mL H ₂ O.
<i>p</i> -Nitrophenol	5.6–7.6	Colorless	Yellow	0.1 wt% in H ₂ O
Litmus	5.0–8.0	Red	Blue	0.1 wt% in H ₂ O
Bromothymol blue	6.0–7.6	Yellow	Blue	0.1 g in 16.0 mL 0.01 M NaOH. Then add ~225 mL H ₂ O.
Phenol red	6.4–8.0	Yellow	Red	0.1 g in 28.2 mL 0.01 M NaOH. Then add ~225 mL H ₂ O.
Neutral red	6.8–8.0	Red	Yellow	0.01 g in 50 mL ethanol. Then add 50 mL H ₂ O.
Cresol red	7.2–8.8	Yellow	Red	See above.
α-Naphtholphthalein	7.3–8.7	Pink	Green	0.1 g in 50 mL ethanol. Then add 50 mL H ₂ O.
Cresol purple	7.6–9.2	Yellow	Purple	See above.
Thymol blue	8.0–9.6	Yellow	Blue	See above.
Phenolphthalein	8.0–9.6	Colorless	Red	0.05 g in 50 mL ethanol. Then add 50 mL H ₂ O.
Thymolphthalein	8.3–10.5	Colorless	Blue	0.04 g in 50 mL ethanol. Then add 50 mL H ₂ O.
Alizarin yellow	10.1–12.0	Yellow	Orange-red	0.01 wt% in H ₂ O
Nitramine	10.8–13.0	Colorless	Orange-brown	0.1 g in 70 mL ethanol. Then add 30 mL H ₂ O.
Tropaeolin O	11.1–12.7	Yellow	Orange	0.1 wt% in H ₂ O

Un esempio è il blu-timolo:

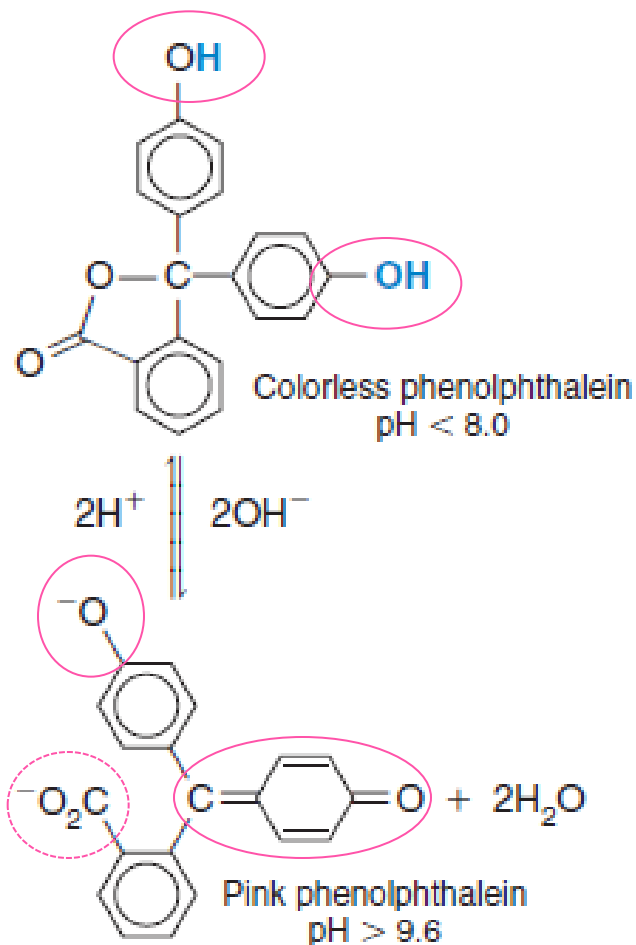


pH	$[Y^-]:[R]$	Color
0.7	1:10	red
1.7	1:1	orange
2.7	10:1	yellow

Si osserva il colore di una specie quando la sua conc. è almeno ca. 10 volte quella dell'altra specie.

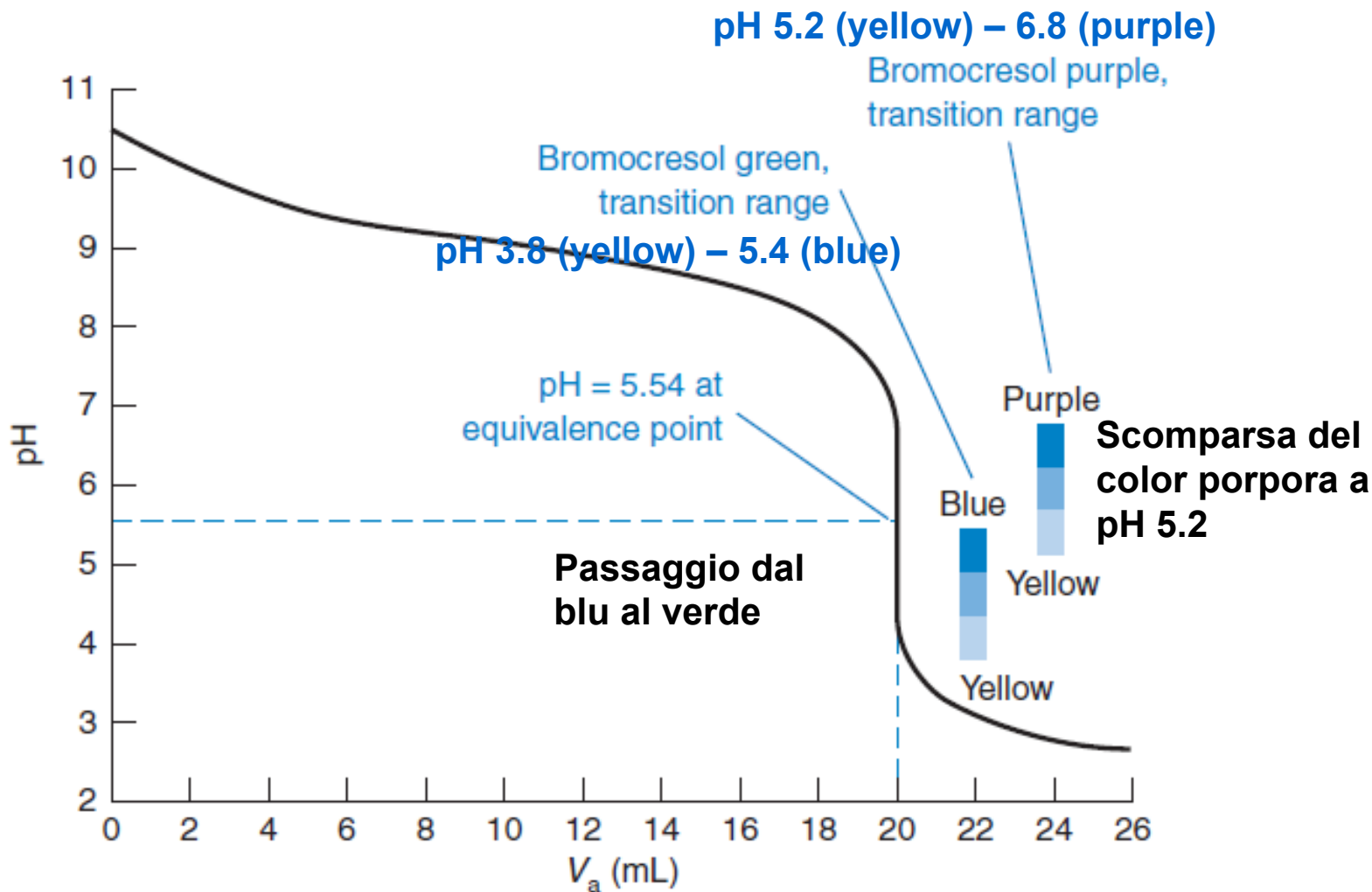
Dall'eq. di Henderson-Hasselbalch si calcola che la soluzione apparirà rossa fino a **pH = pK_a - 1** e gialla quando **pH = pK_a + 1**.

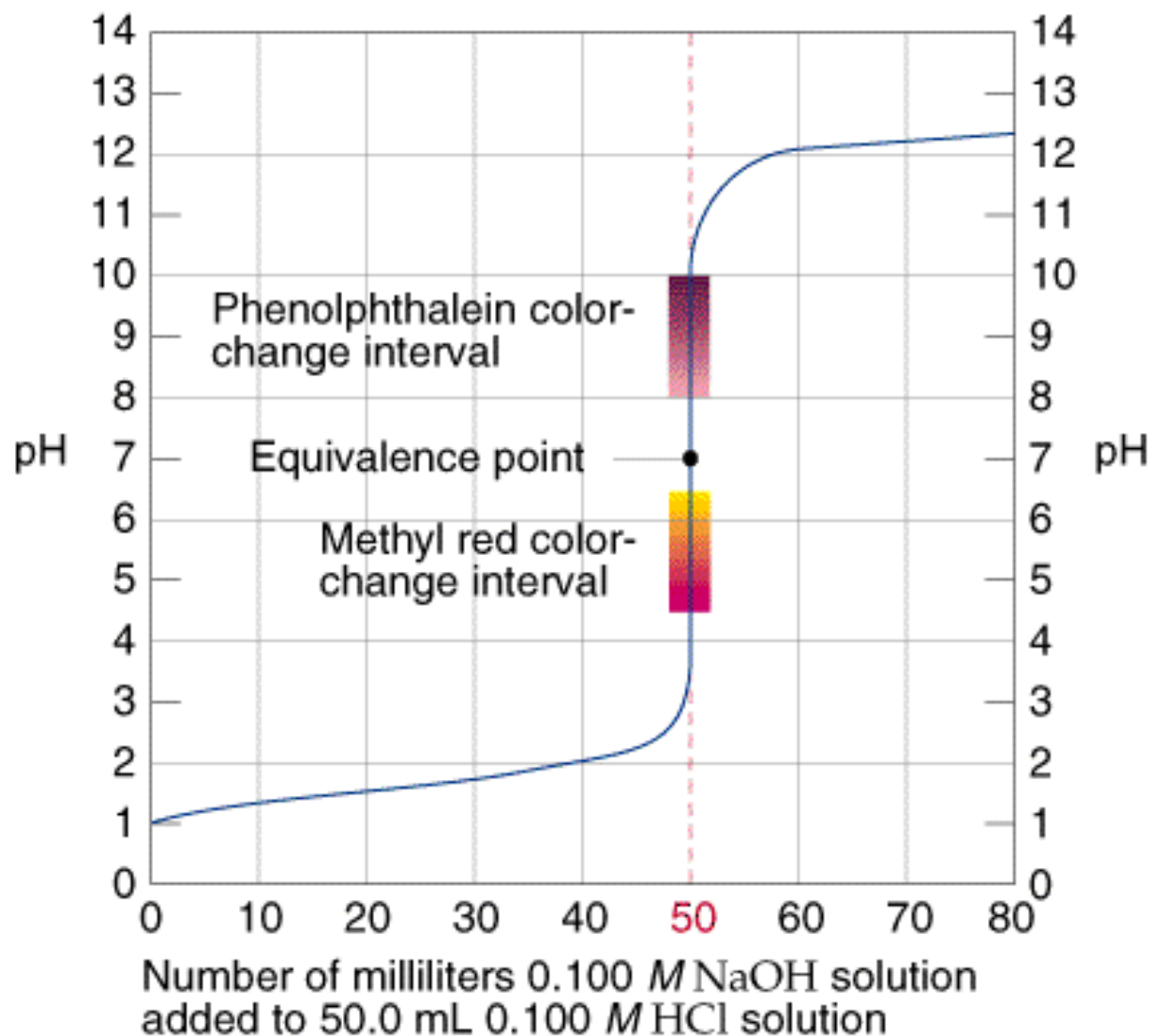
Uno degli indicatori più utilizzati è la fenolftaleina, visto che presenta una delle due specie incolore:



Esempio di scelta dell'indicatore in base a pH di viraggio

Al p.e. si ha pH 5.54



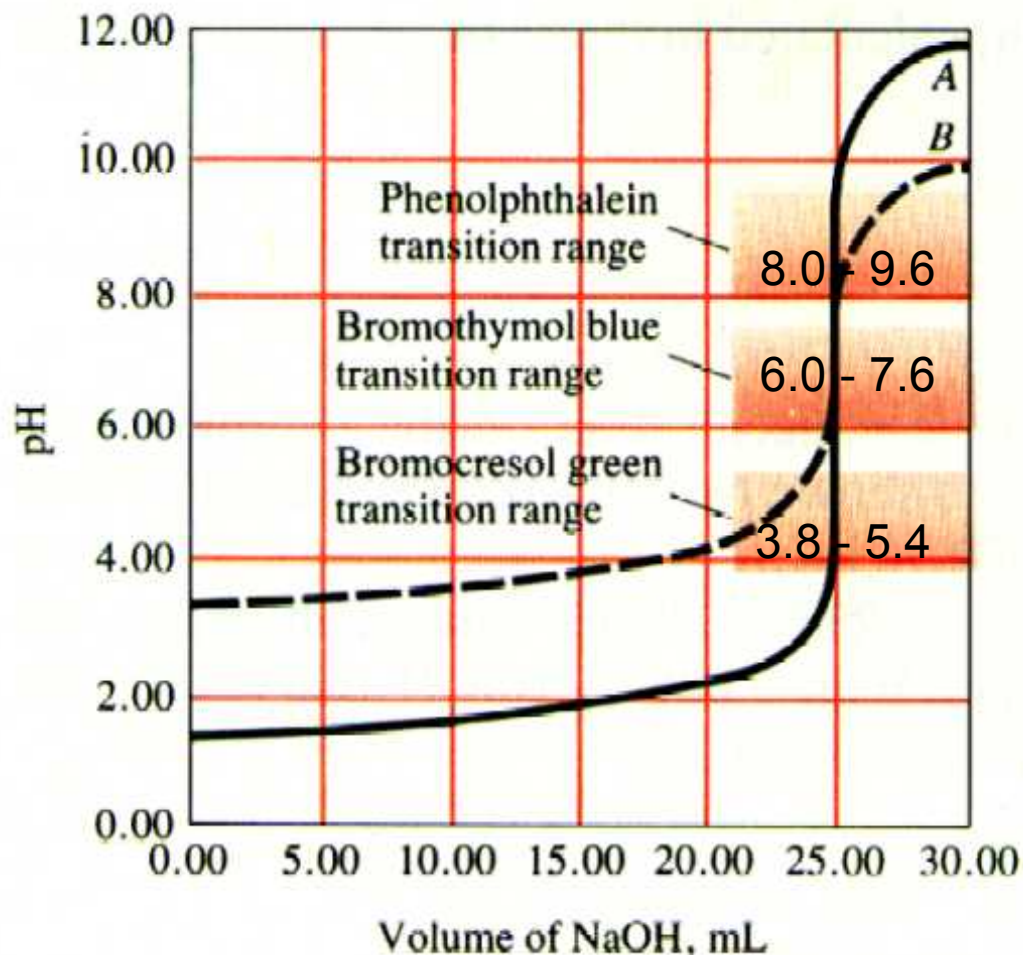


Perché si commette un errore trascurabile anche se non ci si ferma al pH_{pe} ?

Scelta dell'indicatore

La figura riporta due curve di titolazione ottenute titolando

- HCl 0.05 M con NaOH 0.1000 M (A)
- HCl 0.0005 M con NaOH 0.0010(00) M. (B)



Quale indicatore scegliereste nei due casi?

Quale dei due casi è più critico nella scelta dell'indicatore?

Si rischia di commettere un errore se si sceglie un altro indicatore?

Indicatori Colorazioni e Intervalli di Viraggio

Indicator	pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Alizarin yellow-R														
Thymolphthalein														
Phenolphthalein														
Thymol blue (base range)														
Phenol red														
Bromthymol blue														
Chlorphenol red														
Methyl red														
Bromcresol green														
Methyl orange														
Bromphenol blue														
Thymol blue (acid range)														
Methyl violet														



(a)

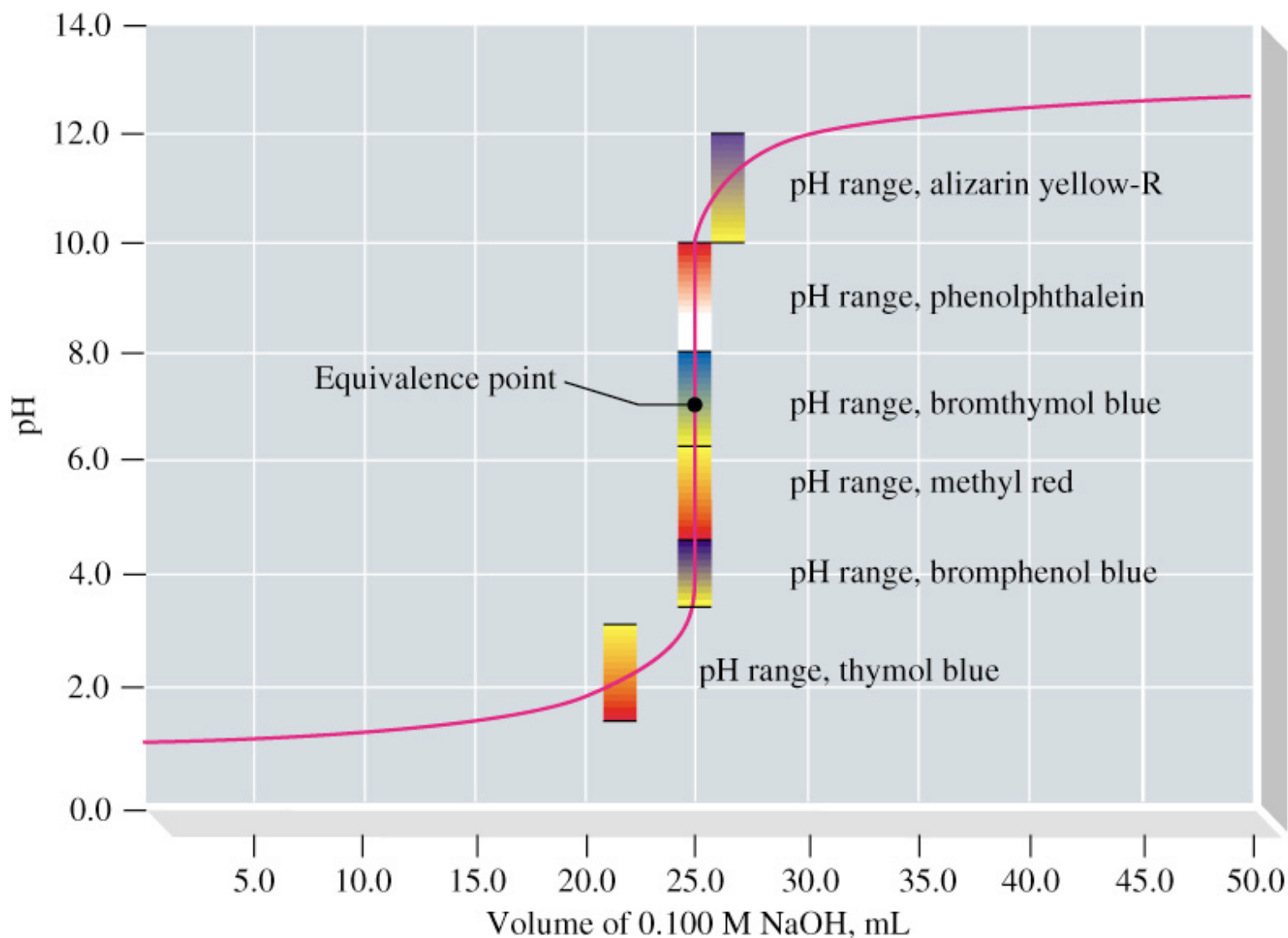


(b)

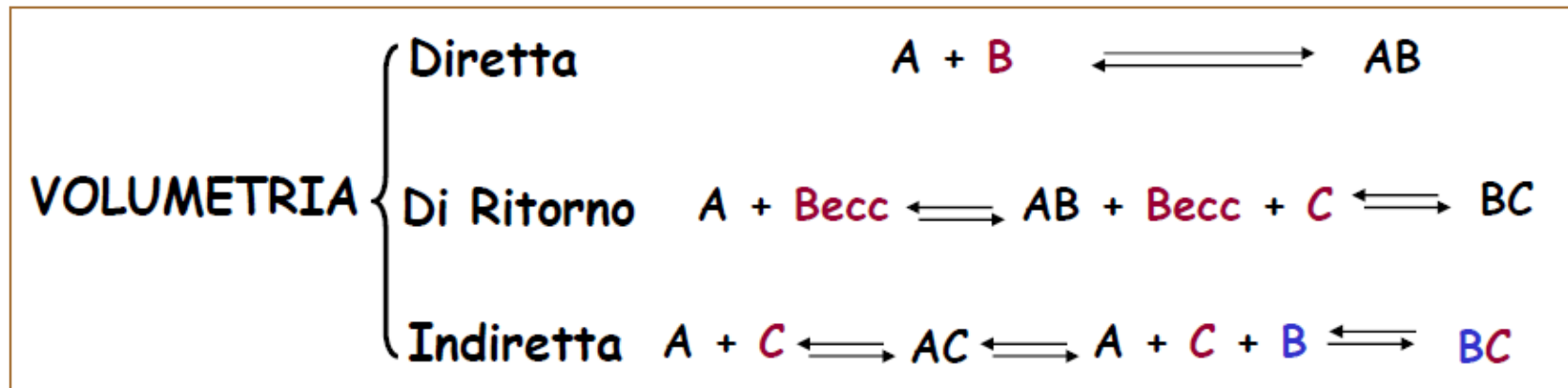


(c)

Titolazione acido forte – base forte



Titolazioni dirette, di ritorno, indirette



Diretta

- Nella metodica diretta si misura direttamente il titolante B che ha reagito con l'analita A, secondo l'equazione:

$$n^{\circ} \text{ eq di } A = n^{\circ} \text{ eq di } B$$

Di ritorno

- Sono quelle titolazioni in cui l'analita A viene fatto reagire con un eccesso misurato di titolante B; l'eccesso di B viene quindi retrotitolato direttamente con un secondo titolante C

$$n^{\circ} \text{ eq di } A = n^{\circ} \text{ eq totali di } B - n^{\circ} \text{ eq in eccesso di } B (= n^{\circ} \text{ eq di } C)$$

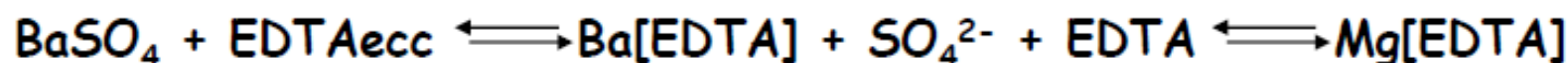
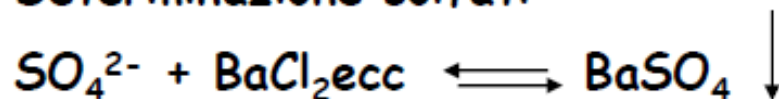
- non si dispone di un adatto indicatore per A
- quando la cinetica della reazione tra A e B è sfavorevole

Titolazioni dirette, di ritorno, indirette

Indiretta

➤ Sono quelle in cui titolo una specie diversa dall'analita A ma comunque in relazione stechiometrica con A: cioè posso confrontare l'analita A con il titolante B indirettamente usando un'altra specie C che abbia con entrambi una reazione favorevole.

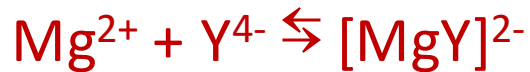
Determinazione solfati



Prova in bianco: è una titolazione condotta nelle stesse condizioni sperimentali in cui verrà condotta la titolazione vera e propria, ma in assenza dell'analita. Serve per determinare un eventuale consumo di titolante da parte di fattori diversi dallo stesso analita e quindi per conoscere un ventuale errore.

Titolazioni dirette, di ritorno, indirette

- DIRETTI:



$\text{Y}^{4-} = \text{EDTA}$

- INDIRETTI:



- RETROTITOLAZIONI:

