

TEORIA DI LEWIS

1. La teoria acido-base di Lewis, proposta nel 1923, è successiva a quella di Bronsted-Lowry e ne costituisce un completamento
2. E' utile per comprendere i meccanismi di reazione della Chimica organica e per giustificare la formazione dei complessi. Non viene quindi utilizzata per la definizione di pH e per i relativi calcoli
3. Nella teoria di Lewis il protagonista è il doppietto elettronico:
 - a. Viene definito acido un elemento chimico elettron-accettore, in grado di accettare un doppietto elettronico all'interno di un orbitale vuoto, a causa di un livello di valenza non completo (inferiore a 8 elettroni). Sono acidi i metalli della serie di transizione (con orbitali d parzialmente riempiti), in grado di accettare facilmente doppietti elettronici
 - b. Viene definita base un elemento chimico elettron-donatore, in grado di cedere un doppietto solitario non impegnato in un legame chimico. Sono basi gli atomi con doppietti liberi (N, O, ecc.)

Verranno ora discussi alcuni esempi applicativi di questa teoria

4. La teoria di Lewis permette di spiegare ad esempio la formazione dello ione NH_4^+ come una semplice reazione acido-base:
$$\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$$
dove NH_3 è la base di Lewis, che cede il doppietto elettronico libero di N mediante un legame dativo all'acido di Lewis H^+ . In questo modo sia N che H completano il loro livello elettronico esterno ed acquisiscono stabilità
5. Si possono spiegare la formazione di addotti, delle specie di "sali", formati ad esempio tra NH_3 e BF_3 :
$$\text{NH}_3 + \text{BF}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{N} \rightarrow \text{BF}_3$$
dove NH_3 è la base di Lewis, che cede il doppietto elettronico libero di N mediante un legame dativo all'acido di Lewis BF_3 , in cui il B ha carenza di elettroni (solo 6) nel livello di valenza
6. Nella Chimica organica è nota l'importanza degli acidi di Lewis, come AlCl_3 , ad esempio nelle reazioni di alogenazione del benzene:
$$\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + \text{HCl} \quad \text{catalizzata da } \text{AlCl}_3 \text{ acido di Lewis}$$
$$\text{Cl}_2 + \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{AlCl}_4^- + \text{Cl}^+$$
Il catalizzatore acido di Lewis produce lo ione Cl^+ che costituisce l'elettrofilo che produrrà la SEA (Sostituzione Elettrofila Aromatica) sul benzene
7. La formazione dei complessi richiede la reazione acido-base secondo Lewis tra uno ione metallico (acido di Lewis) ed un legante (base di Lewis).
Si consideri per esempio uno ione monovalente M^+ con n° di coordinazione n che forma un complesso con un legante L neutro monodentato:
$$\text{M}^+ + n\text{L} \rightleftharpoons \text{ML}_n^+$$
Lo ione M^+ è l'acido di Lewis che accetta n doppietti elettronici dalle n molecole di legante L, che sarà la base di Lewis (dovrà contenere atomi con doppietti liberi come N, O, ecc.)
Alcuni esempi concreti:
$$\text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} \quad \text{complesso Cu(II) tetrammino}$$
$$\text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-} \quad \text{complesso Fe(II) esacianoferrato}$$