

Teorie - Tăria acizilor și bazelor. Amfoliți acido-bazici.

Tăria acizilor și bazelor. Amfoliți acido-bazici.

Criteriul tăriei acido-bazice este cel mai important criteriu de clasificare pentru practică al acizilor și bazelor.

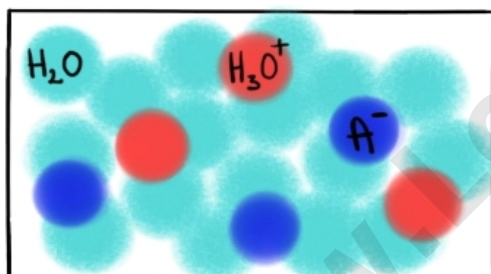
Conform tăriei acido-bazice, acizii se clasifică în două mari categorii: **acizi tari** și **acizi slabi**.

Un **acid tare** disociază complet în apă, într-un proton și un anion; protonul se leagă de o moleculă de apă, formând un ion hidroniu (H_3O^+). Reacția este considerată ireversibilă și se reprezintă cu o singură săgeată deoarece în soluție nu se mai găsesc deloc molecule de acid - acestea au ionizat complet.

6 acizi sunt considerați ca fiind **acizi tari**:

1. HCl - acidul clorhidric;
2. HNO_3 - acidul azotic;
3. H_2SO_4 - acidul sulfuric;
4. HBr - acidul bromhidric;
5. HI - acidul iodhidric;
6. HClO_4 - acidul percloric.

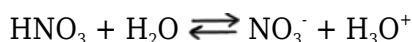
Reprezentarea schematică a ionizării acizilor tari în soluție apoasă:



$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_{\text{acid tare}}$$

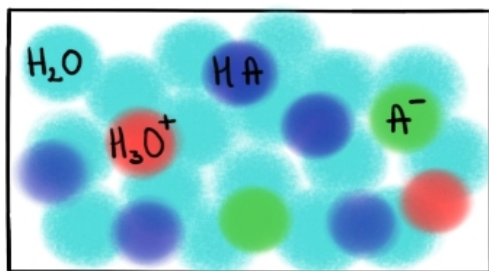
Acidul tare HA disociază complet în soluția apoasă în ionul A^- și într-un proton care imediat se leagă de o moleculă de apă, formând ionul hidroniu, H_3O^+ . *Concentrația ionilor H_3O^+ este egală cu concentrația acidului tare HA.*

Exemplu - dizolvarea HNO_3 0,5 M în apă:



$$C_{\text{HNO}_3} = C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,5 \text{ moli/L}$$

Un **acid slab** ionizează parțial în soluție apoasă (nu disociază complet); ionii abia formați pot să reacționeze între ei pentru a reface acidul. Reacția este reversibilă și se notează cu două săgeți, în sensuri opuse, datorită celor două procese care se desfășoară în sensuri opuse: reacția directă de ionizare a acidului prin care se obțin anioni și ioni hidroniu, și reacția inversă de refacere a acidului slab și a apei din ionii prezenți în soluție.

Reprezentarea schematică a ionizării acizilor slabi în soluție apoasă:

Într-o soluție apoasă de acid slab coexistă molecule de acid, notate cu HA, anionii corespunzători, A⁻, și ioni hidroniu, H₃O⁺. Ionizând parțial, acizii slabi duc la obținerea unei concentrații mai mici de ioni hidroniu decât concentrația acidului introdus în soluție.

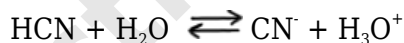
Clasa acizilor slabi conține un număr foarte mare de acizi, printre care: HF (acidul fluorhidric), H₂CO₃ (acidul carbonic), H₂S (acidul sulfhidric), HNO₂ (acidul azotos), CH₃COOH (acidul acetic), etc.

Constanta de aciditate, K_a, este o mărime care caracterizează tăria unui acid. Cu cât această constantă e mai mare, cu atât acidul va ceda H⁺ mai ușor.

Calculul constantei de aciditate: valoarea constantei de aciditate, K_a, se obține înmulțind constanta de echilibru, K, a reacției unui acid slab cu apa, cu concentrația apei.

$$K_a = K \times [H_2O]$$

Exemplu - Aflarea constantei de aciditate pentru acidul cianhidric:



- pentru a obține constanta de echilibru, aplicăm *legea acțiunii maselor*:

$$K = \frac{[CN^-] \times [H_3O^+]}{[HCN] \times [H_2O]}$$

- apoi aplicăm relația de calcul pentru K_a:

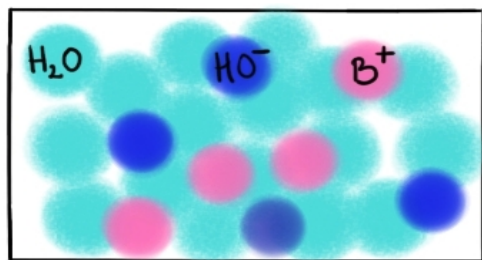
$$K_a = K \times [H_2O]$$

$$K_a = \frac{[CN^-] \times [H_3O^+]}{[HCN] \times [H_2O]} \times [H_2O]$$

$$K_a = \frac{[CN^-] \times [H_3O^+]}{[HCN]}$$

Conform tăriei acido-bazice, bazele se clasifică în două mari categorii: **baze tari** și **baze slabe**.

Bazele tari disociază complet în soluție apoasă, formând cationi hidratați și ioni hidroxil. Bazele tari acceptă protoni foarte ușor.

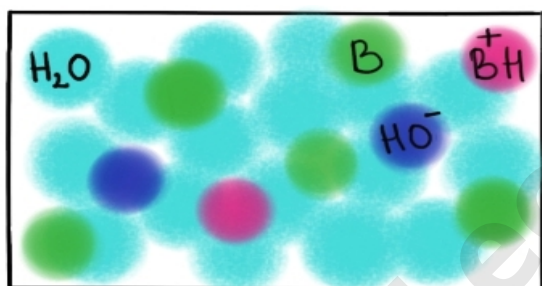
Reprezentarea schematică a ionizării bazelor tari în soluție apoasă:

$$C_{HO^-} = C_{\text{bază tare}}$$

Într-o soluție apoasă, la dizolvarea unei baze tari, BOH, se găsesc cationii B^+ și ionii hidroxil HO^- în care a disociat baza tare. Concentrația ionilor HO^- într-o astfel de soluție este egală cu concentrația bazei tari, BOH, introduse în soluție.

Din **categoria bazelor tari** fac parte hidroxizii metalelor alcaline și câțiva hidroxizi ai metalelor alcalino-pământoase. Spre exemplu, LiOH (hidroxidul de litiu), NaOH (hidroxidul de sodiu), KOH (hidroxidul de potasiu), sau $Ba(OH)_2$ (hidroxidul de bariu) sunt baze tari.

Bazele slabe nu ionizează complet în soluție apoasă și acceptă mai greu protoni, astfel că în soluțiile apoase de baze slabe coexistă molecule de bază cu cationii și cu ionii hidroxil în care au disociat unele molecule de bază.

Reprezentarea schematică a disocierii bazelor slabe în soluție apoasă:

$$C_{HO^-} < C_{\text{bază slabă}}$$

Baza slabă este notată cu B, deoarece există și baze care chiar dacă nu sunt hidroxizi (deci nu pot elibera HO^- prin disociere), reacționează în schimb cu apa, formând astfel HO^- . În soluție sunt prezente molecule de bază slabă, B, cationii BH^+ și ionii HO^- . Concentrația ionilor HO^- este mai mică decât concentrația de bază slabă care a fost introdusă în soluție.

Din **categoria bazelor slabe** fac parte NH_3 (amoniacul), N_2H_4 (hidrazina) sau anionii acizilor slabi precum CN^- (ionul cianură) sau CO_3^{2-} (ionul carbonat).

Constanta de bazicitate, K_b , este o mărime care caracterizează tăria unei baze. Cu cât valoarea K_b este mai mare, cu atât baza acceptă protoni mai ușor (este mai tare).

Calculul constante de bazicitate: valoarea constantei de bazicitate, K_b , se obține înmulțind constanta de echilibru, K, a reacției unei baze slabe cu apa, cu concentrația apei.

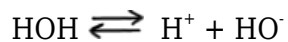
$$K_b = K \times [H_2O]$$

Caracterul amfoter se referă la capacitatea anumitor substanțe de a reacționa atât cu acizi, cât și cu baze, deci de a avea atât caracter bazic, cât și caracter acid. Aceste substanțe se numesc **amfoliți acido-bazici**. Exemple de amfoliți acido-bazici sunt apa, dar și hidroxizii unor metale precum $Al(OH)_3$ sau $Zn(OH)_2$.

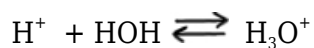
Apa ca amfolit acido-bazic:

Caracterul amfoter al apei este motivul pentru care apa acționează ca cel mai bun solvent atât pentru acizi cât și pentru baze.

O moleculă de apă poate ceda un proton, fiind deci un acid:



Molecula de apă poate și să accepte un proton, fiind deci o bază:



Reacția globală de ionizare a apei este următoarea:



www.Lectii-Virtuale.ro