

NEKOVALENTNÍ INTERAKCE S PŘÍMOU PARTICIPACÍ VODÍKU: VODÍKOVÁ VAZBA, NEPRAVÁ VODÍKOVÁ VAZBA A DVOUVODÍKOVÁ VAZBA

PAVEL HOBZA

*Ústav organické chemie a biochemie, Akademie věd České republiky, v.v.i., Flemingovo nám. 2, 166 10 Praha 6
Pavel.Hobza@uochb.cas.cz*

Došlo 18.2.08, přijato 28.4.08.

Klíčová slova: vodíková vazba, nepravá vodíková vazba, dvouvodíková vazba

Věnováno profesoru Rudolfu Zahradníkovi k osmdesátým narozeninám.

Obsah

1. Úvod
2. Původ kovalentních a nekovalentních interakcí
3. Vodíková vazba
4. Nepravá vodíková vazba
5. Dvouvodíková vazba
6. Závěr

1. Úvod

Uplatnění nekovalentních interakcí v přírodě je neuvěřitelně široké¹. Existence kapalné fáze a zvláště existence vody je pravděpodobně nejznámějším případem. Další případy jsou však neméně důležité. Nekovalentní interakce určují strukturu biomakromolekul jako DNA, RNA nebo bílkoviny. Znalost struktury těchto systémů je významná, protože pochopení funkce biomakromolekul je možné jen tehdy, jestli rozumíme jejich strukturu. Nesmíme zapomenout ani na pravděpodobně nejvýznamnější proces v živém prostředí, na molekulové rozpoznání. Proces, kdy jeden systém (ať už biomakromolekula nebo její část) naprosto bezchybně rozpoznají na velké vzdálenosti druhý systém a posléze vytvoří molekulární komplex. Tento proces tvoří páteř základního dogmatu molekulární biologie, tedy triády DNA → RNA → bílkovina. Připomeňme, že při replikaci, transkripci a translaci se mnohokrát přepisuje genetická informace obsahující několik miliard informací (bazí nukleových kyselin) a tento přepis musí být neuvěřitelně přesný (toleruje se přibližně jedna chyba na milion informací). Nekovalentní interakce hrají v biodisciplínách tak významnou a jedinečnou úlohu jako kovalentní interakce v chemii.

2. Původ kovalentních a nekovalentních interakcí

K vytvoření kovalentní vazby dojde, když se dva subsystémy s neúplně obsazenými elektronovými obaly

začnou překrývat. Pokud je překryv účinný, dojde ke zvýšení elektronové hustoty v prostoru mezi atomovými jádry a k vytvoření kovalentní vazby. Překryv elektronových sfér je tedy nezbytnou podmínkou vytvoření kovalentní vazby a je známo, že významný překryv nastane pouze tehdy, jsou-li dva atomy vzdáleny méně než 2 Å. Nekovalentní interakce se však uplatní na mnohem větší vzdálenosti, někdy dokonce více než 10 Å, a v tomto rozsahu vzdáleností je překryv orbitalů dvou atomů nulový. Původem vazebnosti nekovalentních interakcí musí být jiné vlastnosti interagujících systémů a jedinou možností jsou jejich elektrické vlastnosti. Jedná se buď o permanentní, nebo indukované, či o časově proměnné elektrické multipóly.

Nerovnoměrné sdílení elektronů v heteroatomových systémech vede ke vzniku permanentního dipólu, quadropólu, jakož i vyšších multipólů. Interagují-li dva takové systémy (např. dvě molekuly vody, dvě molekuly benzenu, guanin s cytosinem, ...) dojde k interakci permanentních elektrických systémů, přičemž interakce dvou dipólů je energeticky nejvýznamnější. V tomto případě mluvíme o elektrostatické interakci.

Při interakci polárního se sférickým symetrickým nepolárním systémem (např. HF s Ar) dojde v nepolární molekule ke vzniku indukovaného elektrického dipólu a uplatní se interakce mezi permanentním a indukovaným momentem. Příslušný energetický příspěvek se nazývá indukčním.

Konečně, i sféricky symetrické nepolární systémy se přitahují. Dokladem toho je skutečnost, že i vzácné plyny lze zkapalnit. Vysvětlení dispersní energie (jak se tento energetický příspěvek nazývá) bylo možné až na základě kvantové mechaniky. Vlivem fluktuací jader a elektronů dochází ke vzniku časově proměnného momentu, který indukuje v sousedním systému indukovaný moment. Mluvíme o interakci časově proměnného a indukovaného momentu.

Při výčtu interakčních členů nesmíme zapomenout na repulsní člen (tzv. výměnně repulsní), působící proti přiblížení systémů, který se významně uplatní až u jejich malých vzdáleností. Mezi reálnými systémy je energeticky obvykle nejvýznamnější elektrostatická energie, která může být (podle vzájemné orientace nábojů či parciálních nábojů subsystémů) jak přitažlivá, tak i odpuzivá, a dispersní energie, která je vždy přitažlivá.

3. Vodíková vazba

Vyneseme-li závislost bodu varu různých mono-, di-, tri- a tetrahydridů na atomovém čísle těžkého atomu (obr. 1), všimneme si, že tato závislost je u tetrahydridů (XH₄) v podstatě monotónní. Se zvyšujícím se atomovým číslem těžkého atomu bod varu molekuly stoupá. U mono-

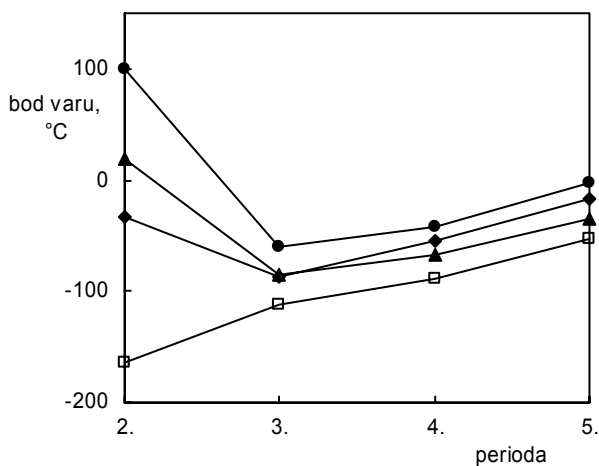
hydridů (XH) a zejména u dihydridů (XH₂) však existuje na této křivce významný extrém a bod varu prvního členu druhé řady (vody) se zcela vymyká zmíněné lineární závislosti. Tuto skutečnost si můžeme vysvětlit pouze existencí významné přitažlivé síly uplatňující se mezi molekulami vody; u ostatních hydridů těchto řad se tato síla uplatňuje mnohem méně nebo vůbec.

Skutečnost, že zvláštní vlastnosti vody (bod varu, bod tání, struktura solvatační vrstvy, ...) souvisí s existencí přitažlivé síly, je známa již od začátku minulého století. Pojmenování tohoto jevu – vodíková vazba – však pochází pravděpodobně až od L. Paulinga z jeho prací o původu chemické vazby^{2,3}.

Vodíková vazba je nejsilnější a také nejběžnější typ nekovalentních interakcí. Stabilizační energie komplexu vázaného silnou vodíkovou vazbou je 3–5 kcal mol⁻¹, u komplexů s několika vodíkovými vazbami to může být mnohem více. Např. komplex guaninu s cytosinem se třemi vodíkovými vazbami má stabilizační energii kolem 30 kcal mol⁻¹. Co to je vodíková vazba? Je to nekovalentní vazba mezi vodíkovým atomem s deficitem elektronů a místem s vysokou elektronovou hustotou. Vodíková vazba je nejčastěji typu X–H...Y, kde X a Y jsou elektro-negativní atomy (X = F, O, N, ale i C) a Y navíc obsahuje volné elektronové páry. Kromě vodíkových vazeb O–H...O, N–H...O, F–H...F, známe také vazby, kde protonovým akceptorem jsou systémy s delokalizovanými elektrony. Příkladem je poměrně silná vodíková vazba (stabilizační energie kolem 1 kcal mol⁻¹) mezi vodou a benzenem (O–H...π).

Charakteristické rysy tvorby vodíkové vazby X–H...Y jsou tyto:

i) vazba X–H se prodlouží (nejčastěji v řádu tisícín Å)



Obr. 1. Graf bodu varu hydridů prvků IV. – VII. hlavní podskupiny 2. až 5. periody; □ tetrahydridy C, Si, Ge, Sn, ◆ trihydridy N, P, As, Sb, ● dihydridy O, S, So, Te, ▲ hydridy F, Cl, Br, I

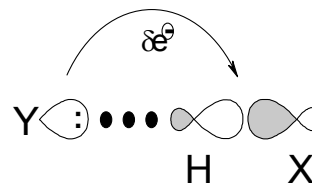
a toto prodloužení určitým způsobem koreluje se silou vodíkové vazby;

ii) dojde k přenosu elektronu z protonového akceptoru na protonový donor. Jedná se o malou frakci elektronu (0,01–0,03 e), ale i tento malý přenos je významný.

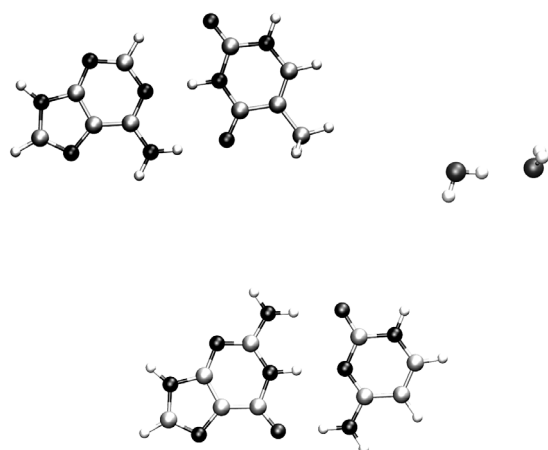
Pás příslušející valenční vibraci vazby X–H se posune směrem k delším vlnovým délkám a tento velmi charakteristický jev se nazývá červený posun. Červený posun je velmi zřetelný (snížení vlnočtu o desítky až stovky cm⁻¹) a snadno detegovatelný v plynné, kapalně i pevné fázi. Navíc dojde ke zvýšení intenzity tohoto spektrálního pásu.

Dva teoretické modely podávají teoretickou interpretaci vodíkové vazby. Elektrostatický model popisuje vznik vodíkové vazby na energetickém základě. Prodloužení vazby X–H vede ke zvětšení dipólového momentu protonového donoru a následně ke zvýšení elektrostatické dipól-dipólové interakce, a tudíž i celkové stabilizační energie. Je pravdou, že prodloužení vazby z její optimální rovnovážné geometrie vyžaduje dodání energie, ale energetický zisk z nárůstu elektrostatické interakce je významnější. Tento model vysvětlí téměř všechny charakteristické projevy vzniku vodíkové vazby, neuspěje však s vysvětlením navýšení intenzity spektrálního pásu. Druhý model, založený na přenosu elektronu mezi systémy (obr. 2) předložil Coulson⁴ v polovině minulého století a ten úspěšně popisuje všechny projevy vodíkové vazby. Přenos elektronů z protonového akceptoru do antivazebného σ orbitalu vazby H–X je spojen se zvýšením elektronové hustoty v tomto orbitalu. Důsledkem je zeslabení vazby a její prodloužení, následované snížením frekvence valenční vibrace. Připomeňme, že tento efekt je chemikům dobře znám pod jménem hyperkonjugace. Základní idea modelu byla plně potvrzena pomocí analýzy přirozených orbitalů („natural bond orbital analysis“).

Významným rysem vodíkové vazby je její geometrická specifita. Vodíková vazba je nejsilnější, jestliže atomy X, H a Y ve vazbě X–H...Y mají lineární uspořádání. Na obr. 3 jsou zobrazeny některé molekulové komplexy s jednoduchou a násobnou vodíkovou vazbou. Na první pohled je patrné prakticky lineární uspořádání všech atomů ve vodíkových vazbách. Tady také pochopíme, jakou úlohu hrají vodíkové vazby při přenosu genetické informace. Vzájemná geometrická komplementarita proto-



Obr. 2. Schéma přenosu elektronové hustoty při tvorbě vodíkové vazby; část elektronové hustoty (δe) z volného elektronového páru protonového akceptoru (Y) se přemísťuje do antivazebného orbitalu vazby HX protonového donoru



Obr. 3. Vybrané komplexy s vodíkovou vazbou, adenin...thymin, dimer vody a guanin...cytosin

nových donorů a akceptorů v párech guanin-cytosin, resp. adenin-thymin, určí prakticky bezchybné párování uvedených bází. Komplexy tvořené násobnou vodíkovou vazbou jsou někdy mimořádně silné a to je mimo jiné také způsobeno kooperativním efektem. Stabilita komplexu s několika vodíkovými vazbami je větší než pouhý součet stabilizačních energií jednotlivých vazeb.

Tabulka I uvádí stabilizační energie vybraných komplexů, stejně jako jejich vybrané charakteristiky (mezimolekulová vzdálenost, změna délky vazby X–H a změna příslušné valenční vibrace v důsledku tvorby vodíkové vazby a konečně velikost přeneseného náboje).

Tabulka I

Stabilizační energie (ΔE), změna délky (Δr) a vazebné vibrace ($\Delta \nu$) vazby X–H při tvorbě komplexu a velikost elektronového přenosu (CT) vybraných komplexů s vodíkovou a nepravou vodíkovou vazbou. Všechny hodnoty byly získány kvalitními kvantově-chemickými výpočty

Komplex	ΔE [kcal mol ⁻¹]	Δr (X-H) ^a [Å]	$\Delta \nu$ (X-H) ^b [cm ⁻¹]	CT ^c [e ⁻]
FH...Cl ⁻	22,5	0,0372	-774	0,1199
FH...OH ₂	8,1	0,0132	-281	0,0333
HOH...OH ₂	4,5	0,0061	-75	0,0136
HOH...C ₆ H ₆	1,8	0,0017	-15	0,0007
BrCH ₃ ...Cl ⁻	10,2	-0,0043	62	0,0520
Cl ₃ CH...OH ₂	3,8	-0,0002	8	0,0077
F ₃ CH...C ₆ H ₆	2,7	-0,0052	86	0,0012

^a Kladná, resp. záporná hodnota značí prodloužení, resp. zkrácení vazby; ^b záporná hodnota značí červený, kladná hodnota modrý posun; ^c elektronový přenos vždy ve směru protonový akceptor → protonový donor

Co je důvodem jedinečnosti vodíkové vazby a zejména pozoruhodně velikého červeného posunu vazebné vibrace X–H? Je třeba zdůraznit, že tvorba jakéhokoliv vazebného motivu X–Z...Y, kde X a Z jsou těžké nevodíkové atomy (např. C=O...H), je provázána změnou vazebných i vibračních charakteristik vazby X–Z, které jsou však menší než v případě vazby X–H. Velké změny vibrační frekvence této vazby jsou evidentně dány velkým rozdílem hmotností atomů X a H a také velmi malým poměrem vodíkového atomu (ve srovnání s jinými atomy). Nahradíme-li vodík lithiem, změna charakteristik vazby X–Li je mnohem menší, a přesto se někdy mluví o lithiové vazbě.

4. Nepravá vodíková vazba

Vodíková vazba je charakterizována především červeným posunem valenční vibrace vazby X–H a tento posun je označován jako „fingerprint“ vodíkové vazby a vztah „no red shift – no hydrogen bonding“ byl brán do nedávna jako dogma. Tři knihy o vodíkové vazbě publikované na konci devadesátých let^{5–7} neuvedly ani jedinou výjimku tohoto pravidla. Pokud však hledáme v literatuře pečlivě^{8–10}, nalezneme několik experimentálních i teoretických studií, které ukazují, že tvorba komplexu není provázána červeným posunem valenční vibrace, ale opačným, tj. modrým posunem. To značí, že frekvence valenční vibrace při tvorbě komplexu vzroste. Vodíkovou vazbou s modrým posunem jsme se systematicky zabývali v naší laboratoři a první studie¹¹ se týkala interakce benzenu (protonový akceptor) s různými protonovými donory (benzen, chloroform, fluoroform). Ve všech případech jsme ukázali, že dochází ke tvorbě komplexu (typ C–H...π); stabilizační energie těchto komplexů se pohybovala v rozmezí 2 až 4 kcal mol⁻¹, tedy tyto komplexy jsou srovnatelně stabilní jako jiné komplexy s klasickou vodíkovou vazbou. U všech komplexů jsme předpověděli opačný posun vazebné frekvence

C–H, tzn. tvorba komplexu byla provázána vzrůstem vazebné C–H frekvence a tyto posuny nebyly zanedbatelné (15 až 50 cm⁻¹). Vzhledem k tomu, že všechny projevy vzniku této vodíkové vazby byly opačné než u klasické vodíkové vazby (zkrácení vazby X–H, vzrůst valenční frekvence a pokles intenzity příslušného vibračního pásu), nazvali jsme¹² tento typ vodíkové vazby jako nepravá vodíková vazba s modrým posunem (v anglickém originále “improper blue-shifting hydrogen bond”). Bylo velkým zadostiučiněním pro teorii, že existence nepravé vodíkové vazby u uvedených komplexů (benzen...HCX₃) byla velmi brzy potvrzena pokusně¹².

Nepravá vodíková vazba se vyskytuje velmi často a prakticky všechny typy vazeb (X–H...Y, X = C, N, F, O, ...; Y = π, O, F, ...) byly nalezeny pokusně nebo předpověděny teoreticky, a to v plynné, kapalně i pevné fázi. Připomeňme, že všechny první pokusné i teoretické studie ukázaly vznik nepravé vodíkové vazby u komplexů halogenuhlovodíků s různými protonovými akceptory. Jaká je podstata vzniku nepravé vodíkové vazby a jsou oba teoretické modely, které jsme diskutovali u vodíkové vazby, aplikovatelné i v případě nepravé vodíkové vazby? Elektrostatický model vysvětluje prodloužení vazby X–H charakteristické pro vodíkovou vazbu zvětšením dipólového momentu protonového donoru při protažení vazby X–H. Velká většina systémů se takto chová. Jsou ale třídy molekul, které se chovají právě naopak a halogenuhlovodíky k nim patří. Prodloužíme-li např. vazbu C–H v chloroformu, tak se dipólový moment molekuly zmenší. Naopak, jestliže vazbu C–H zkrátíme, dojde ke zvětšení příslušného dipólového momentu. Elektrostatický model je tak aplikovatelný i pro nepravé vodíkové vazby; v tomto případě však vede ke zkrácení vazby X–H. Jak je to u nepravé vodíkové vazby s elektronovým přenosem z volných elektronových párů protonového akceptoru do protonového donoru? Tento přenos je menší a hlavně nesměruje do antivazebného orbitalu σ* vazby X–H protonového donoru, ale do antivazebných orbitalů jiných vazeb. Ve zmíněném případě komplexu chloroformu s protonovým akceptorem (voda nebo benzen) jde o antivazebné orbitály σ* vazeb C–Cl. Zvýšení elektronové hustoty v antivazebných orbitálech vede k zeslabení příslušných vazeb a jejich prodloužení. Uvedená změna elektronové a geometrické struktury protonového donoru indukuje další změny v molekule; pro naše účely je nejdůležitější zkrácení vazby X–H. I když uvedené mechanismy nepopisují plně všechny typy nepravých vodíkových vazeb, v hrubých rysech platí poměrně obecně.

V tab. I jsou uvedeny vybrané komplexy s vodíkovou i nepravou vodíkovou vazbou a je zřejmé, že jejich charakteristiky (stabilizační energie, velikost elektronového přenosu, absolutní změna vazebné délky a valenční frekvence vazby X–H) se v zásadě neliší. Rozdílné jsou jen směry: prodloužení a červený posun u vodíkové vazby, naopak zkrácení a modrý posun u nepravé vodíkové vazby.

Rozpoznání skutečnosti, že jisté typy vodíkových vazeb se mohou prezentovat zcela odlišně (prodloužení nebo zkrácení vazby X–H, červený nebo modrý posun

valenční vibrace této vazby, ...) nás vedlo k odlišnému pojmenování nově objevené vodíkové vazby (nepravá vodíková vazba). Jinou možností je změnit definici vodíkové vazby a to je cesta, kterou se ubírá IUPAC. Nová definice vodíkové vazby, která by měla zahrnout oba typy diskutované v tomto odstavci, zní předběžně takto: vodíková vazba je přitažlivá interakce mezi vodíkem ze skupiny X–H a atomem nebo skupinou atomů Y, ve stejné molekule nebo v různých molekulách, kde existuje evidence o vzniku částečné vazby. Tato definice je zjevně velmi obecná a neobsahuje specifikace změn vazebných charakteristik při tvorbě komplexu, ať už vazebných délek nebo vibrační valenčních frekvencí. Ať už je oficiální definice vodíkové vazby jakákoliv, právě ovlivnění vazebných charakteristik tvorbou komplexu je klíčovým rysem vodíkové vazby. Toto ovlivnění je zejména významné u vibračních charakteristik, protože vibrační infračervená spektroskopie je mimořádně citlivým nástrojem pro detekci i malých vibračních změn. Shrňme-li pojednání o vodíkových vazbách, můžeme konstatovat, že tvorba komplexu s vodíkovou vazbou X–H...Y může být provázána jak poklesem vazebné frekvence (červený posun), tak jejím vzrůstem (modrý posun), ale může také dojít k situaci, kdy nedojde k žádné změně vazebné frekvence X–H a to přesto, že vazba X–H se účastní vzniku poměrně stabilní vodíkové vazby.

5. Dvouvodíková vazba

Komplexy s dvouvodíkovou vazbou jsou mnohem méně početné než komplexy s vodíkovou vazbou a také existence dvouvodíkové vazby byla objevena jen nedávno¹³. Dvouvodíková vazba typu M–H...H–Y, kde M je atom kovu a Y je elektronegativní atom, byla původně detegována v krystalech metalických komplexů. První rentgenostrukturní studie¹³, provedené s krystaly umožňujícími pouze malé rozlišení, nebyly přesvědčivé, protože těsný kontakt dvou vodíkových atomů se zdál nepravděpodobný. Další studie^{14–16} s dokonalejšími krystaly (a tedy s větším rozlišením) však původní struktury s těsnými kontakty H...H potvrdily. Další evidence o dvouvodíkové vazbě pochází ze studie dimeru H₃BNH₃. Neobvykle vysoký bod varu tohoto systému svědčí o silném přitahování mezi molekulami H₃BNH₃, které bylo posléze vysvětleno existencí dvouvodíkové vazby typu B–H...H–N. Objasnění této neobvyklé vodíkové vazby je překvapivé, ale jednoznačné: dva vodíkové atomy se mohou přitahovat pouze tehdy, jestliže jeden nese kladný a druhý záporný náboj. Toto lze chemicky realizovat jen tak, že jeden vodíkový atom je kovalentně vázán s elektroproaktivním prvkem a druhý s elektronegativním prvkem. Nejběžnější elementy, které jsou elektroproaktivnější než vodík, jsou bor, alkalické kovy a přechodové kovy. Vodíkový atom vázán na elektroproaktivní element ponese záporný náboj a druhý vodíkový atom, s vazbou k elektronegativnímu prvku, ponese kladný náboj. V konečném důsledku dojde k elektrostatickému přitahování mezi oběma takto polarizovanými vodíkovými atomy. Kromě zmíněných metalických

komplexů se dvouvdíková vazba uplatní i při interakci boranů, případně karboranů, s biomakromolekulami.

6. Závěr

Nekovalentní interakce s participací vodíku patří k nejsilnějším a také nejčastějším projevům nekovalentních interakcí. Jejich úloha v chemii a zejména biologii je nezapíratelná a významným rysem je jejich poměrně snadná spektroskopická detekce.

Práce byla podporována grantem LC512 (MŠMT ČR) a byla součástí projektu Z4 055 0506. Autor oceňuje podporu ceny Praemium Academiae (AV ČR, 2007).

LITERATURA

- Hobza P., Zahradník R., Müller-Dethlefs K.: Coll. Czech. Chem. Commun. 71, 443 (2006).
- Pauling L.: J. Am. Chem. Soc. 53, 1367 (1931).
- Pauling L.: *The Nature of the Chemical Bond*. Cornell University Press, Ithaca 1939.
- Coulson C. A.: Res. Appl. Ind. 10, 149 (1957).
- Desiraju G. R., Steiner T.: *The Weak Hydrogen Bond*. Oxford University Press, Oxford 1999.
- Scheiner S.: *Hydrogen Bonding*. Oxford University Press, New York 1997.
- Jeffrey G. A.: *An Introduction to Hydrogen Bonding*. Oxford University Press, New York 1997.
- Trudeau G. T., Dumas J.-M., Dupuis P., Guerin M., Sandorfy C.: Top. Curr. Chem. 93, 91 (1980).
- Buděšínský M., Fiedler P., Arnold Z.: Synthesis 1989, 858.
- Boldeskul I. E., Tsymbal I. F., Ryltsev E. V., Latajka Z., Barnes A. J.: J. Mol. Struct. 436-437, 167 (1997).
- Hobza P., Špirko V., Selzle H. L., Schlag E. W.: J. Phys. Chem. A 102, 2501 (1998).
- Hobza P., Havlas Z.: Chem. Rev. 100, 4253 (2000).
- Lee J. C., Peris E., Rheingold A. L., Crabtree R. H.: J. Am. Chem. Soc. 116, 11014 (1994).
- Richardson T. B., De Gala S., Crabtree R. H.: J. Am. Chem. Soc. 117, 12875 (1995).
- Klooster W. T., Koetzle T. F., Siegbahn P. E. M., Richardson T. B., Crabtree R. H.: J. Am. Chem. Soc. 121, 6337 (1999).
- Liu Q., Hoffmann R.: J. Am. Chem. Soc. 117, 10108 (1995).

P. Hobza (*Institute of Organic Chemistry and Biochemistry, Academy of Sciences of the Czech Republic, Prague*): **Non-Covalent Interactions with Participation of Hydrogen: Hydrogen Bond, Blue-Shifting Hydrogen Bond and Dihydrogen Bond**

Non-covalent interactions with participation of hydrogen are the strongest and most frequent of non-covalent interactions in nature. Their role in chemistry and especially in biodisciplines is unique.

VŠCHT Praha přijme pracovníka/pracovnici na pozici odborného/vědeckého pracovníka/ci pro laboratoř rentgenové difraktometrie.

Hlavní náplň práce:

- zajišťování servisu měření na rentgenových difraktometrech – kvalitativní a kvantitativní fázová analýza,
- metodika kvantitativní fázové analýzy,
- výuka praktických úloh v rámci předmětů RTG fázová analýza,
- vedení jednoho studenta při vypracování diplomové práce (v pozici vědeckého pracovníka),
- zapojení do grantových projektů laboratoře.

Požadavky:

Vysokoškolské vzdělání v oboru přírodních věd se zaměřením na anorganickou či organickou chemii, přednost mají absolventi se zkušenostmi v oblasti aplikace rtg záření. Střední znalost anglického jazyka a Microsoft Office nutností. Znalost softwaru pro kvalitativní rtg fázovou analýzu vítána.

Nabízíme:

- zajímavou práci v moderně vybavené laboratoři,
- příležitost k profesnímu rozvoji (pro absolventy možnost doktorandského studia),
- pracoviště v blízkosti metra,
- zaměstnanecké výhody (pružnou pracovní dobu, příspěvek na stravování, rekreaci, penzijní připojištění, návštěvu kulturních zařízení).

Nástup: dle dohody

Kontakt: RNDr. Jaroslav Maixner, CSc., tel. 220 444 201, 604 842 790, jaroslav.maixner@vscht.cz