

Capitolul 6: Reacțiile chimice: cinetică și echilibru chimic

6.1. Introducere în reacțiile chimice

- **Definiție:**
O reacție chimică este procesul în care substanțele de la început (reactanții) se transformă în noi substanțe (produse), prin ruperea și formarea legăturilor chimice. Aceste reacții pot fi clasificate în funcție de natura lor (de sinteză, descompunere, de schimb sau redox) și în funcție de viteza de reacție.
 - **Tipuri de reacții chimice:**
 - *Reacții de sinteză* (combinație): $A + B \rightarrow AB$
 - *Reacții de descompunere*: $AB \rightarrow A + B$
 - *Reacții de schimb* (dublu schimb): $AB + CD \rightarrow AD + CB$
 - *Reacții redox* (de reducere-oxidare): $A + B \rightarrow A^+ + B^-$ (exemplu: oxidarea metalelor).
-

6.2. Cinetica reacțiilor chimice

- **Definiție:**
Cinetica chimică este ramura chimiei care studiază viteza cu care se desfășoară reacțiile chimice și factorii care o influențează. Viteza de reacție poate fi influențată de concentrația reactanților, temperatura, prezența catalizatorilor și suprafața de contact a reactanților.
- **Viteza reacției:**
Viteza de reacție este definită ca modificarea concentrației unui reactant sau produs în unitatea de timp. Este exprimată prin formula:

$$v = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

unde v este viteza, $[A]$ este concentrația reactantului A, iar Δt este timpul.

- **Legea vitezei:**
Legea vitezei pentru o reacție chimică descrie relația dintre viteza de reacție și concentrațiile reactanților. De exemplu, pentru reacția $A + B \rightarrow C$, legea vitezei poate fi:

$$v = k[A]^m[B]^n$$

unde k este constanta de viteză, iar m și n sunt ordinele reacției față de reactanții A și B.

- **Factori care influențează viteza reacției:**

1. **Concentrația reactanților:** Creșterea concentrației crește numărul de coliziuni între molecule, accelerând reacția.
 2. **Temperatura:** Creșterea temperaturii crește energia cinetică a particulelor, determinând mai multe coliziuni eficiente.
 3. **Catalizatori:** Substanțele care accelerează reacția chimică fără a se consuma. Catalizatorii reduc energia de activare a reacției.
 4. **Suprafața de contact:** Substanțele solide reacționează mai rapid dacă sunt fragmentate, deoarece au o suprafață mai mare de contact cu ceilalți reactanți.
-

6.3. Energia de activare și mecanismele reacțiilor

- **Energia de activare:**
Energia de activare este energia minimă necesară pentru ca o reacție chimică să aibă loc. Aceasta este energia care trebuie depusă pentru a depăși bariera energetică a reacției, permițând reactanților să se transforme în produse.
 - **Diagrama energetică a unei reacții:**
Diagrama energetică ilustrează modificările energiei pe parcursul unei reacții chimice. Ea prezintă energia reactanților, energia produselor și energia de activare.
 - Dacă energia produselor este mai mică decât energia reactanților, reacția este exergonică (eliberează energie).
 - Dacă energia produselor este mai mare, reacția este endergonică (absorbă energie).
 - **Mecanismele reacțiilor:**
Mecanismul unei reacții chimice reprezintă pașii elementari prin care se desfășoară reacția. Fiecare pas elementar are propria viteză și energie de activare. De exemplu, o reacție complexă de două etape poate avea o viteză de reacție determinată de etapa lentă.
-

6.4. Echilibrul chimic

- **Definiție și principiul lui Le Chatelier:**
Echilibrul chimic apare atunci când concentrațiile reactanților și ale produselor nu mai variază în timp, deoarece reacția directă și reacția inversă au loc cu aceeași viteză. Principiul lui Le Chatelier afirmă că, atunci când un sistem în echilibru este supus unui factor extern (schimbare de temperatură, presiune, concentrație), sistemul reacționează pentru a compensa această schimbare.
- **Constanta de echilibru (K):**
Constanta de echilibru este un raport între concentrațiile produselor și ale reactanților la echilibru, pentru o reacție de tipul:



Constanta de echilibru se scrie:

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

- Dacă $K > 1$, reacția favorizează produsele.
- Dacă $K < 1$, reacția favorizează reactanții.
- Factori care influențează echilibrul chimic:
 1. **Temperatura:** Creșterea temperaturii favorizează reacțiile endotermice și descurajează reacțiile exotermice.
 2. **Presiunea:** Creșterea presiunii favorizează reacțiile care produc mai puține moli de gaze.
 3. **Concentrarea reactanților sau produselor:** Adăugarea unui reactant sau a unui produs va deplasa echilibrul pentru a consuma acest factor.

6.5. Reacțiile de oxidare-reducere și echilibrul redox

- **Definiție și importanță:**
Reacțiile de oxidare-reducere (redox) implică transferul de electroni între atomii sau ioni. Un atom sau ion este oxidat (pierde electroni), iar altul este redus (câștigă electroni). Aceste reacții sunt esențiale în procese biologice, cum ar fi respirația celulară și fotosinteza, dar și în tehnologiile industriale, cum ar fi bateriile.
- **Echilibrul redox:**
Echilibrul redox se stabilește între reduceri și oxidări, iar într-un sistem redox, se stabilește o anumită tensiune electrică, caracterizată prin potențialul de reducere standard (E°), care influențează direcția reacției.

6.6. Concluzie

Cinetica și echilibrul chimic sunt esențiale pentru înțelegerea proceselor chimice și industriale, precum și pentru procesele naturale. Aceste concepte permit prezicerea vitezei și direcției reacțiilor, esențiale în designul reacțiilor chimice din industrie, laboratoare și biologie.