

Dôkaz: $(s_1a + r_1b + p_1c) \pm (s_2a + r_2b + p_2c) = (s_1 \pm s_2)a + (r_1 \pm r_2)b + (p_1 \pm p_2)c$. Najmenšie kladné číslo $a_1 = xa + yb + zc$ množiny celých čísiel tvaru $sa + rb + pc$ je teda deliteľom všetkých čísiel množiny. Dokážeme o ňom, že je súčasne najväčším spoločným deliteľom čísiel a, b, c .

Dôkaz: Čísla a, b, c sú nepochybne prvkami množiny celých čísiel tvaru $sa + rb + pc$, napr. $a = 1 \cdot a + 0 \cdot b + 0 \cdot c$. Teda všetky tri čísla a, b, c sú deliteľné číslom $a_1 = xa + yb + zc$. Keby celé čísla a, b, c mali aj spoločného deliteľa $d > a_1$, takže by bolo $d = ta_1, t > 1$, potom

$$\frac{1}{t} = \frac{a_1}{d} = \frac{1}{d} (xa + yb + zc) = xa' + yb' + zc'$$

kde a', b', c' sú celé čísla. To však nie je možné, lebo $\frac{1}{t}$ je pravý zlomok. Najväčší spoločný deliteľ celých čísiel a, b, c je teda $a_1 = xa + yb + zc$, kde x, y, z sú tak isto celé čísla.

Keď však najväčším spoločným deliteľom čísiel h, k, l je číslo 1, je $1 = xh + yk + zl$, čo sme chceli dokázať.

6.3. Typy kryštálov. Výsledky získané podrobným a veľmi rozsiahlym štúdiom štruktúry rôznych kryštálov pomocou F öntgenovho žiarenia na jednej strane a štúdiom konštitúcie molekúl chemickými metódami na druhej strane dokazujú, že sily, ktoré udržuju stavebné elementy kryštálov v ich pevných vzájomných polohách, a sily chemických väzieb, od ktorých závisí tvar a súdržnosť molekúl, majú rovnaký pôvod. Sú to sily pôsobiace medzi atómami, iónmi a molekulami následkom ich vlastnej vnútornej stavby. Pre túto príčinu, aj keď sa ešte vždy zaoberáme štruktúrou kryštálov, pripomenieme si najprv niektoré poznatky vzťahujúce sa na väzby atómov v molekulách.

Ako vieme aj zo štúdiá základov chémie, atóm môžeme považovať za útvar skladajúci sa z elektricky kladne nabitého jadra, okolo ktorého obiehajú po rôznych dráhach elektróny nesúce záporný náboj. Elektrónov je v každom atóme toľko, že v dostatočnej vzdialenosti od atómu rušia silové pôsobenie atómového jadra nesúceho kladný náboj. Podobne molekulu môžeme považovať za útvar obsahujúci väčší počet atómových jadier, ktoré sú obklopené zákonite vytvoreným mrakom zákonite sa pohybujúcich elektrónov.

Elektróny aj v osamotencm atóme obiehajú okolo atómového jadra po nerovnakých dráhach. Ich tvar, rozmery a uloženie v priestore sa od elektrónu k elektrónu skokom menia. Vyplýva to z tzv. *kvantových podmienok*, ktorými sa budeme zaoberať až v príslušnej časti 2. dielu tejto učebnice, venovanej atómovej fyzike. Tie elektróny atómu, ktoré sú od jeho jadra pomerne ďaleko, sú k nemu aj slabo priťahované. Je ich v každom atóme väčšinou len málo. Keďže od nich závisí chemické mocnenstvo (*valencia*) prvku, nazývajú sa

valenčné. Dodaním potrebného množstva tzv. *ionizačnej energie* možno každý atóm pozbaviť jedného alebo aj viacerých jeho valenčných elektrónov a zmeniť ho takto na pozitívny ión (*katión*). Avšak následkom toho, že elektróny obiehajúce okolo atómového jadra len vo väčšej vzdialenosti od atómu rušia silové pôsobenie jeho kladne nabitého jadra, niektoré atómy majú schopnosť pripútať k sebe jeden alebo aj viac elektrónov a zmeniť sa takto na negatívny ión (*anión*). Vznik aniónu je spravidla uľahčený aj tým, že elektróny vytvárajú vo svojom okolí nielen elektrické pole, ale aj magnetické pole, takže okrem odpudivých síl môžu na seba pôsobiť aj príťažlivými silami ako dva krátke tyčové magnety, ktorých magnetické osi sú nesúhlasne rovnobežné. Staršie teórie vysvetľovali existenciu magnetického poľa v okolí elektrónu jeho tzv. *spinom*, t. j. otáčaním sa elektrónu okolo jeho vlastnej osi. Vznik aniónu z elektricky neutrálneho atómu a elektrónu alebo elektrónov je spojený s uvoľnením energie, ktorá je mierou tzv. *afinity* atómu k elektrónom.

Prvky, ktorých atómy sa vyznačujú malou ionizačnou energiou, takže sa ľahko stávajú pozitívnymi iónmi, nazývajú sa elektropozitívne prvky. Naopak prvky, ktorých atómy sa vyznačujú veľkou afinitou k elektrónom, takže sa tieto ľahko stávajú negatívnymi iónmi, nazývajú sa *elektronegatívne prvky*. Ukazuje sa, že následkom elektrónovej stavby svojich atómov začiatočné členy jednotlivých periód periodickej sústavy prvkov sú elektropozitívne prvky (H, Li, Na, K, Ca, ...), zatiaľ čo prvky nachádzajúce sa v periodickej sústave prvkov na konci jednotlivých periód (F, Cl, Br, O, S, ...) sú elektronegatívne prvky. Neplatí to však pre posledné členy periód, pre tzv. *vzácne plyny*, lebo následkom veľkej súmernosti elektrónového obalu ich atómov ich afinita k elektrónu je opäť už veľmi malá.

Z uvedeného je zrejmé, že ak sa stretne atóm dostatočne elektropozitívneho prvku (malá ionizačná energia) s atómom iného prvku, ktorého afinita k elektrónu je dosť veľká, prechodom elektrónu alebo elektrónov z elektrónového obalu atómu elektropozitívneho prvku do elektrónového obalu atómu elektronegatívneho prvku vytvorí sa dvojica pozitívneho a negatívneho iónu, ktoré sa však potom navzájom priliehajú elektrostatickou silou. Takto vznikajú molekuly s iónovou väzbou (NaCl, CaF₂ a pod.). V pevnom skupenstve sú látky s iónovou väzbou pomerne mäkké a ich vodné roztoky sú elektricky dobre vodivé. Iónová väzba sa nazýva aj *heteropolárna* alebo aj *elektrovalentná väzba*.

Iónovú väzbu v najjednoduchšom prípade uskutočňuje jeden elektrón, ktorý z elektrónového obalu atómu elektropozitívneho prvku prešiel do elektrónového obalu elektronegatívneho prvku. Iným typom chemickej väzby je tzv. *homeopolárna* alebo *kovalentná väzba*. Vyznačuje sa tým, že obidva atómy spojené touto väzbou prispievajú k nej aspoň jedným svojim valenčným

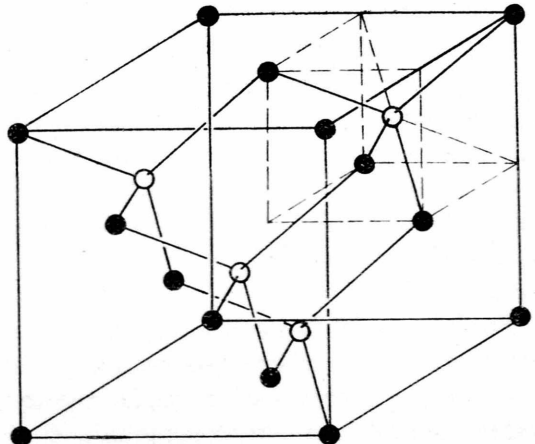
elektrónom, takže sa uskutočňuje párom alebo párami elektrónov. Je charakteristická pre molekuly prvkov a pre molekuly zlúčenín dvoch prvkov, z ktorých aspoň jeden nie je ani výrazne elektropozitívny ani výrazne elektronegatívny, takže sa iónová väzba nemôže vytvoriť. Zatiaľ čo elektrovalentná väzba sa v znázornení štruktúry molekuly vyznačuje valenčnou čiarkou, kovalentná väzba sa vyjadruje aj dvoma bodkami, obrazom páru elektrónov. Molekuly

H

s kovalentnými väzbami sú napr. H_2 , $H : H$, CO_2 , $O :: C :: O$, NH_3 , $H : \overset{H}{\underset{H}{\text{N}}} : H$. V molekulách zložitejších zlúčenín niektoré väzby môžu byť kovalentné a iné elektrovalentné, k čomu však treba ešte poznamenať, že elektrovalentnou a kovalentnou väzbou nie sú ešte všetky typy chemických väzieb vyčerpané.

Podľa väzieb, ktoré podstatne rozhodujú o štruktúre kryštálov, rozoznávame niekoľko základných typov kryštálov. Sú to: 1. iónové kryštály, 2. valenčné kryštály, 3. kovové kryštály, 4. molekulové kryštály.

V iónových kryštáloch uzlové body kryštálovej mriežky sú obsadené iónmi, ktoré sú k sebe priťahované elektrostatickými silami. Veľmi jednoduchým príkladom iónového kryštálu je kryštál chloridu sodného, ktorého štruktúra je znázornená na obr. 6.6. Na obrázku vidíme, že v strede plošne centrovanej bunky, ktorá má tvar kocky, je katión Na^+ . Jeho najbližšími susedmi je šesť aniónov Cl^- , od neho rovnako vzdialených a k nemu nepochybne aj rovnakými silami priťahovaných. Pojem molekuly stráca teda v takýchto kryštáloch svoj zmysel. V kryštále $CsCl$, ktorého štruktúra je znázornená na obr. 6.5, okolo katiónu Cs^+ následkom jeho väčšieho polomeru nie je 6 ale 8 aniónov Cl^- , predstavujúcich jeho rovnocenných najbližších susedov. Už aj z týchto dvoch príkladov je teda zrejmé, že o štruktúre kryštálov rozhodujú nielen väzbové sily, ale spolu s nimi aj rozmery stavebných elementov kryštálov.



Obr. 6.10

Zatiaľ čo súdržnosť iónových kryštálov spôsobujú elektrické náboje iónov ako pomerne veľkých a súmerných celkov, ktorých silové polia sa preto vyznačujú stredovou súmernosťou, súdržnosť valenčných kryštálov má svoju príčinu v existencii elektrónových párov, ktorých silové pôsobenie má smerový

charakter. Valenčným kryštálom je napr. diamant. Každý atóm uhlíka je v ňom v strede pravidelného štvorstena, ktorého vrcholy sú tiež obsadené atómami uhlíka, pričom každý uhlíkový atóm je zviazaný so svojimi 4 najbližšími susedmi kovalentnou väzbou. Jeho štruktúra je znázornená na obr. 6.10, na ktorom je vyznačených spolu 18 atómov uhlíka. Z nich 8 je vo vrcholoch kocky, 6 v stredoch jej stien a 4 vnútri.

Kovové kryštály sú v podstate valenčné kryštály. Valenčné sily v nich sú však vytvárané valenčnými elektrónmi chaoticky meniacimi svoje polohy, takže v skutočnosti sú vlastníctvom kryštálu ako celku a nie jednotlivých atómov. V dôsledku toho sa v kove práve tak ako v iónových kryštáloch stráca smerový charakter väzbových síl, takže okolo každého atómu kovu je toľko najbližších susedov, koľko sa ich po jeho obvode v určitom usporiadaní zmestí. V najtesnejších štruktúrach je každý atóm obklopený až dvanástimi susedmi.

V niektorých kryštáloch sa atómy v dôsledku medzi nimi pôsobiacich, najčastejšie kovalentných väzbových síl grupujú do molekúl a až molekuly ako celky vytvárajú pravidelnú štruktúru. Pritom medzi nimi pôsobia pomerne slabé van der Waalsove sily, ktoré vznikajú ako dôsledok nedokonalaj nábojovej súmernosti molekúl. Takéto kryštály sa nazývajú *molekulové*.

7. HYDROMECHANIKA A AEROMECHANIKA

7.1. Všeobecné vlastnosti kvapalín a plynov. Na zmenu objemu alebo tvaru pevného telesa sú potrebné pomerne veľké vonkajšie sily, ktoré pri malých deformáciách sú určené modulmi pružnosti príslušnej látky. O plynoch, ak máme na mysli len tvarovú a objemovú stálosť, môžeme povedať, že sú to látky, ktoré v porovnaní s látkami pevnými majú práve opačné vlastnosti. Každý plyn vyplňuje veľmi dokonale nádobu, v ktorej sa nachádza, a moduly objemovej pružnosti plynov v porovnaní s pevnými látkami sú číselne tiež veľmi malé.

Prechod medzi látkami pevnými a plynými tvoria kvapaliny, ktoré sa — práve tak ako pevné látky — vyznačujú veľkou objemovou stálosťou, avšak — podobne ako plyny — skoro nijakou tvarovou stálosťou. Nedostatok tvarovej stálosti kvapalín aj plynov spôsobuje, že tieto látky môžu tiecť, takže sa dajú prelievať z nádoby do nádoby. Kvapaliny a plyny sa preto označujú aj spoločným názvom ako tekuté látky.

Pre priebeh mechanických dejov veľmi významná spoločná vlastnosť kvapalín a plynov, ich tvarová nestálosť, je príčinou, že zákony hydromechaniky a aeromechaniky sú si veľmi podobné, takže by bolo možné zaoberať sa nimi