**Chemická väzba**   
  
**Väzbovosť –** je daná počtom väzieb, ktorými sa atóm viaže s inými atómami  
**Donor elektrónov -** atóm, ktorý má voľný elektrónový pár  
**Akceptor elektrónov -** atóm, ktorý má vo vonkajšej vrstve prázdny orbital  
**Chemická väzba -** vzájomné viazanie sa atómov do zložitejších útvarov (molekúl)  
• zmeny stavu elektrónov vo vonkajších, tzv. valenčných vrstvách zlučujúcich sa atómov  
• podstatou je prerozdelenie (redistribúcia) elektrónovej hustoty valenčných elektrónov v oblasti jadier dvoch alebo viacerých atómov  
• nevyhnutnou podmienkou vzniku chemických väzieb je, aby novovytvorené atómové sústavy mali v základnom stave nižší obsah energie vzhľadom na energiu voľných atómov.  
**Väzbová energia** – energia, ktorá sa uvoľní pri vzniku väzby a je rovnako veľká ako energia potrebná na rozštiepenie tejto väzby (disociačná energia), čím vyššia je väzbová energia, tým je molekula stabilnejšia  
**Väzbový uhol –** uhol medzi väzbami (spojnicami jadier viazaných atómov) vychádzajúcich z toho istého atómu  
**Dĺžka väzby -** vzdialenosť medzi stredmi dvoch viazaných atómov v molekule – závisí od atómového polomeru a od násobnosti väzby.  
**Voľné elektrónové pár –** dva elektróny, ktoré sa nezúčastňujú chemickej väzby  
**Delokalizácia elektrónov –** elektróny, ktorých pravdepodobné  miesto výskytu nevieme určiť  
**Polarita väzby** **-** miera polarity väzby je úmerná rozdielu elektronegativít  
    
**Polarita molekúl –** molekula je polárna, ak obsahuje polárne väzby (ak ju vieme jednou rovinou rozdeliť na dve opačne nabité časti  
**Radikály –** atóm, alebo skupina atómov, ktorý má nespárený elektrón  
**Centrálny atóm -** obsahuje voľné orbitály, má kladné oxidačné číslo, je teda akceptorom elektrónov. Zvyčajne je to atóm prechodného prvku.  
**Ligand –** častica, najčastejšie anión, alebo neutrálne molekuly, ktoré obsahujú voľný elektrónový pár. V komplexe sú donormi elektrónových párov.   
**Komplexná (koordinačná) zlúčenina –** zlúčenina, v  ktorej sa nachádza medzi atómami koordinačná väzba  
**Koordinačné číslo –** udáva počet ligandov, ktoré sa viažu koordinačnou väzbou na centrálny atóm  
  
**IÓNOVÁ VÄZBA**  
• tendencia prvkov nadobudnút elektrónové konfigurácie vzácnych plynov (**Kossel**)  
• atóm, ktorý stráca elektróny, sa stáva kladne nabitým iónom (katiónom) a atóm, ktorý elektróny priberá, sa stáva záporne nabitým iónom (aniónom). Takto vzniknutá väzba sa nazýva **iónová** alebo **elektrovalentná väzba**  
  
**Donorno-akceptorná väzba (koordina**Č**ná)**  
• **-** atóm, ktorý má volný elektrónový pár (**donor** elektrónov), ho môže poskytnúť   
  
na kovalentnú väzbu s iným atómom, ktorý má vo vonkajšej vrstve prázdny orbital (**akceptor** elektrónov)  
NH3 + HCl ® NH4Cl (H2O)  
  
**TEÓRIA HYBRIDIZÁCIE**  
Základom hybridizácie je predstava, že atóm nevytvára väzbu pomocou energeticky rozdielnych atómových orbitalov vo valenčnej vrstve (s a p orbitalov), ale že sa vo valenčnej vrstve atómu lineárnou kombináciou energeticky rozdielnych atómových orbitalov vytvárajú energeticky rovnocenné hybridné orbitály. Aby mohla hybridizácia vôbec nastať je potrebné aby atóm prešiel do excitovaného stavu, t.j. aby sa v spomínaných orbitaloch nachádzali len nespárené elektróny. Pri tvorbe hybridných orbitalov platia určité pravidlá:  
  
- Počet vytvorených hybridných orbitalov sa rovná počtu pôvodných atómových orbitalov, z ktorých vznikli.  
- Hybridné orbitaly môžu vzniknúť lineárnou kombináciou len energeticky blízkych atómových orbitalov (2s – 2p, 1s - 2p – ich lineárna kombinácia nie je možná, lebo ležia na rozdielnych energetických hladinách).  
- Hybridné orbitaly majú iné tvary ako orbitaly, z ktorých pôvodne vznikli. Hybridné atómové orbitaly sú nesymetricky rozložené vzhľadom na jadro atómu.   
  
**Hybridizácia sp**  
Vzniká lineárnou kombináciou jedného atómového orbitalu s a jedného atómového orbitalu p. Ich lineárnou kombináciou vznikajú dva energeticky rovnocenné hybridné orbitaly sp. V priestore sú umiestnené pozdĺž priamky – lineárne, zvierajú uhol 180°. Napríklad v BeCl2.  
    
Hybridizácia sp v BeF2 - fluorid berýlnatý  
   
**Hybridizácia sp2**  
Lineárnou kombináciou jedného atómového orbitalu s a dvoch atómových orbitalov p vzniknú tri energeticky rovnocenné hybridné orbitaly – sp2. V priestore majú trigonálne usporiadanie a navzájom zvierajú 120° - vé uhly. Napríklad v BF3.   
  
**Hybridizácia sp3**  
Lineárnou kombináciou jedného atómového orbitalu s a troch atómových orbitalov p vzniknú štyri energeticky rovnocenné hybridné orbitaly sp3, ktoré v priestore smerujú do vrcholu tetraédra. Zvierajú 109°28' uhly.   
   
Existuje aj neekvivalentná hybridizácia sp3, ktorá sa vyskytuje napríklad v molekulách NH3 a v molekule H2O. Centrálny atóm amoniaku je v hybridizácii sp3 a vytvára štyri hybridné orbitaly, z ktorých tri využije vo väzbe s troma atómami vodíka a štvrtý hybridný orbital obsahuje neväzbový elektrónový pár. Neväzbový elektrónový pár v hybridných orbitaloch spôsobuje deformáciu väzbových uhlov a tým aj zmenu priestorového tvaru molekuly amoniaku.   
   
   
**sp3 hybridizácia v molekule vody**  
**sp3 hybridizácia v molekule amoniaku NH3**  
**sp2 hybridizácia v eténe**  
  
**- molekula eténu**  
Existujú aj zložitejšie hybridizácie, kde sa zúčastňujú aj orbitály d a f.  
  
**KOVALENTNÁ VÄZBA**  
• je založená na spoluvlastnení dvojice elektrónov (oba atómy dodajú jeden nespárený elektrón)  
**Delenie kovalentnej väzby:**  
**1. podľa polarity**  
Nepolárna väzba - hustota spoločného elektrónového páru je rovnomerne rozložená medzi oboma atómami  
**= 0 – 0,4**  
    
Polárna väzba - hustota spoločného elektrónového páru je nerovnomerne rozložená medzi oboma atómami (bližšie k atómu s vyššou elektronegativitou)  
    
**0,4 <  < 1,7**  
    
**2. podľa prekrytia atómových orbitalov**  
Väzba  – hustota elektrónového páru (najpravdepodobnejšie miesto výskytu) sa nachádza na spojnici jadier (s-s, s-p, p-p )  
   
Väzba  – hustota elektrónového páru (najpravdepodobnejšie miesto výskytu) sa nachádza nad a pod spojnicou jadier (p-p, p-d, d-d )  
    
**3. podľa počtu elektrónových párov**  
Jednoduchá – tvorí ju 1 elektrónový pár (t.j. 2 elektróny), typ prekrytia   
Násobné – dvojitá – tvoria ju 2 elektrónové páry (t.j. 4 elektróny), typ prekrytia 1  a 1   
- dvojitá – tvoria ju 3 elektrónové páry (t.j. 6 elektróny), typ prekrytia 1  a 2   
- najdlhšia je jednoduchá väzba a najpevnejšia trojitá  
    
**Kovová väzba**  
• priestorová mriežka, ktorej uzly sú obsadené katiónmi a v medzerách medzi nimi sa neusporiadane pohybujú odštiepené valenčné elektróny, tzv. elektrónový plyn. Elektróny majú prakticky úplnú voľnosť pohybu vo vnútri celého kryštálu, nemôžu sa ale bez vonkajšieho zásahu vzdialiť za jeho povrch.  
• novšie teórie – extrémny prípad delokalizovanej väzby  
Zjednodušená predstava o kovovej väzbe je taká, že v kovovej štruktúre atómy strácajú zo svojej valenčnej vrstvy elektróny a stávajú sa kladne nabitými iónmi. Valenčné elektróny vytvárajú nové energetické hladiny, ktoré sa rozprestierajú po celej kryštálovej štruktúre a vytvárajú takzvané **energetické pásy**. Väzbu v kryštálovej štruktúre kovu si môžeme predstaviť ako množstvo pohyblivých elektrónov, ktoré sa nachádzajú okolo kladne nabitých iónov.     
   
**MEDZIMOLEKULOVÉ SILY**  
  
**VODÍKOVÁ VÄZBA**  
• interakcia medzi vodíkovým atómom v polárnej väzbe O–H alebo N–H a elektronegatívnymi atómami, O, F alebo N, t.j. elektrostatické priťahovanie. Energia vodíkovej väzby je 10-40 kJ.mol-1.  
• Schematické znázornenie: bodkami X–H···Y  
   
**Van der Waalsove sily**  
• slabšie ako kovalentné väzby.  
• Interakcia medzi:  
a) polárnymi molekulami   
b) polárnymi a nepolárnymi molekulami   
c) nepolárnymi molekulami – disperzné sily, dôsledok ustavičného pohybu elektrónov okolo  
jadier, vzrastajú so zväčšovaním sa molekúl.  
Je to slabá väzba typická pre kryštály inertných prvkov, ktoré sú stabilné iba pri veľmi nízkych teplotách. Podstatou je elektrostatické príťažlivé pôsobenie medzi časticami (molekulami, iónmi, atómami), ktoré majú určitý elektrický alebo indukovaný náboj.  
Ako napríklad: kryštál neónu, jód, chlór, kyslík, vodík.  
   
**Indukčný efekt, I (pre σ - väzby)**  
  
- účinok polárnej väzby na polarizáciu vo vedľajších väzbách  
- smer polarizácie je rovnaký ako polarita pôvodnej väzby  
- znižovanie účinku so zväčšovaním vzdialenosti  
  
**Indukčný efekt I** – posun elektrónov na σ - väzbáchv molekule, vyvolaný prítomnosťou polárnej kovalentnej väzby. Záporný – I efektspôsobuje atóm, ktorý je elektronegatívnejší ako atóm uhlíka, teda silnejšie priťahuje k sebe väzbové elektróny, v opačnom prípade ide o kladný indukčný efekt + I.)  
   
**Mezomérny efekt**  
   
**Mezomérny efekt M –** posun elektrónov po π - väzbáchv konjugovaných systémoch alebo v aromatických zlúčeninách.  
 Ak atóm alebo skupina atómov v organickej zlúčenine spôsobuje zvyšovanie elektrónovej hustoty medzi uhlíkmi a násobnou väzbou, hovoríme o kladnom + M efekte. V opačnom prípade, pri znižovaní elektrónovej hustoty medzi uhlíkmi aromatického systému, ide o záporný – M efekt.  
   
**KRYŠTÁSLOVÉ ŠTRUKTÚRY**  
**Iónové kryštály**  
- charakteristický je kryštalický stav. Kryštály – majú pravidelný tvar, v iónovom kryštáli je každý ión obklopený najväčším množstvom opačne nabitých iónov - majú vysoké teploty topenia (600 – 2000°C) a varu - v tuhom skupenstve sú elektricky nevodivé. Ich roztoky a taveniny prúd vedú. Sú krehké (ak sa častice dosť priblížia začnú pôsobiť odpudivé sily), dobre rozpustné v polárnych rozpúšťadlách (ak je to voda ide o hydratáciu iónov)  
   
**Atómové (kovalentné) kryštály**  
 - kryštálovú štruktúru tvoria kovalentne viazané atómy (diamant) - vysoké teploty topenia (nad 1000°C). Pri zmene skupenstva nastáva štiepenie tuhých koval. väzieb - v tuhom skup. veľmi tvrdé (BN – nitrid bóru, SiO2 – kremeň) V bežných rozpúšťadlách nerozpustné - nevedú elektrický prúd.  
   
**Molekulové kryštály**  
- znížením teploty a zvýšením tlaku možno každý plyn skvapalniť - molekulové štruktúry sú z molekúl, ktoré sú pútané v.d.W.s alebo vodíkovými väz. - majú nízku teplotu topenia a sú prchavé - nepolárne látky sú nerozpustné vo vode ale v nepolárnych rozpúšťadlách (benzín, benzén)  
    
**Vrstevnaté kryštály**   
- tvoria prechod medzi atómovými a molekulovými kryštálmi. V rovinách sa viažu kovalentnými väzbami (grafit -tuha), medzi rovinami (vrstvami) pôsobia v.d.W.s. Sú mäkké, štiepateľné, vedú elektrický prúd.  
   
**Kovové kryštály**  
Za základnú stavebnú bunku v týchto kryštáloch môžeme považovať bunku vytvorenú atómami daného kovu, medzi ktorými sa nenachádzajú kovalentné väzby. V kovoch sa nachádzajú voľne pohybujúce  elektróny. Preto sa vlastnosťami a väzbovými interakciami kovové kryštály úplne líšia od atómových kryštálov. Kovy  sa za bežných podmienok  (okrem ortuti) vyskytujú v tuhom skupenstve. Väzba v kovoch sa nazýva **kovová väzba**.   
Pre kryštálovú štruktúru kovov je charakteristické najtesnejšie usporiadanie častíc, čo potvrdzuje aj veľké koordinačné číslo atómov v kovových kryštáloch, najčastejšie 8 a 12. Pre všetky prvky s kovovou štruktúrou (teda všetky kovy) je charakteristická dobrá elektrická a tepelná vodivosť, kovový lesk, kujnosť a ťažnosť. Niektoré fyzikálne vlastnosti kovov sú však veľmi rozdielne, napríklad teplota topenia a varu, tvrdosť a hustota.