

TEORIA DI BRONSTED- LOWRY

1. La teoria acido-base di Bronsted e Lowry è successiva a quella di Arrhenius (1884): viene infatti proposta nel 1923 per superare le difficoltà della teoria precedente, che comunque conserva la sua validità per le soluzioni acquose ed ha il vantaggio di essere molto semplice
2. In particolare la teoria di Arrhenius non riusciva a spiegare la basicità di molti composti soprattutto organici, ma anche della semplice NH_3 ; inoltre era valida solo per solventi acquosi. La teoria di Bronsted-Lowry invece spiega l'acidità/basicità di qualsiasi sostanza, anche in solventi non acquosi
3. Nella teoria di B.-L. viene definito:
 - a. Acido: sostanza che cede H^+
 - b. Base: sostanza che prende H^+
4. Non è più quindi presente lo ione OH^- ; inoltre è fondamentale il concetto di coppie acido-base coniugate e l'interazione con il solvente
5. Si consideri un primo esempio: HCl in H_2O – acido forte

$$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$$

A_1	B_2	A_2	B_1
--------------	--------------	--------------	--------------

 - a. La reazione è scritta sempre come un equilibrio
 - b. HCl si comporta da acido (A_1) perché cede H^+ per trasformarsi nella sua base coniugata Cl^- (B_1) in quanto questa deve prendere un H^+ per tornare HCl . Si ha quindi una prima coppia acido-base coniugata: HCl/Cl^-
 - c. H_2O si comporta da base (B_2) perché prende H^+ per trasformarsi nel suo acido coniugato H_3O^+ (A_2) in quanto questa deve cedere un H^+ per tornare H_2O . Si ha quindi una seconda coppia acido-base coniugata: $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_3\text{O}^+$
 - d. In tutte le dissociazioni acido-base di B.-L. si hanno sempre 2 coppie acido-base coniugate e uno degli acidi reagisce sempre con una delle basi
 - e. Da notare che lo ione idronio H_3O^+ ha la stessa funzione che aveva l' H^+ nella teoria di A.: è stato dimostrato che H^+ isolato (un singolo protone) in pratica non esiste in soluzione perché avrebbe una densità di carica troppo alta; esistono invece gli addotti $\text{H}\cdot(\text{H}_2\text{O})_n^+$ approssimabili per semplicità con H_3O^+
 - f. L'equilibrio è sempre spostato dalla parte dei prodotti più deboli
 - g. Ad un acido forte è sempre coniugata una base debole: quindi HCl è un acido molto forte (totalmente dissociato) e Cl^- sarà una base molto debole, ovvero non avrà nessuna tendenza a ritornare ad HCl
 - h. Ad una base forte è sempre coniugato un acido debole, che non avrà nessuna tendenza a cedere H^+ per ritornare alla base forte con cui è coniugato
 - i. L'equilibrio scritto è quindi nettamente spostato a destra
 - j. Si può anche giustificare lo spostamento a destra osservando che:
 - i. HCl è più forte come acido di H_3O^+
 - ii. H_2O come base è più forte di Cl^-
 - k. Naturalmente per spiegare l'acidità di HCl era già sufficiente la teoria di A. che prevedeva la sua dissociazione totale: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
6. Consideriamo un secondo esempio: CH_3COOH in H_2O – acido debole

$$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$$

A_1	B_2	B_1	A_2
--------------	--------------	--------------	--------------

 - a. CH_3COOH si comporta da acido (A_1) perché cede H^+ per trasformarsi nella sua base coniugata CH_3COO^- (B_1) in quanto questa deve prendere un H^+ per tornare CH_3COOH . Si ha quindi una prima coppia acido-base coniugata: $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$
 - b. H_2O si comporta da base (B_2) perché prende H^+ per trasformarsi nel suo acido coniugato H_3O^+ (A_2) in quanto questa deve cedere un H^+ per tornare H_2O . Si ha quindi una seconda coppia acido-base coniugata: $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_3\text{O}^+$
 - c. In questo caso l'equilibrio è nettamente spostato a sinistra, in quanto CH_3COOH è un acido debole
 - d. Lo spostamento a sinistra si può anche giustificare mediante:
 - i. H_3O^+ come acido è più forte di CH_3COOH
 - ii. CH_3COO^- come base è più forte di H_2O
 - e. Anche in questo caso per spiegare l'acidità di CH_3COOH era già sufficiente la teoria di A. che prevedeva la sua dissociazione parziale: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$
7. Consideriamo un ulteriore esempio: NH_3 in H_2O – base debole



- a. NH_3 si comporta da base (B_1) perché prende H^+ per trasformarsi nel suo acido coniugato NH_4^+ (A_1) in quanto questa deve cedere un H^+ per tornare NH_3 . Si ha quindi una prima coppia acido-base coniugata: $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$
 - b. H_2O si comporta da acido (A_2) perché cede H^+ per trasformarsi nella sua base coniugata OH^- (B_2) in quanto questa deve cedere un H^+ per tornare H_2O . Si ha quindi una seconda coppia acido-base coniugata: $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$
 - c. In questo caso l'equilibrio è nettamente spostato a sinistra, in quanto NH_3 è una base debole
 - d. Lo spostamento a sinistra si può anche giustificare mediante:
 - i. NH_4^+ come acido è più forte di H_2O
 - ii. OH^- come base è più forte di NH_3
 - e. Da notare che secondo questa teoria H_3O^+ e OH^- sono, rispettivamente, l'acido e la base più forti in assoluto
 - f. In questo caso, secondo la teoria di A., NH_3 non sarebbe una base perché non possiede OH^- , mentre le evidenze sperimentali (pH basico in soluzione acquosa) indicano invece che è una base
 - g. Negli esempi trattati l' H_2O , ovvero il solvente, a volte si comporta da acido, altre volte da base: una sostanza che manifesta questo duplice comportamento è detta anfotera
8. In questo ultimo esempio si nota l'utilità della teoria di B.-L. per descrivere l'acidità in solventi non acquosi e con molecole organiche: CH_3COOH in etanolo $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- $$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2^+$$
- $$\text{A}_1 \quad \text{B}_2 \quad \text{B}_1 \quad \text{A}_2$$
9. In conclusione il comportamento acido/base si manifesta quando una sostanza acida (in grado di cedere H^+) si trova in un solvente liquido in grado di farsi protonare (base) o, viceversa, quando una sostanza basica (in grado di prendere H^+) si trova in un solvente in grado di farsi deprotonare (acido). In ogni caso si ha sempre la formazione di 2 coppie acido/base coniugate