

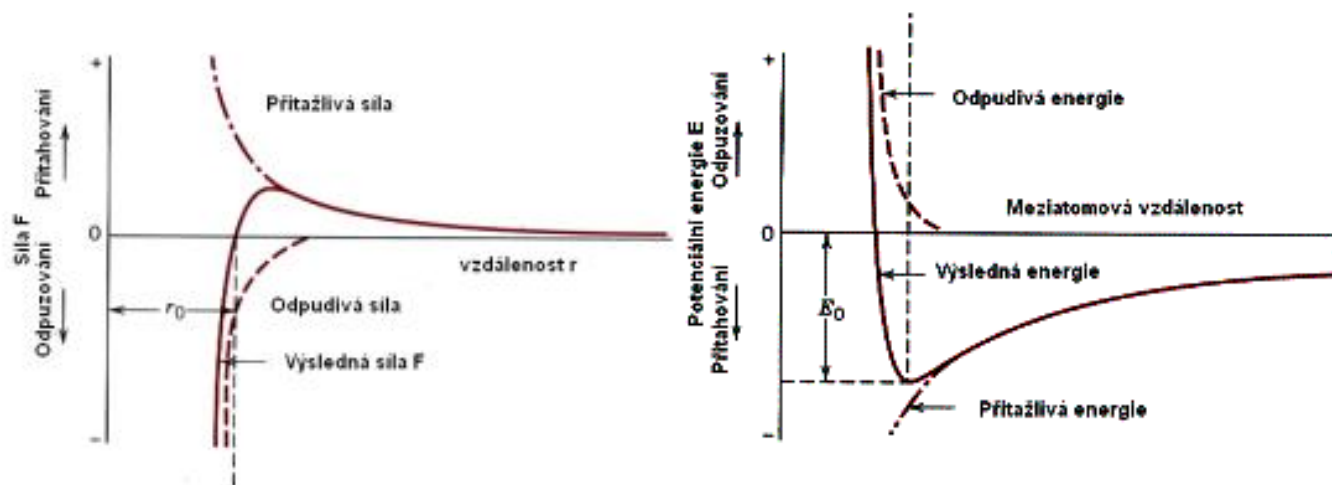
MEZIATOMOVÉ SÍLY

Vazebné síly v pevných látkách

Vazebné síly v pevných látkách

Vyjdeme – li z prosté experimentální zkušenosti, že pevné látky „drží pohromadě“, dojdeme k závěru, že mezi atomy v nich musí existovat i síly opačné, tj. síly odpuzivé. Atomy se vždy usadí v takové vzájemné vzdálenosti, aby byla výsledná potenciální energie jejich vzájemného působení minimální. Tato vzdálenost se nazývá mřížková konstanta.

Vazebné síly v pevných látkách



(a)

(b)

Závislost přitažlivých a odpudivých sil (a) a vzájemné potenciální energie (b) dvou atomů na jejich vzájemné vzdálenosti.

Fyzikální podstata meziatomových sil

Druhy vazeb v pevných látkách:

- Van der Waalsovy síly,
- Iontová vazba,
- Kovalentní vazba,
- Kovová vazba.

Van der Waalsovy síly

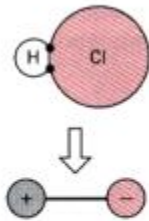
Van der Waalsova vazba je sice poměrně dosti slabá, ale má svůj velký význam, neboť se vyskytuje u všech látek (u většiny je však překryta některou ze silnějších vazeb).

Např.

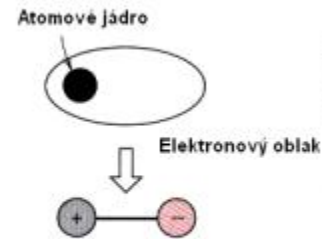
Indukované Van der Waalsovy síly - některé molekuly tvoří již samy od sebe tuhé dipóly.

Další druhy vazeb - Van der Waalsovy síly mezi permanentními dipóly nebo disperzní.

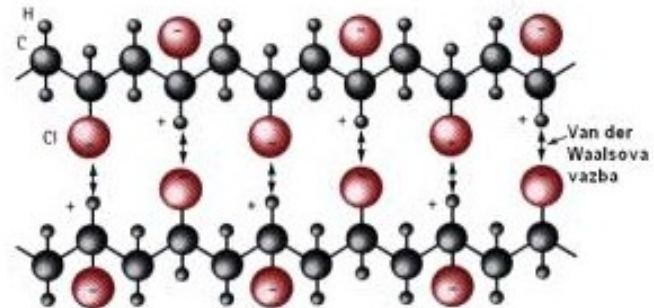
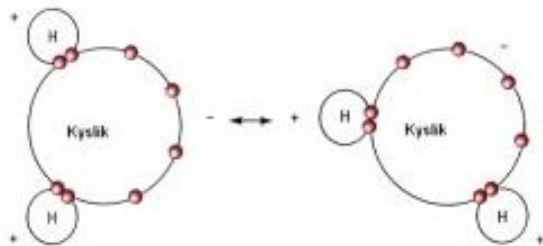
Van der Waalsovy síly



Elektrický dipól.



Indukované Van der Waalsovy síly.



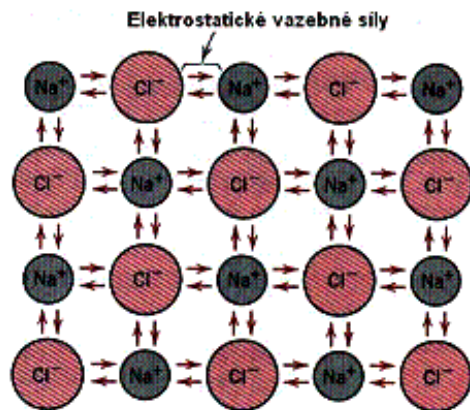
Van der Waalsova vazba mezi atomy vody (a) a mezi řetězci polymeru (b)

Iontová vazba

Atomy alkalických kovů (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) jsou charakterizovány tím, že mají v poslední orbitě jediný valenční elektron, slabě vázaný k celému atomu. Naopak halogenům (F, Cl, Br, I, At) chybí v poslední orbitě jeden elektron k tomu, aby byla zcela zaplněna. Opustí – li tedy valenční elektron atom alkalického kovu a přejde do elektronového obalu halogenu, stane se z něho kladný iont. Naopak z halogenu se stane iont záporný, přičemž oba ionty mají elektronovou konfiguraci vzácných plynů (mají všechny orbity plně zaplněné elektrony).

Iontová vazba

Vazebná energie iontových krystalů je řádu 10^3 kJ / mol (5 eV / iont), tedy asi o dva řády vyšší, než energie Van der Waalsovy vazby.



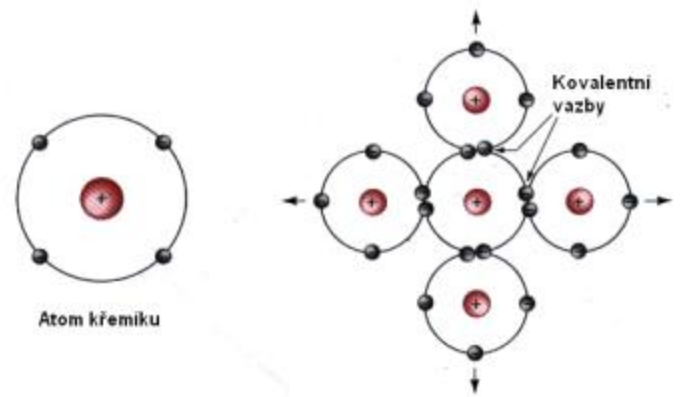
Iontová vazba (NaCl).

Kovalentní vazba

Podstatou kovalentní vazby je tzv. sdílení elektronů mezi sousedními atomy. Dva kovalentně vázané atomy přispívají každý nejméně jedním elektronem k vazbě a tyto elektrony jsou tedy „majetkem“ obou atomů. Charakteristickou vlastností kovalentní vazby je již zmíněné *sdílení elektronů*, *směrovost* (kovalentní vazba se uskutečňuje pouze pod určitými úhly) a *nasycenost* (daná mocenstvím vázaných atomů).

Kovalentní vazba

Kovalentní vazba je v přírodě velmi rozšířená. Váží se jí atomy nekovových prvků samy se sebou v molekuly (H_2 , Cl_2 , O_2 , atd.), stejně jako mezi sebou (CH_4 , H_2O , HNO_3 , apod.). Patří sem ale rovněž diamant, krystal křemíku a germania a slitiny typu (



Kovalentní vazba mezi atomy křemíku

Kovová vazba

Atomy kovových prvků mají jeden, dva, nebo maximálně tři valenční elektrony. Model kovové vazby je velmi názorný, je založen na skutečnosti, že tyto elektrony, slabě k atomu vázané, nejsou vázány s žádným určitým atomem, ale jsou víceméně volné a pohybují se chaotickým pohybem v oblasti mezi kladnými ionty kovových atomů. Volné elektrony, nacházející se mezi těmito kladnými ionty jednak odstiňují jejich elektrostatické odpuzivé síly a zároveň působí jako „lepidlo“, které je váže dohromady.

Kovová vazba

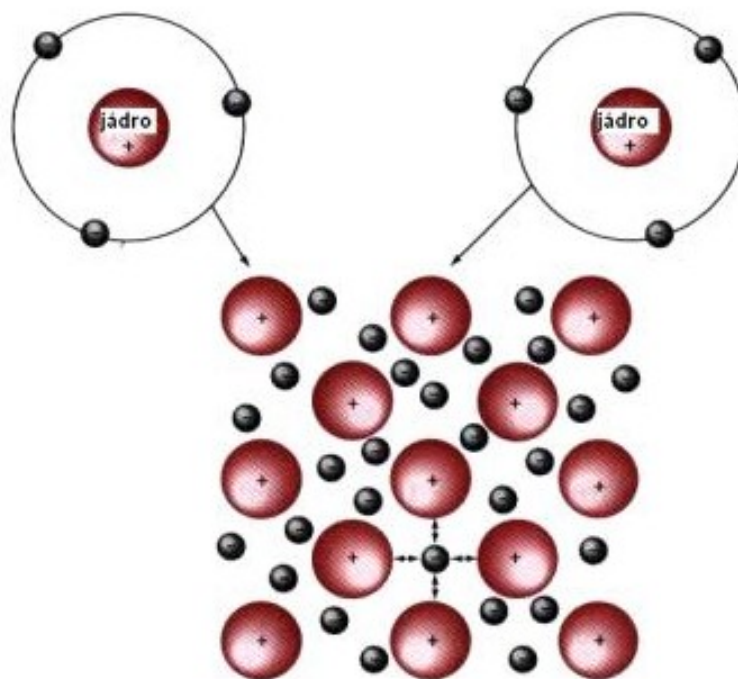


Schéma kovové vazby.

Závěr

Literatura:

- [1] Pokluda, J., Kroupa, F., Obdržálek, L.: *Mechanické vlastnosti a struktura pevných látek*. PC-DIR spol. s r.o., Brno, 1994, 385s.
- [2] Vondráček, F. *Materiály a technologie I a II*, 1985, 243+244s.
- [3] Ptáček a kol. *Nauka o materiálu I a II*. CERM, 2003, 520+396 s.
- [4] *internet* <http://www.ped.muni.cz/wphy/fyzvla/>