

ZANICHELLI

Valitutti, Falasca, Tifi, Gentile

Chimica

concetti e modelli.blu

ZANICHELLI

Capitolo 22

Acidi e basi si scambiano protoni

ZANICHELLI

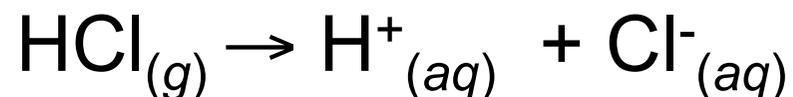
Sommario

1. Le teorie sugli acidi e sulle basi
2. La ionizzazione dell'acqua
3. La forza degli acidi e delle basi
4. Come calcolare il pH di soluzioni acide e basiche
5. Come misurare il pH
6. La neutralizzazione: una reazione tra acidi e basi
7. La titolazione acido-base
8. L'idrolisi: anche i sali cambiano il pH dell'acqua
9. La soluzione tampone

Le teorie sugli acidi e sulle basi (I)

Secondo **Arrhenius**, gli acidi sono sostanze che, sciolte in acqua, liberano ioni H^+ (H_3O^+)

Le basi sono sostanze che, sciolte in acqua liberano ioni OH^- .



Le teorie sugli acidi e sulle basi (II)

Gli acidi si distinguono in:

- acidi **monoprotici** se sono in grado di liberare un solo H^+ ;
- acidi **poliprotici** se liberano più ioni H^+ .

Il limite della teoria di Arrhenius risiede nel fatto che è applicabile solo alle soluzioni acquose.

Le teorie sugli acidi e sulle basi (III)

Secondo la teoria di **Brönsted e Lowry**, un acido è una qualsiasi molecola o ione in grado di donare protoni.

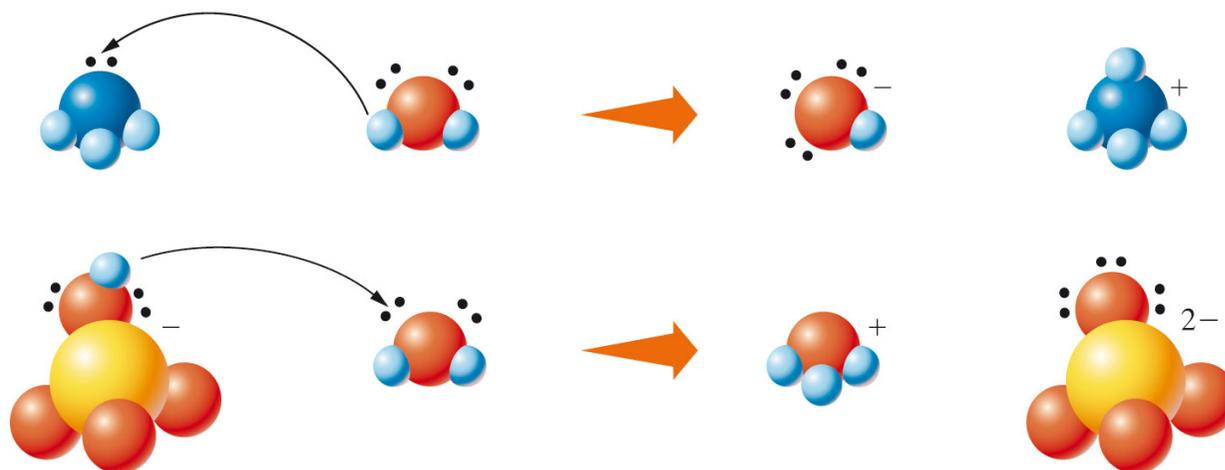
Una base è una qualsiasi molecola o ione che può di accettare un protone.



Le teorie sugli acidi e sulle basi (IV)

La teoria di Brønsted e Lowry amplia la classificazione degli acidi e delle basi, poiché non è indispensabile la presenza di acqua.

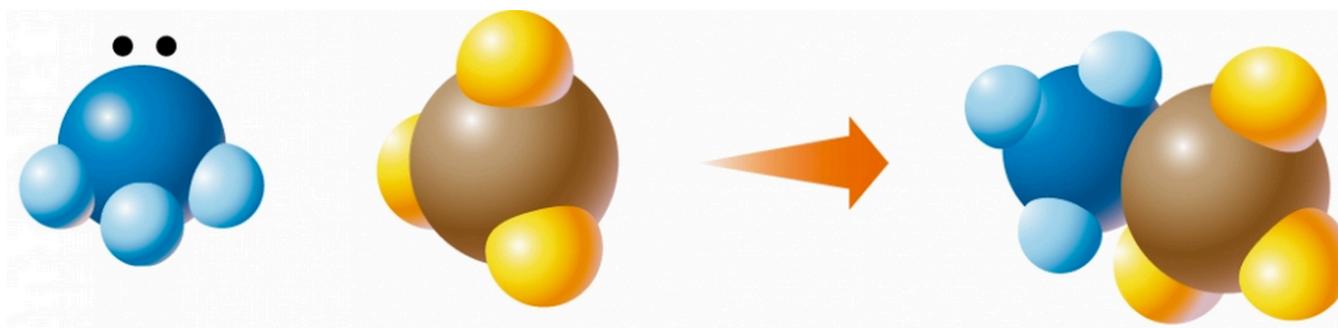
Sono **anfiprotiche** le sostanze che, come l'acqua, possono sia accettare che donare protoni.



Le teorie sugli acidi e sulle basi (V)

Secondo **Lewis**, un acido è una specie (molecola o ione) che può accettare una coppia di elettroni.

Una base è una specie (molecola o ione) capace di donare una coppia di elettroni liberi da legami.

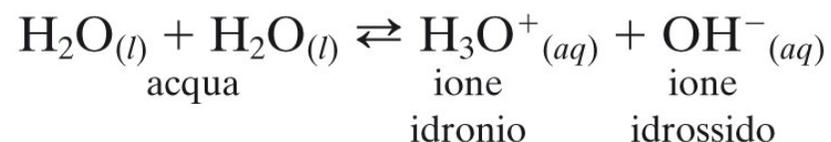


Le teorie sugli acidi e sulle basi (VI)

	Boyle (1680)	Arrhenius (1887)	Brönsted-Lowry (1922)	Lewis (1923)
Acido	Sostanza di sapore aspro, corrode i metalli e colora in rosso il tornasole.	Sostanza che libera ioni H^+ in soluzione acquosa: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 ...	Specie (molecola o ione) che cede un protone a una base: HCl , H_2O , HSO_4^- , NH_4^+ ...	Specie (molecola o ione) capace di accettare un doppietto elettronico: H^+ , $AlCl_3$, Fe^{3+} ...
Base	Sostanza scivolosa al tatto, neutralizza gli acidi e colora di blu il tornasole.	Sostanza che libera ioni OH^- in soluzione acquosa: $NaOH$, $Ca(OH)_2$...	Specie (molecola o ione) che acquista un protone da un acido: Cl^- , H_2O , OH^- , NH_3 ...	Specie (molecola o ione) capace di donare un doppietto elettronico: NH_3 , OH^- , H_2O ...

La ionizzazione dell'acqua (I)

La reazione di autoionizzazione dell'acqua o **autoprotolisi**, è una reazione acido-base in cui la formazione degli ioni avviene per scambio di un protone fra due molecole d'acqua.



La ionizzazione dell'acqua (II)

Poiché $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ si può considerare un liquido puro, la costante di equilibrio (K_w) alla temperatura di $25\text{ }^\circ\text{C}$ è

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,00 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L}$$

poiché

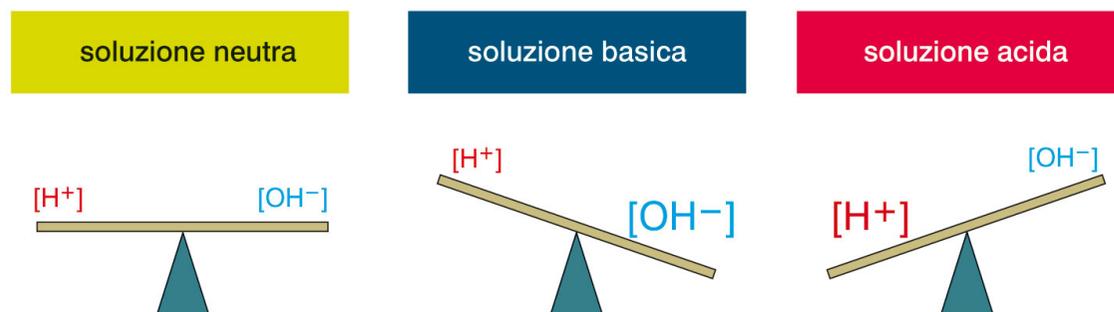
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,00 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

La ionizzazione dell'acqua (III)

La K_w , come tutte le costanti di equilibrio, varia con la temperatura e si chiama **prodotto ionico dell'acqua**.

t (°C)	K_w
0	$1,14 \cdot 10^{-15}$
10	$2,92 \cdot 10^{-15}$
25	$1,00 \cdot 10^{-14}$
50	$5,47 \cdot 10^{-14}$
60	$9,61 \cdot 10^{-14}$

- Se $[H_3O^+] > 10^{-7}$ M l'ambiente è acido;
- Se $[H_3O^+] = 10^{-7}$ M l'ambiente è neutro;
- Se $[H_3O^+] < 10^{-7}$ M l'ambiente è basico.



ZANICHELLI

La ionizzazione dell'acqua (IV)

Il **pH** misura il grado di acidità di una sostanza e si definisce come il logaritmo negativo in base 10 della concentrazione molare degli ioni H^+ .

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

ovvero

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

La ionizzazione dell'acqua (V)

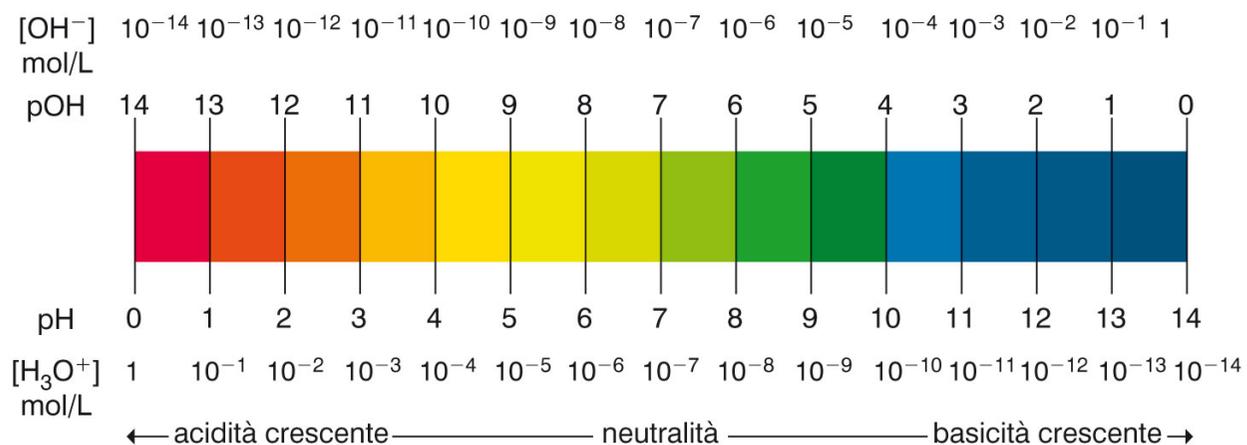
Analogamente il **pOH** misura il grado di basicità di una sostanza e si definisce come il logaritmo negativo in base 10 della concentrazione molare degli ioni OH⁻.

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

ovvero

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

La ionizzazione dell'acqua (VI)



Scala di correlazione dei valori di pH e pOH: la scala cromatica si riferisce alle diverse colorazioni assunte dall'indicatore universale.

La forza degli acidi e delle basi (I)

Secondo la teoria di Brönsted e Lowry, una specie è acida se può protonare l'acqua secondo la reazione:



La costante di equilibrio di questo tipo di reazioni è detta **costante di ionizzazione acida** (K_a):

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = K_a$$

La forza degli acidi e delle basi (II)

Gli acidi si dicono:

- **forti** se hanno la K_a molto grande e si ionizzano completamente;
- **deboli** se hanno K_a piccola e non si ionizzano completamente.

Nome	Reazione di ionizzazione	K_a a 298 K
acido perclorico	$\text{HClO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$	molto grande
acido iodidrico	$\text{HI} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{I}^-$	molto grande
acido bromidrico	$\text{HBr} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Br}^-$	molto grande
acido cloridrico	$\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	molto grande
acido solforico	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$	molto grande
acido nitrico	$\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	molto grande
ione idronio	$\text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}$	55

La forza degli acidi e delle basi (III)

Secondo la teoria di Brønsted e Lowry, una specie è basica se può acquistare un protone dall'acqua secondo la reazione:



La costante di equilibrio di questo tipo di reazioni, detta **costante di ionizzazione basica** (K_b), è

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

La forza degli acidi e delle basi (IV)

Le basi si dicono

- **forti** se hanno la K_b molto grande e si ionizzano completamente;
- **deboli** se hanno K_b piccola e non si ionizzano completamente.

Nome	Formula	Ioni in soluzione acquosa
idrossido di sodio	$\text{NaOH}_{(s)}$	$\text{OH}^-_{(aq)} + \text{Na}^+_{(aq)}$
idrossido di litio	$\text{LiOH}_{(s)}$	$\text{OH}^-_{(aq)} + \text{Li}^+_{(aq)}$
idrossido di potassio	$\text{KOH}_{(s)}$	$\text{OH}^-_{(aq)} + \text{K}^+_{(aq)}$
idrossido di magnesio	* $\text{Mg(OH)}_{2(s)}$	$2\text{OH}^-_{(aq)} + \text{Mg}^{2+}_{(aq)}$
idrossido di calcio	* $\text{Ca(OH)}_{2(s)}$	$2\text{OH}^-_{(aq)} + \text{Ca}^{2+}_{(aq)}$
idrossido di bario	$\text{Ba(OH)}_{2(s)}$	$2\text{OH}^-_{(aq)} + \text{Ba}^{2+}_{(aq)}$

La forza degli acidi e delle basi (V)

Poiché a ciascuna specie acida corrisponde una base coniugata, e viceversa, si può dire che

$$K_b \cdot K_a = K_w$$

Da cui si deduce che, all'aumentare della forza di una specie, diminuisce la forza della specie coniugata.

Il prodotto delle costanti di ionizzazione di una coppia acido-base coniugata corrisponde al prodotto ionico dell'acqua.

Come calcolare il pH di soluzioni acide e basiche

Gli acidi forti in soluzione acquosa sono completamente ionizzati: per calcolare il pH di tali soluzioni basta conoscere la concentrazione dell'acido:

$$\text{pH} = -\log M_{\text{HA}}$$

Il pH di una soluzione di acido debole è:

$$\text{pH} = -\log \sqrt{K_a \cdot [\text{acido}]}$$

Il pH di una soluzione di base debole è

$$\text{pOH} = -\log \sqrt{K_b \cdot [\text{base}]}$$

Come misurare il pH

Il pH di una soluzione si misura tramite gli indicatori.

Gli **indicatori** sono sostanze che assumono colorazioni diverse a seconda del pH della soluzione in cui si trovano. Il punto di passaggio da un colore a un altro è detto **punto di viraggio**.



La neutralizzazione: una reazione tra acidi e basi (I)

La **neutralizzazione** è una reazione fra un acido e una base in quantità equivalenti (dal punto di vista stechiometrico) che porta alla formazione di sale e di acqua, con liberazione di calore.

Nelle reazioni acido-base di neutralizzazione in cui gli ioni H^+ devono uguagliare gli ioni OH^- , è più corretto esprimere la concentrazione in normalità e non in molarità.

La neutralizzazione: una reazione tra acidi e basi (II)

La **normalità** (N) di una soluzione è il rapporto fra il numero di equivalenti e il volume, espresso in litri, di soluzione

$$\text{normalità} = N = \frac{\text{eq}_{\text{soluto}} (\text{eq})}{V_{\text{soluzione}} (\text{L})}$$

L'**equivalente** dipende dalla specie presa in considerazione ed è definito come la quantità di composto a cui corrisponde una mole di unità reattive.

La neutralizzazione: una reazione tra acidi e basi (III)

Formula	H ⁺ (OH ⁻) liberati	Relazione mole-equivalente	Massa molare <i>M</i> (g/mol)	Massa equivalente <i>m_{eq}</i> (g/eq)	Relazione tra N e M
HCl	1	1 mol ↔ 1 eq	36,5	36,5	N = M
H ₂ SO ₄	2	1 mol ↔ 2 eq	98,1	49,0	N = 2 M
H ₃ PO ₄	3	1 mol ↔ 3 eq	97,0	32,3	N = 3 M
Ba(OH) ₂	2	1 mol ↔ 2 eq	171,4	85,7	N = 2 M

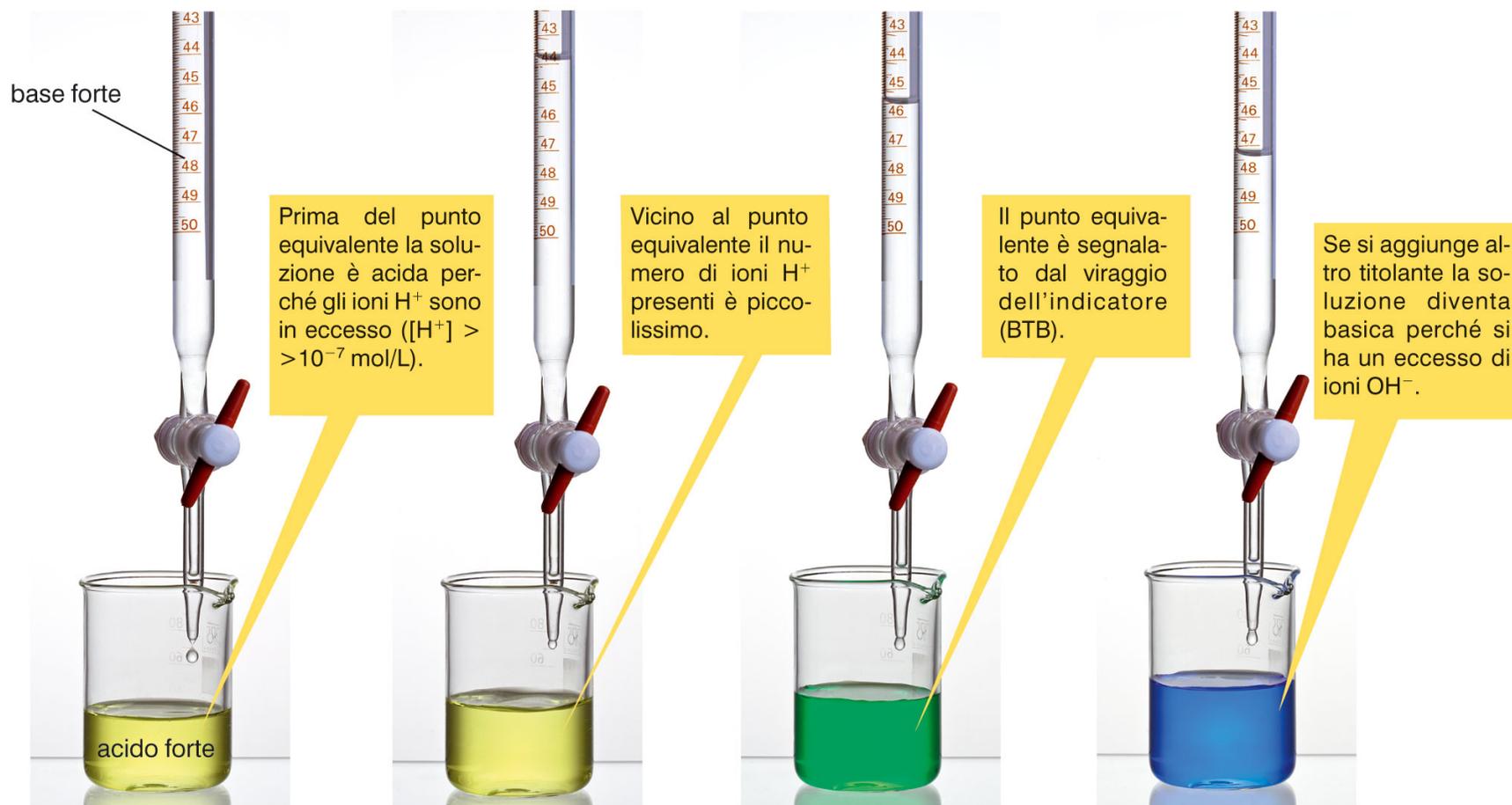
La titolazione acido-base (I)

La neutralizzazione è alla base della **titolazione**, cioè la tecnica che permette di determinare la concentrazione incognita di una soluzione acida (o basica), aggiungendo una soluzione basica (o acida) a concentrazione nota misurandone il volume.

La relazione per risalire al titolo di soluzione incognita in una titolazione acido-base è:

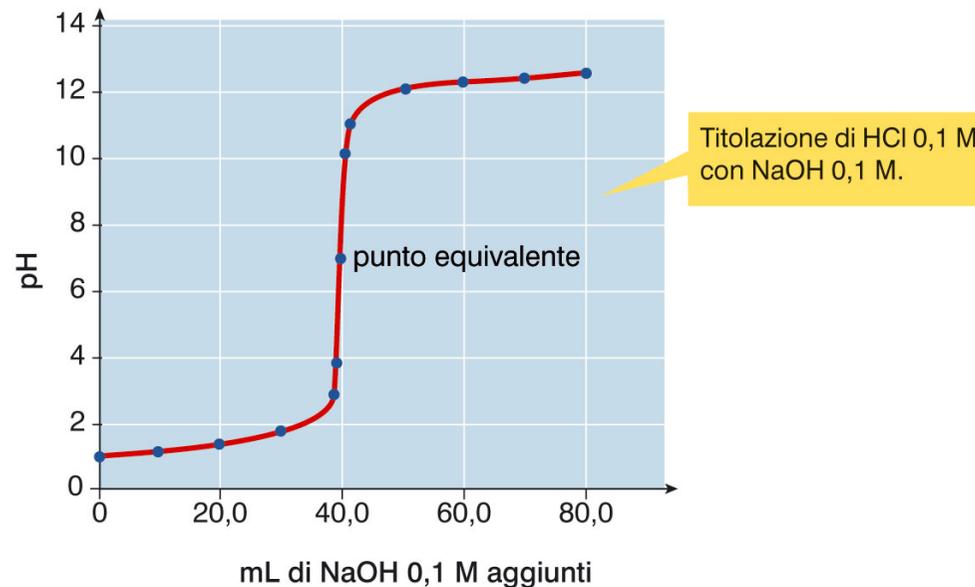
$$N_{\text{acido}} \cdot V_{\text{acido}} = N_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$

La titolazione acido-base (II)



La titolazione acido-base (III)

Riportando in grafico il pH della soluzione in funzione dell'aggiunta di titolante, si ottiene la curva di titolazione.



L'idrolisi: anche i sali cambiano il pH dell'acqua (I)

L'**idrolisi** è la reazione fra gli ioni del sale disciolto e le molecole d'acqua.

Tutti gli anioni e i cationi provenienti da acidi o da basi forti, quando vengono disciolti in acqua, non fanno variare il pH.

Se il sale contiene un anione che è la base coniugata di un acido debole, forma soluzioni basiche.

L'idrolisi: anche i sali cambiano il pH dell'acqua (II)

Se il sale contiene un catione che è l'acido coniugato di una base debole, forma soluzioni acide.



Le soluzioni tampone (I)

Le **soluzioni tampone** contengono una coppia acido-base coniugata in cui le concentrazioni di acido e di base, entrambi non forti, sono circa dello stesso ordine di grandezza.

Le soluzioni tampone sono soluzioni che resistono al cambiamento del pH per moderate aggiunte di acido o di base.



ZANICHELLI

Le soluzioni tampone (II)

Aggiunte acido o base	pH acqua (1 L)	Variazione pH acqua	pH tampone (1 L)	Variazione pH tampone
0	7		4,74	
10^{-3} mol HCl	3	-4	4,74	0
10^{-2} mol HCl	2	-5	4,66	-0,08
10^{-3} mol NaOH	11	+4	4,75	+0,01
10^{-2} mol NaOH	12	+5	4,83	+0,09

Il pH di una soluzione tampone si calcola con la relazione

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_s}{C_a}$$

dove

C_a = concentrazione iniziale di acido

C_s = concentrazione del sale disciolto