

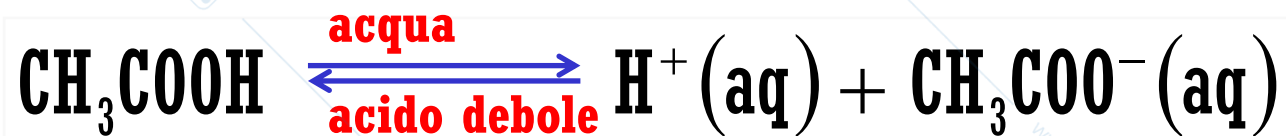
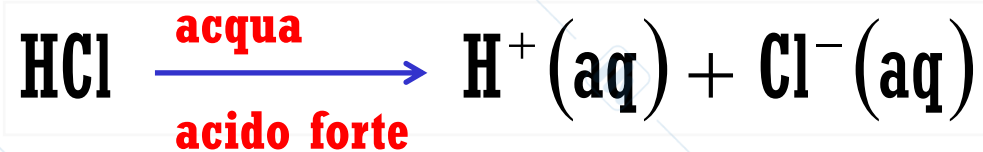
ACIDI E BASI

Alcuni acidi e basi comuni

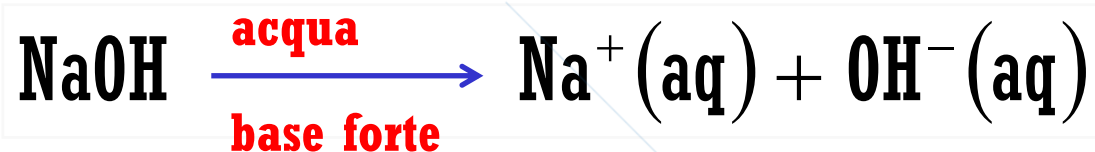
Sostanza	Uso
Acidi	
Acido acetico, CH_3COOH	Aromatizzante, conservante
Acido citrico, $\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	Aromatizzante
Acido fosforico, H_3PO_4	Rimozione della ruggine
Acido bórico, H_3BO_3	Antisettico blando; insetticida
Sali di alluminio, $\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	Nel lievito in polvere, insieme a idrogenocarbonato di sodio
Acido cloridrico (acido muriatico), HCl	Detergente per mattoni e piastrelle di ceramica
Basi	
Idrossido di sodio, NaOH	Detergente per forni, disotturante per scarichi
Ammoniaca, NH_3	Detergente per usi domestici
Carbonato di sodio, Na_2CO_3	Addolcitore dell'acqua, sgrassante
Idrogenocarbonato di sodio, NaHCO_3	Estinguente antincendio, agente lievitante nelle miscele per dolci (lievito in polvere), antiacido blando
Fosfato di sodio, Na_3PO_4	Detergente per superfici prima della pitturazione o dell'applicazione di carte da parati

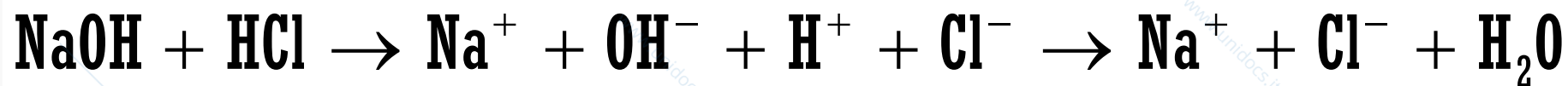
Acidi e basi - Teoria di Arrhenius

- **Svante Augustus Arrhenius - 1884**
- **Gli acidi generano H^+ in soluzione acquosa**



- **Le basi generano OH^- in soluzione acquosa**





- **neutralizzazione - combinazione di H^+ con OH^-**

- **Acidi forti – ionizzati al 100% in acqua**

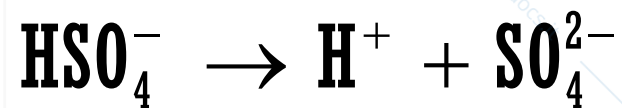
HCl , HBr , HI , H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_4 , HClO_3

- **Basi forti - ionizzate al 100% in acqua**

LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH ,

$\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$

ACIDI POLIPROTICI

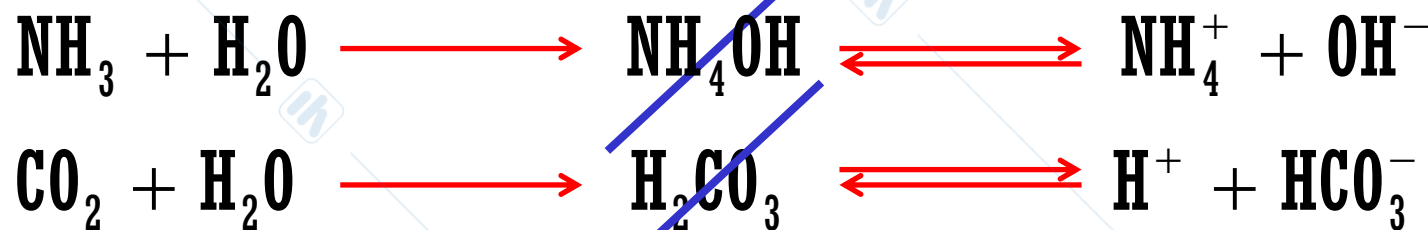


Una mole di acido solforico dà, in soluzione acquosa, 2 moli di ioni H^+ , cioè 2 **EQUIVALENTI** acidi

$N = n^\circ$ di equivalenti/ litro di soluzione

$$N = M \times n_{\text{eq}}$$

La teoria di Arrhenius deve ricorrere all'ipotesi dell'esistenza di specie non esistenti per spiegare la basicità o l'acidità di alcune sostanze



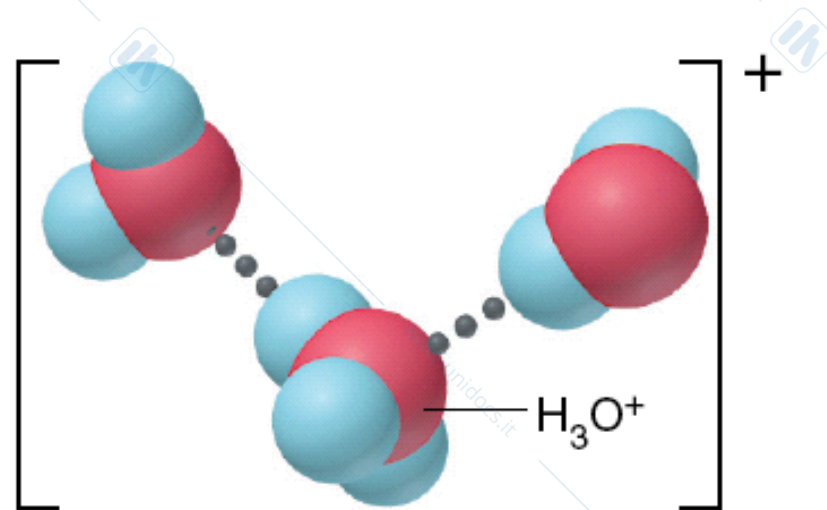
Inoltre lo ione H^+ può esistere solo idratato poiché esercita un campo elettrico molto forte capace di orientare molti dipoli H_2O

- **IONE IDRONIO**

- **$H^+(aq)$ è in realtà $H(H_2O)_n^+$**

- **n è un numero intero piccolo (forse 7)**

- **H_3O^+ viene usato in genere con $n = 1$**



Teoria di Brønsted-Lowry

- **Gli acidi, in acqua, sono sostanze capaci di donare un protone all'acqua**

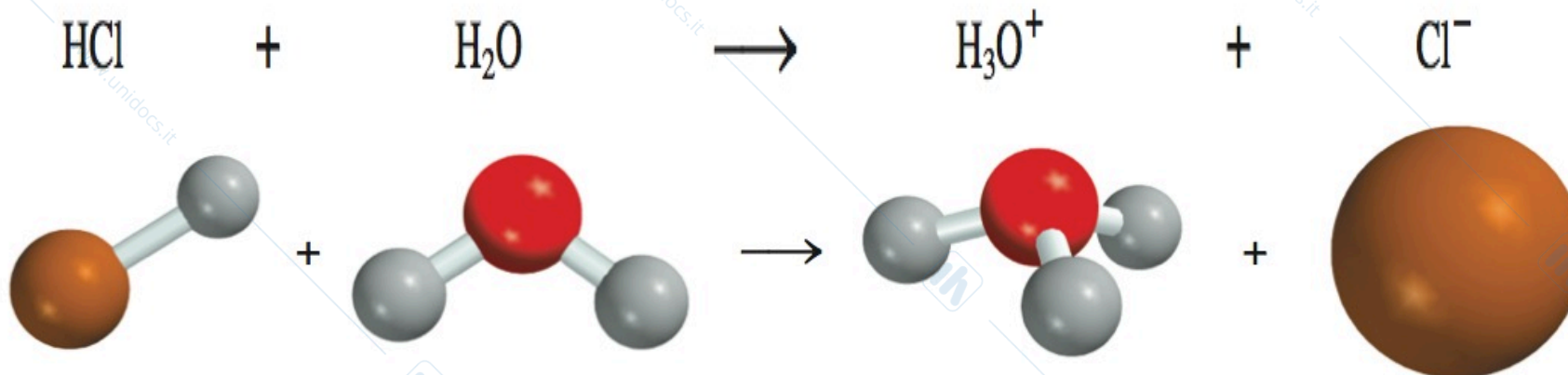


- **Le basi, in acqua, sono sostanze capaci di accettare un protone dall'acqua**

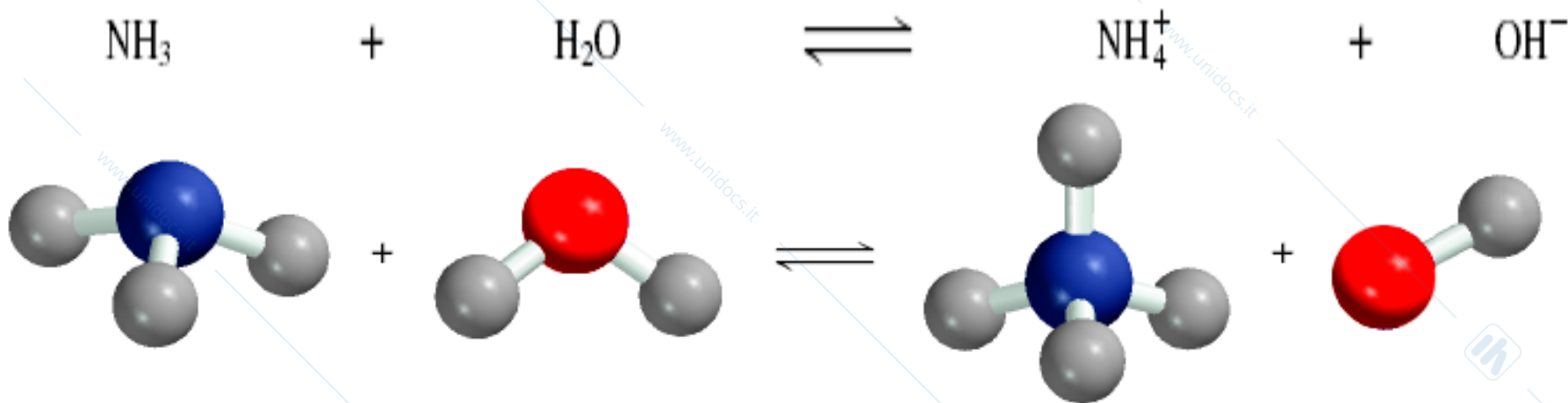


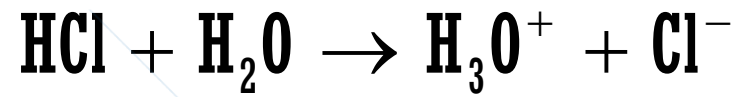
Definizione di Brønsted

Un **Acido** è un donatore di protoni

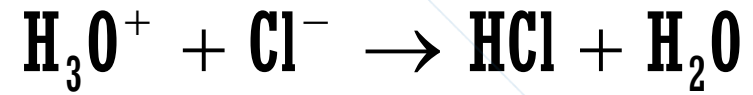


Una **Base** è un accettore di protoni

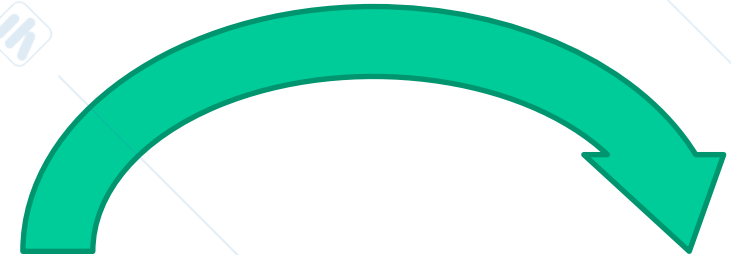




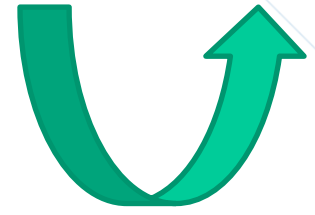
Acido **Base**



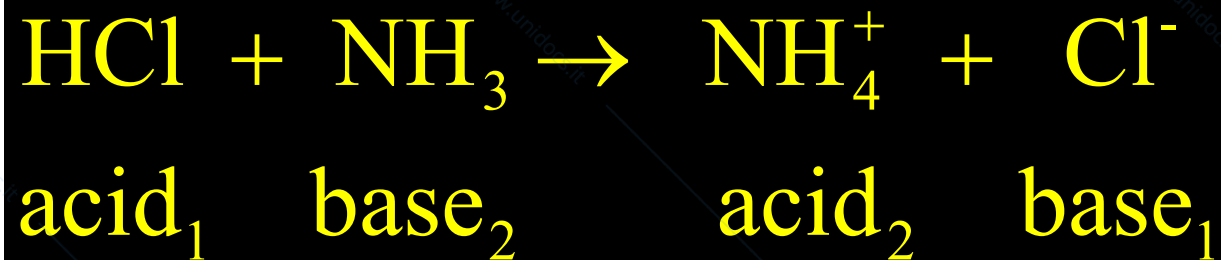
Acido **Base**



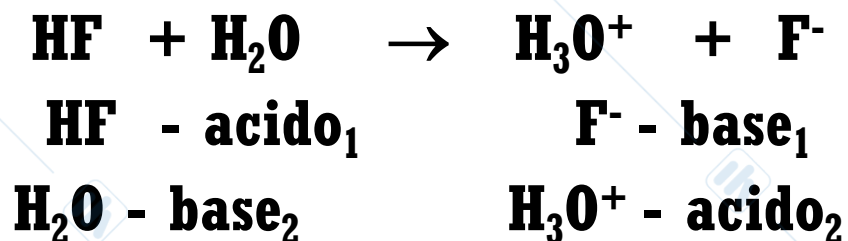
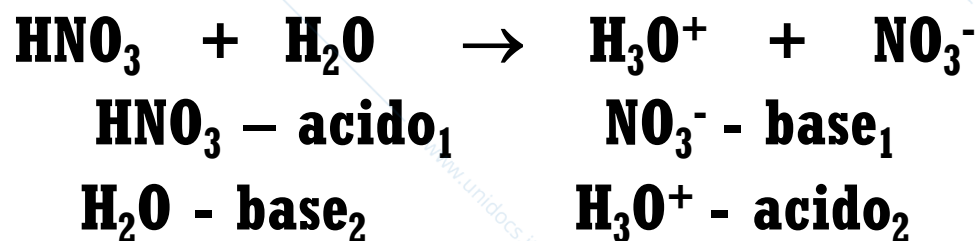
Acido₁ **Base₂** **Acido₂** **Base₁**



- Le reazioni acido-base sono reazioni di trasferimento protonico



- Le coppie coniugate acido-base sono specie che differiscono per un protone



• Differenze tra le teorie di Arrhenius & Brønsted-Lowry

- ① La reazione può non avvenire in soluzione acquosa
- ② Le basi possono non essere idrossidi

Le costanti di dissociazione (o di ionizzazione) acida e basica sono date da:



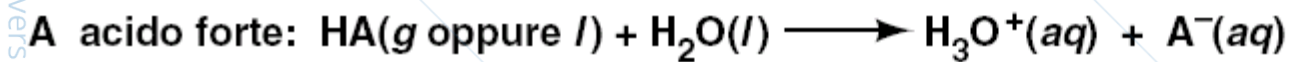
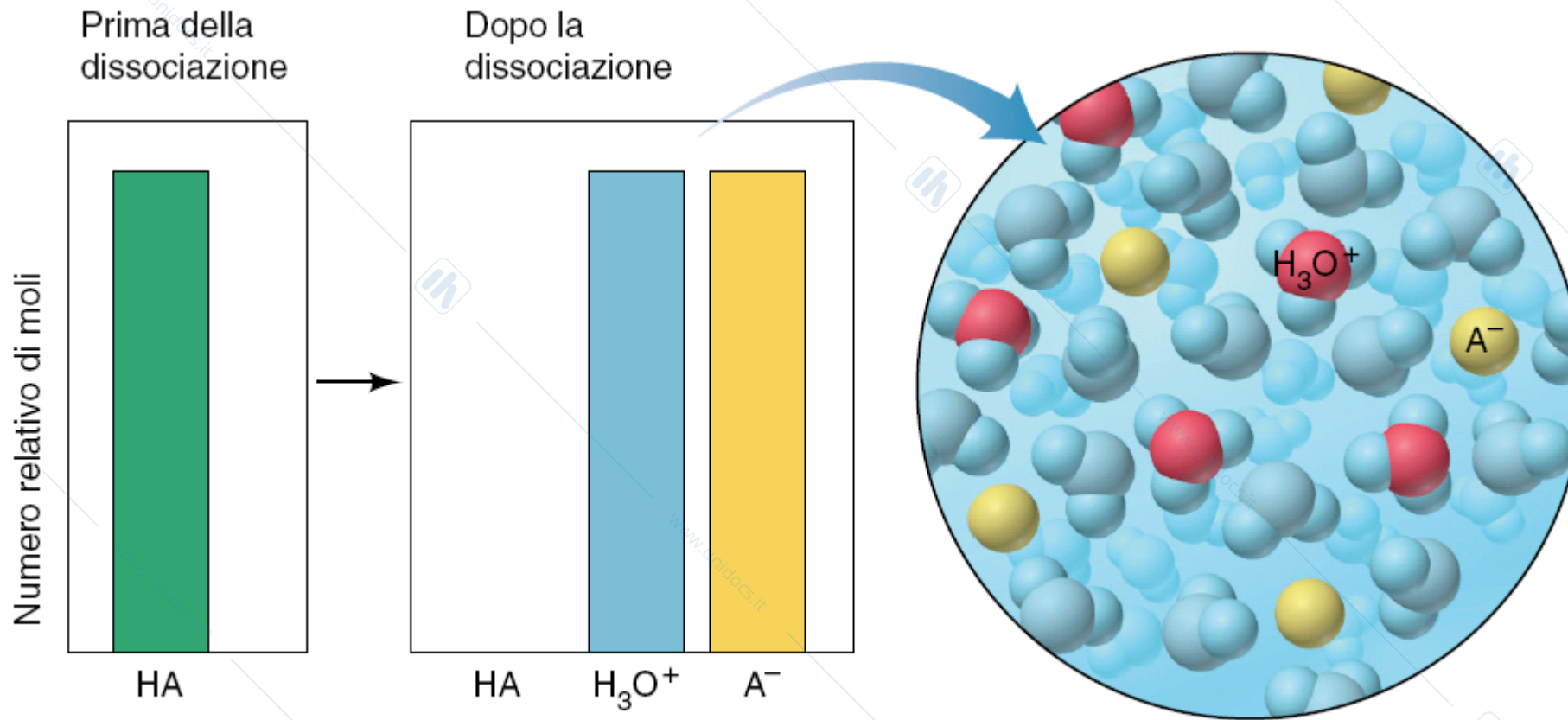
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$



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

N.B. $[\text{H}_2\text{O}]$ non compare perché costante

L'entità della dissociazione di acidi forti e acidi deboli



L'entità della dissociazione di acidi forti e acidi deboli

