



## Le definizioni di acido e di base

Un percorso storico

Corpaci Ivana



# Teoria degli acidi e delle basi

w Cos'è un acido?

- Una sostanza corrosiva, chimicamente molto attiva, che colora di rosso la cartina di indicatore universale, ha un sapore aspro

w Cos'è una base?

- Una sostanza corrosiva, chimicamente molto attiva, che colora di blu la cartina di indicatore universale, ha un sapore amaro

w Possono essere considerati in chimica gli opposti

- Reagiscono neutralizzandosi

## Definizioni secondo Arrhenius

w È un acido

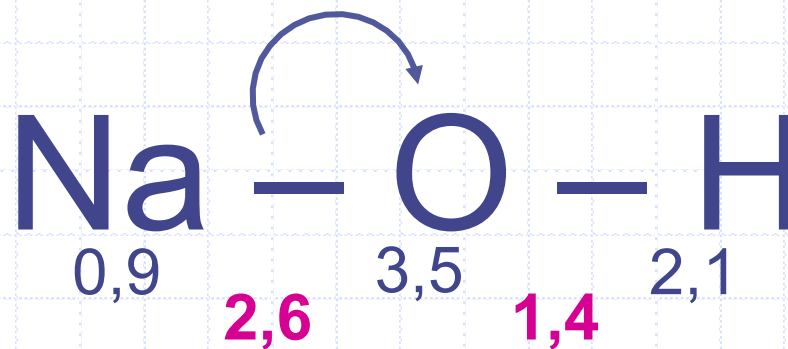
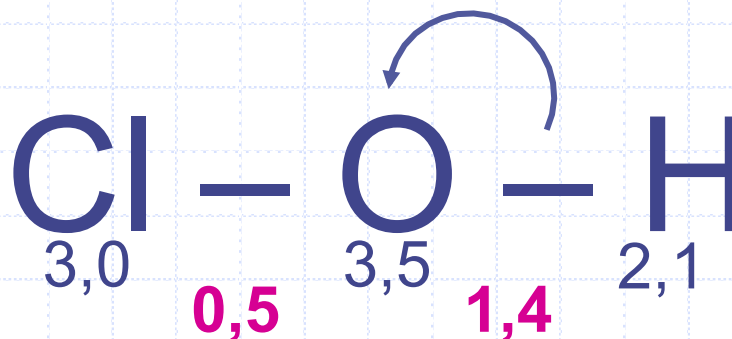
- Una sostanza che, in acqua, libera ioni  $H^+$ 
  - ◆ È chiamato protone, idronio, idrossonio
  - ◆  $HCl$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_2S$ ,  $HClO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $HNO_2$ ,  $CH_3COOH$  ecc.
  - ◆  $HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$
  - ◆  $H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-}$
  - ◆  $H_3PO_4 \rightleftharpoons 3H^+ + PO_4^{3-}$

w È una base

- Una sostanza che, in acqua, libera ioni  $OH^-$ 
  - ◆ È chiamato ossidrile
  - ◆  $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $Mg(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$ , ecc.
  - ◆  $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
  - ◆  $Ca(OH)_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2OH^-$
  - ◆  $Al(OH)_3 \rightleftharpoons Al^{3+} + 3OH^-$

# Perché gli acidi e le basi...

w ...si dissociano in modo differente?



## Limiti della teoria di Arrhenius

- w Gli equilibri acido-base possono avvenire anche in ambienti non acquosi
- w Ci sono sostanze acide e basiche che non si comportano così
- w Vediamo l'esempio dell'ammoniaca
  - È una base ma non possiede un gruppo OH da liberare
  - $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

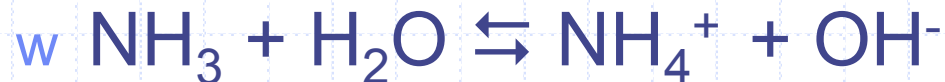
## Brønsted - Lowry

w È un acido

- Una sostanza che cede ioni  $H^+$

w È una base

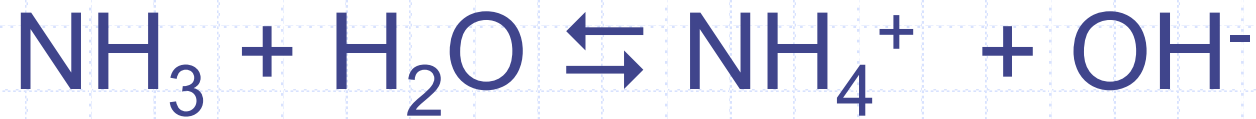
- Una sostanza che accetta ioni  $H^+$



w Per Bronsted e Lowry esistono equilibri acido-base dove le specie partecipanti possono essere denominate coppie **acido-base coniugate**

- Sono due specie chimiche che differiscono solo per un protone

## Coppie coniugate acido-base

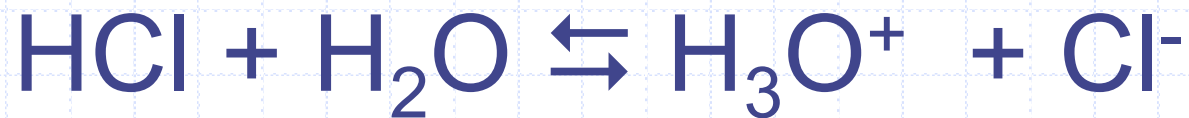


base 1

acido 2

acido 1

base 2

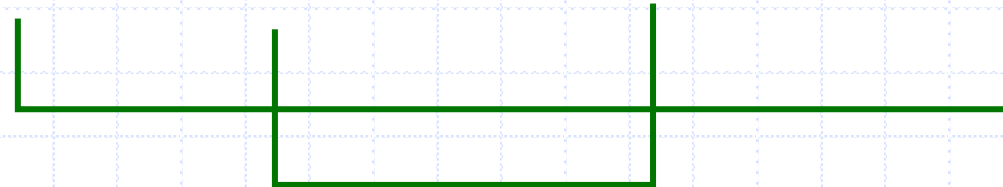


acido 2

base 1

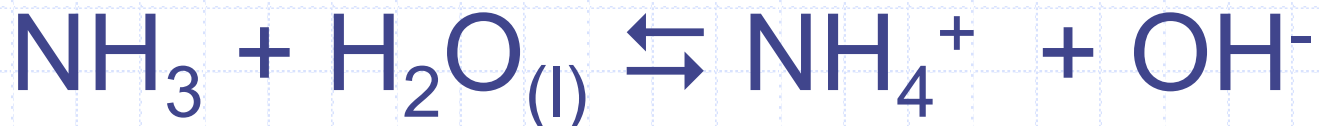
acido 1

base 2



# Forza delle specie coniugate

w Se un acido o una base è forte la sua specie coniugata sarà una base o un acido molto debole e viceversa



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$



$$K_a \cdot K_b = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \cdot \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$$



# Forza relativa degli acidi



**acido 1**

**base 2**

**acido 2**

**base 1**

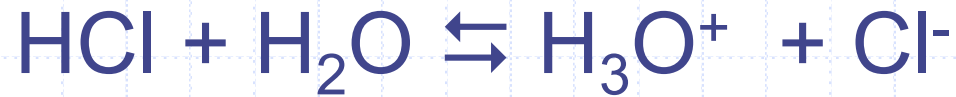


differiscono per un  $\text{H}^+$

# Costante di dissociazione acida



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]}$$



$$K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_e \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]} = K_a$$

# Forza degli acidi e delle basi

w La  $K_a$  e la  $K_b$  sono direttamente proporzionali alla forza dell'acido o della base rispettivamente

## Neutralizzazione

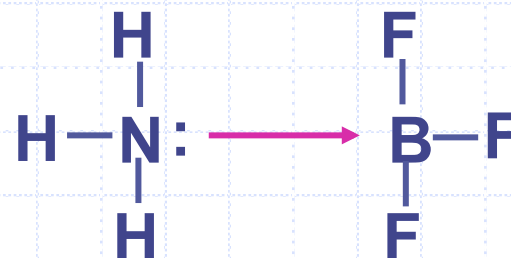


- w Le reazioni tra un acido ed una base si chiamano “neutralizzazioni”
  - Perché si ottengono dei prodotti che non manifestano la stessa elevata reattività dei reagenti (corrosività)
- w Acido + base  $\rightarrow$  sale + acqua
- w  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ 
  - NaCl
- w  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O}$ 
  - $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  nitrato di calcio
- w  $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ 
  - $\text{Na}_2\text{CO}_3$  carbonato di sodio
- w  $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ 
  - $\text{NaHCO}_3$  bicarbonato di sodio

## Lewis

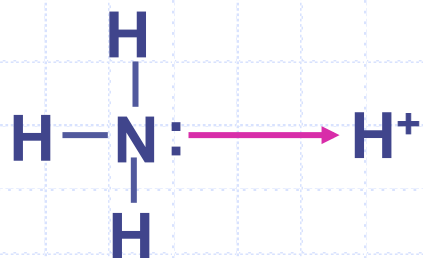
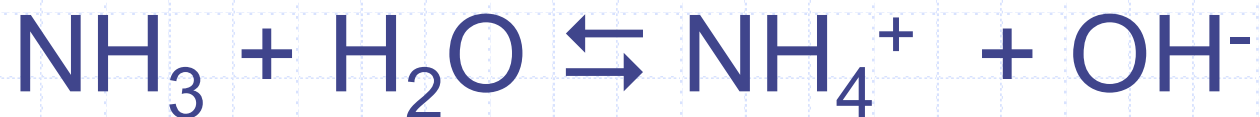
- w La teoria di Lewis si basa sullo scambio di coppie di elettroni
- w Acido:
  - È una specie chimica che acquisisce un doppietto elettronico
- w Base:
  - È una specie chimica che cede un doppietto elettronico

# Considerazioni



- w La definizione di Lewis permette di:
- Definire reazioni acido-base anche le reazioni di formazioni di complessi (formazione di legami dativi)
    - ◆ La specie che dona elettroni si comporta come base
    - ◆ La specie che accetta elettroni si comporta come acido
  - In questo tipo di reazioni non deve avvenire per forza lo scambio di protoni

# Interpretiamo i “vecchi” acidi e basi



NaOH

