Vazba kovalentní

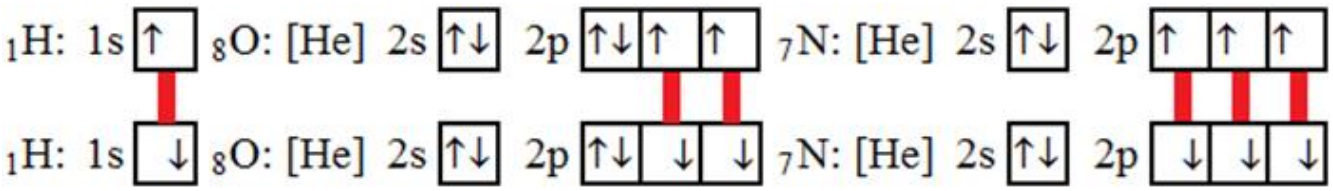
Vazba kovalentní se vyskytuje častěji než vazba iontová. Kovalentní vazba vzniká tak, že při vzájemném přiblížení dvou atomů se jejich atomové orbitaly vzájemně překryjí a vznikne oblast, kde je možno s určitou pravděpodobností nalézt elektrony náležející původně jak k jednomu, tak k druhému atomu.

Představa atomu jako malé Sluneční soustavy (tj. kolem jádra krouží elektrony po daných trajektoriích) není zcela přesná. Lepší je si atom představit tak, že kolem jádra se „potuluje oblak tvořený elektrony“. Tvar tohoto „oblaku“ je popsán kvantovými čísly a je to výše zmíněný orbital. Tyto „oblaky“ se mohou překrývat, mísit. Proto bude elektron, který byl původně silově vázán jen ke „svému“ jádru, přitahován i k „cizímu“ jádru. Tak budou držet atomy pohromadě - vytvoří se tedy vazba.

Podle principu nerozlišitelnosti částic nelze tyto elektrony od sebe rozeznat a atomy jsou tímto společným vlastnictvím elektronů vázány. Každý z atomů dodal jeden ze svých elektronů na vytvoření kovalentní vazby. V chemii takové elektronové dvojice vytvářející kovalentní vazbu znázorňujeme čárkou, přičemž tyto vazby mohou být i vícenásobné:

1. jednoduchá - tvořena jedním párem valenčních elektronů (např. vazba mezi atomy vodíku - viz obr. 68);
2. dvojná - tvořena dvěma páry valenčních elektronů (např. vazba mezi atomy kyslíku - viz obr. 69);
3. trojná - tvořena třemi páry valenčních elektronů (např. vazba mezi atomy dusíku - viz obr. 70).

Násobné vazby jsou za jinak stejných podmínek vždy pevnější než vazby jednoduché. Násobnost vazby určuje počet volných nespárovaných elektronů v elektronových obalech daných atomů.



Obr. 68

Obr. 69

Obr. 70

Mírný rozdíl elektronegativit jednotlivých prvků účastnících se dané vazby způsobuje přitažení elektronového páru, který zprostředkovává vazbu, vlivem elektrostatických sil k tomu z atomů, který má vyšší elektronegativitu. V důsledku toho vznikají na atomech **parciální náboje** (**částečné náboje**). Na atomu, který k sobě elektronový pár elektrostatickou silou přitahuje, vzniká záporný parciální náboj, na druhém atomu pak vzniká kladný parciální náboj. V důsledku tohoto jevu má taková molekula obdobné vlastnosti jako elektrostatický dipól. Tyto parciální náboje vznikají např. u molekuly vody nebo u molekuly chlorovodíku HCl.

Např. H–O–H , H–C=C–H , ...

Na kovalentní vazbu se lze dívat i z jiného hlediska. Molekulu si lze představit jako kvantovanou soustavu tvořenou jádry a elektrony, jejichž rozložení je popsáno vlnovou funkcí. Tato vlnová funkce udává rozdělení pravděpodobnosti výskytu elektronů v prostoru zaujímaného molekulou, tedy určuje molekulové orbitaly. Molekula vznikne tehdy, když výsledná energie molekuly jako kvantované

soustavy je menší než součet energií jednotlivých atomů.

Elektrony v molekulových orbitalech zaujímají opět určité kvantové stavy popsané kvantovými čísly *n*, *l*, *m*, m_s. V atomech s jedním (centrálně umístěným) jádrem závisí energie pouze na kvantových číslech *n* a *l*. Pokud nebyl zadán význačný směr v prostoru (např. směr vnějšího magnetického pole), bylo možné volit směr souřadných os libovolně a stavům s týmž orbitalovým číslem odpovídala táž energie. Zaplňování orbitalů se v tom případě řící Pauliho vylučovacím principem a Hundovým pravidlem. V molekulách jsou však jádra vzájemně rozložena určitým způsobem v prostoru a souřadné osy je možno na ně vázat. Energie molekuly nyní závisí i na orientaci orbitalu vůči jádrům, a tedy i na kvantovém čísle *m* (přesněji na jeho absolutní hodnotě). Stavy s daným orbitalovým číslem *l* se tedy rozloží na $l+1$ energetických hladin odpovídajících kvantovým číslům $\lambda = |m| = 0, 1, 2, \ldots, l$. Kombinacemi stavů vzniknou směrované atomové orbitaly, které se pak v molekulách různě překrývají a tím i váží.

© Encyklopedie Fyziky (http://fyzika.jreichl.com); Jaroslav Reichl, Martin Všetička
Licence http://creativecommons.org/licenses/by-nc-nd/3.0/ zakazuje úpravy a komerční distribuci.