

TITOLAZIONI ACIDO-BASE

La **TITOLAZIONE** è un'operazione chimica che permette di determinare la concentrazione incognita di un componente **A** in una sua soluzione.

Ciò si effettua aggiungendo ad un dato volume V_A di soluzione di **A** (il **titolando**) a concentrazione ignota, una soluzione contenente un componente **B** (il **titolante**) a concentrazione molare nota, in modo da avere una determinata reazione che, in termini generali, si può scrivere come:



a e b indicano i coefficienti stechiometrici della reazione bilanciata.

La reazione si fa procedere fino al punto equivalente, ovvero la condizione in cui la quantità di titolante **B** aggiunto è esattamente quella stechiometricamente necessaria per far reagire tutto il titolando **A** presente nella soluzione.

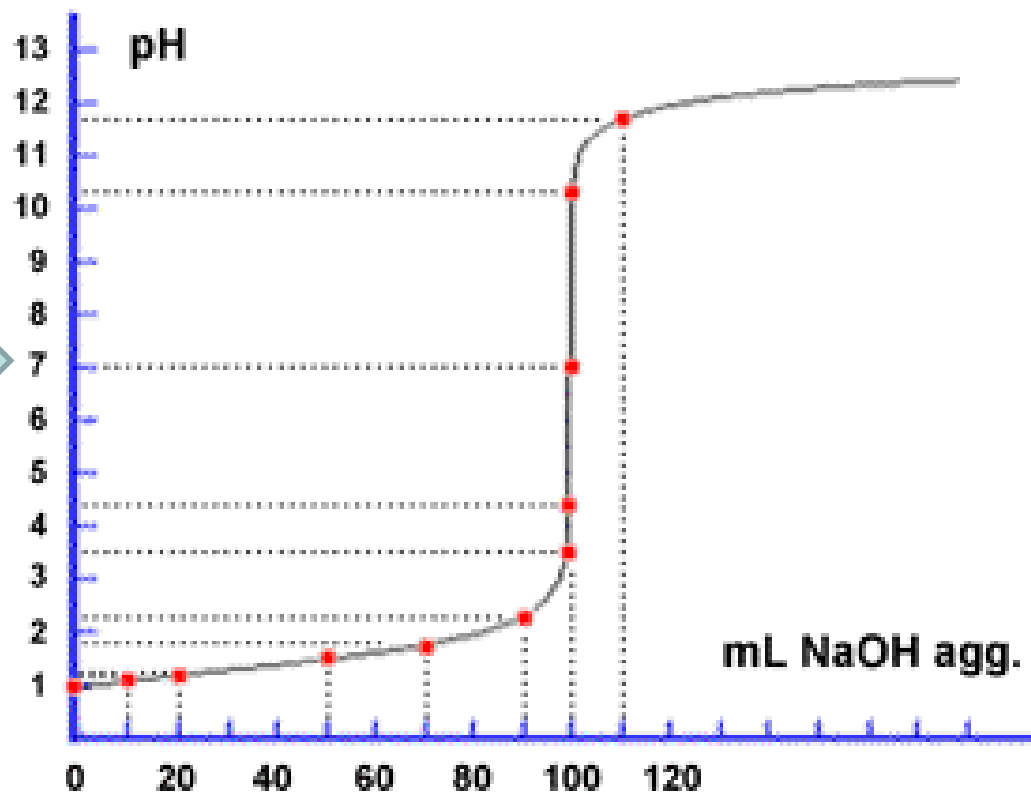
TITOLAZIONI ACIDO-BASE

Sono titolazioni che prevedono la reazione tra un acido e una base di Brønsted in cui almeno una delle specie è forte. Sono dette anche reazioni di neutralizzazione.

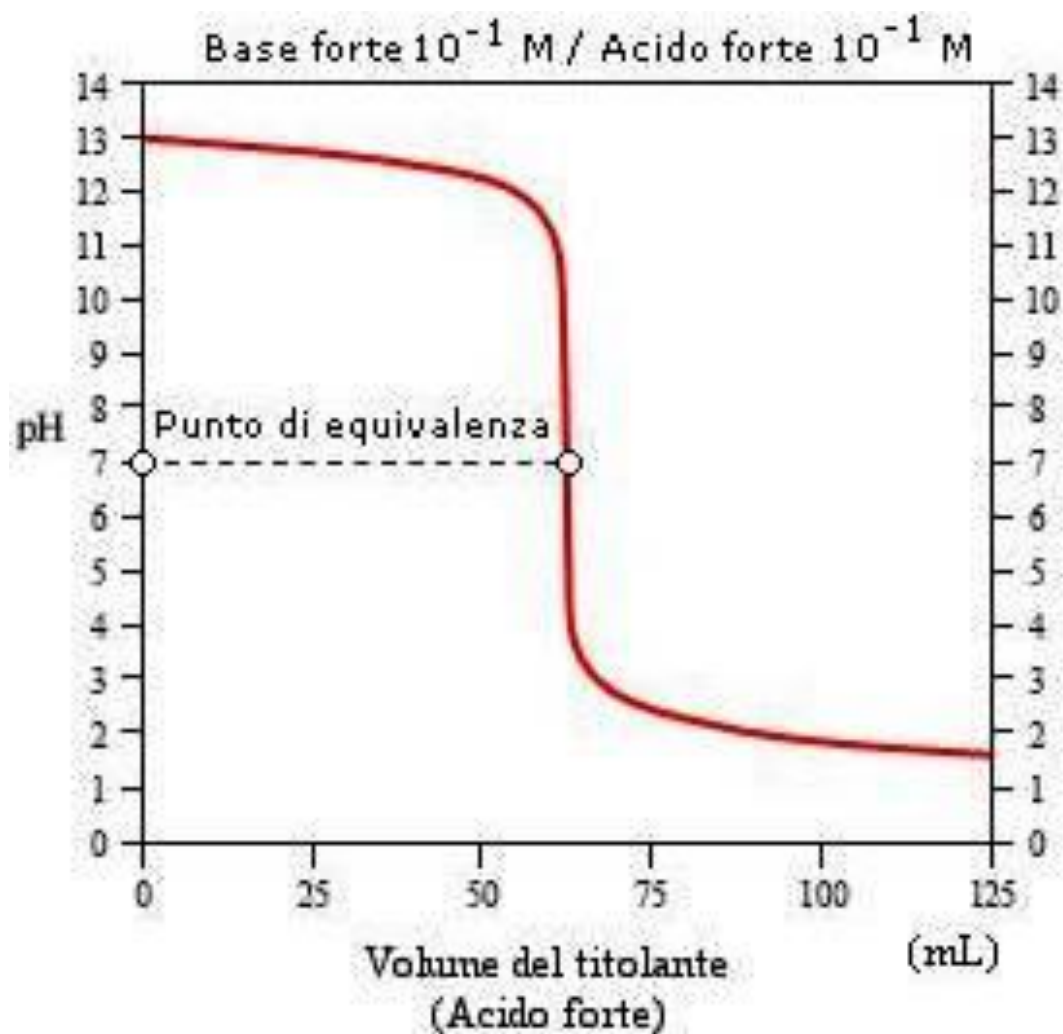
- **Titolazione acido forte-base forte (HCl-NaOH)**
- **Titolazione acido debole-base forte (CH₃COOH-NaOH)**
- **Titolazione base debole-acido forte (NH₃-HCl)**

Titolazione acido forte-base forte

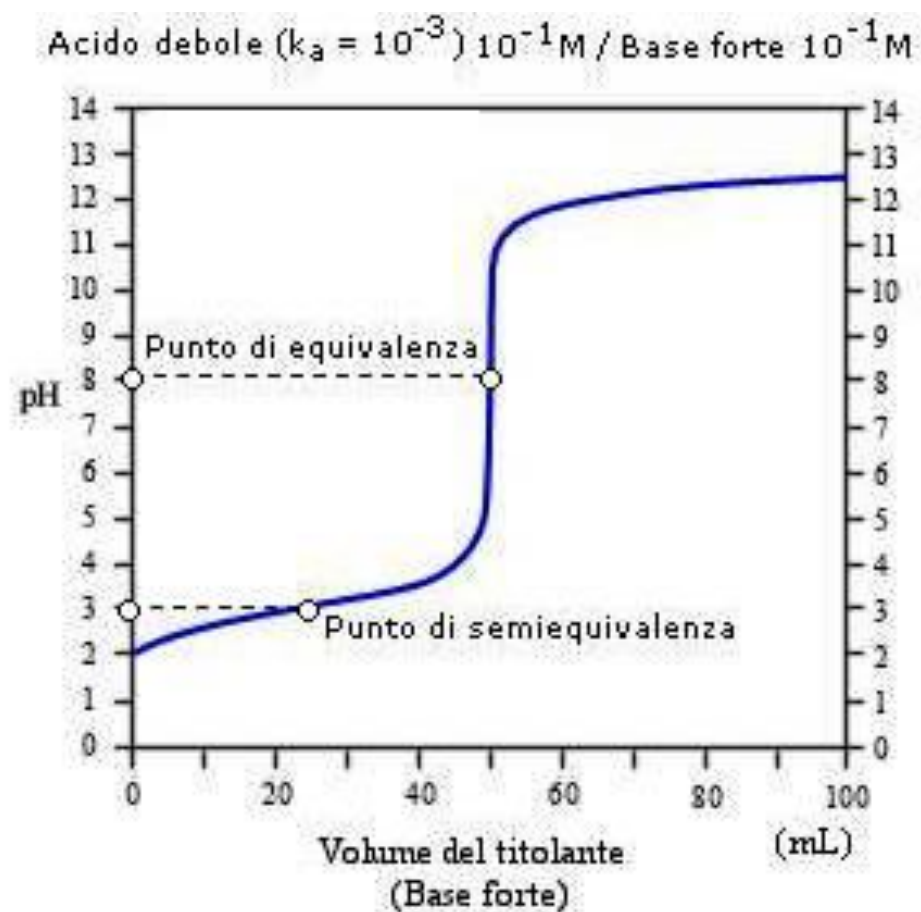
Punto
equivalente



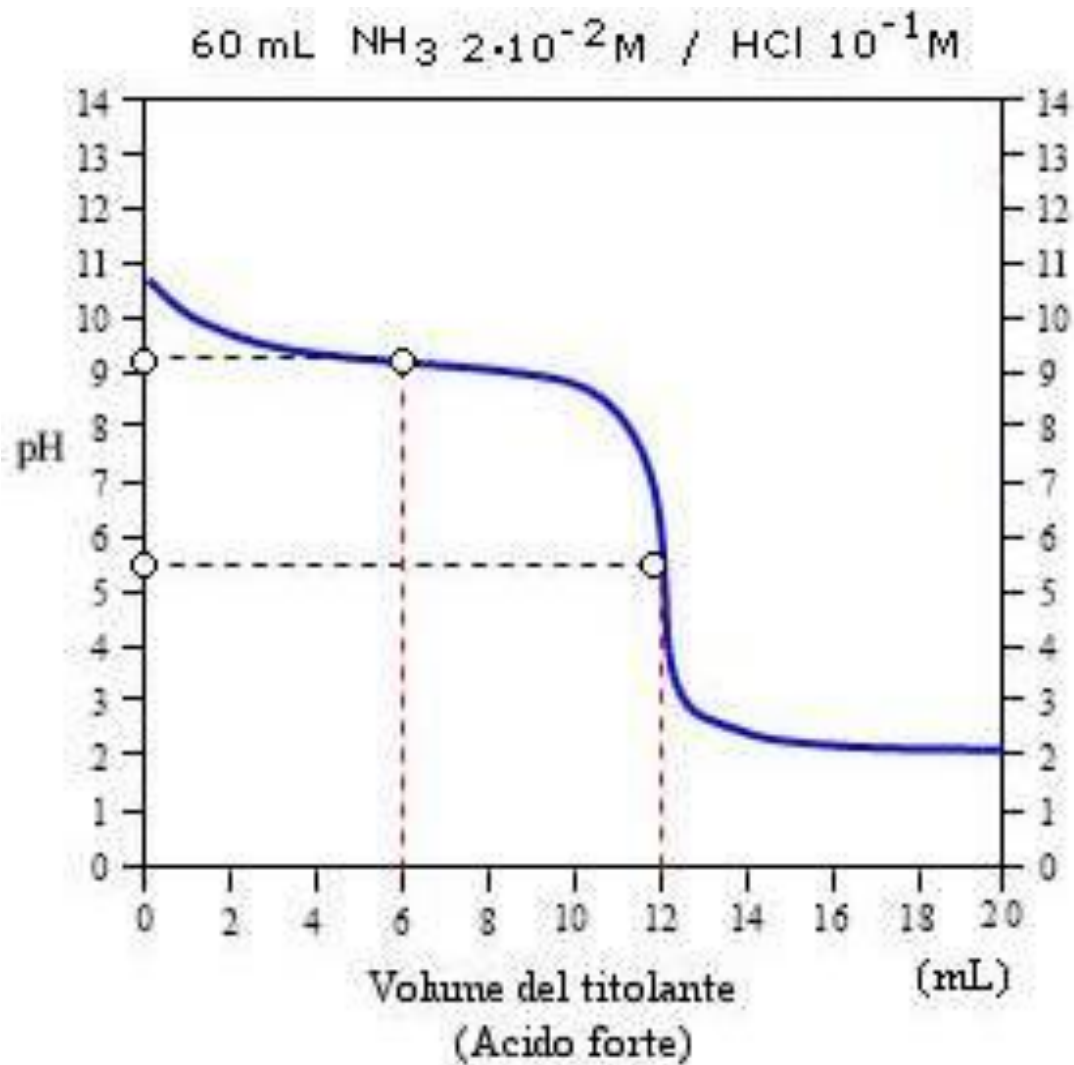
Titolazione base forte - acido forte



Titolazione acido debole - base forte



Titolazione base debole - acido forte



INDICATORI DI pH

Gli indicatori di pH sono acidi o basi deboli che hanno la peculiarità di avere la forma indissociata (HInd) e quella dissociata (Ind⁻) di colore diverso (es. rosso e blu rispettivamente).



$$K_{\text{Ind}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{Ind}^-] / [\text{HInd}]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_{\text{Ind}} \times [\text{HInd}] / [\text{Ind}^-]$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{Ind}} - \log[\text{HInd}] / [\text{Ind}^-]$$

La soluzione risulterà rossa se il pH sarà tale da avere $[\text{HInd}] / [\text{Ind}^-] \geq 10$ e blu nel caso in cui $[\text{HInd}] / [\text{Ind}^-] \leq 1/10$.

Poiché $\log 10 = 1$ e $\log 1/10 = -1$, possiamo affermare che al di fuori dell'intervallo:

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

La soluzione sarà rossa (+) o blu (-1), mentre all'interno dell'intervallo assumerà una colorazione intermedia. L'indicatore è quindi in grado di rivelare la variazione di due unità pH relativamente al proprio valore di pK_{Ind}.

INDICATORI DI pH

Indicatori di pH di uso comune e loro intervallo di viraggio

Indicatore	K_{HIn}	Intervallo di viraggio (pH)	Colore forma acida (HIn)	Colore forma basica (In ⁻)
Blu timolo	$2,2 \cdot 10^{-2}$	1,2 - 2,7	rosso	giallo
Blu di bromofenolo	$7,9 \cdot 10^{-5}$	3,0 - 4,6	giallo	blu
Metilarancio	$3,4 \cdot 10^{-4}$	3,1 - 4,4	rosso	giallo
Verde di bromocresolo	$1,3 \cdot 10^{-5}$	3,8 - 5,4	giallo	blu
Rosso di metile	$1,0 \cdot 10^{-5}$	4,2 - 6,3	rosso	giallo
Rosso di bromocresolo	$4,0 \cdot 10^{-7}$	5,2 - 6,8	giallo	porpora
Tornasole*	-----	5,5 - 7,9	rosso	blu
Rosso di fenolo	$1,0 \cdot 10^{-8}$	6,8 - 8,4	giallo	rosso
Fenolftaleina	$7,9 \cdot 10^{-10}$	8,3 - 10,0	incolore	rosso

