

# Soluzioni tampone

Un tampone è una soluzione che varia in maniera trascurabile il proprio pH in seguito all'aggiunta di quantità moderate di un acido o di una base forte.

Se ad un litro di acqua pura vengono aggiunte 0,01 moli di HCl il pH varia da 7 a 2 ( $\text{pH} = -\log(0,01) = 2,0$ ), ovvero di 5 unità. L'aggiunta della stessa quantità di HCl ad un litro di soluzione tampone può far variare il pH di circa 0,1 unità.

Per questo motivo le soluzioni tampone sono molto importanti, anche a livello biologico. Per esempio il sangue è una soluzione tampone ed ha un pH di circa 7,4 e la sua funzione di trasportatore di ossigeno risulterebbe compromessa se tale valore dovesse variare.

I tamponi possono essere costituiti da:

- un acido debole e la sua base coniugata (es.  $\text{HCN}/\text{CN}^-$ )
- una base debole e il suo acido coniugato (es.  $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ )

Una soluzione tampone contiene quindi una coppia acido-base coniugata cioè un acido e la sua base coniugata in equilibrio fra di loro. All'aggiunta di un acido o di una base forte l'equilibrio si sposta dalla parte della base o dell'acido deboli che costituiscono il tampone "assorbendo" così l'eccesso di ioni  $\text{H}^+$  o di  $\text{OH}^-$ .

*Consideriamo ad esempio il tampone costituito da  $\text{CN}^-$  e  $\text{HCN}$ .*

Se aggiungiamo un acido forte, che libera quindi ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$ , questi reagiscono con  $\text{CN}^-$  per dare  $\text{HCN}$ , secondo la reazione:



Per valutare se gli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  vengono efficacemente sottratti consideriamo la costante di equilibrio della reazione precedente. Questa reazione è l'inverso della reazione di ionizzazione acida dell'acido cianidrico:



Possiamo quindi calcolare la costante  $K$  della prima reazione come:

$$K = \frac{1}{4,9 \times 10^{-10}} = 2,0 \times 10^9$$

questo è un valore molto grande e l'equilibrio è fortemente spostato verso i prodotti:

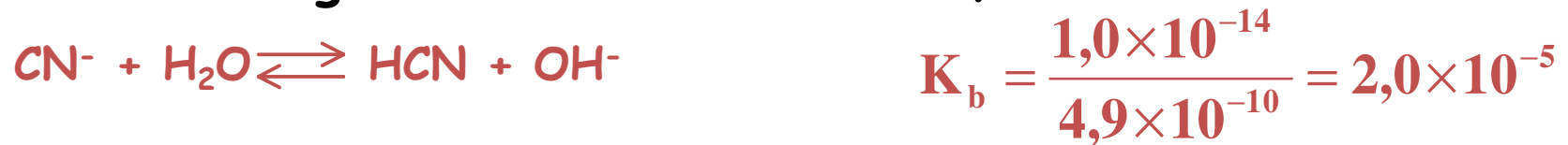
--> tutti gli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  aggiunti reagiscono con  $\text{CN}^-$  e vengono così consumati e quindi il pH non varia.

Consideriamo ora invece l'aggiunta di base forte al tampone costituito da  $\text{CN}^-$  e  $\text{HCN}$ .

La base forte libera ioni  $\text{OH}^-$ , che reagiscono con  $\text{HCN}$  per dare  $\text{CN}^-$ , secondo la reazione:



Per valutare se gli ioni  $\text{OH}^-$  vengono efficacemente sottratti consideriamo la costante di equilibrio della reazione precedente. Questa reazione è l'inverso della reazione di ionizzazione basica della base coniugata dell'acido cianidrico,  $\text{CN}^-$ :



Possiamo quindi calcolare la costante  $K$  della reazione del tampone come:

$$K = \frac{1}{2,0 \times 10^{-5}} = 5,0 \times 10^4$$

Cioè un valore molto grande, e l'equilibrio è fortemente spostato verso i prodotti: tutti gli ioni  $\text{OH}^-$  aggiunti reagiscono con  $\text{HCN}$  e vengono così consumati e quindi il pH non varia.

In generale, poichè le reazioni su cui si basa una soluzione tampone sono le reazioni inverse di quelle di una base debole o di un acido deboli ( $K \ll 1$ ), saranno caratterizzate da costanti di equilibrio grandi ( $K \gg 1$ ), per cui i rispettivi equilibri sono fortemente spostati verso i prodotti.

Ovviamente il tampone funziona bene fino a quando le quantità di acido o base forte aggiunti rimangono inferiori alle quantità di acido e base coniugata presenti. A questo proposito si parla di **potere tampone** intendendo la quantità di acido o di base con cui il tampone può reagire prima che si produca una variazione significativa di pH.

È anche importante il rapporto fra le quantità di acido e di base coniugata presenti nel tampone. Queste devono essere paragonabili (il rapporto deve essere circa 1 e può differire al massimo per un fattore 10) affinché la soluzione non perda il suo potere tampone.

## pH di una soluzione tampone

Un'altra importante caratteristica di una soluzione tampone è il suo pH. Ricaviamo ora un'espressione generale che permetta di calcolare il pH di un tampone costituito da un generica acido debole HA e la sua base coniugata A<sup>-</sup> in concentrazioni iniziali note pari a [HA]<sub>0</sub> e [A<sup>-</sup>]<sub>0</sub>.

L'equilibrio di dissociazione acida di HA è:



Riarrangiando l'espressione precedente abbiamo:

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

Si noti che  $[\text{HA}]$  e  $[\text{A}^-]$  sono le concentrazioni all'equilibrio: dato però che  $K_a$  è piccolo e che la presenza di  $\text{A}^-$  sposta verso sinistra l'equilibrio tali concentrazioni sono quasi uguali alle concentrazioni  $[\text{HA}]_0$  e  $[\text{A}^-]_0$  usate nella preparazione del tampone.

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{HA}]_0}{[\text{A}^-]_0}$$

Se nel tampone  $[\text{HA}]_0 = [\text{A}^-]_0$  (sono le condizioni in cui il potere tampone è migliore) si ha:

$$[\text{H}^+] = K_a$$

È possibile ricavare un'equazione che fornisce direttamente il pH di una soluzione tampone.

Prendendo il logaritmo di entrambi i membri dell'equazione precedente con il segno meno, si ha:

$$-\log [\text{H}^+] = -\log \left( K_a \times \frac{[\text{HA}]_0}{[\text{A}^-]_0} \right)$$

$$\text{pH} = -\log K_a - \log \frac{[\text{HA}]_0}{[\text{A}^-]_0} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]_0}{[\text{HA}]_0}$$

che in termini generali può essere scritta:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acido}]}$$

Nota come equazione di Henderson-Hasselbalch



$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acido}]}$$

Questa equazione può essere applicata al calcolo del pH di un tampone preparato a partire da una base debole e del suo acido coniugato, ad esempio  $\text{NH}_3$  e  $\text{NH}_4^+$ , tenendo presente che il  $K_a$  da introdurre nell'equazione è il  $K_a$  dell'acido coniugato, da ricavarsi secondo la  $K_a = K_w / K_b$  dove  $K_b$  è la costante di ionizzazione basica (nel tampone precedente quella di  $\text{NH}_3$ ).

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acido}]}$$


Spesso il problema è l'opposto di quello visto prima: non vogliamo calcolare il pH di una soluzione tampone con concentrazioni date di acido e base coniugata, ma vogliamo preparare una soluzione tampone che abbia un particolare pH. In base a quanto detto prima, cioè che il potere tampone di una soluzione è massimo quando la concentrazione della base è paragonabile con quella dell'acido, una tale situazione si realizza quando il  $\text{pK}_a$  della coppia acido-base coniugata che si sceglie è vicino al pH voluto, aggiustando poi il corretto rapporto tra [base] e [acido].

- Nell'equazione di Henderson-Hasselbach il pH di una soluzione tampone dipende solo dal valore della  $K_a$  e dal rapporto tra la concentrazione dell'acido e del suo sale, mentre è indipendente dalla concentrazione totale del tampone ( $C_a + C_s$ ). Ciò è tuttavia vero solo nei limiti in cui sono soddisfatte le condizioni di approssimazione su cui si fonda la relazione di Henderson-Hasselbach (acido debole e soluzione concentrata).
- Se infatti la soluzione tampone è troppo diluita ( $C_{tot} < 10^{-2} \text{ M}$ ) il grado di dissociazione dell'acido debole aumenta e vengono meno le condizioni per accettare l'approssimazione di Henderson-Hasselbach. Tale situazione si fa ancor più evidente se l'acido non è particolarmente debole ( $K_a > 10^{-3}$ ).
- Si tratta più che altro di situazioni teoriche in quanto tamponi così diluiti sono inefficienti e quindi inutili da un punto di vista pratico. Volendo tuttavia calcolare il pH di un tampone con una concentrazione compresa tra  $10^{-2} \text{ M}$  e  $10^{-6} \text{ M}$  conviene utilizzare la formula risolutiva non approssimata.
- Per concentrazioni inferiori a  $10^{-6} \text{ M}$  non è più trascurabile l'equilibrio di dissociazione dell'acqua e sarebbe necessario utilizzare la formula risolutiva esatta che prevede la risoluzione di un'equazione di terzo grado. Tuttavia per tamponi così diluiti (assolutamente inutili dal punto di vista pratico) il pH è praticamente pari a 7.

Ad esempio, se vogliamo un tampone con  $\text{pH}=4,9$  possiamo selezionare un acido debole con  $\text{pK}_a$  più vicino possibile a tale valore:

**TABLE 17.3 Ionization Constants of Some Weak Acids and Weak Bases in Water at 25 °C**

Ionization Equilibrium		Ionization Constant $K$	$\text{pK}$
<b>Acid</b>		$K_a =$	$\text{pK}_a =$
Iodic acid	$\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{IO}_3^-$	$1.6 \times 10^{-1}$	0.80
Chlorous acid	$\text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_2^-$	$1.1 \times 10^{-2}$	1.96
Chloroacetic acid	$\text{HC}_2\text{H}_2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_2\text{H}_2\text{ClO}_2^-$	$1.4 \times 10^{-3}$	2.85
Nitrous acid	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$	$7.2 \times 10^{-4}$	3.14
Hydrofluoric acid	$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$	$6.6 \times 10^{-4}$	3.18
Formic acid	$\text{HCHO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CHO}_2^-$	$1.8 \times 10^{-4}$	3.74
Benzoic acid	$\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-$	$6.3 \times 10^{-5}$	4.20
Hydrazoic acid	$\text{HN}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{N}_3^-$	$1.9 \times 10^{-5}$	4.72
Acetic acid	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	$1.8 \times 10^{-5}$	4.74
Hypochlorous acid	$\text{HOCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OCl}^-$	$2.9 \times 10^{-8}$	7.54
Hydrocyanic acid	$\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$	$6.2 \times 10^{-10}$	9.21
Phenol	$\text{HOC}_6\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	$1.0 \times 10^{-10}$	10.00
Hydrogen peroxide	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}_2^-$	$1.8 \times 10^{-12}$	11.74



Il valore di 4,9 si ottiene poi cambiando il rapporto tra  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  e  $[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]$

Seleziona un acido debole  
con un  $pK_a$  vicino al  
pH desiderato.



Calcolare il  
rapporto necessario  
 $\frac{[\text{base coniugata}]}{[\text{acido}]}$   
per avere il pH desiderato.



Calcolare le concentrazioni  
necessarie di  
acido e base coniugata.

**Esempio:** Calcolare il pH di una soluzione tampone che contiene  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  0,10M e  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$  (acetato di sodio) 0,20M. Il  $K_a$  dell'acido acetico è  $1.7 \times 10^{-5}$

In soluzione acquosa il sale acetato di sodio dissocia



per cui la soluzione è 0.20M in  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  (la base)

Il  $\text{pK}_a$  dell'acido acetico è:

$$\text{pK}_a = -\log 1,7 \times 10^{-5} = 4,77$$

Applicando l'equazione di Henderson-Hasselbach si ha:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{pK}_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]} = 4.77 + \log \frac{0.20}{0.10} = \\ &= 4.77 + \log 2 = 4.77 + 0.30 = 5.07 \end{aligned}$$

**Esempio:** Calcolare il pH di una soluzione tampone che contiene  $\text{NH}_3$  0.10M e  $\text{NH}_4\text{Cl}$  0.20M sapendo che per  $\text{NH}_3$  è  $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

In soluzione acquosa il sale cloruro di ammonio dissocia



per cui la soluzione è 0.20M in  $\text{NH}_4^+$  (l'acido).

Dobbiamo innanzitutto ricavare il  $K_a$  dell'acido coniugato  $\text{NH}_4^+$  che è

$$K_a = K_w / K_b = 1.0 \times 10^{-14} / 1.8 \times 10^{-5} = 5.6 \times 10^{-10}$$

Si applica poi l'equazione di Henderson-Hasselbalch:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = -\log(5.6 \times 10^{-10}) + \log \frac{0.1}{0.2} = \\ &= 9.25 + \log 0.5 = 9.25 - 0.30 = 8.95 \end{aligned}$$

**Esempio:** Calcolare il rapporto fra la concentrazione di acido acetico e di ione acetato necessari per preparare una soluzione tampone con pH 4,9. Il  $pK_a$  dell'acido acetico è 4,77

Applicando l'equazione di Henderson-Hasselbach si ha:

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acido}]} \quad 4,9 = 4,77 + \log \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}$$

$$\log \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]} = 4,9 - 4,77 = 0,13$$

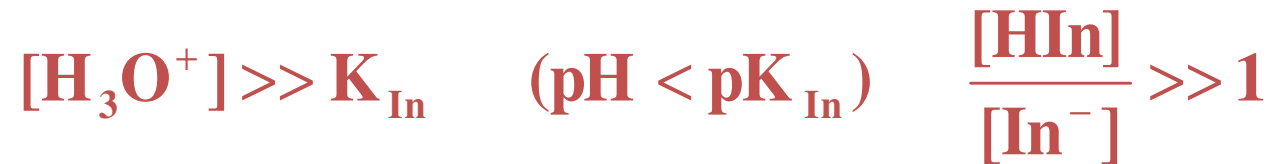
$$\frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]} = 10^{0,13} = 1,35 \quad [\text{CH}_3\text{CO}_2^-] = 1,35 \times [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]$$

Ad esempio se in un litro di soluzione mettiamo 1,0 moli di acido acetico, dobbiamo aggiungere 1,35 moli di acetato di sodio (in pratica non si può aggiungere lo ione acetato da solo ma un suo sale con una base forte quale NaOH)

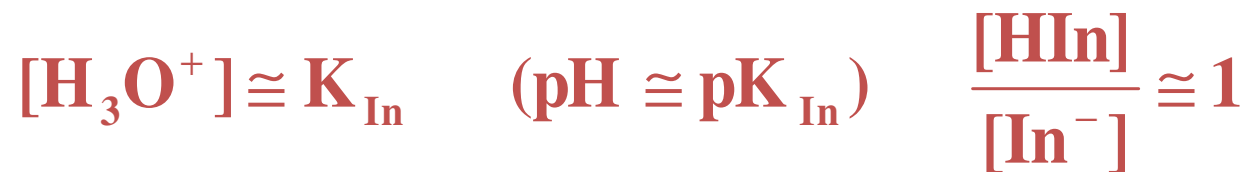




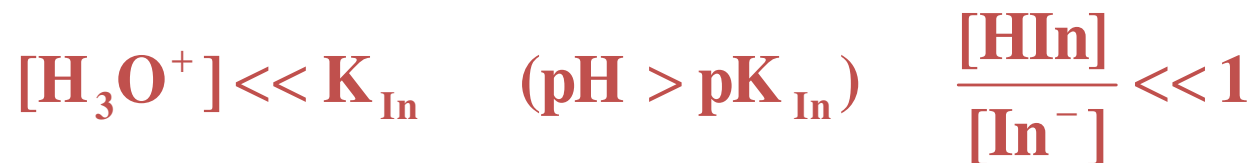
Il rapporto  $[HIn]/[In^-]$  determina il colore della soluzione e si possono avere tre casi limite



Soluzione  
rossa



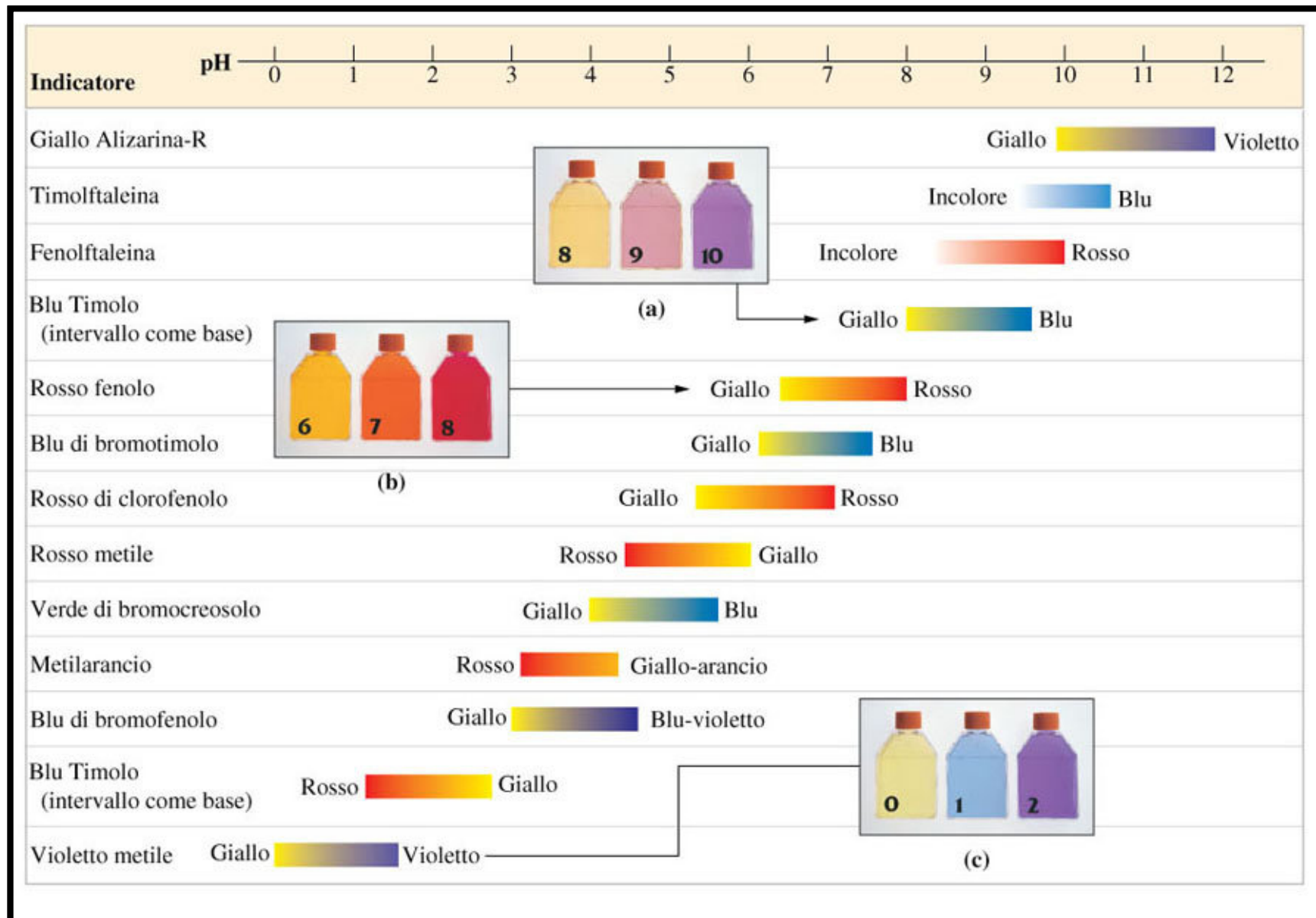
Soluzione  
arancio  
(viraggio)



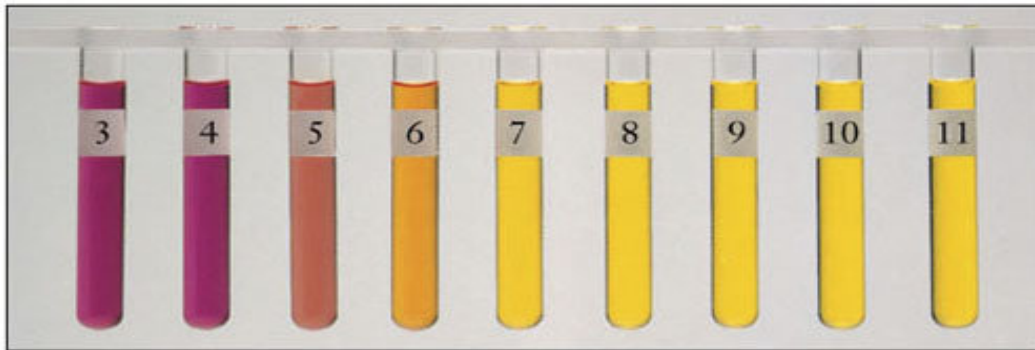
Soluzione  
gialla

In generale ogni indicatore è caratterizzato da un valore di  $K_{In}$ : in una soluzione esso assumerà il colore della specie protonata  $HIn$  per  $pH < pK_{In}$  mentre assumerà il colore della specie ionizzata  $In^-$  per  $pH > pK_{In}$ .

# Principali indicatori acido-base

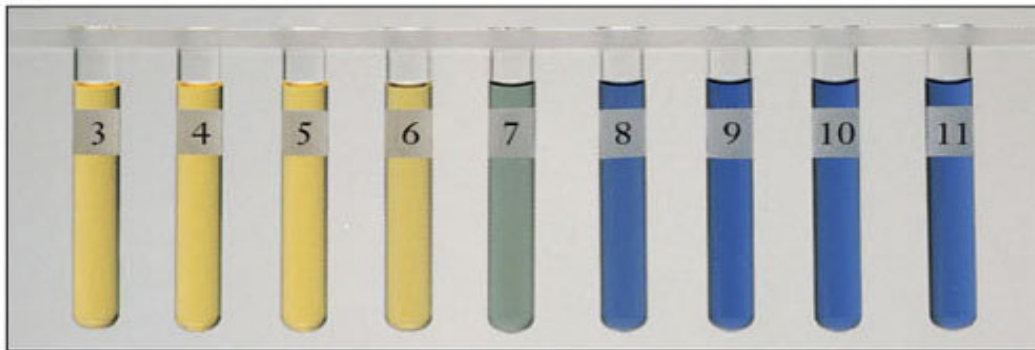


## Variazioni di colore per alcuni indicatori:



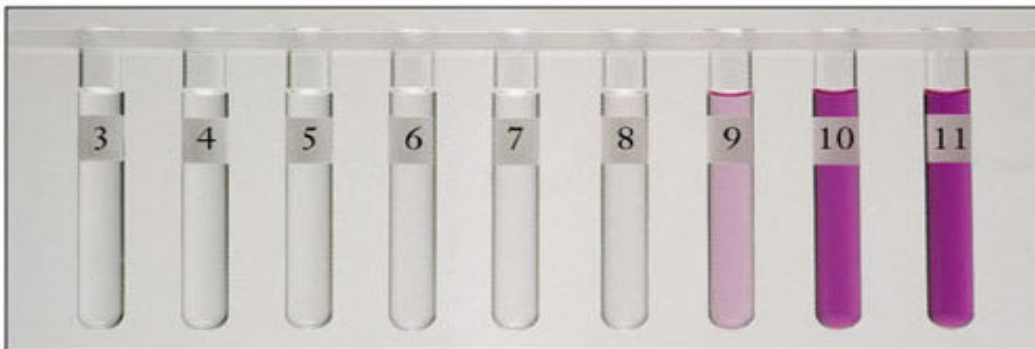
(a)

**Metilarancio**



(b)

**Blu di bromotimolo**



(c)

**Fenolftaleina**

# Titolazione acido-base

Una **titolazione acido-base** è un procedimento che permette di determinare la quantità di acido (o base) presente in una soluzione misurando il volume di una soluzione a concentrazione nota di base (o acido) necessario per raggiungere la neutralizzazione completa.

La soluzione di acido da titolare viene introdotta in un recipiente (una beuta) e la soluzione di base a concentrazione nota viene posta in una buretta graduata sopra il recipiente e aggiunta goccia a goccia fino alla neutralizzazione completa dell'acido. Dal volume di base aggiunto si risale immediatamente al numero di moli di base necessarie alla neutralizzazione

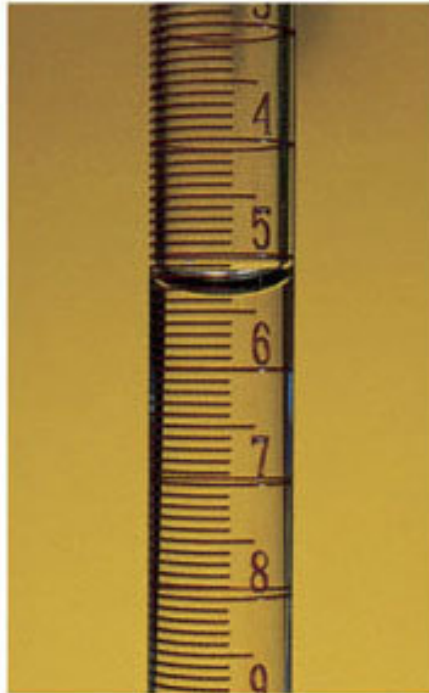
$$n_{\text{base}} = \text{volume} \times \text{concentrazione}$$

che, per un acido monoprotico coincide col numero di moli di acido incognito. Per capire quando si è raggiunta la neutralizzazione si aggiunge un indicatore con viraggio a  $\text{pH} \approx 7$

# Titolazione in pratica



(a)



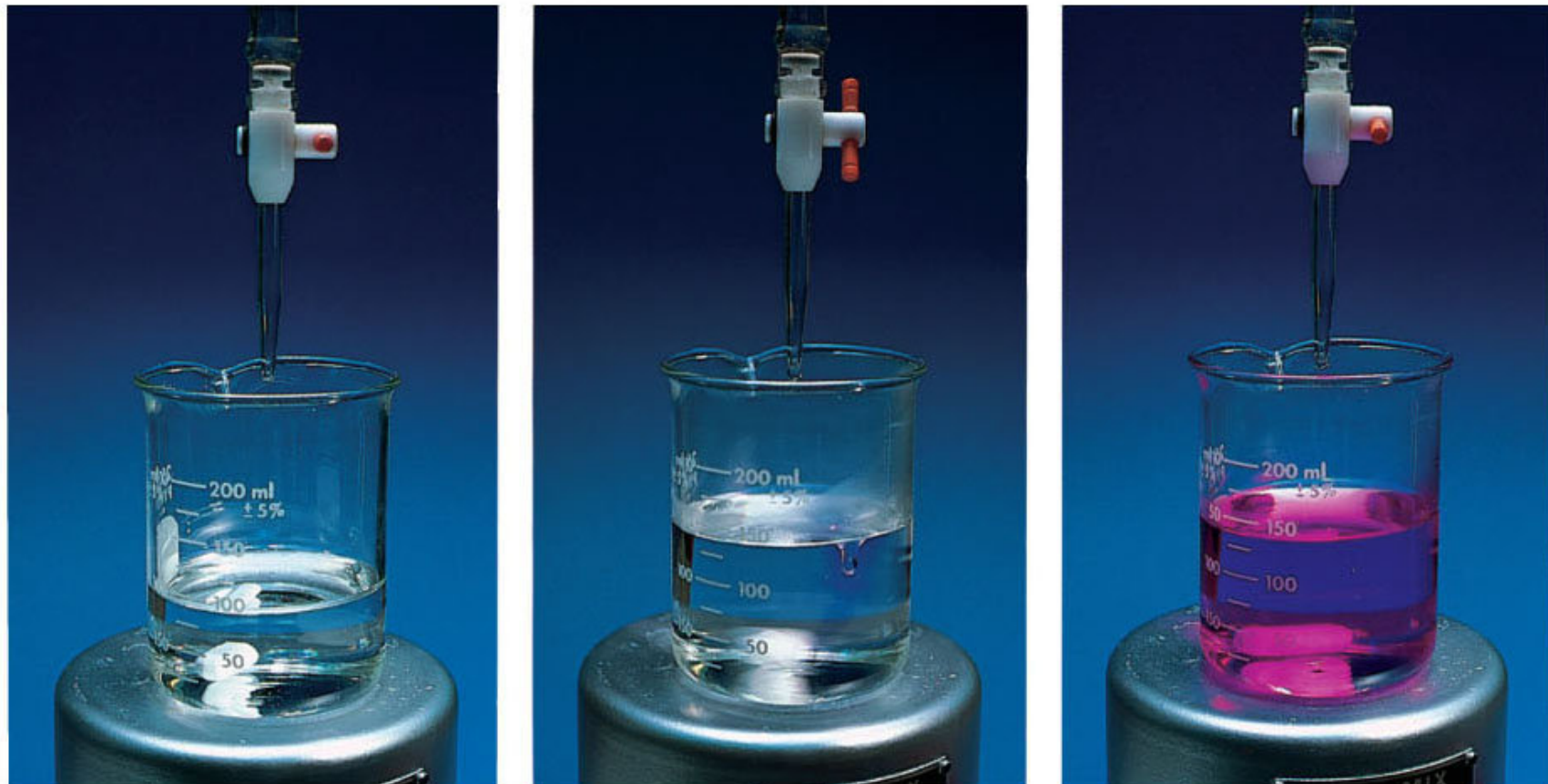
(b)



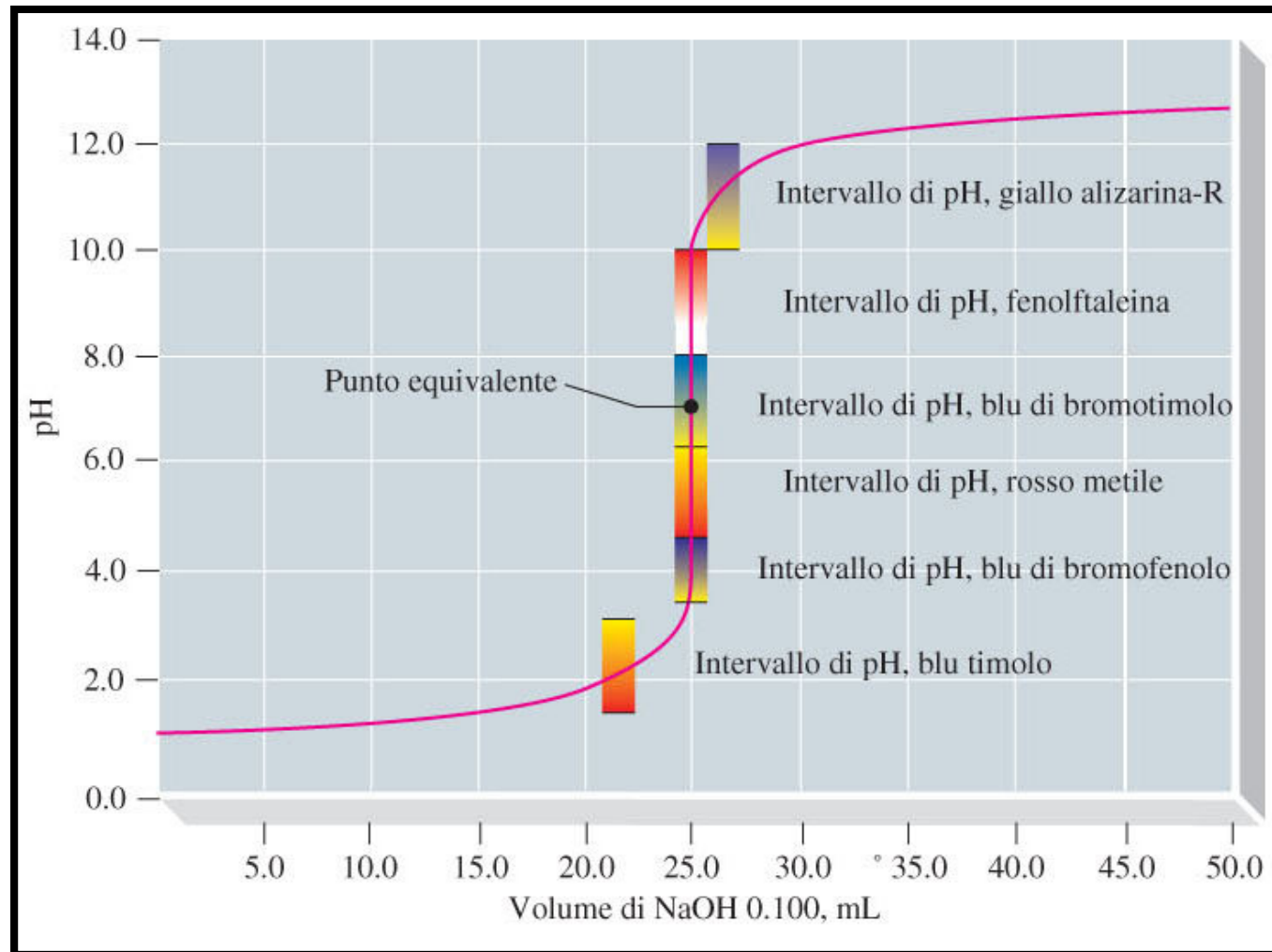
(c)

## Titolazione acido base con fenolftaleina

Nella soluzione acida la fenolftaleina è incolore e tale rimane finchè la base aggiunta è in difetto. Quando il pH arriva a 9 il colore inizia a virare a rosa e ci si ferma



Una **curva di titolazione acido-base** è un grafico in cui si riporta il pH di una soluzione di acido (o base) in funzione del volume di base (acido) aggiunta. Nella figura sotto è riportata la curva di titolazione di 25ml di HCl 0.1M con NaOH 0.1M





Il **punto di equivalenza** di una titolazione è il punto che corrisponde all'aggiunta di una quantità stechiometrica di base (o acido). Per una titolazione acido-base forti il punto di equivalenza sarà a  $\text{pH}=7$ .

Il pH all'inizio della titolazione è il pH di una soluzione di HCl 0,1M e vale quindi  $\text{pH}=-\log(0,1)=1$

Durante la titolazione il pH si calcola tenendo conto che il numero di moli di base aggiunte neutralizzano lo stesso numero di moli di acido: il numero di moli di acido restanti viene diviso per il volume totale (che è aumentato rispetto al valore iniziale).

Queste considerazioni valgono anche per determinare il pH di una soluzione di un acido forte e di una base forte. Se il numero di moli di acido forte e di base forte è lo stesso la soluzione sarà neutra. Altrimenti la sostanza presente in quantità minore (come numero di moli) reagirà completamente per neutralizzare un uguale numero di moli dell'altro componente e le moli in eccesso di quest'ultimo determineranno il pH.

**Esempio:** Calcolare il pH di una soluzione acquosa ottenuta mescolando 40,0 g di NaOH con 40,0 g di HBr per un volume di soluzione pari a 1700 mL.

Si fa riferimento al numero di moli:

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{40,0 \text{ g}}{40,0 \text{ g/mol}} = 1,0 \text{ mol} \quad n_{\text{HBr}} = \frac{40,0 \text{ g}}{80,9 \text{ g/mol}} = 0,49 \text{ mol}$$

L'acido bromidrico è presente in quantità minore, 0,49 moli, e reagirà completamente per neutralizzare 0,49 moli di NaOH:



Rimarrà un numero di moli di NaOH che non ha reagito pari a:

$$n_{\text{NaOH}} = 1,0 - 0,49 = 0,51 \text{ mol}$$

Cioè una concentrazione:

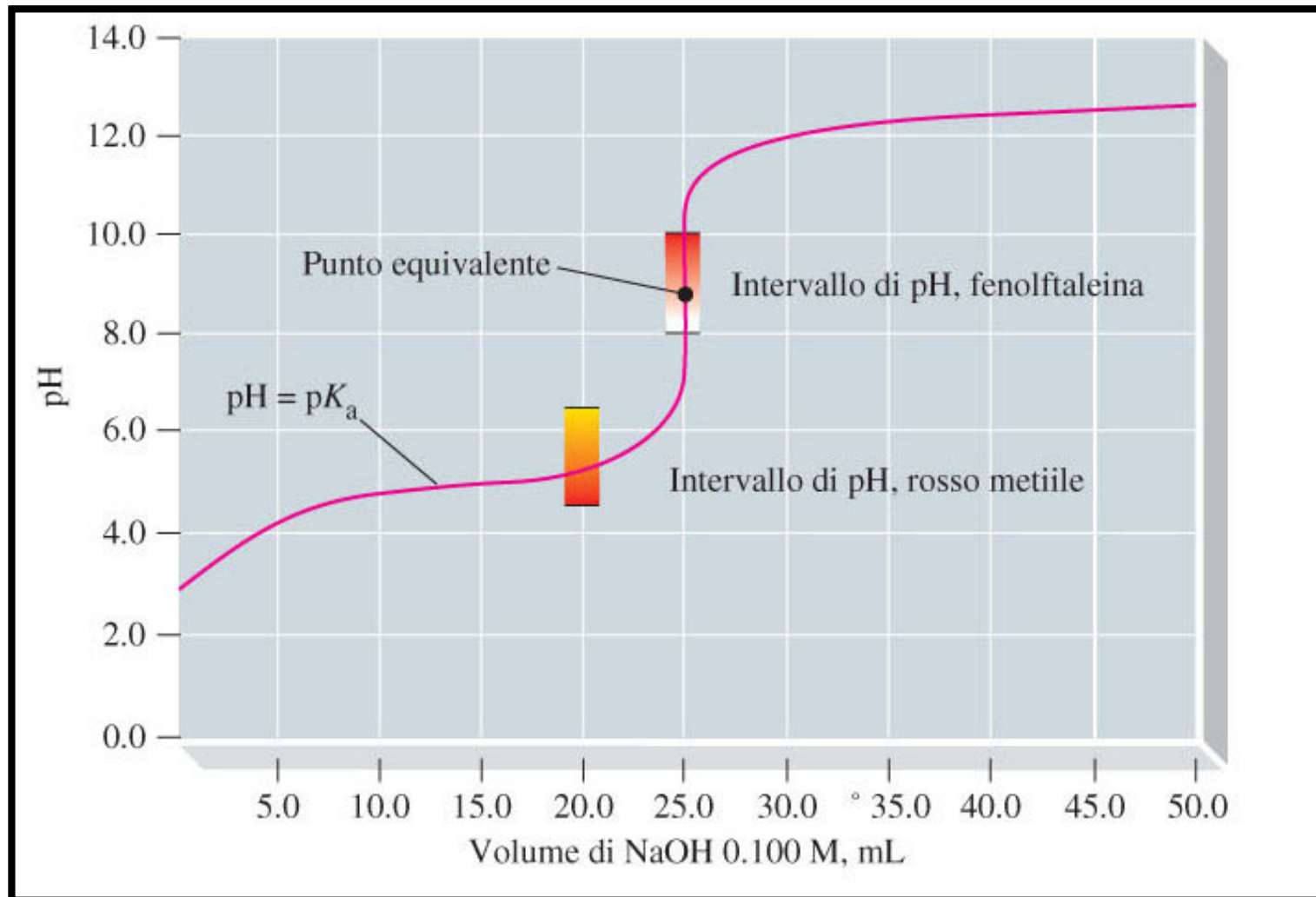
$$M_{\text{NaOH}} = \frac{0,51 \text{ mol}}{1,700 \text{ L}} = 0,30 \text{ M}$$

Una soluzione 0,30 M di NaOH ha  $[\text{OH}^-] = 0,30 \text{ M}$ , cioè

$$\text{pOH} = -\log 0,30 = 0,52 \quad \text{e quindi} \quad \text{pH} = 14 - 0,52 = 13,5$$

## Titolazione acido debole con base forte

La curva di titolazione ha una forma diversa rispetto a quella per acido e base forti. Nella figura sotto è riportata la curva di titolazione di 25ml di  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  0.1M con  $\text{NaOH}$  0.1M

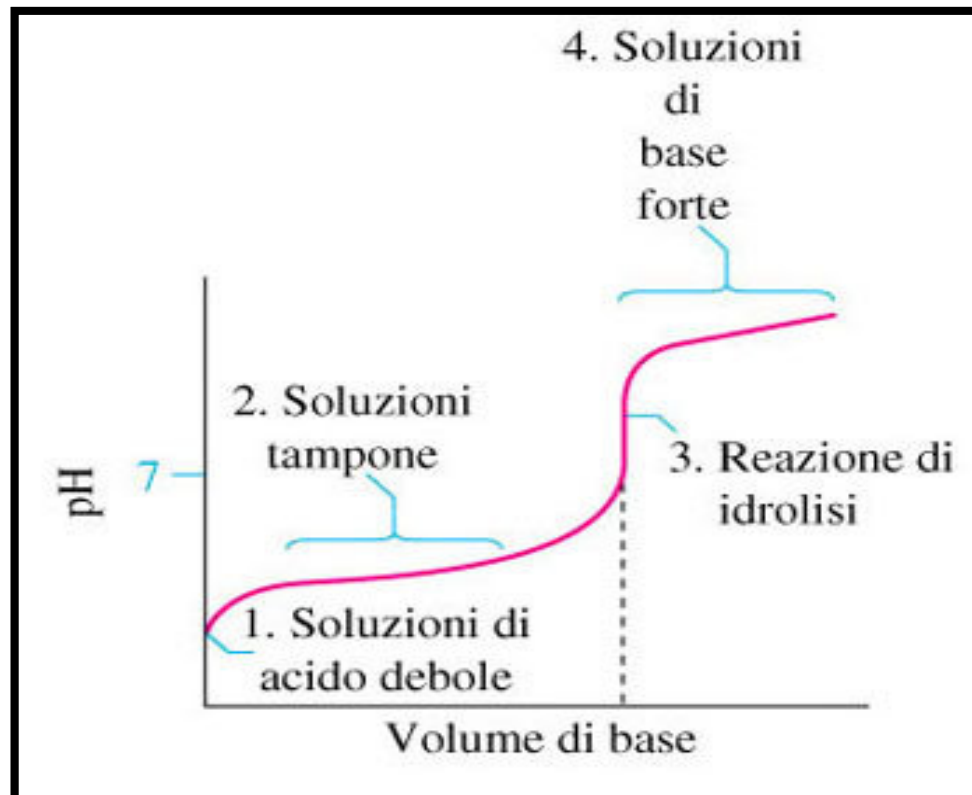


Il calcolo del pH a varie aggiunte è complicata dal fatto che il sale che si forma durante la titolazione può dare idrolisi.

**Esempio** - Titolazione di acido acetico 0,1 M con idrossido di sodio



La curva di titolazione può essere divisa in quattro parti e per ciascuna di esse si applica un diverso tipo di calcolo del pH



Le stesse considerazioni si applicano, ad esempio, se mescoliamo un acido debole ed una base forte.

Bisogna prendere in considerazione che:

- può avvenire la reazione di idrolisi
- la soluzione dipende dal reagente limitante.

Esempio - Si mescolino 0,025 moli di  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  e 0,010 moli di  $\text{NaOH}$  in un volume pari a 350 mL. Si determini il pH della soluzione.

La reazione di idrolisi



avviene fino a che il reagente presente in quantità minore reagisce completamente. Nel nostro caso 0,010 moli di  $\text{NaOH}$  reagiranno con 0,010 moli di  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  per dare 0,010 moli di  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$ .

Alla fine tutto  $\text{NaOH}$  sarà consumato e avremo 0,010 moli di  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$  e  $(0,025 - 0,010) = 0,015$  moli di  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ .

A questo punto il problema si risolve facilmente riconoscendo che una soluzione composta da 0,015 moli di  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  e 0,010 moli di  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$  (acido e sale coniugato) costituiscono una **SOLUZIONE TAMPONE**.

Applicando l'equazione di Henderson-Hasselbalch si ha quindi:

$$\begin{aligned}\text{pH} &= \text{pK}_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]} = 4,77 + \log \frac{0,010}{0,015} = \\ &= 4,77 + \log 0,667 = 4,77 - 0,18 = 4,59\end{aligned}$$

Supponiamo di mescolare un ugual numero di moli di acido debole e base forte (punto equivalente nella curva di titolazione).

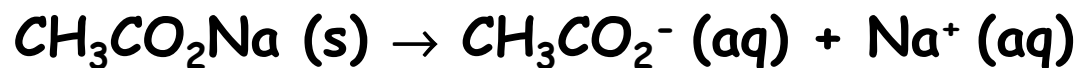
**Esempio** - Si mescolino 0,025 moli di  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  e 0,025 moli di  $\text{NaOH}$  in un volume pari a 500 mL. Si determini il pH della soluzione.

La reazione di idrolisi



avviene consumando completamente entrambi i reagenti, che sono presenti in quantità stechiometriche. Come risultato avremo la formazione di 0,025 moli di  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$  in acqua.

Il problema è quindi quello di calcolare il pH di una soluzione di 0,025 moli di  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$  in 500 mL di soluzione. Come già visto questo sale dà idrolisi basica.



$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.6 \times 10^{-10}$$

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-] = 0,025 \text{ mol}/0,500\text{L} = 0,050 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(5,6 \times 10^{-10}) \times 0,050} = 5,3 \times 10^{-6}$$

$$\text{pOH} = -\log 5,3 \times 10^{-6} = 5,28 \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8,72$$



Nel caso in cui il numero di moli di base forte sia in eccesso rispetto a quelle di acido debole il pH è determinato dal numero di moli di base forte in eccesso.

**Esempio** - Si mescolino 0,025 moli di  $\text{CH}_3\text{COOH}$  e 0,035 moli di  $\text{NaOH}$  in un volume pari a 500 mL. Si determini il pH della soluzione.

La reazione di idrolisi



avviene fino a che tutte le 0,025 moli di  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  per dare 0,025 moli di  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$ . Alla fine della reazione avremo 0,025 moli di  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$  e  $(0,035 - 0,025) = 0,010$  moli di  $\text{NaOH}$ . Sono solo queste ultime a determinare il pH della soluzione.

$$[\text{OH}^-] = 0,010 \text{ mol} / 0,5 \text{ L} = 0,020 \text{ M} \quad \text{pOH} = -\log 0,020 = 1,7$$

$$\text{pH} = 14 - 1,7 = 12,3$$