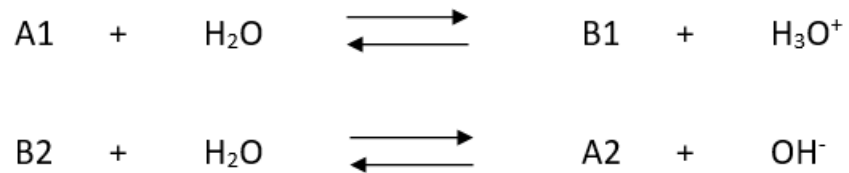


**IDROLISI**

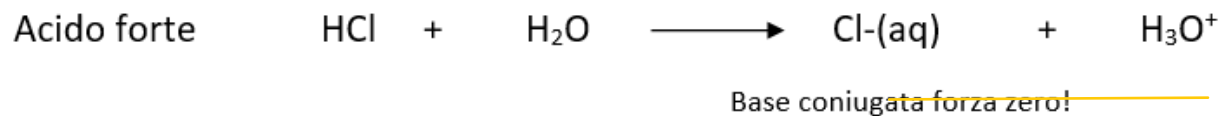
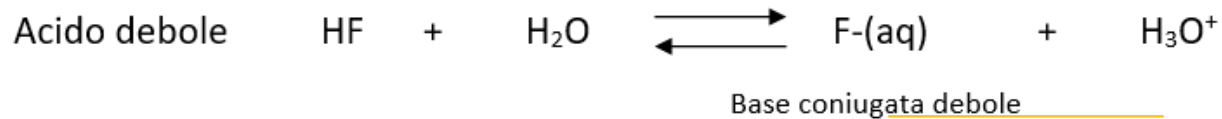
# REAZIONE ACIDO – BASE COINVOLGENTE IONI (CATIONI/ANIONI)

CONCETTO: ogni ACIDO ha la sua BASE CONIUGATA e viceversa



## Teoria di Brönsted – Lowry

Esempi:



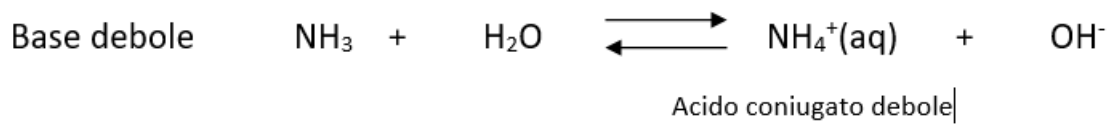
## IDROLISI DEI SALI

L'idrolisi salina è una reazione acido base degli ioni formati per dissociazione elettrolitica di sali.


### Tipi di idrolisi salina

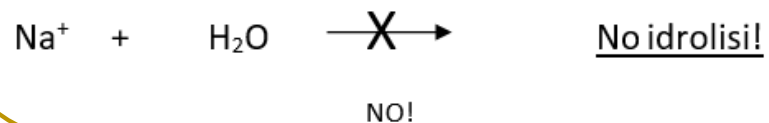
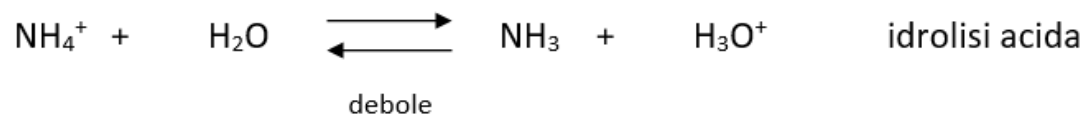
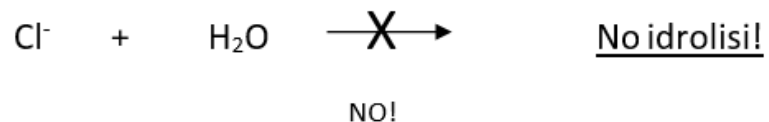
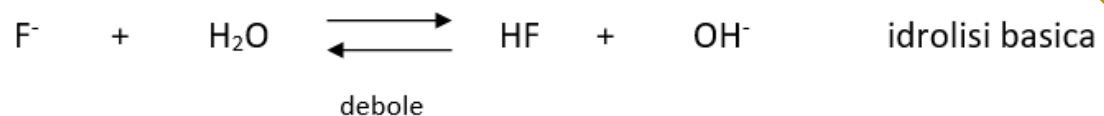
- soluzioni dei sali di acidi forti e basi forti danno SOLUZIONE NEUTRA (per es. NaCl)
- soluzioni dei sali di acidi deboli e basi forti danno SOLUZIONE BASICA (per es. CH<sub>3</sub>COONa)
- soluzioni dei sali di acidi forti e basi deboli danno SOLUZIONE ACIDA (per es. NH<sub>4</sub>Cl)

Esempi:



Acidi e basi coniugati (es.:  $\text{F}^-$ ;  $\text{Cl}^-$ ; e  $\text{NH}_4^+$ ;  $\text{Na}^+$ ) Di basi e acidi sono sostanze (*ioniche*) In grado di "riassociarsi" in acqua (con forza variabile!)

Per ridare le basi o gli acidi di partenza 



## IDROLISI DEI SALI o idrolisi salina

(reazioni acido-base degli ioni formati per dissociazione elettrolitica)

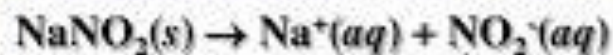


in acqua non dà reazioni acido-base

$\text{Cl}^-$  è la base coniugata di  $\text{HCl}$ , ma quest'ultimo è un acido così forte che  $\text{Cl}^-$  è una base con forza praticamente nulla

## IDROLISI BASICA

(Sali formati da acido debole + base forte)



$\text{NO}_2^-$  è la base coniugata di  $\text{HNO}_2$ , e quest'ultimo è un acido debole quindi...

Reazione di Idrolisi basica:



$$K_{\text{idrolisi}} = K_b = \frac{[\text{HNO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]} = K_w / K_a$$

## IDROLISI ACIDA

(Sali formati da acido forte + base debole)



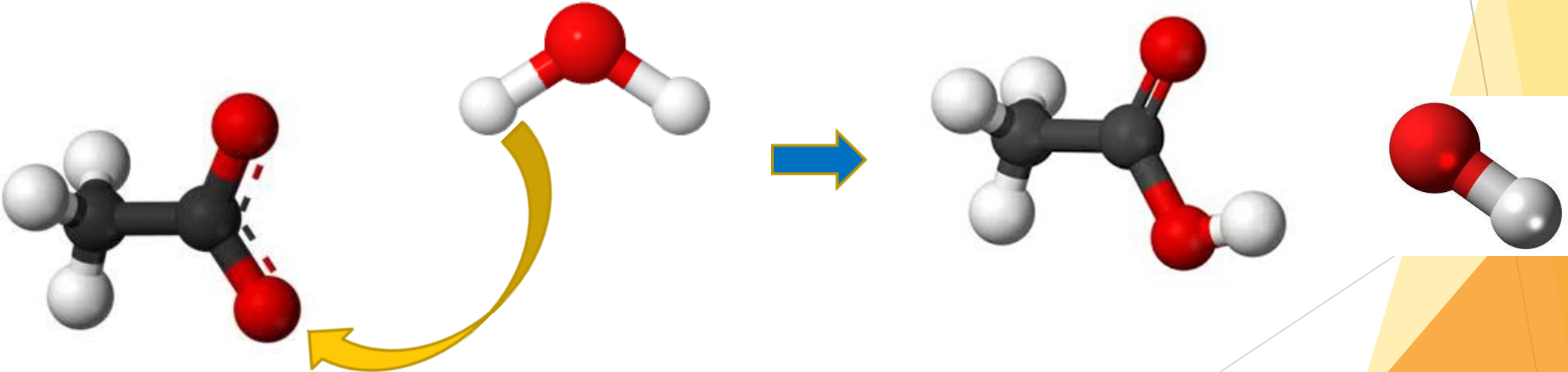
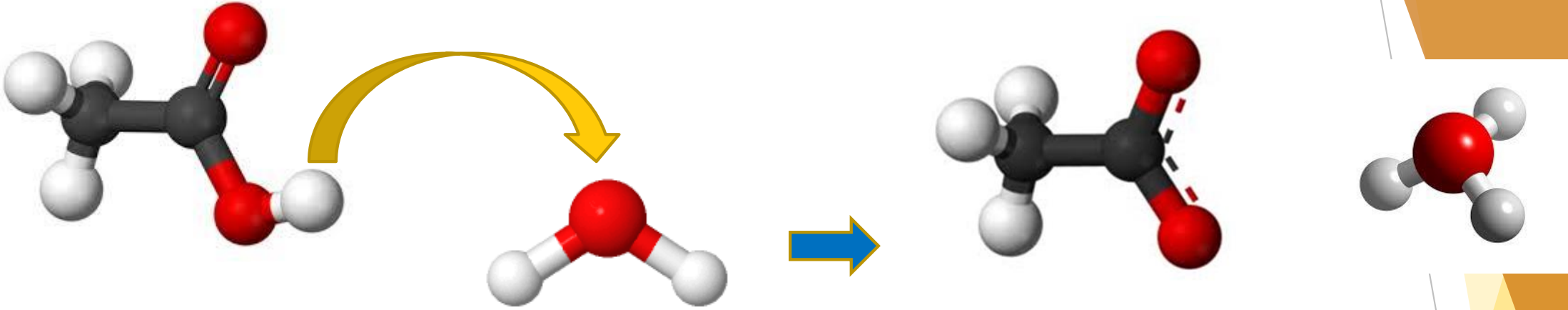
$\text{NH}_4^+$  è l'acido coniugato di  $\text{NH}_3$ , e quest'ultimo è una base debole quindi...

Reazione di Idrolisi acida:



$$K_{\text{idrolisi}} = K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = K_w / K_b$$

Dissociazione acido acetico in acqua



Idrolisi basica dello ione acetato

La costante che regola tali tipi di equilibrio è detta **costante di idrolisi** (acida o basica).

Quanto più forte è l'acido, tanto più debole è la sua base coniugata. Idem per le basi e il loro acido coniugato!

Esempio: soluzione acquosa di NaF



$$K_{\text{idrolisi (basica)}} = \frac{[\text{HF}][\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]}$$

$$K_{\text{idrolisi (basica)}} = \frac{[\text{HF}][\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{[\text{HF}] K_w}{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$\frac{1}{K_a}$

$$\rightarrow K_{\text{idrolisi basica}} = \frac{K_w}{K_a}$$

In generale:

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

PER CIASCUNA COPPIA ACIDO/BASE

La forza di un acido è inversamente proporzionale alla forza della sua base coniugata e viceversa

→ UN ACIDO FORTE HA LA BASE CONIUGATA CON FORZA ZERO, CIOE' ESSA NON DA APPREZZABILE IDROLISI (E VICEVERSA)

Es.:  $\text{Cl}^-$  non dà idrolisi (viene da HCl)

$\text{Na}^+$  non dà idrolisi (viene da NaOH)

→ UN ACIDO DEBOLE HA LA BASE CONIUGATA DEBOLE, CIOE' SI "RIASSOCIA" SOLO IN PARTE, SECONDO UNA COSTANTE DI EQUILIBRIO, CIOE' ESSA DA IDROLISI (e viceversa)

Es.:  $\text{NH}_4^+$  dà idrolisi (viene da  $\text{NH}_3$ )

$\text{F}^-$  dà idrolisi (viene da HF)



**L'ACIDO/BASE CONIUGATO DI UNA BASE/ACIDO DEBOLE  
VARIANO IL pH DELLA SOLUZIONE (mediante idrolisi)**

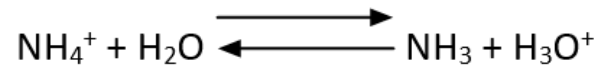
MA non si possono avere gli ioni di ACIDO/BASE coniugate da soli:  
essi esistono incorporati in una sostanza neutra. Cioè fanno parte di SALI.



Esempi:

$\text{NH}_4\text{Cl}$  (Cloruro di ammonio)

$\text{NH}_4^+$ , acido coniugato della base debole  $\text{NH}_3$ : dà idrolisi acida



$$K \text{ idrolisi acida} = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$\text{pH} < 7$

$\text{Cl}^-$ , base coniugata dell'acido forte  $\text{HCl} \rightarrow$  NO IDROLISI!

$\text{NaCl}$  (Cloruro di Sodio)

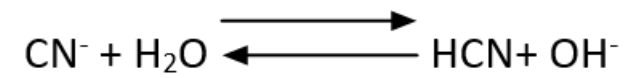
$\text{NH}_4^+$ : NO IDROLISI!

$\text{Cl}^-$ : NO IDROLISI!

NaCN (Cianuro di sodio)

Na<sup>+</sup>, acido coniugato della  
base forte NaOH → NO  
IDROLISI!

CN<sup>-</sup>, base coniugata dell'acido  
debole HCN: dà idrolisi basica:



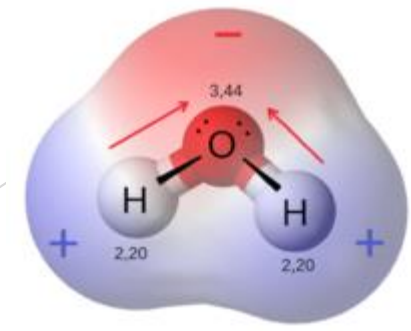
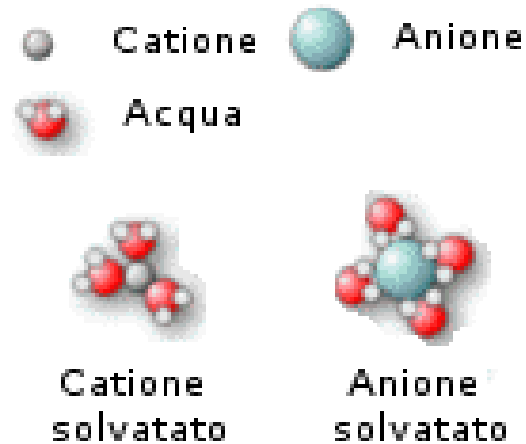
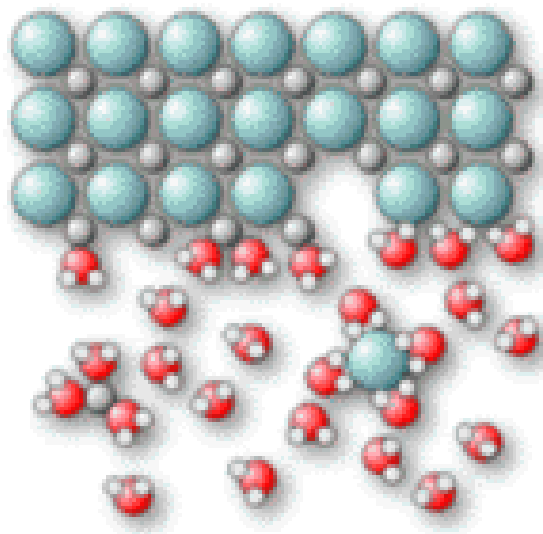
$$K \text{ idrolisi basica} = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$$

pH > 7

**CI SONO IONI CHE PRESENTANO IDROLISI E IONI CHE  
NON LA PRESENTANO: PERCHE'?**

CIO' E' LEGATO ALLA "STABILITA'" DELLO IONE IN SOLUZIONE ACQUOSA E CIO' E' CORRELATO AL SUO RAPPORTO CARICA/MASSA (DENSITA' DI CARICA)

- A PARITA' DI CARICA, UNA MASSA PIÙ GRANDE "ASSORBE" MEGLIO UNA DENSITA' ELETTRONICA IN PIU' O IN MENO → LO IONE  $\text{Cl}^-$  E' PIU' STABILE DELLO IONE  $\text{F}^-$ . ANALOGAMENTE PER  $\text{Na}^+$  CHE COME IONE E' PIU' STABILE DI  $\text{Li}^+$  → **EFFETTO SCHERMO**
- "DELOCALIZZARE" UNA CARICA SU IONI MOLECOLARI SIGNIFICA VEDERE SU QUANTI ATOMI LA CARICA E' RIPARTIBILE: x es.  $\text{HSO}_4^-$  HA 3 FORMULE DI RISONANZA E  $\text{HSO}_3^-$  NE HA 2 →  $\text{HSO}_4^-$  E' PIU' STABILIZZATO.



ACIDO FORTE/BASE FORTE → il coniugato è uno ione più stabilizzato in  $H_2O$  (bassa densità di carica o molte formule di risonanza)



NO IDROLISI

ACIDO debole/BASE DEBOLE → il coniugato è uno ione meno stabilizzato in  $H_2O$  (alta densità di carica o poche formule di risonanza)



IDROLISI (equilibrio)

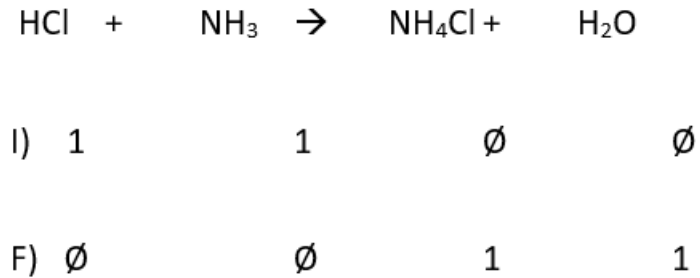
ACIDO a forza zero/BASE a forza zero → il coniugato è uno ione niente affatto stabilizzato in  $H_2O$  (elevatissima densità di carica o niente formule di risonanza)



IDROLISI (quantitativa)

## SALI CHE PRESENTANO IDROLISI POSSONO ESSERE PRODOTTI DA REAZIONI ACIDO-BASE

Es.: mescoliamo in quantità stechiometriche ac. cloridrico ed ammoniaca:



**Il prodotto finale è solo IL SALE** → Il problema si riduce alla IDROLISI del sale:

