

ACIDI E BASI

evoluzione concetto "acido" e "base" nella storia:

- 1660 Boyle: descrive sistematicamente proprietà acidi e basi
- 1787 Lavoisier: prima ipotesi su composizione acidi (composti binari dell'O)
- 1811 Humphry Davy: elemento presente nella molecola di acido è H, non O
- 1887 Arrhenius: teoria su acidi e basi
- 1922 Bronsted e Lowry: definizione più generale di acidi e basi

ACIDI E BASI (NOMI)

SOLLO I NOMI DI DUE CATEGORIE DI SOSTANZE, DEFINITE NELLA CHIMICA CLASSICA - IN BASE ALLE LORO PROPRIETÀ MACROSCOPICHE

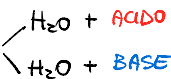
- GLI ACIDI SONO ASPRI AL GUSTO, DANNEGGIANO LA MATERIA ORGANICA, CORRODANO I METALLI
- LE BASI HANNO SAPORE AMARO, SONO SAPONOSE AL TATTO, DANNEGGIANO LA MATERIA ORGANICA MA NON I METALLI

ALCUNI ESTRATTI DI PIANTE (CAVOLO ROSSO, TORNASOLE) CAMBIANO COLORE A CONTATTO CON ACIDI E BASI, PER CUI VENGONO CHIAMATI INDICATORI

- SU ACIDI RENDONO ROSSO IL TORNASOLE
- LE BASI RENDONO BLU IL TORNASOLE

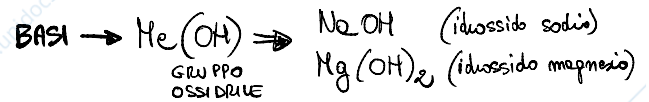
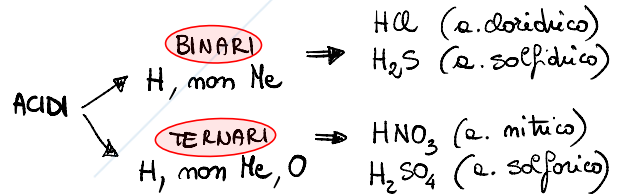
ACIDO E BASICICO (AGGETTIVI)

SONO AGGETTIVI CHE SI RIFERISCONO A SOLUZIONI



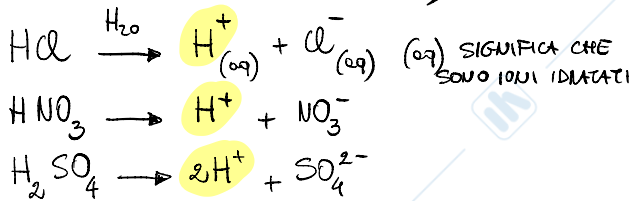
OVVIAMENTE LE CARATTERISTICHE MACROSCOPICHE DI QUESTE SOLUZIONI DIPENDONO DALLE CONCENTRAZIONI, MA CI SONO ACIDI CHE A PARITÀ DI CONCENTRAZIONE SONO PIÙ O MENO FORTI.

ACIDI E BASI REAGISCONO TRA LORO PRODUCENDO SALI + H₂O

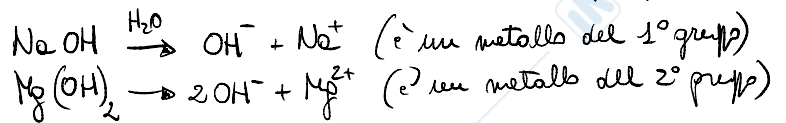


TEORIA DI ARRHENIUS

ACIDI = sostanze che messe in acqua subiscono idrolisi e liberano ioni H⁺ (protoni)



BASI = sostanze che in acqua rilasciano protoni OH⁻



TEORIA DI ARRHENIUS

permette di classificare sostanze di uso comune tra acide e basiche

osservò che gli acidi e le basi in soluzione acquosa conducevano la corrente elettrica, perché davano luogo alla formazione di ioni

- gli **acidi** sono sostanze che, sciolte in acqua, sono in grado di dissociarsi liberando ioni H⁺ $\text{HCl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
- le **basi** sono sostanze che, sciolte in acqua, liberano ioni OH⁻ $\text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

acidi monoprotici: liberano un solo ione H⁺ es. HCl, HNO₃

acidi poliprotici: liberano più ioni H⁺ es. H₂SO₄, H₃PO₄

basi: M + OH⁻ (gruppo idrossido)

molti idrossidi metallici sono composti ionici già allo stato solido > in acqua si dissociano in un catione metallico e uno o più idrossidi OH⁻

nelle soluzioni acquose degli acidi non esistono ioni H⁺ liberi > ioni H⁺ (con carica positiva molto concentrata) formano, tramite legame dativo con molecola d'acqua, ione H₃O⁺ (ione idronio)

Quando un acido in acqua si ionizza, lo ione H⁺ si lega tramite un legame dativo all'atomo di ossigeno di una molecola di acqua. Si forma così il catione H₃O⁺ (ione idronio)

PROPRIETÀ DEGLI ACIDI

PROPRIETÀ DEGLI ACIDI

- pH < 7
- Liberano idrogenioni
- Conducono la corrente elettrica
- Colorano in rosso il tornasole
- Neutralizzano le basi

PROPRIETÀ DELLE BASI

- pH > 7
- Liberano ioni idrossido
- Conducono la corrente elettrica
- Colorano in blu il tornasole
- Neutralizzano gli acidi

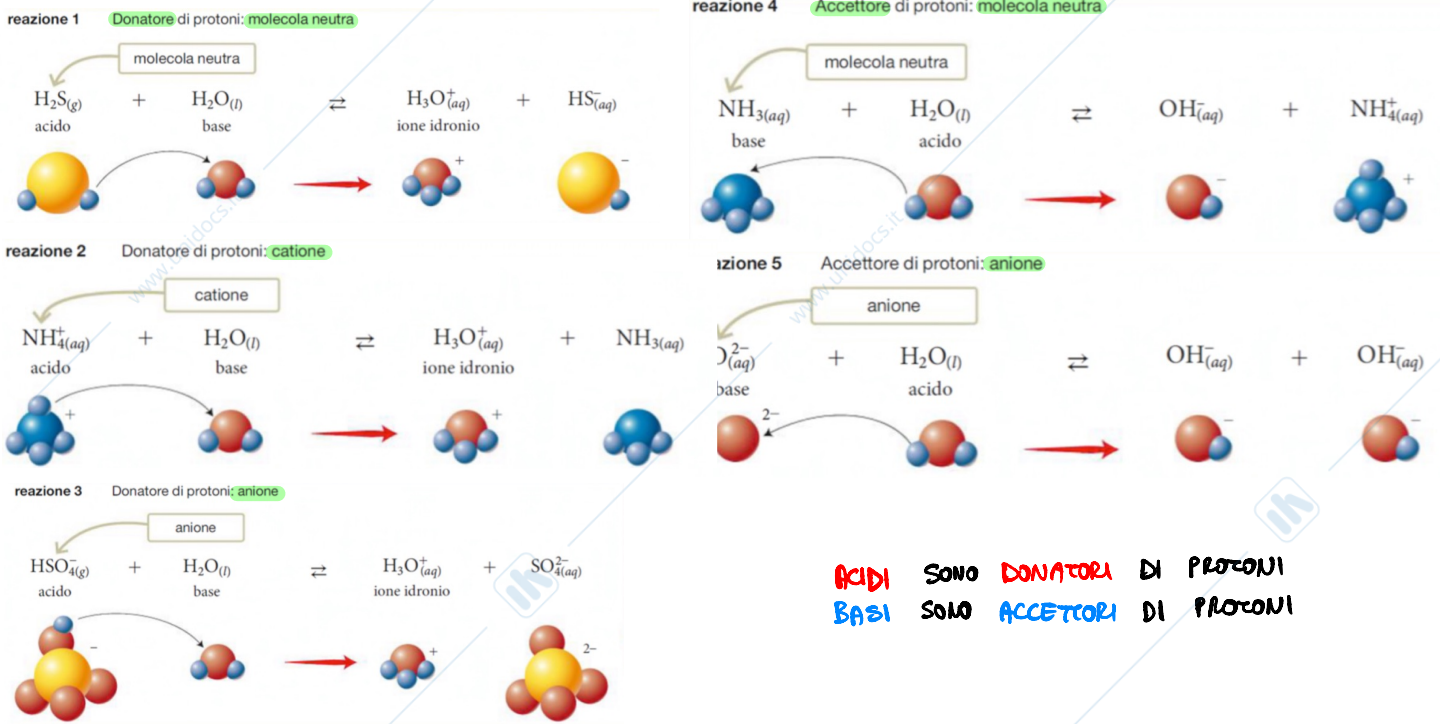
Il limite della teoria di Arrhenius risiede nel fatto che è applicabile solo alle sostanze solubili in acqua e non spiega il comportamento basico di sostanze come l'ammoniaca NH₃, non contenenti gruppi OH-

TEORIA DI BRONSTED E LOWRY

- un **acido** è qualsiasi molecola/ione che può **donare** un protone
- una **base** è qualsiasi molecola/ione che può **accettare** un protone

ci deve essere sempre una reazione di trasferimento del protone H⁺, affinché possano manifestarsi le proprietà acide e basiche delle sostanze

- un donatore di protoni è una qualsiasi specie che possiede atomi di idrogeno legati covalentemente ad altri atomi più elettronegativi
- un accettore di protoni può essere qualsiasi molecola neutra o anione che abbia disponibile una coppia di elettroni



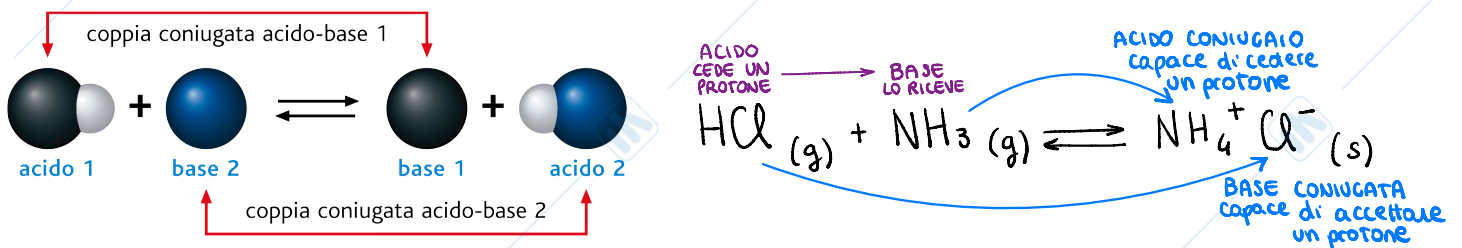
teoria spiega anche reazioni acido-base in fase gassosa

Il comportamento acido e basico è indipendente dalla presenza dell'acqua come solvente e non è necessaria la presenza del gruppo OH- per giustificare la basicità

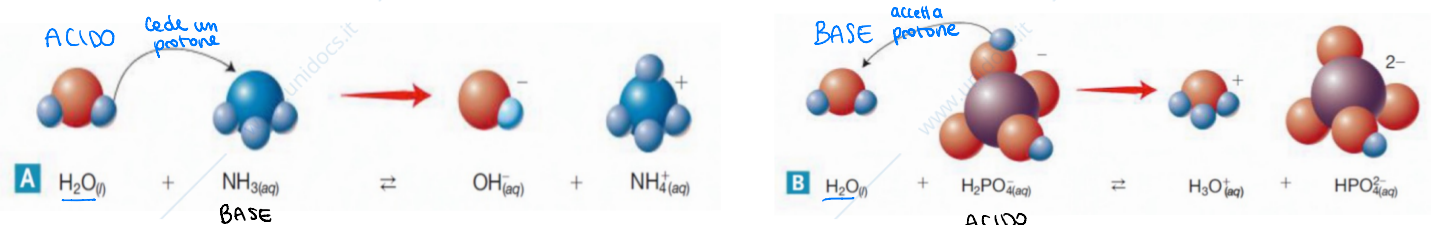
reazione acido-base: trasferimento protonico tra un acido e una base, per formare un altro acido e un'altra base

Quando si stabilisce un equilibrio chimico nella reazione

- ogni acido, donando il proprio protone, si trasforma in una base detta base coniugata
- ogni base, accettando il protone, si converte nel corrispondente acido coniugato

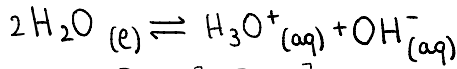


Alcune specie chimiche, come acqua e HCO₃⁻, sono anfotere, perché possono comportarsi come acidi (se donano atomi di idrogeno), come basi (se una delle sue coppie elettroniche solitarie accetta un protone) a seconda della sostanza con cui reagiscono



La ionizzazione

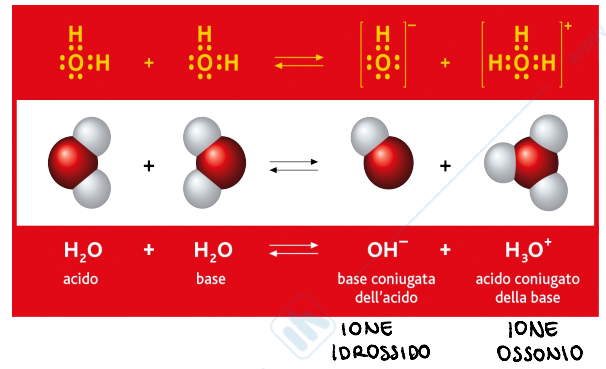
Nell'acqua distillata sono presenti pochissimi ioni liberi che derivano dalla ionizzazione delle sue molecole, detta AUTOIONIZZAZIONE/ autoprotolisi: alcune molecole d'acqua si ionizzano cedendo un protone H⁺ ad altre molecole d'acqua



$$K_{eq} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$K_{eq} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[55,5]^2}$$

1 L → m = 1000 g
 MM = (1·2 + 16) g/mol
 $n = \frac{m}{MM} = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 55,5 \text{ mol}$
 $M = \frac{n}{V} = \frac{55,5 \text{ mol}}{1 \text{ L}}$



Poiché H₂O(l) si può considerare un liquido puro, si può omettere dall'espressione di K_{eq}, ricavando la nuova costante dell'equilibrio di autoionizzazione K_w, chiamata prodotto ionico dell'acqua

Il prodotto delle concentrazioni dello ione ossonio e dello ione idrossido in acqua è chiamato **prodotto ionico dell'acqua K_w** e ha il valore costante di 1,0·10⁻¹⁴ a 25 °C (298 K)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

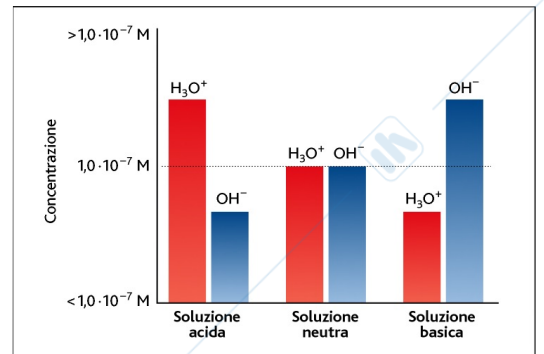
a 25 °C

Nell'acqua la concentrazione dello ione ossonio è uguale a quella dello ione idrossido ed è 1,0·10⁻⁷ M.

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 · 10 ⁻¹⁵
10	2,92 · 10 ⁻¹⁵
25	1,00 · 10 ⁻¹⁴
50	5,47 · 10 ⁻¹⁴
60	9,61 · 10 ⁻¹⁴

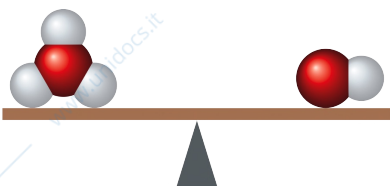
poiché la reazione di autoionizzazione è endotermica, all'aumento della temperatura corrisponde un aumento della concentrazione dei prodotti (eq verso dx), quindi del valore della costante K_w



in base alla quantità relativa di ioni H₃O⁺ e OH⁻ le soluzioni si dividono in tre gruppi

Una soluzione neutra

ha la concentrazione degli ioni ossonio uguale a quella degli ioni idrossido



Soluzione neutra

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

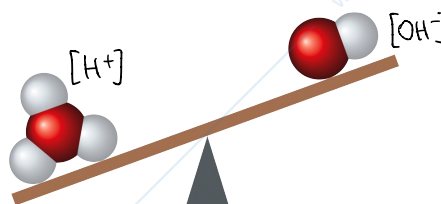
La concentrazione degli ioni H₃O⁺ è uguale a quella degli ioni OH⁻

una soluzione acquosa è

- acida se [H⁺] > 10⁻⁷ M
- neutra se [H⁺] = [OH⁻]
- basica se [H⁺] < 10⁻⁷ M

una soluzione acida si ottiene sciogliendo in acqua pura una specie più acida dell'acqua, cioè capace di aumentare la concentrazione degli ioni H⁺
 > equilibrio si sposta a sx
 > diminuisce la concentrazione degli ioni OH⁻

Una soluzione acida contiene ioni ossonio in concentrazione superiore agli ioni idrossido, cioè [H₃O⁺] è maggiore di 10⁻⁷ M



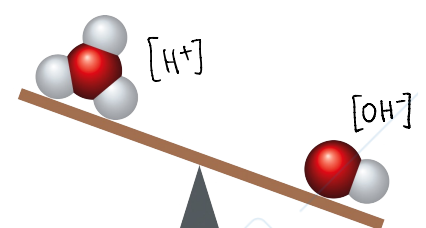
Soluzione acida

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Prevale la concentrazione degli ioni H₃O⁺
 [H₃O⁺] > 10⁻⁷ M

Una soluzione basica contiene ioni idrossidi in concentrazione superiore agli ioni ossonio, cioè [OH⁻] è maggiore di 10⁻⁷ M



Soluzione basica

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$$

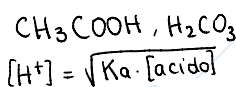
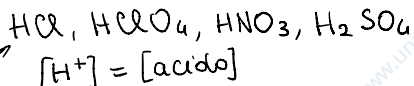
$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Prevale la concentrazione degli ioni OH⁻
 [H₃O⁺] < 10⁻⁷ M

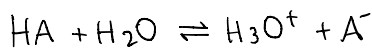
una soluzione basica si ottiene sciogliendo in acqua pura una specie più basica dell'acqua, cioè capace di diminuire la concentrazione degli ioni H⁺
 > equilibrio si sposta a dx
 > aumenta la concentrazione degli ioni OH⁻

secondo Bronsted

- sono **acidi forti** quelli che in acqua si ionizzano completamente (completamente dissociati: cedono protoni in maniera completa all'acqua e, tutte le molecole di un acido forte in soluzione si trasformano in ioni)
- sono **acidi deboli** quelli che in acqua si ionizzano parzialmente (tendono a rimanere in forma indissociata sono elettroliti deboli)

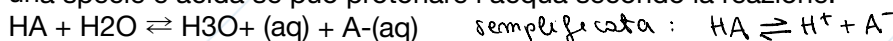


Nome		Formula	Ioni in soluzione		
Acidi (composti covalenti)					
FORTE	acido perclorico	$HClO_{4(l)}$	→	$H^+_{(aq)}$	+ $ClO^-_{4(aq)}$
	acido nitrico	$HNO_{3(l)}$	→	$H^+_{(aq)}$	+ $NO^-_{3(aq)}$
	acido solforico	$H_2SO_{4(l)}$	→	$H^+_{(aq)}$	+ $HSO^-_{4(aq)}$
	acido cloridrico	$HCl_{(g)}$	→	$H^+_{(aq)}$	+ $Cl^-_{(aq)}$
	acido bromidrico	$HBr_{(g)}$	→	$H^+_{(aq)}$	+ $Br^-_{(aq)}$
	acido iodidrico	$HI_{(g)}$	→	$H^+_{(aq)}$	+ $I^-_{(aq)}$



$K_{eq} = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]}$

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 (Ka)** più elevato è il valore di Ka, più l'acido è forte

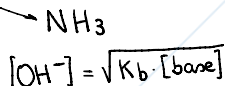
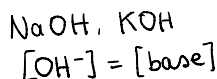
$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = K_{eq} \cdot 55,5$
 COSTANTE DI ACIDITÀ

$K_a > 10^{-2}$ ACIDO FORTE
 $K_a < 10^{-2}$ ACIDO DEBOLE

In acqua gli acidi forti e le basi forti esistono prevalentemente in forma di ioni, mentre gli acidi deboli e le basi deboli esistono prevalentemente in forma molecolare

secondo Bronsted

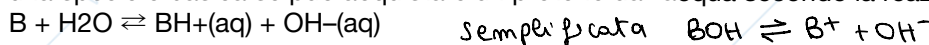
- sono **basi forti** quelle che in acqua si ionizzano completamente quanto più forte è un acido tanto più debole è la sua base
- sono **basi deboli** quelle che in acqua si ionizzano parzialmente



Nome		Formula	Ioni in soluzione		
Basi (composti ionici)					
	idrossido di sodio	$NaOH_{(s)}$	→	$OH^-_{(aq)}$	+ $Na^+_{(aq)}$
	idrossido di litio	$LiOH_{(s)}$	→	$OH^-_{(aq)}$	+ $Li^+_{(aq)}$
	idrossido di potassio	$KOH_{(s)}$	→	$OH^-_{(aq)}$	+ $K^+_{(aq)}$
	idrossido di magnesio	$*Mg(OH)_{2(s)}$	→	$2OH^-_{(aq)}$	+ $Mg^{2+}_{(aq)}$
	idrossido di calcio	$*Ca(OH)_{2(s)}$	→	$2OH^-_{(aq)}$	+ $Ca^{2+}_{(aq)}$
	idrossido di bario	$Ba(OH)_{2(s)}$	→	$2OH^-_{(aq)}$	+ $Ba^{2+}_{(aq)}$

* Poco solubili.

una specie è basica se può acquistare un protone dall'acqua secondo la reazione:



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

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

Le basi si dicono

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

Nel caso di acidi e basi forti la concentrazione dello ione ossonio o dello ione idrossido è uguale a quella dell'elettrolita di partenza.

$pH = -\log[H_3O^+] = -\log Ca$
 $pOH = -\log[OH^-] = -\log Cb$

In pratica, per una soluzione 0,1 M di un acido forte come l'acido nitrico HNO3

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 10^{-1} = -(-1) = 1$

Per una soluzione 0,1 M di NaOH, che è una base forte:

$pOH = -\log [OH^-] = -\log 10^{-1} = -(-1) = 1$

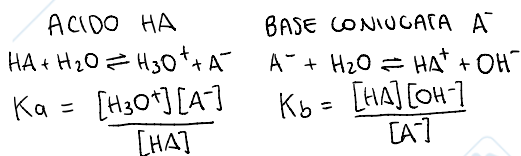
Nel caso di acidi o di basi deboli, che si dissociano parzialmente in soluzione acquosa, la concentrazione di ioni ossonio o di ioni idrossido in soluzione è sempre inferiore alla concentrazione dell'elettrolita di partenza.

$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot [A]}$ $[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot [B]}$

Il pH di un acido debole è sempre più alto del pH di un acido forte alla stessa concentrazione e il pOH di una base debole è sempre più basso del pOH di una base forte alla stessa concentrazione.

$pH = -\log \sqrt{K_a \cdot [A]}$
 $pOH = -\log \sqrt{K_b \cdot [B]}$

a ciascuna acido corrisponde una base coniugata, e viceversa
 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



INVERSAM. → gli acidi forti hanno basi coniugate deboli e
 proporzionali → le basi forti hanno acidi coniugati deboli

$$K_a \cdot K_b = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \cdot \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = [H_3O^+][OH^-] = K_w$$

costante di dissociazione dell'acqua = $1 \cdot 10^{-14}$

il pH

La scala del pH, introdotta nel 1909 da Søren P.L. Sørensen, esprime la concentrazione di H⁺ nelle soluzioni diluite senza far ricorso alla notazione esponenziale

Il pH di una soluzione è il logaritmo negativo in base 10 della concentrazione degli ioni H⁺

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

$$\text{cioè } pH = -\log_{10} [H^+]$$

misura il grado di acidità di una sostanza

es. $pH = 3,6 = -\log [H^+] \rightarrow [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,6}$

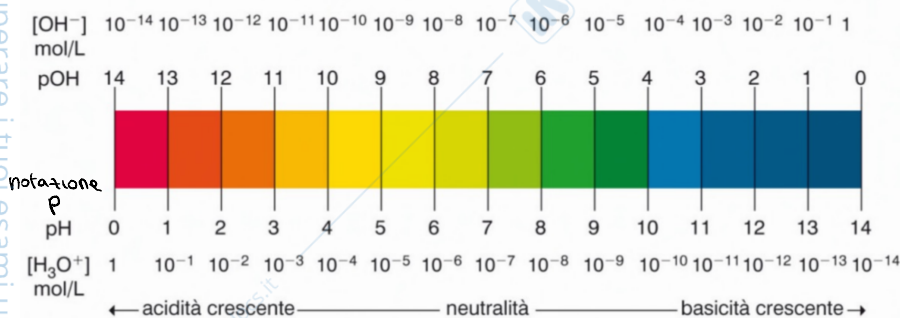
Il pOH di una soluzione è il logaritmo negativo in base 10 della concentrazione degli ioni OH⁻

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

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

misura il grado di basicità di una sostanza

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



pH	pOH	[H ₃ O ⁺]	[OH ⁻]	Proprietà della soluzione
0	14	10 ⁰	10 ⁻¹⁴	Acida
1	13	10 ⁻¹	10 ⁻¹³	Acida
2	12	10 ⁻²	10 ⁻¹²	Acida
3	11	10 ⁻³	10 ⁻¹¹	Acida
4	10	10 ⁻⁴	10 ⁻¹⁰	Acida
5	9	10 ⁻⁵	10 ⁻⁹	Acida
6	8	10 ⁻⁶	10 ⁻⁸	Acida
7	7	10 ⁻⁷	10 ⁻⁷	Neutra
8	6	10 ⁻⁸	10 ⁻⁶	Basica
9	5	10 ⁻⁹	10 ⁻⁵	Basica
10	4	10 ⁻¹⁰	10 ⁻⁴	Basica
11	3	10 ⁻¹¹	10 ⁻³	Basica
12	2	10 ⁻¹²	10 ⁻²	Basica
13	1	10 ⁻¹³	10 ⁻¹	Basica
14	0	10 ⁻¹⁴	10 ⁰	Basica

Una soluzione è
 acida se il pH è minore di 7 (prevale la conc di [H₃O⁺])
 neutra se il pH è uguale a 7
 basica se il pH è maggiore di 7 (prevale la conc di [OH⁻])

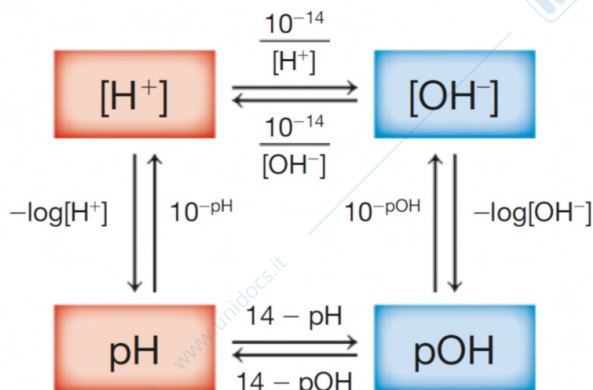
$$pX = -\log X$$

Poiché il prodotto ionico dell'acqua K_w è costante in tutte le soluzioni, e vale 1,0 · 10⁻¹⁴, per tutte le soluzioni i valori di pH e pOH devono essere tali che la loro somma sia uguale a 14

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

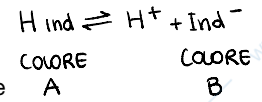
$$-\log K_w = -\log [H^+] - \log [OH^-]$$

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

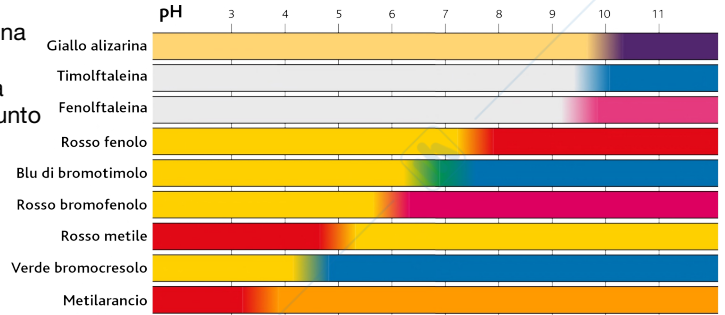


Per la misura precisa del pH si può usare il pH-metro (margine di errore di +/- 0,01), oppure sostanze organiche dette **INDICATORI ACIDO-BASE**: sostanze che modificano il proprio colore in seguito al cambiamento del pH

un indicatore è un acido (o una base) debole, la cui base coniugata (o l'acido coniugato) a un diverso colore
 gli indicatori sono molecole complesse le cui strutture elettroniche cambiano a seconda che siano protonate o deprotonate, determinando un cambiamento dei livelli di energia elettronica, quindi un cambiamento di colore
 - in ambiente acido è presente una grande quantità di ioni H⁺ quindi l'equilibrio è spostato verso sinistra e si apprezza il colore A
 - in ambiente basico tutti gli ioni H⁺ sono stati consumati, quindi l'equilibrio è spostato verso destra e si apprezza il colore B



L'improvviso cambiamento di colore che si apprezza nel corso di una titolazione è detto punto di viraggio
 il punto equivalente della titolazione, in corrispondenza del quale la quantità di acido bilancia esattamente la quantità della base, e il punto finale saranno molto vicini tra loro se si sceglie l'indicatore giusto
 Per misurare il pH una soluzione si utilizza l'indicatore universale, miscela di più indicatori efficaci a valori di pH
 il colore dell'indicatore universale cambia per ogni valore di pH, coprendo tutta la scala da 0 a 14



reazione di NEUTRALIZZAZIONE

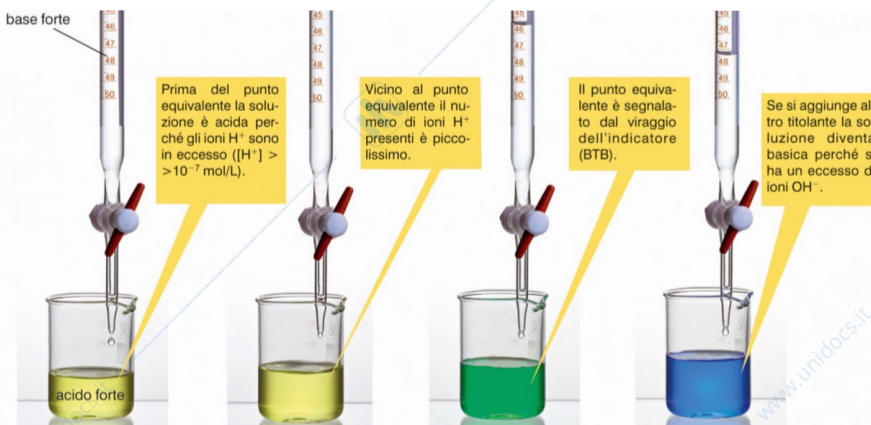
una reazione di neutralizzazione è una reazione che avviene tra una soluzione acida e una soluzione basica in quantità stechiometricamente equivalenti
 porta alla formazione di sale e di acqua, con liberazione di calore

La neutralizzazione è alla base della **TITOLAZIONE**, cioè la tecnica di analisi quantitativa che permette di determinare la concentrazione incognita di una soluzione acida (o basica), tramite aggiunte progressive di un'altra soluzione basica (o acida), detta titolante, a concentrazione nota, misurandone il volume

La relazione per risalire al titolo di soluzione incognita in una titolazione acido-base è:
 $N_{\text{acido}} \cdot V_{\text{acido}} = N_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$

*Si chiama **titolazione acido base** la determinazione della concentrazione di un acido mediante l'aggiunta di una base a titolo noto, o viceversa*

Il titolo di una soluzione indica il valore della sua concentrazione

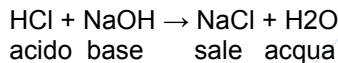


Le **curve di titolazione** acido-base rappresentano l'andamento del pH della soluzione da titolare in funzione del volume di titolante aggiunto nel corso della neutralizzazione

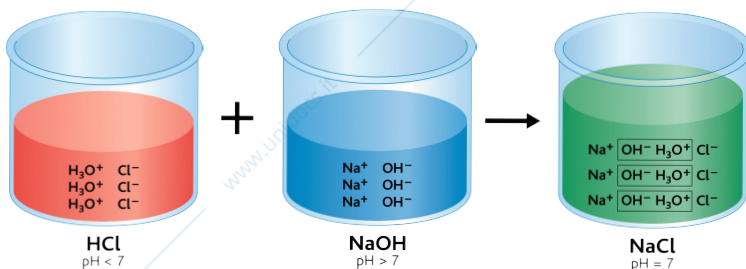
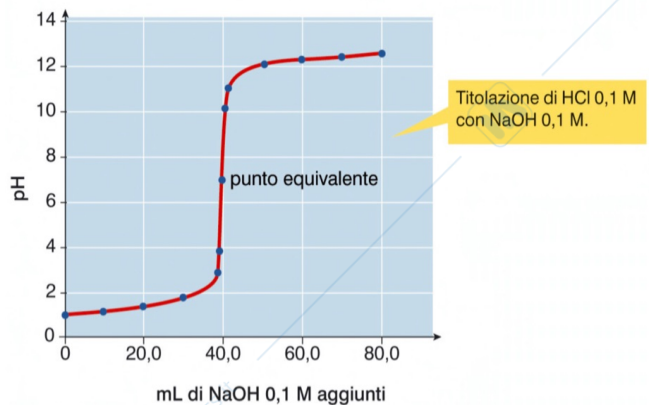
Dalla curva di titolazione è possibile individuare il **punto equivalente** (indicatore cambia colore), che varia a seconda della forza degli acidi e basi in gioco. il punto equivalente in una titolazione corrisponde al punto in cui le moli del titolante sono stechiometricamente uguali a quelle del titolando

$$n_{\text{moli H}^+} = n_{\text{moli OH}^-}$$

$$N_{\text{eq ACIDO}} = N_{\text{eq BASE}}$$



Mescolando due soluzioni equimolari di HCl e NaOH, tutti gli ioni idrossido si uniscono con gli ioni ossonio formando molecole di acqua. La soluzione ottenuta ha pH = 7 e contiene ioni sodio e ioni cloruro



Secondo la teoria di Lewis, sono considerati
 - acidi gli ioni o le molecole che possiedono un livello elettronico vuoto nello strato di valenza, in grado di accettare una coppia di elettroni non condivisi
 - base uno ione o una molecola che è in grado di donare una coppia di elettroni non condivisi
 Una reazione acido-base secondo Lewis comporta la formazione di un legame dativo tra una base di Lewis (donatore) e un acido di Lewis (accettore)

è alla base della **TITOLAZIONE**: determinazione sperimentale del titolo (concentrazione) incognito di una soluzione acida (o basica), mediante l'aggiunta di un volume, misurato con la buretta, di una base (o acido) a concentrazione nota (titolante), in presenza di un indicatore di pH

reazione di NEUTRALIZZAZIONE

una reazione di neutralizzazione è una reazione che avviene tra una soluzione acida (anioni e ioni H+) e una soluzione basica (cationi e ioni OH-) in quantità stechiometricamente equivalenti

La soluzione risultante è neutra (pH 7) porta alla formazione di sale e di acqua, con liberazione di calore

- il catione della base reagisce con l'anione dell'acido per formare un sale
- gli ioni H+ e OH- si combinano per dare molecole di acqua

si aggiunge, goccia a goccia, alla soluzione ignota una soluzione titolante, fino al completamento della reazione di neutralizzazione (il volume da titolare è stato tutto consumato dal volume titolante), cioè fino al raggiungimento del punto di equivalenza: tutto l'acido presente ha reagito con la base secondo i rapporti stechiometrici stabiliti dall'equazione che rappresenta la reazione, la concentrazione molare degli ioni H+ è uguale a quella degli ioni OH-
 > si annota il volume di titolante aggiunto, per risalire alla concentrazione della soluzione da titolare

Le curve di titolazione acido-base rappresentano l'andamento del pH della soluzione da titolare in funzione del volume di titolante aggiunto nel corso della neutralizzazione
 > il punto di flesso della curva corrisponde al punto di equivalenza della reazione

strumenti per misurare il pH di soluzioni di acidi-basi

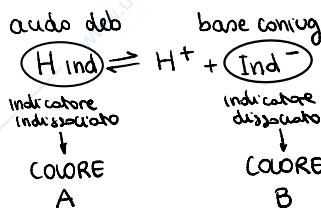
pHmetro

strumento ad alta sensibilità che permette di eseguire la misura immergendo un elettrodo nella soluzione in esame

indicatore acido-base

- sostanza con un proprio pH, che varia tra due possibili colori
- è un acido o base debole, con un proprio pH, la cui la forma indissociata (acido/base) ha un colore diverso da quella dissociata (base coniugata/acido coniugato) > cambia colore a seconda del pH della soluzione in esame
- la variazione di colore non è istantanea e improvvisa, ma avviene in un piccolo intervallo di pH definito intervallo di viraggio, in cui le concentrazioni delle due specie non sono molto differenti e quindi si può osservare una colorazione intermedia (si determina sperimentalmente con le soluzioni tampone, che hanno la proprietà di mantenere il proprio pH quasi invariato anche dopo l'aggiunta di piccole quantità di acidi o di basi) > l'occhio umano recepisce una delle due forme colorate dell'indicatore quando questa è presente in rapporto almeno 10:1 sull'altra
- il centro dell'intervallo di viraggio (punto finale/di viraggio) è il valore di pH in corrispondenza del quale l'indicatore cambia colore

si sceglie l'indicatore adatto in modo che il suo intervallo di viraggio (variazione di colore) sia vicino al flesso della curva:
 pH di viraggio = punto di equivalenza della reazione



AGGIUNGENDO SOLUZ. ACIDA → ioni H+ aumentano → EQ a SX → COLORE A
 AGGIUNGENDO SOLUZ. BASICA → ioni H+ diminuiscono → EQ a DX → COLORE B

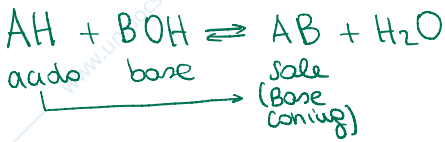
un singolo indicatore acido-base, avendo un suo pH di viraggio specifico, quindi due soli possibili colori, non permette individuare il pH della soluzione (quindi non si può dire se la soluzione sia acida o basica)

cartina a indicatore universale

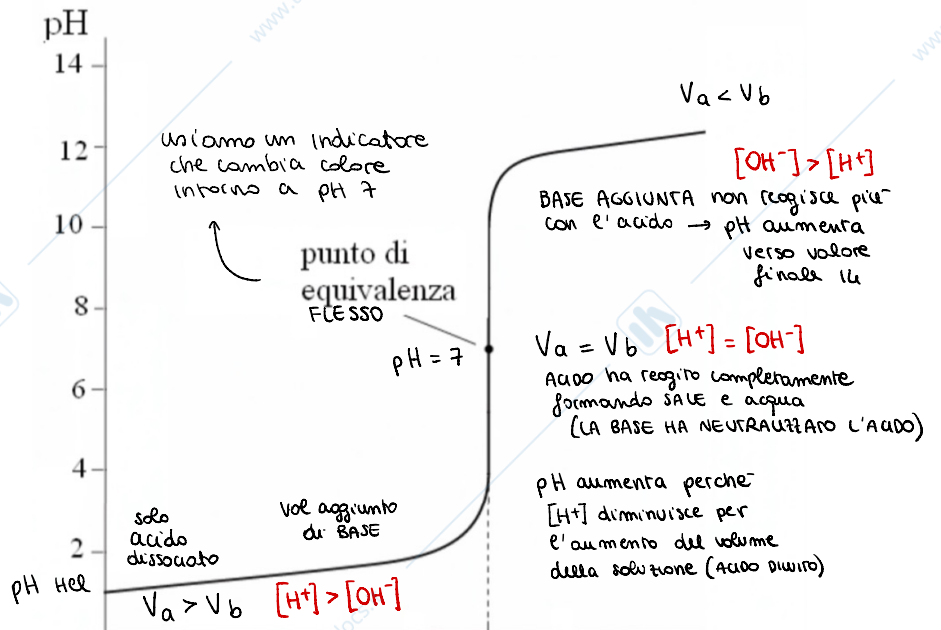
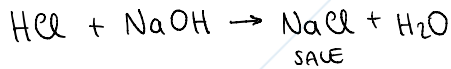
- striscia di carta imbevuta di una miscela di indicatori, assume un colore diverso e per ogni pH della soluzione con cui viene a contatto
- il pH si determina confrontando il colore assunto da una striscia bagnata nella soluzione da esaminare con la scala cromatica fornita dalla confezione

Indicatore	pK _{Ind}	Intervallo di viraggio	colore A	colore B
metilarancio	3,7	3,1 - 4,4	rosso	giallo
rosso metile	5,1	4,4 - 6,2	rosso	giallo
blu di bromotimolo	7,0	6,2 - 7,6	giallo	blu
rosso fenolo	7,9	6,4 - 8,0	giallo	rosso
fenolftaleina	9,4	8,0 - 10,0	incolore	viola

TITOLAZIONE



HCl DA TITOLARE NaOH TITOLANTE
ACIDO FORTE-BASE FORTE
 al punto di equivalenza pH=7



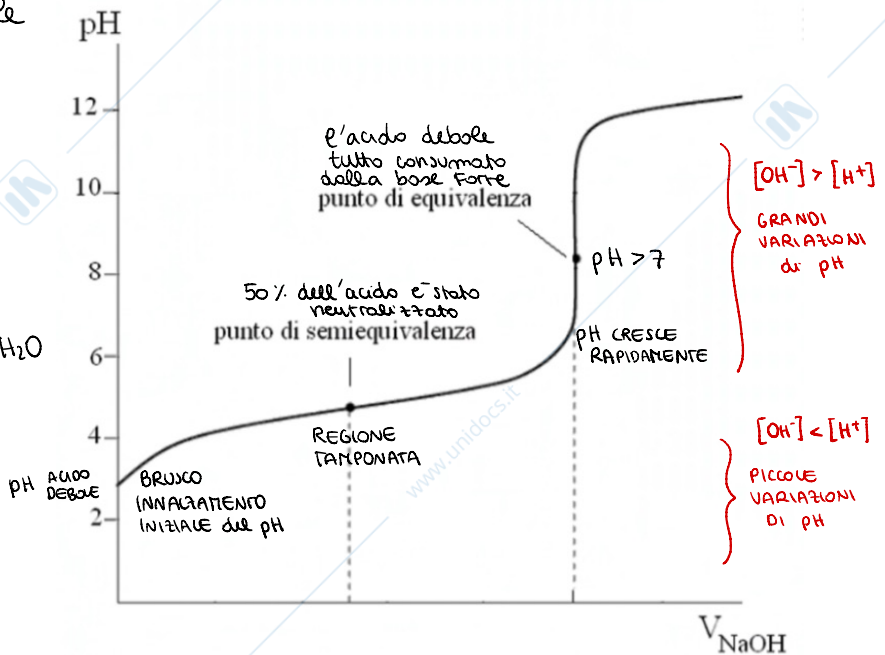
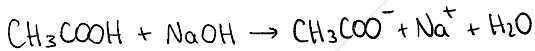
CAMPIONE INIZIALE DA TITOLARE (pH iniziale)
 AGGIUNTA TITOLANTE (inizio neutralizzazione)
 TITOLANTE IN ECCESSO (neutralizzazione completata)

Completamente dissociato in ioni

parzialmente dissociato in ioni

pH acido forte < pH acido debole
 [H⁺] maggiore [H⁺] minore

ACIDO DEBOLE-BASE FORTE
 al punto di equivalenza pH > 7



BASE DEBOLE-ACIDO FORTE
 al punto di equivalenza pH < 7

