

# Acidi e basi

## TEORIA DI BRONSTED -LOWRY

Teoria sul comportamento degli acidi e delle basi, che teneva conto del trasferimento di  $H^+$ . Essi definirono:

- Acido una specie capace di cedere protoni o ioni  $H^+$ , in seguito a una scissione eterolitica del legame tra l'H e il l'atomo a cui esso è legato
- Base una specie capace di acquistare protoni ioni  $H^+$ , deve possedere almeno una coppia di di elettroni non condivisa che andrà a formare un legame con il protone

## ACIDI

- $H-F \rightarrow H^+ + F^-$
- $HCOOH \rightarrow H^+ + HCOO^-$

Il doppietto di elettroni rimane sull'ossigeno

Elettrolitico: un legame si spezza e gli elettroni vanno tutti e due dalla stessa parte

## BASI

- $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$

Il doppietto di non legame presente sul N diventa di legame formando un legame covalente con l'H.

- $OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$

⚠  $Cl^- + H^+ \rightarrow HCl$  NO!! Cl e Br non funzionano da acidi e basi

Secondo la teoria di Bronsted e Lowry, un acido può donare il protone solo in presenza di una base che lo accetti. Un acido  $A_1$  cede il protone alla base  $B_2$ , diventando base  $B_1$ , per deprotonazione, mentre la base  $B_2$ , protonandosi diventa acido  $A_2$ .



Sono coppie coniugate se si tratta di una reazione all'equilibrio



L'acqua è anfotera ovvero può comportarsi sia da acido che da base:  $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]^2}$$

Costante dell'autolisi dell'acqua:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \quad [H^+] = [OH^-] = \sqrt{1,0 \cdot 10^{-14}} = 1,0 \cdot 10^{-7}$$

$H_3O^+ > OH^- \rightarrow$  soluzione acida

$H_3O^+ < OH^- \rightarrow$  soluzione basica

**pH:** grandezza logaritmica per determinare la concentrazione di  $H^+$

pH = 7 neutro

pH < 7 acido

pH > 7 basico

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

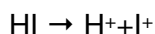
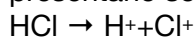
**pOH:** grandezza logaritmica per determinare la quantità di  $OH^-$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

## ACIDI DEBOLI

Un acido debole è un acido che non perde tutti gli atomi d'idrogeno quando disciolto in acqua, ovvero si dissocia solo parzialmente.

Acido monocratico: Ciascuna molecola dell'acido monoprotico dona un solo elettrone, ovvero presentano solo un gruppo dissociabile.



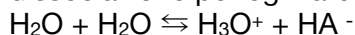
La concentrazione iniziale dell'acido coincide con la quantità di prodotti in soluzione  $\text{HA} = \text{H}_3\text{O}^+$

### Costante di dissociazione di un acido:



Il valore della  $K_a$  è la misura della forza di un acido, più l'acido sarà debole più bassa sarà la sua costante di dissociazione.

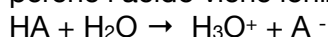
Acidi poliprotici: hanno formula generale  $\text{H}_n\text{A}$  ( $n=2,3,4$ ) e instaurano in soluzione un equilibrio di dissociazione per ogni atomo di idrogeno che rilasciano come protone.



Il primo è caratterizzato dalla costante  $K_{a1}$ , il secondo dalla costante di dissociazione  $K_{a2}$ . Per qualsiasi tipo di acido  $K_{a2}$  è inferiore di  $K_{a1}$ .

## ACIDI FORTI

Un acido forte è una sostanza che ha una costante di dissociazione acida maggiore di 1, ciò perché l'acido viene ionizzato completamente.



$$\text{pH} = -\log_{10}(\text{H}^+) \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

## BASI FORTI

Le basi forti sono quelle che acquistano in maniera completa ioni  $\text{OH}^-$  dall'acqua (il composto è completamente ionizzato).

Per calcolare il pH di una base forte:

$$\text{pOH} = -\log_{10}(\text{OH}^-) \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

Sono basi forti i sali idrossidi che formano:

Ioni  $\text{OH}^- \rightarrow \text{MOH}$  dove M è un metallo alcalino (Li, Cs, Na, K, Rb)

Ioni  $(\text{OH}^-)_2 \rightarrow \text{M}(\text{OH})_2$  dove M è un metallo alcalino terroso (Ca, Sr, Ba)

## BASI DEBOLI

Una base debole è una sostanza che quando viene disciolta in acqua, si dissocia solo parzialmente producendo ioni  $\text{OH}^-$  o accedendo protoni.

### Costante di dissociazione di una base:



Il valore della  $K_b$  è la misura della forza di una base, più la base sarà debole più bassa sarà la sua costante di dissociazione.  $k_b = k_w / k_a$

## SOLUZIONI TAMPONE

Le soluzioni tampone hanno la prerogativa di mantenere pressoché costante il pH qualora in esse vengano introdotti acidi o basi forti. La soluzione tampone è costituita da una coppia coniugata deboli e un elevata concentrazione.

$$[OH^-] = K_b \cdot \frac{C_b}{C_s}$$

$$[H^+] = K_a \cdot \frac{C_a}{C_s}$$

Procedimento:

L'acido HA viene miscelato con un sale contenente lo ione A<sup>-</sup>.

All'acido HA viene aggiunta una base forte in difetto, il rimanente acido costituisce il sistema tampone.

Alla base debole viene d'aggiunta una quantità in difetto di acido forte.