

ACIDI E BASI

Conte Ersilia

Etimologia

Il nome **acido** viene dal latino *acidum* che significa aspro, pungente.

Il nome **alcali** viene dall'arabo *al-qalì* che sta ad indicare la potassa contenuta nella cenere di legna, le cui soluzioni sono fortemente basiche.

Che cosa sono gli acidi e le basi

Molti dei prodotti di uso comune presentano caratteristiche **acide** o **basiche**, che possono facilmente essere riconosciute utilizzando il gusto o alcune proprietà.

Acidi

- Sono di sapore aspro;
- Corrodono facilmente molti metalli;
- Fanno diventare rosso il tornasole, una sostanza estratta da un lichene.

Basi

- Hanno un sapore amarognolo;
- Sono saponose al tatto;
- Si mostrano corrosive solo per alcuni metalli;
- Fanno diventare blu il tornasole

Acidi di uso comune

Alcuni alimenti quali l'aceto, il limone e lo yogurt presentano un tipico sapore aspro che viene meglio definito come acido ed è dovuto alla presenza di:

l'acido acetico nell'aceto,

l'acido citrico, nel succo del limone e

l'acido lattico nello yogurt.

Alcuni acidi possono essere presenti nei prodotti per l'igiene, fra questi vi è:

l'acido cloridrico (commercialmente chiamato acido muriatico, usato per togliere le incrostazioni da calcare),

l'acido solforico usato per sturare i bagni o ancora **l'acido fluoridrico** usato per togliere le macchie di ruggine dai tessuti.

Basi di uso comune

Il **bicarbonato di sodio** usato in casa per vari scopi, in soluzione ha un sapore amarognolo, e una soluzione concentrata di tale sostanza è scivolosa al tatto; tutte le sostanze che hanno un comportamento simile sono dette **basi** (o anche **alcali**).

Fra le basi di comune impiego vi sono:

l'idrossido di ammonio (ammoniaca) e

l'ipoclorito di sodio (candeggina), usati come prodotti per la pulizia delle superfici, e

l'idrossido di sodio contenuto nei prodotti per la pulizia delle tubazioni degli scarichi casalinghi.

Osservazioni storiche:

Approfondimento

J. R. Glauber 1648: Gli alchimisti conoscevano la capacità degli acidi e delle basi di fare cambiare di colore alcuni coloranti vegetali e queste proprietà insieme alla capacità degli acidi e delle basi di neutralizzarsi a vicenda formando Sali, facevano pensare che essi presentassero proprietà opposte

R. Boyle (1627- 1691) Approfondimento

Spiegava la natura pungente degli acidi con la forma a punta delle particelle e le caratteristiche basiche con la forma tonda delle particelle; la neutralizzazione veniva spiegata col fatto che le particelle a punta degli acidi si conficcavano nelle particelle tonde delle basi (questo era un ingenuo trasferimento delle proprietà macroscopiche a livello macroscopico).

Fu fra i primi ad occuparsi di indicatori vegetali, egli osservò che lo sciroppo di violette blu virava al rosso in presenza degli acidi e al verde in presenza degli alcali.

Egli classificò acidi ed alcali secondo la loro forza, ricorrendo all'infuso di *lignum nephriticum*. Altri esperimenti fece con il succo di fiordalisi, di ligustro, di more e con i decotti di fiori di melograno e di rosa. Vide che il litmus (tornasole) estratto da particolari licheni, assumeva colorazione rossa in presenza di acidi e blu in presenza di alcali e ne impregnò la carta per facilitarne l'impiego.

Lavoisier 1777

Approfondimento

Sostenne che l'**ossigeno** era il principio generale dell'acidificazione, in quanto i non metalli combinandosi con l'ossigeno acquisivano carattere acido, ma questo approccio, precursore delle moderne teorie, non fu sviluppato, perché H. Davy riportava studi sull'acido muriatico (HCl) a carattere acido non contenete ossigeno.

J. von Liebig 1838

Approfondimento

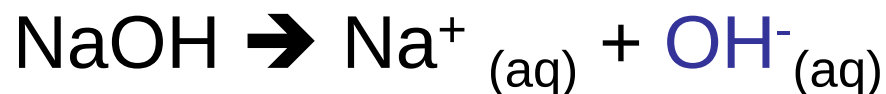
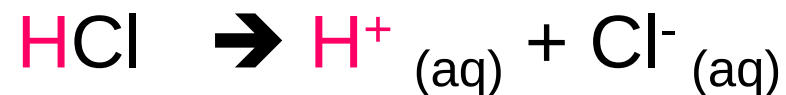
Ipotizzò che gli acidi contenessero nella loro molecola almeno un atomo di **idrogeno sostituibile**, stabilendo un secondo principio dell'acidificazione

Definizione di Acido (Base)

- Teoria di Arrhenius: sono **acidi** (**basi**) tutte quelle sostanze che in soluzione acquosa, si dissociano liberando ioni **H⁺** (**OH⁻**).

L'acqua non entra nella stechiometria della reazione e non possono essere spiegati il comportamento acido o basico di tutte le sostanze:

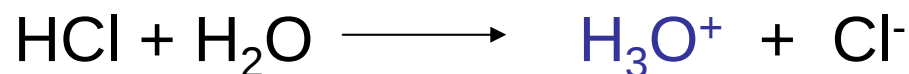
es. CO₂ SO₂ NH₃



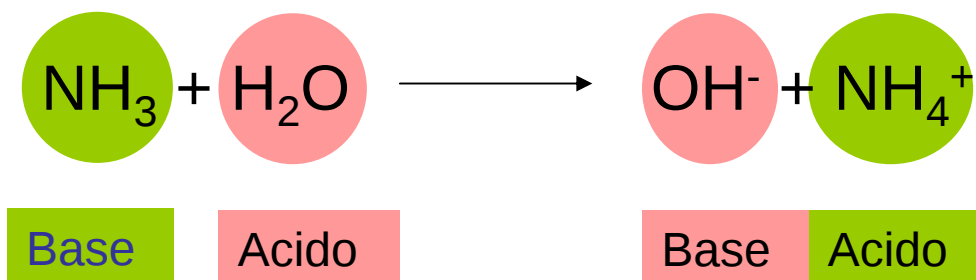
Definizione di Acido (Base)_{continua}

- Teoria di Brønsted-Lowry: un **acido** (**base**) è un donatore (**accettore**) di protoni. Un composto non può comportarsi da acido se non in presenza di una base e viceversa.

Sebbene questa teoria sia un'estensione di quella di Arrhenius non è sufficiente a spiegare il comportamento acido-base di tutte le sostanze anche quelle che non trasferiscono protoni.



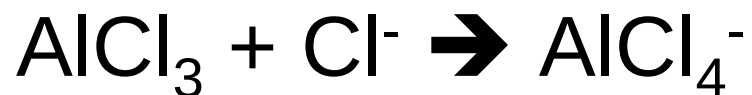
Ione idronio



*Coppia
coniugata
acido-base*

Definizione di Acido (Base)_{continua}

- Teoria di Lewis: un **acido** (**base**) è una specie chimica capace di **accettare** (**donare**) una doppietta elettronica.



Sono acidi anche le molecole con ottetti incompleti e basi le molecole con doppietti elettronici disponibili. Questa è la definizione più ampia e completa che comprende anche le precedenti definizioni.

Gli acidi e le basi come elettroliti

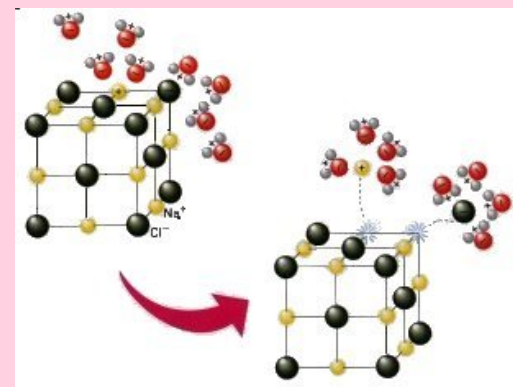
approfondimento

Le sostanze che in soluzione acquosa si scindono in ioni positivi e negativi in grado di condurre, in varia misura, la corrente elettrica, vengono chiamate **elettroliti**.

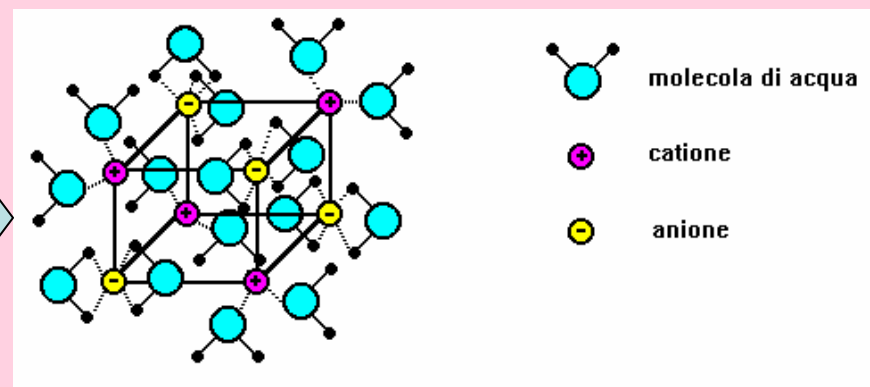
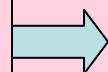
Gli ioni rappresentano i “veicoli” per il trasporto dell’elettricità. Maggiore è il numero di ioni presenti, maggiore è la conducibilità della soluzione dell’elettrolita.

Sono elettroliti gli **acidi**, le **basi**, e i **sali**.

Dissociazione: si riferisce alla scissione in *ioni* di carica opposta, che subiscono, per intervento dell'acqua, i **composti ionici**.



Ionizzazione: si riferisce alla separazione in *ioni* di carica opposta che subiscono i **composti covalenti polari** all'atto della loro dissoluzione in acqua.



approfondimento

ELETTROLITI FORTI E DEBOLI

Gli elettroliti che in soluzione presentano *tutte le molecole dissociate in ioni* sono chiamati **elettroliti forti** (es: NaCl, HCl, H₂SO₄, ecc.).

Gli elettroliti dei quali, invece, solo una *piccola frazione è dissociata in ioni* si chiamano **elettroliti deboli** (es: CH₃COOH, H₂CO₃, NH₃, ecc.).

PROVE DI CONDUCTIBILITA'

ACIDI

Eseguendo prove di conducibilità elettrica su soluzioni di **CH₃COOH** e **HCl** si osserva che:

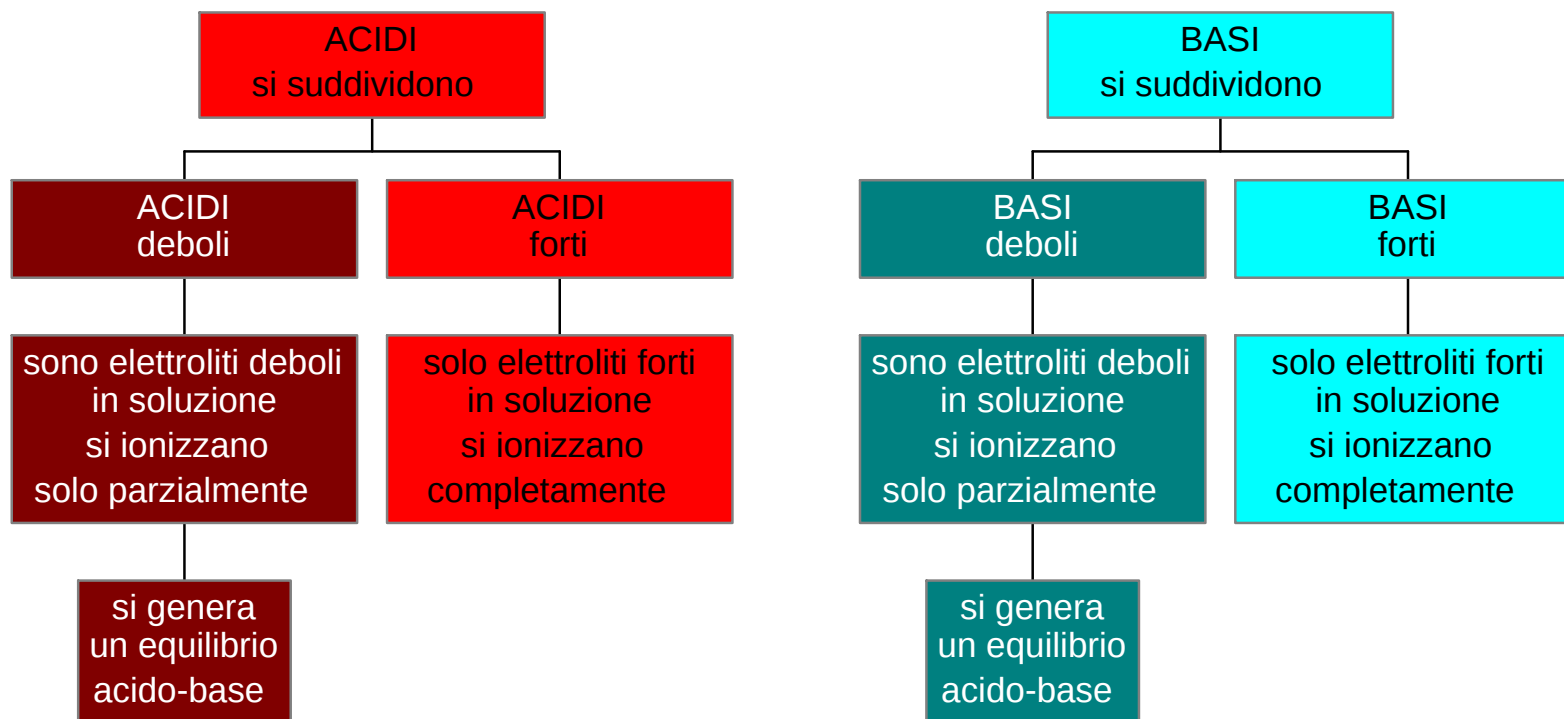
- a parità di concentrazione se si preparano soluzioni una soluzione di **HCl** conduce molto meglio la corrente rispetto ad una soluzione di **CH₃COOH**.

BASI

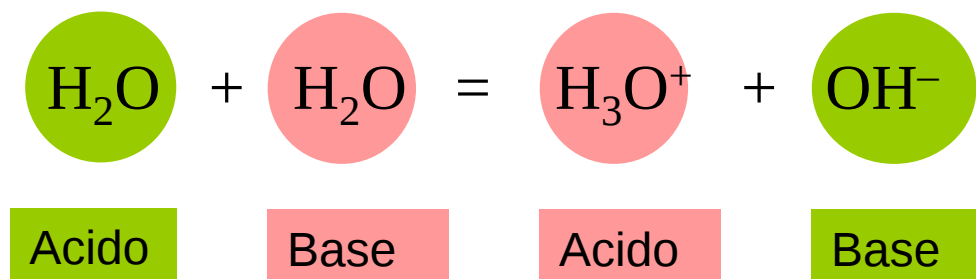
Eseguendo prove di conducibilità elettrica su soluzioni di **NaOH** e **NH₃** si osserva che:

- a parità di concentrazione, una soluzione di **NaOH** conduce molto meglio la corrente rispetto ad una soluzione di **NH₃**.

Acidi e basi: forti e deboli



Reazione di dissociazione dell'H₂O



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

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

***prodotto ionico dell'acqua =
Prodotto della concentrazione
degli ioni H⁺ e degli ioni OH⁻***

$$\text{a } 25\text{ }^\circ\text{C: } K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA

APPROFONDIMENTO

Il valore molto basso di K_{eq} , ci indica che l'acqua è poco dissociata.

La massa di una mole di acqua è 18 g/mole e che la massa totale di acqua in un litro è 1000 g la concentrazione molare dell'acqua pura sarà:

$$[H_2O] = 1000 \text{ g/l} : 18 \text{ g/mole} = 55,5 \text{ mol/l}$$

Tale valore può essere considerato costante, la relazione di equilibrio diventa:

$$K \cdot [H_2O]^2 = K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

$$K \cdot [55,5]^2 = K_w = [H_3O^+][OH^-] \text{ prodotto ionico dell'acqua}$$

$$K_w = 3,25 \cdot 10^{-18} \times (55,5)^2 = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Concentrazione ioni H^+ e ioni OH^-



Poiché da una molecola di acqua si ottiene uno ione H^+ e uno ione ossidrile (OH^-), nell'**acqua pura** le concentrazioni dei due ioni devono essere uguali, cioè:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$$

Sostituendo nella relazione del prodotto ionico dell'acqua si ha:

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

$$1 \cdot 10^{-14} = [\text{H}^+]^2$$

da cui:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l} \quad \text{soluzioni neutre}$$

Soluzioni acide e basiche

- Una soluzione in cui prevale la concentrazione degli ioni H^+ , risulta **acida**.



- Una soluzione in cui prevale la concentrazione degli ioni OH^- risulta **basica**.



Scala del pH

Il grado di acidità e di basicità si misura mediante una scala i cui valori a 25 °C

sono compresi tra 1 e 14, chiamata scala di **pH**.

Si definisce pH il logaritmo negativo (in base 10) della concentrazione di ioni idrogeno di una soluzione

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

pH = 7 indica la neutralità

pH < 7 indica l'acidità

pH > 7 indica la basicità

Determinazione sperimentale del pH

Il **grado di acidità o basicità** di una soluzione si può misurare sperimentalmente in modo rapido utilizzando **indicatori acido-base** o **piaccametri**.

Gli **INDICATORI** sono sostanze chimiche che assumono diverso colore quando vengono a contatto con un acido o una base.

Miscele di indicatori assumono tonalità di colori differenti a seconda del valore del **pH**

e, pertanto, sono utilizzabili

per misurare quantitativamente il grado di acidità (**soluzioni e cartine universali**).