

PROTI OKTETOVÉ TEORII

BLAHOSLAV STEHLÍK
Vojenská technická akademie v Brně

Poněvadž výsledky osmometrických výzkumů amonného iontu [1] jakož i kyslíkatých aniontů [2] jsou v souladu s klasickou teorií struktury molekul, kdežto s oktetovou teorií jsou v naprostém rozporu, připomeňme si nejdříve hlavní principy klasické teorie a zamysleme se pak nad teorií oktetovou.

I. Principy klasické teorie

Základním principem, na němž spočívají všechny úvahy o chemické stavbě molekuly, je podle Butlerova *mocenství prvků*.

V Mendělejevově periodické soustavě rozeznáváme *normální valenci* čili *kladné mocenství* (t. j. mocenství ke kyslíku), jež souhlasí s číslem grupy, a *kontravalenci* čili *záporné mocenství* (t. j. mocenství k vodíku), jež klesá od 4. grupy k 7., takže součet normální valence a kontravalence dává číslo 8.

Fysikální smysl tohoto čísla 8 se projevuje v tom, že atom, u něhož počet valenčních elektronů souhlasí s číslem grupy, může se podle teorie Pisarževského změnit v *ion* dvojím způsobem:

a) Může se změnit v *anion*, tím, že si valenční elektrony *doplní* na konfiguraci nejbližšího inertního plynu, tedy zpravidla na oktet. Počet záporných nábojů aniontu odpovídá *kontravalenci* prvku.

b) Může se změnit v *kation*, který má rovněž konfiguraci inertního plynu, t. j. zpravidla oktet vnějších elektronů, a to tím způsobem, že všechny své valenční elektrony *ztratí*. Počet kladných nábojů kationtu pak odpovídá *normální valenci* prvku.

II. Princip oktetové teorie

Když Berkengejm objasnil podstatu chemické vazby jako pár společných elektronů, k jehož vytvoření přispěly oba zúčastněné atomy po jednom elektronu, založil Lewis oktetovou teorii, podle níž *každý atom* vytvářením společných párů elektronů si *doplňuje* svoje valenční elektrony na oktet. Výjimkou je ovšem vodík, který si doplňuje elektrony pouze na dva (t. j. na heliovou konfiguraci) a do oktetů se nepočítá.

Tento princip oktetové teorie vystihl Langmuir [3] takto: Jestliže je v molekule a atomů, které mají celkem e valenčních elektronů a jestliže si má každý atom doplnit své valenční elektrony na oktet, musí být p elektronů společných vždy dvěma atomům a tedy počítaných dvakrát. Potřebných $8a$ elektronů napočítáme tak, že počet daných elektronů e zvětšíme o počet dvakrát počítaných elektronů p :

$$8a = e + p.$$

Počet společných elektronů je podle této oktetové rovnice dán vztahem:

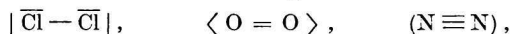
$$p = 8a - e.$$

III. Vyvrácení principu oktetové teorie

Uvažujme nejdříve o nepolární molekule prvku složené ze dvou atomů, které mají po n valenčních elektronech. Podle oktetové rovnice je:

$$p = 8 \cdot 2 - 2n = 2(8 - n).$$

Počet *párů* společných elektronů se tedy rovná *kontravalenci* prvku $8 - n$. V tomto případě jsou oktetové vzorce, na př.:



správné. Atom uplatňující kontravalenci si *doplňuje* valenční elektrony na oktet vytvářením společných párů elektronů podobně jako anion přibíráním elektronů.

Zcela jinak je to však u sloučenin *polárních*, kde se při chemické vazbě uplatňuje *normální valence* prvku jednoho s kontravalencí prvku druhého. Uvažujme o molekule MX_x , v níž se atom M uplatňující normální valenci váže na x atomů X uplatňujících kontravalenci. Jestliže atomy X mají po n valenčních elektronech, pak každý z nich vytváří $8 - n$ párů společných s atomem M, tedy celkem $x(8 - n)$ společných párů. Je-li tedy v molekule $x(8 - n)$ vazeb, je také normální valence prvku M a tedy i počet jeho valenčních elektronů $x(8 - n)$. Prvek M vytváří tolik vazeb, kolik má valenčních elektronů. To znamená, že si své valenční elektrony vazbami prostě *zdvojnásobuje*.

Oktetová teorie předpokládá, že také atom, který uplatňuje *kladné* mocenství, doplňuje si valenční elektrony na oktet. Tento předpoklad je *nesprávný*, poněvadž mezi *doplňováním* elektronů tvořením společných párů a mezi *odštěpováním* elektronů při vzniku kationtů *není* a také nemůže být již *analogie*, jako tomu bylo při *doplňování* elektronů atomů uplatňujících záporné mocenství a při *doplňování* elektronů při vzniku aniontů.

Přesvědčme se o tom použitím oktetové rovnice. Jestliže 1 atom M má $x(8 - n)$ valenčních elektronů a x atomů X po n valenčních elektronech, pak počet společných elektronů je dán vztahem:

$$p = 8(1 + x) - [x(8 - n) + xn] = 8.$$

2 SC 3795

VII. 1953

709/54

V molekule MX_x jsou tedy 4 páry elektronů čili 4 vazby. To znamená, že oktetová teorie je pro atom M, který uplatňuje kladné mocenství, správná jen tehdy, když prvek M je čtyřmocný, t. j. tehdy, když jeho normální valence se rovná kontravalenci.

Souhrnem tedy zjišťujeme, že základní princip oktetové teorie je správný *jedině* pro ty prvky, které v molekule uplatňují *záporné mocenství*, anebo kladné mocenství *rovné mocenství zápornému*.

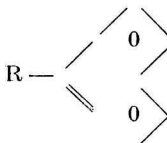
IV. Kritika metody oktetové teorie

V *organických látkách* uplatňují uhlík a vodík normální valenci rovnou kontravalenci, kyslík pak vždy jen kontravalenci. A pokud tu i dusík, fosfor, arsen, síra a prvky halové uplatňují kontravalenci, shodují se oktetové vzorce se vzorci klasickými. Tím si oktetová teorie získala důvěru, akčoliv tu nepřinesla *nic nového* kromě snížení přehlednosti vzorců zvýšením počtu čárek.

Jinak je to v *anorganické chemii*, kde prvky uplatňují rozmanitá *kladná* mocenství. Vztah $p = 8$ pro molekulu MX_x , odvozený v III. odstavci, vyložili si strůjci oktetové teorie *špatně*, totiž tak, že *každý* prvek M je čtyřvazný. Při tom je podivuhodné *úsilí*, kterak zápasili s tímto základním omylem.

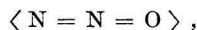
Největší nesnáze vznikly, jestliže v molekule MX_x byl prvek X *jednomocný*. Bylo-li mocenství prvku M *menší* než 4, bylo nutno se *vzdát oktetů* a připustit na př. v BF_3 sextet. Bylo-li pak mocenství větší, na př. v PCl_5 nebo SF_6 bylo nutno se vzdát *elektronových dvojic* a připustit jedoelektronové vazby, ačkoliv různosti vazeb v molekulách neodpovídaly pozorování.

Jiné východisko ze základního omylu se hledalo v případech, kdy byl atom X *dvojmocný*, a to vždy takové východisko, *aby se pozornost* svedla na vysvětlení některé vlastnosti látky. Na př. v aniontech typu MO_4 , na př. v PO_4''' , SO_4'' , ClO_4' , přeměnil se atom M na *čtyřvazný kation* P^+ , S^{2+} , Cl^{3+} , tímže se mu odňal nežádoucí počet elektronů a přenesl se na elektricky nenabitě a dvojně vázané kyslíky, které se tak staly nabitými a jednoduše vázanými. Pak se jávalo nad vysvětlením rovnocennosti vazeb, při čemž se náboj prvku M z obav před srovnáváním se skutečností nazýval *formálním*. Jindy, na př. u:

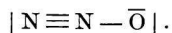


se zase pochvalovalo vysvětlení polárnosti nitrové skupiny, zatím co pro vysvětlení rovnocennosti vazeb mezi dusíkem a kyslíky bylo nutno se uchýlit k teorii resonance.

Čeho se dosáhlo oktetovou teorií? *Jedině* toho, že se vždy dalo něco *vysvětlit*. Na př. u kysličníku dusného se triumfovalo vzorcem:



který vysvětluje úzkou podobnost s kysličníkem uhličitým v mnohých fyzikálních vlastnostech, zatím co dipolová povaha se vysvětlovala vzorcem:



Jakou vlastně strukturu má tedy kysličník dusný? Podle oktetové teorie takovou nebo onakou, podle toho, co právě chceme vysvětlit.

A tu jsme u kořene věci. Takováto *libovůle* v sestavování vzorců se rozbuřela později použitím oktetové teorie v teorii mesomerní a rezonanční a zaměstnala mnoho pracovníků planým rozumováním nad pochybnými principy, čímž je odvedla od skutečného zkoumání struktury molekul.

V. Závěr

Vědecká metoda, jak zdůrazňuje Engels, musí vycházet z fakt a objevené zákony musí dokazovat empiricky. Oktetová teorie není vědecká, neboť se snaží pouze vysvětlovat známá fakta. Nová fakta ovšem vyvozovat nedovedla, poněvadž je její princip pochybný.

Jedinou vědeckou teorií o struktuře molekul je teorie klasická, založená Butlerovem, což dokazuje celý rozvoj chemie od samých začátků až do dnešních dob. Stanula-li dnes klasická teorie před některými fakty, která nedovede na současném stupni vývoje objasnit (na př. vyrovnávání vazeb různé násobnosti), neznamená to, že ji musíme odvrhnout, jak se o to pokoušela oktetová teorie. Naopak, je třeba ji rozvíjet dále. Fakta neobjasněná existujícími teoriemi jsou, jak řekl Butlerov, pro vědu nejcennější.

ПРОТИВ ОКТЕТНОЙ ТЕОРИИ

Б. СТЕГЛИК

Военная техническая академия, Брно

Выводы

Научный метод, как это подчеркивает Энгельс, должен выходить из фактов и открытые законы должен доказать опытным путем. Октетная теория является антинаучной, потому что она стремится только объяснять известные факты. Так как ее принцип является сомнительным, она конечно не в состоянии вывести новые факты.

Единственной научной теорией структуры молекул является классическая теория, основанная Бу т л е р о в ы м, как это доказывает все развитие химии от самого начала до сих пор. Если классическая теория остановилась перед некоторыми фактами, которые она в современной стадии развития еще не в силе объяснить (напр. выравнивание связей разной кратности), это еще не значит, что ее надо отбросить, как это пыталась сделать октетная теория. Наоборот, нужно ее развивать дальше. Факты не объясняемые существующими теориями, по словам Бу т л е р о в а, для науки наиболее ценны.

Получено в редакции 9-го декабря 1952 г.

GEGEN DIE OKTETTTHEORIE

Bohuslav Stehlik
Technische Militärakademie in Brno

Zusammenfassung

Wie Engels betont, muss eine wissenschaftliche Methode aus Tatsachen hervorgehen und die entdeckten Gesetze empirisch beweisen. Die Oktetttheorie ist nicht wissenschaftlich, da sie sich nur um die Erklärung bekannter Tatsachen bemüht. Da ihr Prinzip zweifelhaft ist, konnte sie selbstverständlich keine neuen Tatsachen hervorbringen.

Die einzige wissenschaftliche Theorie über die Struktur der Moleküle ist die von Butlerow begründete klassische Theorie, wie die ganze Entwicklung der Chemie von allem Anfang bis zu den heutigen Zeiten beweist. Wenn heute die klassische Theorie vor einigen Tatsachen steht, welche sie in der derzeitigen Entwicklungsstufe nicht zu erklären vermag, bedeutet dies nicht, dass sie verworfen werden muss, wie es die Oktetttheorie versucht hat. Im Gegenteil! Es ist notwendig, sie weiter zu entwickeln. Die durch existierende Theorien nicht geklärten Tatsachen sind nach den Worten von Butlerow für die Wissenschaft am wertvollsten.

In die Redaktion eingelangt den 9. XII. 1952

LITERATURA

1. Stehlik B., Chem. zvesti 2, 261 (1948).
2. Stehlik B., Chem. zvesti 6, 169 (1952).
3. Langmuir I., J. Amer. Chem. Soc. 41, 868 (1919).

Došlo do redakcie 9. XII. 1952