

CHIMICA ORGANICA

2

ACIDI E BASI

ARRHENIUS: - acido libera ioni idrogeno H^+ in soluzione acquosa,
- base libera ioni ossidrilici OH^- in soluzione acquosa.

Limitata perché non vale nelle soluzioni non acquose.

BRONSTED E LOWRY: una sostanza non è acido o base di per sé, acido e base sono coniugati.

- acido è una sostanza capace di donare protoni.

- base è una sostanza capace di accettare protoni.

N.B. Un acido può essere carico positivamente, essere neutro o essere carico negativamente, mentre una base può solamente essere una specie neutra o carica negativamente.

N.B. Sono considerati deboli gli acidi con $pK_a \geq 0$.

LEWIS: - acido è un composto che accetta un doppietto di elettroni per formare un legame dative
- base è un composto che cede un doppietto di elettroni per formare un legame dative.

Quattro parametri per relazionare struttura molecolare e acidità:

- ① ELETRONEGATIVITÀ (più è alta, più è stabile l'anione A^- e più l'equilibrio della reazione è spostato verso destra).
- ② RISONANZA (più la carica dell'anione è delocalizzabile per risonanza, più è stabile l'anione A^- e più l'equilibrio della reazione è spostato a destra).
- ③ EFFETTO INDUTTIVO (polarizzazione della densità elettronica verso l'atomo più elettronegativo)
- ④ ESTENSIONE DELL'ANIONE (quanto più grande è l'anione che porta la carica negativa, tanto meglio esso sostiene la carica)