

7. A. F. Richter: Chemické listy, **32**, 115 (1938).
8. S. Škramovský: Chemické listy, **31**, 478 (1937).
9. S. Škramovský: Chemické listy, **32**, 117 (1938).
10. F. Trávníček: Mluvnic: spisovně češtiny I, str. 33 (1948).
11. Ch. Verax: Enciklopedia vortareto esperanta (1910).
12. E. Votoček: Česko-francouzský slovník terminologický a fraseologický pro chemii, fysiku a vědy příbuzné, str. XIV—XVII (1924).
13. E. Votoček: Chemický slovník česko-německo-francouzsko-anglicko-latin-
ský, str. 483—509 (1941).
14. E. Votoček, J. Heyrovský: Chemie anorganická, str. 150—155 (1945).
15. A. Werner, P. Pfeiffer: Neuere Anschauungen auf dem Gebiete der Anor-
ganischen Chemie (1923).
16. L. Zamenhof: Fundamenta krestomatia de la lingvo Esperanto, str. 241
až 316 (1909).

R E F E R Á T Y

Nové náhledy na chemické vazby.

MIROSLAV ZIKMUND

(*Pokračovanie*).

Lewisova teória podáva iba kvalitatívny obraz o vzniku nepolárnej väzby. Kvantitatívne vystihuje tieto vzťahy vlnová mechanika, ktorá doplnila predstavu o obiehaní elektrónov okolo atomového jadra kmitovými stavmi elektrónových vln, ktoré sú obdobné stojatému kmitaniu strún. Bohrove predpoklady vyplývajú potom z interferencie týchto elektrónových (hmotných) vln, vplyvom ktorej môžu jestvovať iba určité kmitočty. Amplitúda elektrónovej vlny je mierou „hustoty“ elektrónov v určitej guľovej vrstve okolo atomového jadra.

Dráha elektrónu, podľa Bohrovej teórie charakterizovaná štyrmi kvantovými číslami (hlavným, vedľajším, magnetónovým a spinovým), sa tu javí ako akási guľovitá hmlovina, ktorej nepriehľadnosť sa znižuje od prostriedka ku okrajom.

S hľadiska vlnovej mechaniky si môžeme predstaviť, že pri vzájomnom prenikaní elektrónových hmlovín sa alebo interferenciou amplitúda elektrónových vln zväčší, alebo klesá v druhom hraničnom prípade na nulu. Ak sa zväčší, nastáva zhusťovanie negatívneho náboja medzi jadrami obidvoch atomov, vplyvom ktorého sa účinné polomery obidvoch atomov skrátia a vzniká *chemická väzba*. Zoslabením hustoty elektrónov medzi jadrami obidvoch atomov sa zmenší aj pevnosť väzby, až pri úplnom „zhasnutí“ elektrónových vln atomy navzájom chemicky vôbec nereagujú.

Keď spolu reaguje niekoľko atomov, uplatňuje sa u nich snaha priblížiť sa tak, aby sa ich elektrónové atmosféry čo najviac prenikaly. Chemické väzby majú preto charakteristické priestorové usporiadanie, napr. u atomov uhlíka smerujú do rohov

štvorstenu. Tým sa dáva teoretické odôvodnenie aj stereochemickým predstavám van't Hoffa a Le Bela.

Vplyvom rotácie okolo atomového jadra i okolo vlastnej osi majú elektróny jednak momenty dráhy, jednak momenty spinu, ktoré sa vektorovo spočítavajú a dávajú tak výsledný celkový moment atomu.

Prvotnou príčinou priebehu chemických reakcií je snaha po vytvorení takých energetických dráh v atome, ktorých momenty sa úplne kompenzujú na nulu. Preto môžu chemicky navzájom reagovať iba také atomy, ktorých energetické elektrónové dráhy (*s*, *p*, *d*, *f*) ešte nie sú úplne obsadené, a ktoré preto majú ko-
mečný spinový alebo i dráhový moment.

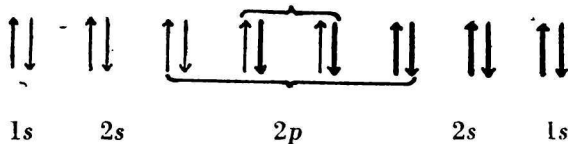
Ak smer elektrónového spinu označíme šípkou, potom konfiguráciu elektrónov v atómoch s atomovými číslami 1—10¹ vyjadruje tabuľka:

at. č.	prvok	1s	2s	2p			celková konfigurácia
1	H	↑					1s ¹
2	He	↑↓					1s ²
3	Li	↑↓	↑				1s ² 2s
4	Be	↑↓	↑↓				1s ² 2s ²
5	B	↑↓	↑↓	↑			1s ² 2s ² p
6	C	↑↓	↑↓	↑	↑		1s ² 2s ² p ²
7	N	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	1s ² 2s ² p ³
8	O	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	1s ² 2s ² p ⁴
9	F	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	1s ² 2s ² p ⁵
10	Ne	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	1s ² 2s ² p ⁶

Podľa Pauliho princípu sa nemôžu v elektrónovom obale jedného a toho istého atomu vyskytovať dva také elektróny, ktoré by sa shodovaly vo všetkých štyroch kvantových číslach. Alebo inými slovami: Na každej dráhe môžu byť iba dva elektróny, ktoré sa líšia jedine spinom. Ak sa teda má vytvoriť napríklad molekula O₂, musia mať dva osamotené elektróny prvého atomu kyslíka opačný (antiparalelný) spin, než majú dva osamotené elektróny druhého atomu kyslíka. (Elektró-

nový spin v prvom atome značíme tenkými šípkami, elektrónový spin v druhom atome hrubými šípkami).

2 spoločné dráhy.



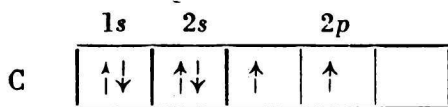
Teória o vzniku chemickej väzby „neutralizáciou“ elektrónových spinov naväzuje tak na Lewisovu teóriu o väzbe elektrónovými dubletmi, i na Kosselovu teóriu „väzby“ polárnej. V princípe tu totiž môžu nastať dva hraničné prípady.

Ak vzniká elektroneutrálna molekula, sú obidva atomy navzájom pútané chemickou väzbou. Počet elektrónových dvojíc (dubletov) s antiparalelným spinom, ktorými je atom pútaný k ostatným susedným atomom, sa nazýva väznosť.

Ak sa elektrónová konfigurácia s „neutralizovanými“ spinmi dosiahne tým, že jeden atom svoje „nadbytočné“ elektróny odovzdá atomu iného prvku s neúplnou skupinou valenčných elektrónov, vznikajú elektricky nabité ióny. Nábojový stav iónov sa nazýva mocenstvo, ktoré môže byť pozitívne alebo negatívne.

Niektoré atomy môžu navonok prejavovať aj elektrický náboj, hoci sú v molekule viazané chemickými väzbami. Treba ich preto charakterizovať nielen väznosťou, ale aj mocenstvom.

Tak napr. uhlíkový atom v „základnom“ stave, kedy sú jeho elektróny v energeticky najnižších možných polohách, má iba dva osamotené 2p elektróny:



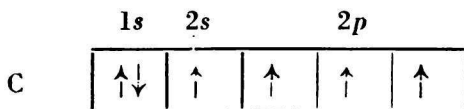
Podľa toho by mohol byť výlučne dvojjväzný. Zo skúsenosti však vieme, že slúčeniny dvojjväzného uhlíka vôbec nepoznáme, lebo aj kyslíčnik uhoľnatý má štruktúru $|\text{C} \equiv \text{O}|$ s jednou väzbou semipolárnou.

Prevažná väčšina organických slúčenín obsahuje uhlík štvorväzný, na vznik ktorého treba preto vynaložiť určitú energiu, potrebnú na prevedenie elektrónov do „excitovaného“ energeticky bohatšieho stavu.

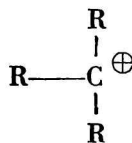
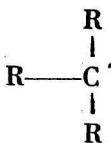
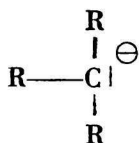
Množstvo tejto energie podľa M. V. Volkenšteina⁵⁹ vypočítame takouto úvalou: Na oddelenie dvojíc 2s elektrónov s antiparalelnými spinmi a na doplnenie 2p dráhy treba vynaložiť energiu $7 \text{ eV} = 161.5 \text{ kcal/Mol}$.

Pri termickej disociácii molekuly metánu CH_4 na elementárne atomy (teda pri rozpade štyroch väzieb C—H) sa spotrebuje energia 374 kcal/Mol. Energia potrebná na vytvorenie dvoch väzieb C—H je teda 186 kcal/Mol.

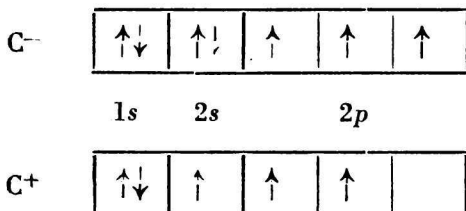
Rozdiel 24.5 kcal/Mol. udáva množstvo energie, potrebné na excitovanie jedného 2s elektrónu.



Poznáme však aj slúčeniny, v ktorých môže trojväzný uhlík vystupovať ako negatívne jednomocný anión, nulvalentný radikál a pozitívne jednomocný katión:



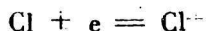
príčom má takúto elektrónovú konfiguráciu:



Podľa B. Eisterta¹⁴ boli v trifenylmetanovom rade všetky tieto tri oxidačné stupne tej istej skupiny pripravené aj preparatívne.

Treba tu však pripomenúť, že pojmy „elektropozitívny“ a „elektronegatívny“ používame vo dvoch rozdielnych významoch. Napr. chlór v kyseline chlórnej HOCl je elektropozitívny, čo značí, že má menej elektrónov na kvantových dráhach ako protónov v jadre (má teda pozitívny náboj). Avšak ten istý „atom“ chlóru môžeme súčasne pokladať aj za elektronegatívny prvok, lebo má vplyvom svojho oxydovaného stavu veľkú schopnosť priťahovať elektróny z elektrónových sfér iných atomov, alebo inými slovami, má veľkú *elektroafinitu*.

Mierou elektroafinity, napr. chlóru, v smysle *termodynamičkom* je rovnovážna konštanta reakcie



Za elektronegativitu sa konvenčne pokladá schopnosť atomu v molekule priťahovať elektróny, pričom miera tejto schopnosti sa kvalitatívne vyjadrí ako malá alebo veľká elektronegativita.

Polárny charakter (náboj) „atomu“ odporúča Remick³³ kvalitatívne označovať termínmi „na elektróny bohatý (chudobný)“, takže napr. chlór v molekule HOCl podľa tejto novej terminologie je na elektróny chudobný a má veľkú elektronegativitu.

Kvantitatívne vzťahy, ktoré nás poučujú, či slúčením dvoch atomov vzniknú ióny alebo molekula, vyjadruje napr. číselný rozdiel medzi ionizačnou energiou I a elektroafinitou E . Čím je tento rozdiel menší tým je slúčenina polárnejšia (t. j. složená z nedeformovaných iónov). A naopak, čím je tento rozdiel väčší, tým viac má vzniknutá slúčenina charakter nepolárny¹².

Tak napr. NaCl je složený z iónov, lebo:

$$I_{\text{Na}} - E_{\text{Cl}} = 5,14 \text{ eV} - 3,75 \text{ eV} = 1,39 \text{ eV},$$

zatiaľ čo H₂ je typická nepolárna molekulová slúčenina:

$$I_{\text{H}} - E_{\text{H}} = 13,60 \text{ eV} - 0,72 \text{ eV} = 12,88 \text{ eV}.$$

Na odštiepovanie ďalších elektrónov z katiónu je potrebná stále väčšia ionizačná energia, lebo zvyšné elektróny sú (relatívne sa zvyšujúcim nábojom) stále pevnejšie viazané. Preto sú napr. väzby v molekule FeCl₃ oveľa viac nepolárne ako v slúčenine FeCl₂ ($I_{\text{Fe}^{3+}}$ je väčšie ako $I_{\text{Fe}^{2+}}$ preto je väčší aj rozdiel $I - E$).

Z toho sa dá usudzovať, že katióny s mocenstvom vyšším ako 2⁺ nie sú už takmer schopné existencie, lebo sa ich polárny charakter prítomnými aniónmi otupí. Zistilo sa to aj experimentálne a preto Kosselova teória, aplikovaná na slúčeniny v ktorých predpokladá vyššie mocenstvá, nevystihuje skutočný stav.

Avšak aj Lewisovu teóriu, ktorá vysvetľuje druhý extrémny spôsob vznikania slúčenín, môžeme oprávnene aplikovať iba v niekoľkých málo prípadoch. Je to vtedy, keď obidva slúčené atomy sú totožné (napr. Cl—Cl, CH₃—CH₃) a aj ich okolie je u oboch rovnaké.

Vo všetkých ostatných prípadoch musíme upustiť od predpokladu, že sa obidva sviazané atomy delia o spoločné elektróny spravodlivo⁴². Nastáva tu totiž deformovanie elektrónovej hmloviny posunom elektrónov smerom k atomom s veľkou elektroafinitou a naopak zriedenie elektrónov u atomov s malou elektroafinitou. Pretože sa okolo elektroafinných atomov objaví abnormálne množstvo elektrónov, označujeme tieto atomy ako elektronega-

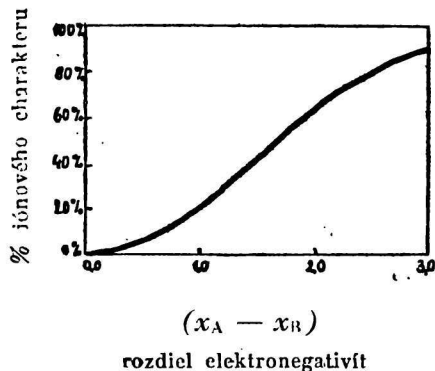
tívne. Dôsledkom takéhoto posunu elektrónov je potom polarizácia atomov (iónov) a vznik dipólov.

Vo všeobecnosti platí, že elektronegativita stúpa so stúpajúcim atomovým číslom vo vodorovných radoch a klesá so stúpajúcim atomovým číslom vo zvislých stĺpcoch perodického usťstavy chemických prvkov. Empiricky si môžeme približnú veľkosť elektronegativity vypočítať delením súčtu ionizačnej energie a elektroafinity číslom 130. Exaktným výpočtom odvodil číselné hodnoty elektronegativít chemických prvkov americký bádateľ L. Pauling³⁰.

Elektronegativity chemických prvkov:

H	2,1	Si	1,8	Br	2,8
Li	1,0	P	2,1	Rb	0,8
Be	1,5	S	2,5	Sr	1,0
B	2,0	Cl	3,0	Y	1,3
C	2,5	K	0,8	Zr	1,6
N	3,0	Ca	1,0	Sn	1,7
O	3,5	Sc	1,3	Sb	1,8
F	4,0	Ti	1,6	Te	2,1
Na	0,9	Ge	1,7	J	2,4
Mg	1,2	As	2,0	Cs	0,7
Al	1,5	Se	2,4	Ba	0,9

Elektronegativity jednotlivých prvkov nám umožňujú číselne vyjadriť stupeň polárnosti chemických väzieb grafickým odčítaním na krivke, znázorňujúcej vzťah medzi percentuálnou hodnotou iónového charakteru väzby A—B a rozdielom elektronegativít $x_A - x_B$ obidvoch slúčených prvkov:



Tak napr. väzby H—J, H—Br, H—Cl, H—F, majú 5%, 11%, 17% a 60% -ný iónový charakter. Väzba O—H v molekule H₂O má z 39% iónový charakter (a teda zo 61% kovalentný charakter), ako to zodpovedá hodnote $x_{\text{O}} - x_{\text{H}} = 1,4$.

Takto zistené hodnoty súhlasia aj s výpočtami pomocou dipólových momentov. Napr. v plynnej molekule HCl je vzdialenosť medzi obidvoma atomami 1,273 Å. Teoreticky vypočítaný dipólový moment, za predpokladu, že ide o slúčeninu, obsahujúcu dokonalé ióny, by potom bol:

$$\eta = 1,273 \times 4,774 \times 10^{-18} = 6,08 \times 10^{-18}.$$

Experimentálne pozorovaná hodnota je však iba $1,03 \times 10^{-18}$, čo je práve 17% teoreticky počítaného dipólového momentu.



molekula HCl

Väzba medzi obidvoma atomami v molekule HCl je teda 83% nepolárna, čo značí, že silno elektronegatívny chlór, ktorý by mal v ideálnej nepolárnej molekule byť bez náboja, priťahuje aj elektrónovú hmlovinu vodíka. Bude mať preto určitý prebytok záporného náboja, na úkor atomu vodíka, ktorý tým nadobudne rovnako veľký zlomkový náboj kladný.

V štruktúrnom vzorci je preto správnejšie nahradiť valenčú čiarku klínom, ktorý je priložený hrubším koncom k elektronegatívnejšiemu atomu:



Z toho vidieť, že slúčenine HCl nemôžeme pripisovať ani kovalentnú štruktúru:



ani polárny vzorec: $\text{H}^+ : \ddot{\text{Cl}} :^-$

lebo znamienka + a — sú symbolmi pre celé náboje.

Tretia štruktúra: $\text{H} : \overset{+}{\text{Cl}} :$

nepripadá v úvahu, lebo chlór má oveľa väčšiu elektronegativitu ako vodík.

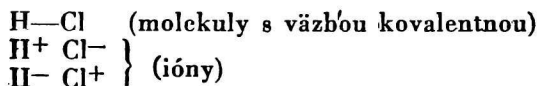
Skutočný stav leží niekde v prostriedku medzi týmito hraničnými štruktúrami, preto hovoríme, že základná štruktúra molekuly je *mezomérna* a znázorňuje ju tzv. *mezomérnym* vzorcom, ktorý

sa skladá z obidvoch extrémnych vzorcov, spojených obojstrannou šípkou:



Jednotlivé hraničné štruktúry môžu navzájom prechádzať tzv. *elektromérnym* posunovaním. Zo „smesi“ sa takéto elektroméry nedajú izolovať ani kryštalizáciou, ani chemickými reakciami. Ide tu teda o medzistav a nie o rovnováhu, kde okrem hraničných štruktúr sú mysliteľné aj všetky medzistupne.

Daudel a Haissinski¹⁰ považujú chlorovodík za slúčeninu s väzbou „smiešanou“, ktorá je v mezomérom stave tvorená systémom:



molekuly s väzbami deformovanými.

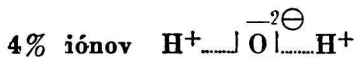
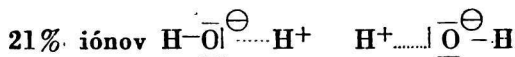
Takýto systém znázorňujú vzorcom $\delta^+\text{H} \uparrow \downarrow \text{Cl} \delta^-$, ktorý vystihuje jednak spôsob väzby dvojicou elektrónov s antiparalelnými spinmi, jednak výslednú dipólovú povahu molekuly, spôsobenú rozdielnou elektronegativitou slúčených prvkov. Pre tento dipólový charakter sa najnovšie pre medzistav, spôsobený mezomériou, zavádza pojem *metaobjetný ión*.

Rýdzo kovalentné slúčeniny, napr. H_2 , nijaké zlomkové elektrické náboje dipólov navonok neprejavujú, hoci aj tu ná jestvuje mezoméria, ako to zistil Daudel a Haissinski z rozdielnosti slučovacieho tepla počítaného a stanoveného experimentálne.

Vypočítali, že v takomto mezomérom stave $\text{H} \uparrow \downarrow \text{H}$ je:

- 80% kovalentne viazaných molekúl $\text{H}-\text{H}$
- 5% iónov $\text{H}^- \cdots \text{H}^+$
- 15% molekúl s väzbami deformovanými.

Podobný výpočet vykonala M. E. Djatkina^{10,38} napr. pre vodu, ktorá v mezomérom stave obsahuje:



27% molekúl s deformovanými väzbami.

V amóniaku sú podľa Djatkiny tieto elektromérne štruktúry:

$\text{H}-\overset{-}{\text{N}}\begin{matrix} \nearrow \text{H} \\ \searrow \text{H} \end{matrix}$		16%
$\text{H}^+\cdots\overset{\ominus}{\text{N}}\begin{matrix} \nearrow \text{H} \\ \searrow \text{H} \end{matrix}$	(3 štruktúry)	14%
$\text{H}-\overset{2}{\text{N}}\begin{matrix} \nearrow \text{H}^+ \\ \searrow \text{H}^+ \end{matrix}$	(3 štruktúry)	4%
$\text{H}^+\cdots\overset{3}{\text{N}}\begin{matrix} \nearrow \text{H}^+ \\ \searrow \text{H}^+ \end{matrix}$		0,3%
molekuly s deformovanými väzbami		65,7%

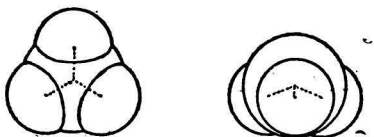
V celom mezomérnom systéme je teda iba asi 35% extrémnych hraničných štruktúr.

Tieto údaje majú však dosť problematickú hodnotu, lebo by nasvedčovali na jestvovanie akéhosi pevného rovnovážneho stavu medzi jednotlivými elektromérnymi štruktúrami. Takýto stav by sa však mohol ustáliť iba vtedy, keby na mezomérny systém neúčinkovali nijaké vonkajšie vplyvy. Hociaká zmena vonkajšieho elektrického poľa už spôsobuje deformáciu základného mezomérneho stavu, zapríčinenú presunutím elektrónov z jedného miesta molekuly na druhé. Len čo účinok takéhoto vonkajšieho vplyvu pomine, vráti sa vzniknutá štruktúra späť do spoločného mezomérneho stavu. Preto nemôžeme nijakú z takýchto možných štruktúr izolovať ako samostatný čistý preparát.

Možnosť výkyvu zo základného mezomérneho stavu do niektorej štruktúry hraničnej najlepšie zobrazuje symbol \longleftrightarrow . Treba si však uvedomiť, že všetky vzorce, spojené týmto symbolom, sú obrazom jedinej molekuly⁴².

Takýto presun ťažiska elektrónov v elektromérnej štruktúre môže spôsobiť nielen blízky náboj v tej istej molekule, ale napr. aj ióny alebo dipólové molekuly v okolí, ktoré na najbližšom atome väzby indukujú nesúhlasný náboj.

Molekula s elektrickým dipólom je napr. amóniak NH_3 , ktoré, ho tri vodíky sú usporiadané vo vrcholoch pyramídy. Štvrtý vrchol je obsadený trojväzným dusíkom.



Tautomérna rovnováha medzi kyslou, neutrálnou a zásaditou formou je akýmsi reflexom rozdelenia týchto troch hraničných foriem v mezomérnom stave.

Disociácia na kyselinu nastane vtedy, keď väzba O—H bude mať výraznejší iónový charakter ako väzba X—O a naopak. Vo všeobecnosti tu platí pravidlo: Ak je X elektropozitívnejší ako H, prevláda disociácia na zásadu. Ak je X elektronegatívnejší ako H, prevláda disociácia na kyselinu.

Podľa toho môžeme jednoducho rozhodnúť, že NaOH disociuje ako zásada, zatiaľ čo ClOH s podobnou konštitúciou disociuje ako kyselina. Elektrostatická teória disociácie, podľa ktorej sa molekula roztrhne medzi iónmi, priťahovanými najmenšou Coulombovou silou, nie je v súhlase so skutočnosťou, lebo v oboch prípadoch predpokladá vznik aniónu OH⁻.

S rozdielom elektronegativít medzi vodíkom a prvkom súvisí nielen spôsob disociácie, ale aj sila vzniknutej kyseliny alebo zásady. Číselné hodnoty sa vzťahujú na ortokyseliny (ak jestvujú), odvodené od kyslíčnika najviac oxydovaného. Pre zásady sú vzťahy tým precíznejšie, čím je základný kyslíčnik menej oxydovaný.

Ak zásada disociuje podľa rovnice:



má disociačná konštanta zásady hodnotu:

$$K_B = \frac{[\text{B}]^+ \cdot [\text{OH}]^-}{[\text{BOH}]}$$

F. Gallais vypočítal, že

$$pK_B = \log \frac{1}{K_B} = 15,7 - 12,6 (x_H - x_B) \quad (1)$$

U kyselín, disociovaných podľa rovnice:



kde disociačná konštanta do prvého stupňa je

$$K_A = \frac{[\text{AO}]^- \cdot [\text{H}]^+}{[\text{AOH}]}$$

treba rozoznávať dva prípady:

a) pK_A prvkov II, III, IV svislého stĺpca periodickej sústavy prvkov má hodnotu:

$$pK_A = \log \frac{1}{K_A} = 2 + 2,2(x_H - x_A) \quad (2)$$

b) Pre pK_A prvkov v V, VI, VII svislom stĺpci periodickej sústavy odvodil Gallais vzťah:

$$pK_A = \log \frac{1}{K_A} = 8,3 + 4,2 (x_H - x_A) \quad (3)$$

Diferencia medzi počítanou a experimentálne stanovenou hodnotou nie je väčšia ako 0,5.

Tieto dva odlišné vzťahy pre výpočet pK_A privedly F. Gallaisa k hľadaniu príčiny, pre ktorú sa kyseliny rozdelily do dvoch tak ostro ohraničených skupín. Odôvodnenie tejto charakteristickej vlastnosti podáva porovnávanie konštitučných rozdielov.

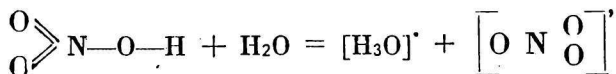
Orthohydroxydy prvkov II, III, IV svislého stĺpca (grupy) periodickej sústavy majú složenie $X(OH)_n$, kde n je číslo grupy. Prvky v V, VI, VII grupe tvoria hydroxydy $XO_{n-4}(OH)_{8-n}$.

Z porovnávaní fyzikálnych vlastností koncentrovaných a zriedených kyselín sa usúdilo, že v koncentrovaných kyselinách sú tzv. kyslé vodíky veľmi pevne viazané ku kyslíku. Pre takéto nedisociované formy kyselín sa zaviedol názov *pseudokyseliny*, a ich konštitúcia sa vyjadrovala klasickými štruktúrnymi vzorcami napr.:

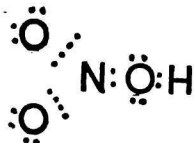


v ktorých je síra formálne šesťmocná, fosfor formálne päťmocný a pod.

Vo vodnom roztoku pseudokyseliny disociujú na pravé čiže *ionogenné* kyseliny, ktoré sa označovali Wernerovými koordinačnými vzorcami, vystihujúcimi komplexný charakter vzniknutých iónov:

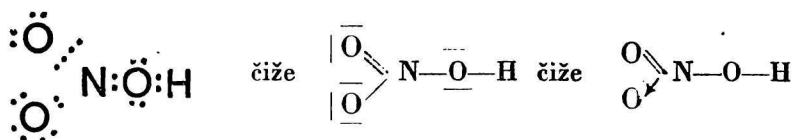


S hľadiska Kosselovej teórie sa síra v H_2SO_4 pokladala za pozitívne šesťmocný kation, dusík v HNO_3 za kladne päťmocný elementárny kation atď., hoci, ako sme už ukázali, sa takéto vysoké pozitívne mocenstvá nemôžu vytvoriť. Skutočnému stavu sa tu oveľa lepšie približujú Lewisove vzorce, podľa ktorých však každá valenčná čiarka symbolizuje dvojicu elektrónov:



Tu sa však zistilo, že vo valenčnej elektrónovej sfére dusíka by bolo 10 elektrónov, hoci ich tam môže byť iba 8. Štruktúrny

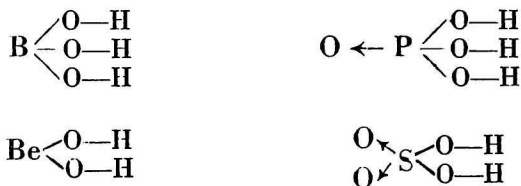
vzorec s obidvoma kyslíkmi viazanými dvojnou väzbou nemôže byť preto správny. Aby bol počet 8 elektrónov zachovaný, musí byť jeden kyslík viazaný väzbou semipolárnou (koordinačnou) takto:



Správnosť takejto formulácie, podľa ktorej je dusík v HNO_3 štvorväzný, sa neskôr dokázala experimentálne.

Treba však pripomenúť, že O. Wichterle⁴² pokladá predstavu o väzbách semipolárnych medzi N a O príp. S a O za neoprávnenú a v podstate zbytočnú. Ide údajne o taký stav, kde na jednom z dvoch susedných atomov je prebytok kladného a na druhom prebytok záporného náboja, podobne ako v polárnej štruktúre dvojnej väzby (viď ďalej).

Pri porovnávaní vzťahov medzi chemickou konštitúciou a spôsobom disociácie Gallais zistil, že prvky II, III a IV grupy sú vo svojich ortohydroxydoch sýtené výlučne hydroxylovými skupinami, ktorých počet zodpovedá elektromocenstvám prvkov, zatiaľ čo prvky V, VI a VII grupy sú vo svojich hydroxydoch, odvodených od maximálne oxidovaného kysličníka, sýtené $(n-1)$ semipolárne viazanými kyslíkmi:



V prvom prípade preto môže nastať i disociácia väzby $\text{X}-\text{O}$, i disociácia väzby $\text{O}-\text{H}$, zatiaľ čo v druhom prípade nastáva štiepenie medzi skupinou (XO_{n-4}) a vodíkom.

Príčinu tejto vlastnosti vidí Gallais v *indukčnom efekte*, za príčinnom kyslíkovými akceptormi v molekule kyseliny. Vplyvom indukcie sa totiž zväčší elektronegativita prvku X, takže sa zmenší rozdiel $(x_{\text{H}} - x_{\text{X}})$ a stúpne sila kyseliny.

Treba si tuhá uvedomiť, že elektronegativita prvku nie je veličina konštantná. Mení sa s nábojom atomu a v každej molekule je ovplyvnená i počtom a povahou slúčených prvkov.

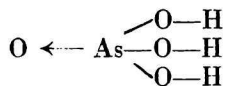
Elektronegativita prvku X s jednou semipolárnou väzbou sa podľa Paulinga zväčší o $\frac{2}{3}$ rozdielu medzi elektronegativitou prvku X a elektronegativitou prvku s atomovým číslom najbližšie vyšším.

Tak napr. rozdiel elektronegativít pre molekulu $\text{As}(\text{OH})_3$ podľa Gallaisa je $(x_{\text{H}} - x_{\text{As}}) = 2,1 - 2,0 = +0,1$

takže hydroxyd $\text{As}(\text{OH})_3$ má $\text{pK}_{\text{A}} = 8,3 + 4,2(0,1) = 8,7$

(Pozn.: Podľa B. Stehlíka kyselina H_3AsO_3 nie je schopná existencie, takže poznáme iba metakyselinu HAsO_2 s intramolekulovým vodíkovým mostíkom).

Hydroxyd H_3AsO_4 obsahuje však už semipolárne viazaný kyslík



preto elektronegativita arzénu stúpne o

$$\frac{2}{3} (x_{\text{Se}} - x_{\text{As}}) = 0,66.(2,4 - 2,0) = 0,27$$

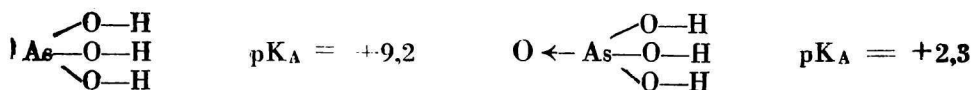
takže má potom hodnotu $(2,0 + 0,27) = 2,27$.

Rozdiel $(x_{\text{H}} - x_{\text{As}})$ sa preto zmenšil na hodnotu $(2,1 - 2,27) = -0,17$, čiže kyslý charakter stúpol, a preto aj pK_{A} klesol na hodnotu:

$$\text{pK}_{\text{A}} = 8,3 + 4,2(-0,17) = 7,5.$$

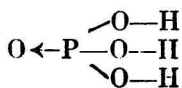
Kyslík s dvojnou väzbou nemá takýto účinok ako kyslík viazaný semipolárne.

Tým sa odôvodní nielen to, že sila kyselín toho istého prvku sa zvyšuje so stupňom oxydovania (zvýši sa tým počet semipolárne viazaných kyslíkov):

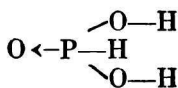


ale aj skutočnosť, že metakyseliny sú silnejšie ako ortokyseliny (napr. H_3PO_4 , H_2SO_4 , HClO_4).

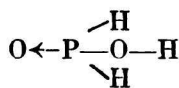
Z tohoto hľadiska je potom ľahko pochopiteľné, že H_3PO_4 , H_3PO_3 a H_3PO_2 , hoci sú rozdielne oxydované, sú vplyvom svojej analogickej konštitúcie kyseliny približne rovnako silné:



$$\text{pK}_A = 2$$



$$\text{pK}_A = 2$$



$$\text{pK}_A = 1$$

Treba ešte pripomenúť, že sa pomocou uvedených matematických vzťahov dá vypočítať aj elektronegativita takých prvkov, u ktorých sa doteraz inými metódami nedala zistiť, ak si zme-riame pK_A alebo pK_B . Napr. hydroxyd strieborný má $\text{pK}_A = 12,1$ a $\text{pK}_B = 4$, takže:

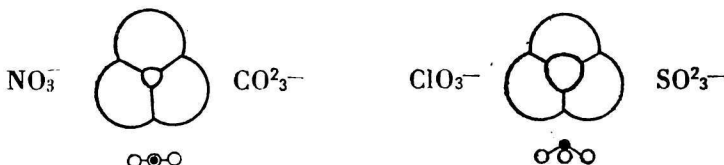
$$\left. \begin{array}{l} 12,1 = 8,3 + 4,2 (x_{\text{H}} - x_{\text{Ag}}) \\ 4 = 2 + 2,2 (x_{\text{H}} - x_{\text{Ag}}) \end{array} \right\} (x_{\text{H}} - x_{\text{Ag}}) = 0,9$$

Elektronegativita striebra $x_{\text{Ag}} = 2,1 - 0,9 = 1,2$.

Práve tak si môžeme zo známeho pK_A vypočítať zmenu elektronegativity so stupňom oxydovania, takže sa tým výhodne prekontroluje, resp. v komplikovanejších prípadoch aj obide Paulin- gov empirický výpočet.

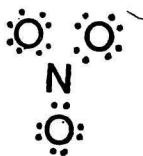
Ak sa pridriavame doteraz uvedených poznatkov, sme nútení opraviť si mnohé nesprávne a skreslené predstavy o konštitúcii chemických slúčenín. Týka sa to z veľkej časti aj anorganickej chémie, ako to vo svojej dôsledne prepracovanej knihe naznačil O. Wichterle⁴². V krátkej štúdií nie je možné ani približne ohra- ničiť rozsah a dôsledky revízie našich klasickou chémiou ovplyv- mených náhľadov, preto sa pokúsime osvetliť podstatu problému na niekoľkých príkladoch.

Ióny typu MO_3 si môžeme podľa priestorového usporiadania roztriediť vo všeobecnosti do dvoch základných skupín. Alebo le- žia jadrá všetkých štyroch atomov v jednej rovine, sem patrí napr. NO_3^- , CO_3^{2-} , BO_3^{3-} , alebo sú umiestené vo vrcholoch pyra- mídy, ako je tomu napr. pri ClO_3^- , BrO_3^- a SO_3^{2-} :



Osobitú skupinu tvoria ióny typu $(\text{MO}_3)_n$, charakteristické pre metafosforečnany a vanadičnany.

Zpočiatku sa myslelo, že ión NO_3^- má štruktúru s elektrónovým sextetom, zapríčinenú tromi semipolárne viazanými kyslíkmi:



Avšak už meranie medziatomovej vzdialenosti N—O (1,21 Å) ukázalo, že tu nemôžeme predpokladať výlučne jednoduché väzby, lebo by vzdialenosť medzi obidvoma atomami musela byť väčšia.

Dvojná väzba má však osobitný charakter, zapríčinený rozdielnou funkciou elektrónových dvojíc spôsobujúcich väzbu. Jednu elektrónovú dvojicu, tzv. σ -elektróny, je pevne stabilizovaný a podobá sa teda elektrónom jednoduchej väzby, zatiaľ čo druhý elektrónový pár, tzv. π -elektróny, je neobyčajne ľahko pohyblivý. Jeho poloha medzi obidvoma sviazanými atomami sa ovplyvňuje jednak rozdielnosťou ich elektronegativít, jednak elektrickým poľom nábojov v okolí. Dvojná väzba sa teda chová ako krátky prúdovodič, na ktorom v blízkosti zelektrozovaného telesa nastáva elektrostatická indukcia⁴².

Ak je tento prúdovodič od ostatných atomov v molekule izolovaný, môže sa diať posun π -elektrónov iba medzi obidvoma sviazanými atomami. To sa však stane iba vtedy, keď v ich bezprostrednom susedstve nie je ani jeden iný atom s voľnými elektrónovými dvojicami. V takomto prípade sa π -elektróny priblížia k atomu s väčšou elektronegativitou, ba v krajnom prípade sa zmezo-merný stav môže posunúť až k polárnej štruktúre s jednoduchou väzbou, tvorenou iba σ -elektrónmi, napr.:



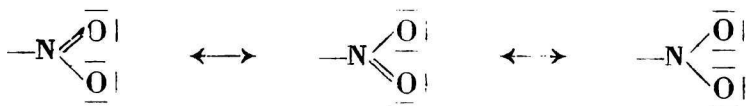
alebo skrátene:



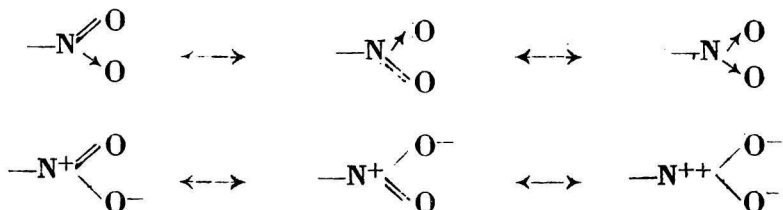
lebo z formálneho hľadiska jeden z π -elektrónov patril kyslíku už aj v dvojnej väzbe, takže až pribatím druhého elektrónu nadobudol kyslík j e d e n záporný náboj.

Ak však susedný atom má voľný dublet, sú elektricky vodivo

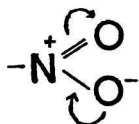
spojené (*konjugované*) všetky tri atomy, preto sa môžu elektróny z jedného atomu na druhý posunovať:



Tento mezomérny stav môžeme symbolizovať aj inými spôsobmi:



V anglickej literatúre³³ sa mezoméria značí oblúčikmi, ktorých šípka naznačuje smer posunu elektrónov:



Takýto *s y m e t r i c k ý* spôsob mezomérie sa často nazýva *rezonancia*.

Anión NO_3^- sa preto môže vyskytovať v mezomérnom (rezonančnom) stave, v ktorom, ako vždy, sa jednotlivé elektróny líšia výlučne usporiadaním elektrónov:



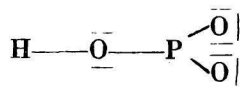
Z toho vidieť, že všetky tri kyslíky sú si rovnocenné, preto ión NO_3^- nemôže reagovať podľa klasického vzorca $\begin{array}{c} \text{O} \\ \text{=O} \\ \text{---N---O}^- \end{array}$

Negatívny náboj tu nie je lokalizovaný, ale je rozložený po celom anióne.

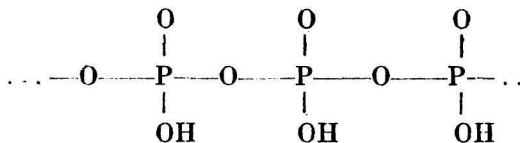
Vzdialenosť medzi atomom O a N je síce menšia, ako by mala byť pri jednoduchej väzbe (1,38 Å), ale je súčasne väčšia ako by to zodpovedalo väzbe dvojnej (1,15 Å). Takéto väzby sa nazývajú *väzby zlomkové*.

Analogické sumárne vzorce kyseliny dusičnej HNO_3 a kyseliny metafosforečnej HPO_3 by mohli viesť k predpokladu, že aj ich konštitúcia je rovnaká. Zistilo sa však, že okrem uhlíka, dusíka a kyslíka nevedia stabilnú dvojnú väzbu vytvoriť nijaké iné prvky. Všade tam, kde by sa mala vytvoriť dvojná väzba, je mezomérny stav takmer úplne posunutý smerom k polárnej štruktúre.

Kyselina HPO_3 môže mať preto iba štruktúru so sextetom a fosfore:



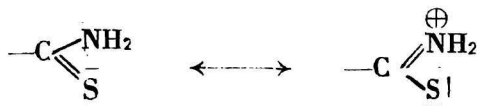
ktorá je však veľmi nestála a snaží sa doplniť elektrónovú medzeru no oktet voľnými elektrónovými dubletmi kyslíkov v susedných molekulách. Vznikajú tak alebo vysokomolekulárne reťazce:



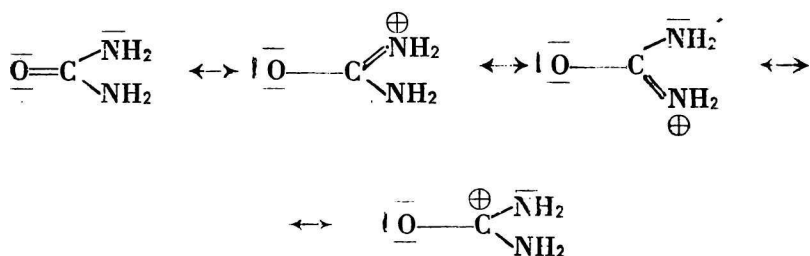
alebo rozličné kruhovitité útvary, vzniklé pospájaním týchto reťazcov (Wichterle⁴²). Je teda zrejme, že pri takejto rozdielnej štruktúre sa HNO_3 a HPO_3 líšia aj svojimi chemickými a fyzikálnymi vlastnosťami. Nemožnosť vytvoriť dvojnú väzbu je u fosforu vyvážená schopnosťou tvoriť stabilne ortokyseliny, ktoré u dusíka nemôžu existovať.

Podobné pravidlá platia aj pre chémiu arzénu, antimónu, bizmútu, síry, selénu, telúru a pod. Vznik dvojnej väzby je tým menej pravdepodobný, čím vyššia je atomová váha daného prvku. Preto tu nevznikajú jednoduché molekuly ale rôzne polyméry, podobne ako tomu bolo pri HPO_3 , alebo sa vytvoria ortokyseliny (napr. až H_6TeO_6 , ktorej šesť hydroxylových skupín najnovšie dokázal B. Stehlík osmózou cez trstinovú blanu).

Z prvkov šiestej grupy popri kyslíku azda najčastejšie tvorí dvojné väzby síra. Najviac tioslúčenín s dvojnou väzbou vznikne tam, kde je najväčšia možnosť mezomérie smerom k štruktúre s jednoduchou väzbou. Preto napr. u tioamidov sú rovnako oprávnené obidve tieto formulácie:

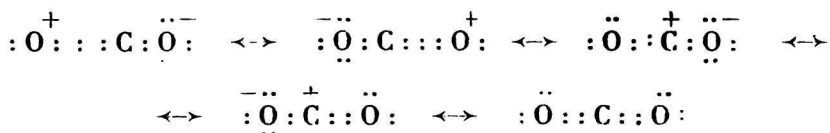


U močoviny treba predpokladať takýto mezomérny stav:

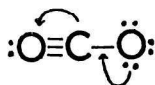


Táto pestrosť elektromérnych štruktúr je zapríčinená tým, že v susedstve dvojnej väzby sú dva atomy s voľnými elektrónovými párami, čím sa mezoméria rozšíri na všetky štyri atomy v molekule.

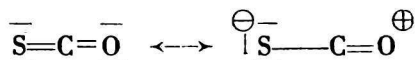
Podobná pestrosť je aj v molekule CO₂, kde sú možné tieto elektromérne štruktúry⁴¹:



skrátene:

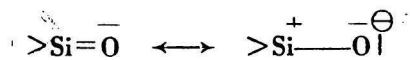


zatiaľ čo v molekule karbonylsulfidu má kyslík zreteľne vyššiu elektronegativitu (3,5) ako síra (2,5), preto je mezomérny stav posunutý smerom k polárnej štruktúre:

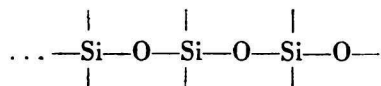


Ako uvádza Wichterle, dokázalo sa to aj experimentálne meraním medziatomových vzdialeností interferenčnou metódou. Vzdialenosť S—C zodpovedá jednoduchej väzbe, zatiaľ čo vzdialenosť C—O väzbe trojnej.

Na rozdiel od uhlíka, kde jestvuje aj skupina =C=O, nemôže už analogický útvar vzniknúť v slúčeninách kremíka. Vytvorí sa tu iba mezomérny stav

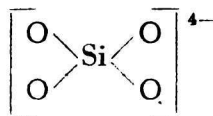


ktorý leží tak blízko polárnej štruktúry, že sa na kremíku vytvorí prevažne elektrónový sextet. Dôsledkom toho je opäť reťazenie:

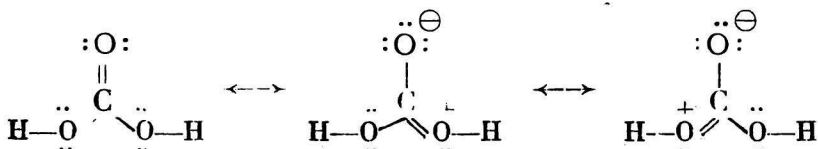


a tvorenie cyklických útvarov, pospájaných kyslíkovými mostíkmi na vysokomolekulárne priestorové štruktúrne mriežky, kde anión je obmedzený až plochami kryštalu⁴². V jednom kryštale je teda iba jediný anión, v ktorého dutinách sú umiestené katióny (porovnaj referát B. Stehlíka v č. 8 Ch. zv.).

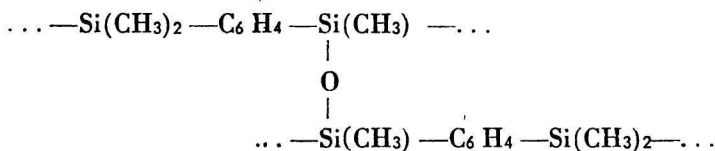
Ak nie je možnosť reťazenia, vznikne anión kyseliny ortokremičitej:



zatiaľ čo u kyseliny uhličitej sa podľa Paulinga³⁰ vytvorí mezo-merný stav:



V podstate však nie sú rozdiely medzi chémiou uhlíka a kremíka také veľké, o čom najlepšie svedčí rozmach nového odvetvia priemyslu — chémie silikónov. Ako uvádza Rochow, pripravily sa tu synteticky napr. takéto reťazce:



v ktorých sú navzájom pospájané atomy kremíka i atomy uhlíka. Hlavným odlišením tu teda zostáva predovšetkým schopnosť uhlíka tvoriť dvojné a trojné väzby.

Ak sú dvojné alebo trojné väzby medzi uhlíkovými atomami konjügované, presunujú sa elektróny z jedného konca reťazca na druhý. Takýto systém sa však chová ako prúdovodič iba vtedy, keď všetky dvojnými väzbami spojené atomy ležia v jednej rovine.

Ak je niektorý atom vychýlený, jeho dvojná väzba sa štabilizuje a atom sa chová ako izolátor.

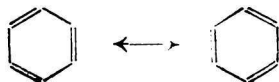
Mezomériu v konjugovanom systéme si môžeme predstaviť ako neustále zamieňanie sa dvojných väzieb väzbami jednoduchými, vplyvom ktorého je charakter dvojných väzieb menej výrazný:



Na vysunutie π -elektrónov do polárnej štruktúry bude treba tým slabšie elektrické pole, čím sú nesúhlasne nabité póly vzdialenejšie. Pravdepodobnosť jednotlivých polárnych štruktúr sa bude teda zväčšovať s dĺžkou konjugovaného systému, až v nekonečne dlhom reťazci konjugovaných dvojných väzieb by nastalo úplné vyrovnanie medzi polárnou a základnou štruktúrou.

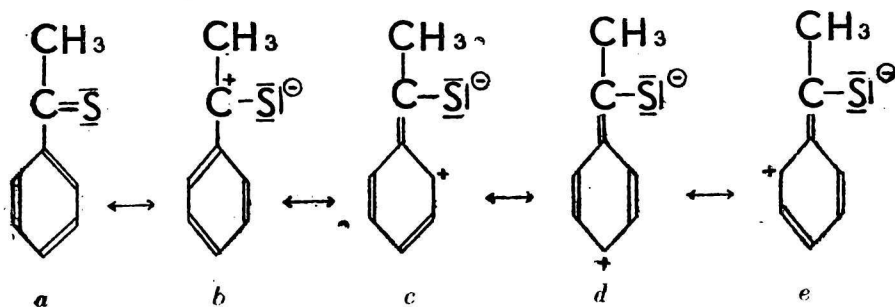
Za takýto útvar môžeme pokladať aj molekulu benzénu, ktorá má podľa Kekuleho cyklickú štruktúru s konjugovanými dvojnými väzbami. Takáto štruktúra však nesúhlasí s jeho „aromatickým charakterom“, ktorý sa prejavuje nereaktivnosťou dvojných väzieb, citlivosťou na nitráciu, sulfonáciu a pod.

Vysvetľujeme to tým, že molekuly benzénu sú v mezomérom stave. Všetkých 6 π -elektrónov v kruhovom reťazci, ktorý má teda charakter nekonečne dlhého prúdovodiča, sa preto môže voľne pohybovať. Okrem dvoch rovnocenných štruktúr (ktoré vlastne predstavujú iba náhodné soskupenie elektrónov):



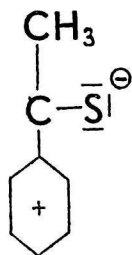
môžu vplyvom asymetrie molekuly (zapríčinennej substitúciou) alebo vplyvom vonkajšieho elektrického poľa vzniknúť aj polárne štruktúry.

Tak napr. v tioacetofenone

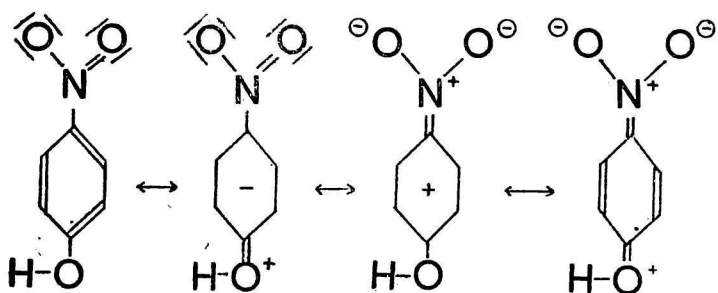


leží mezomérny stav prevažne pri štruktúre *b* s elektrónovým sextetom na uhlíku, zapríčineným neochotou π -elektrónov vytvoriť dvojnú väzbu $=C=S$. Vznik ostatných polárnych štruktúr vysvetľuje Wichterle⁴² snahou molekuly rozdeliť defekt uhlíkového reťazca tak, aby sa po „zriedení“ stal snesiteľnejším.

V anglickej literatúre sa polárne štruktúry benzénového jadra napr. v tioacetofenone symbolizujú skráteno takto:

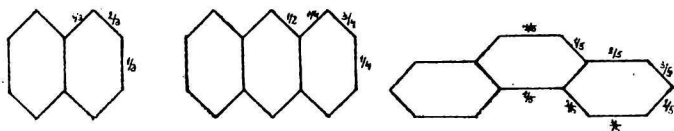


Podobne v mezomérnom stave p-nitrofenolu môžeme predpokladať napr. tieto elektromérne štruktúry⁴:



Mierou stability mezomérneho systému je mezomérna (rezonančná) energia, vypočítaná zo spalného tepla a energie vzniku, ktorá by u benzénu s tromi dvojnými väzbami mala byť 51 kcal/Mol. Experimentálne stanovená hodnota je však iba 39 kcal/Mol. Mezomériou sa teda zvýšila stabilita systému a molekula nadobudla podobný stupeň nasýtenosti, ako majú parafíny.

Každá zo šiestich väzieb v benzéne má iba polovičný charakter dvojnej väzby, zatiaľ čo napr. u naftalénu, antracénu a fenantrénu nie sú si všetky väzby rovnocenné (väzby zlomkové)³⁹:



Takýto stav má, prirodzene, aj vplyv na chemickú reaktivitu. Je teda zrejmé, že s povahou chemických väzieb priamo súvisia všetky fyzikálne i chemické vlastnosti slúčenín. Dokonalé ovládanie jestvujúcich vzťahov a závislostí má preto prvoradú dôležitosť pri anorganických a organických syntézach (substitúcia v aromatickom jadre, molekulárne prešmykovanie, oxydačné štiepenie atď.), pri štúdiu tautomerie, vodíkových mostíkov, chelátov, komplexných slúčenín a pod. Charakterom chemických väzieb sa ovplyvňuje skupenstvo, rozpustnosť slúčenín v polárnych i nepolárnych rozpúšťadlách, vznik agregátov a koloidov, priebeh polymerácie a polykondenzácie, takže rozšírenie vedomostí o tomto novom odvetví teoretickej chémie prinesie prvoradý užitočný predovšetkým technologom a chemikom v priemyselnom výskume.

Dôkazom toho sú nielen vždy dokonalejšie plastické hmoty, syntetické vlákna (nylon), liečivá, stavebné hmoty (S-cement), ale aj aplikovanie týchto nových poznatkov do všetkých fáz výrobného postupu (predčerenie repnej šťavy v cukrovarníctve, flotácia). Pre rozsiahlosť témy venujeme však medzimolekulovým silám a vzťahom medzi chemickými väzbami a chemickou reaktivitou osobitnú úvahu.

Literatúra :

1. Agejev: Priroda chimičeskoj svjazi v metalličeskich splavach (1947).
2. Anderau: Theoretische Chemie (1944).
3. Belov: Struktura ionnych kristallov i metalličeskich faz (1947).
4. Branch, Calvin: The Theory of Organic Chemistry (1945).
5. Briegleb, Zwischenmolekulare Kräfte und Molekülstruktur (1938).
6. Brook, R.: Resonance and Organic Chemistry. (Frontiers in Chemistry V. 3, 1945).
7. Bunn: Chemical Crystallography (1945).
8. Clark: The Fine Structure of Matter (1938).
9. Coulson: Endeavour, VI, 42 (1947).
10. Daudel, Hałsinski: Bull. Soc. Chim. France, 1947, 546, 552
11. Daudel, Bull. Soc. Chim. France, 1948, 343.
12. Dědek: Základy elektronové theorie chemické reaktivity (1948).
12. Dufraisse, Rumpf, Pascault, Cabannes, Pullman, Guy, Destouches: La mesomerie. (1947).
14. Elstert: Tautomerie und Mesomerie (1938).

15. **Emeléus, Anderson:** Modern Aspect of Inorganic Chemistry (1947).
16. **Evans:** Crystal Chemistry (1946).
17. **Glasstone:** Theoretical Chemistry (1947).
18. **Gailais:** Bull. Soc. Chim. France, **1947**, 425.
19. **Grinberg:** Vvedenie v chimiju kompleksnykh sojedinenij (1945).
20. **Hückel:** Anorganische Strukturchemie (1948).
21. **Hückel:** Theoretische Grundlagen der Organischen Chemie (1943).
22. **Kiprianov:** Elektronnaja teorija v organičeskoj chemii (1947).
23. **Kondratěv:** Struktura atomov i molekul (1946).
24. **Kremanu:** Physikalische Eigenschaften und Chemische Konstitution (1943).
25. **Luder, Zuffanti:** Electronic Theory of Acids and Bases (1946).
26. **Marlinet:** Bull. Soc. Chim. France, **1948**, 71.
27. **Niggli:** Grundlagen der Stereochemie (1945).
28. **Pölmcr:** Valency — Classical and Modern (1946).
29. **Pauling:** General Chemistry (1947).
30. **Pauling:** The Nature of the Chemical Bond (1947).
31. **Pauling:** J. Am. Chem. Soc., **69**, 542 (1947).
32. **Pullman:** Bull. Soc. Chim. France, **1948**, 533.
33. **Remick:** Electronic Interpretations of Organic Chemistry (1946).
34. **Remy:** Lehrbuch der Anorganischen Chemie (1942).
35. **Rice:** Electronic Structure and Chemical Binding (1940).
36. **Rod bush:** The Hydrogen Bond and Its Significance to Chemistry (1945).
37. **Terenin:** Fo'ochimija krasitelej (1947).
38. **Syrkin, Djatkina:** Chimičeskaja svjaz i strojenie molekul (1946).
39. **Vo'kens'č'in:** Strojenie molekul (1947).
40. **Wheland:** The Theory of Resonance and Its Application to Organic Chemistry (1945).
41. **Wells:** Structural Inorganic Chemistry (1947).
42. **Wichterle:** Organická chemie (1947).
43. **Zikmund:** Chem. zvesti, **1**, 177 (1947).

Atomové váhy pre rok 1948.

G. E. F. Lundell, predseda Komisie pre atomové váhy (*Committee on Atomic Weights of the American Chemical Society*) vo svojej zpráve¹ zhodnotil materiál, ktorý sa nashromazdil od publikovania trinástej zprávy Komisie pre atomové váhy pri Medzinárodnej chemickej únii^{2,3}. Hoci sa prekontrolovaly atomové váhy berýlia, bóru, dusíka, kremíka, volfrámu, medi, selénu, kryptónu a xenonu, nebolo treba medzinárodné hodnoty atomových váh z roku 1947 nijako zmeniť.

V tabuľke nie sú dosiaľ uvedené atomové váhy týchto chemických prvkov: *technécium Tc* (at. č. 43), *polónium Po* (at. č. 84), *asát At* (at. č. 85), *francium Fa* (at. č. 87), *neptúnium Np* (at. č. 93), *plutónium Pu* (at. č. 94), *amerícium Am* (at. č. 95), *curium Cm* (at. č. 96) a doteraz neobjaveného prvku s atomovým číslom 61.

Literatúra:

1. **Lundell:** J. Amer. Chem. Soc., **70**, 3531 (1948).
2. **Baxter Guichard, Whyllaw—Gray:** J. Amer. Chem. Soc., **69**, 731 (1947).
3. **Zikmund:** Chem. zvesti, **1**, 197 (1947).