

## 2.3 CHEMICKÁ VAZBA

Spojováním dvou a více atomů vznikají **molekuly**. Jestliže dochází ke spojování výhradně atomů téhož chemického prvku, pak se jedná o molekuly daného prvku (vodíku  $H_2$ , dusíku  $N_2$ , ozonu  $O_3$ , bílého fosforu  $P_4$ , síry  $S_8$ ...). Pokud dochází ke spojení atomů alespoň 2 různých chemických prvků, pak se jedná o molekuly sloučeniny (vody  $H_2O$ , oxidu uhličitého  $CO_2$ , kyseliny sírové  $H_2SO_4$ ...). Tato soudržnost atomů v molekulách sloučenin je umožněna díky silovému působení, které se mezi nimi nachází. Uvedené silové působení se nazývá **chemická vazba** a je tvořeno **valenčními elektrony** sloučených atomů.

Vzdálenost středů sloučených atomů se nazývá **délka chemické vazby** a obvykle se uvádí v **pikometrech (pm)**. Při vzniku chemické vazby se uvolňuje **vazebná energie**. Ta se většinou uvádí v  **$kJ \cdot mol^{-1}$** . Pro zánik chemické vazby je zapotřebí molekule dodat **disociační energii**. Ta má stejnou hodnotu, jako vazebná energie, avšak liší se ve znaménku.

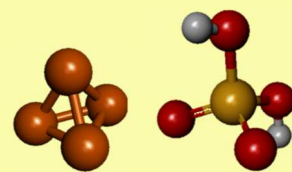
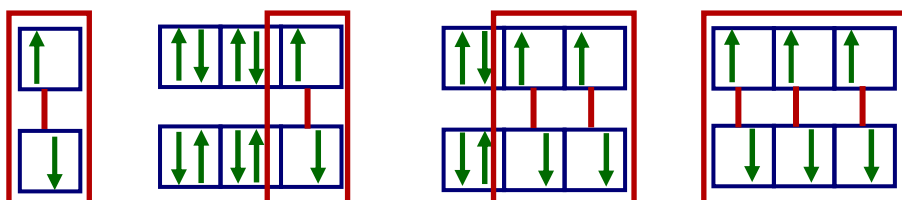
Atom jodu obsahující 57 elektronů je objemnější, než atom chloru se 17 elektrony, a tak je délka vazby v molekule jodu I-I větší (271 pm), než v molekule chloru Cl-Cl (199 pm). Trojná vazba mezi atomy uhlíku v molekule acetylenu  $HC \equiv CH$  je kratší (121 pm), než jednoduchá vazba mezi atomy uhlíku v molekule ethanu  $H_3C-CH_3$  (153 pm).

Chemickou vazbu je možné klasifikovat dle různých kritérií. Jedním z nich je rozdíl hodnot **elektronegativity  $X$**  sloučených atomů. Elektronegativita udává schopnost daného elektronu přitahovat k sobě vazebné elektrony (s rostoucí hodnotou elektronegativity se tato schopnost zvyšuje). Hodnoty elektronegativity atomů jednotlivých prvků je možné nalézt například v periodické soustavě prvků.

**Kovalentní vazba** se vytváří mezi atomy, jejichž rozdíl hodnot elektronegativity je  $\Delta X < 1,7$ . Tento typ vazby se dále rozděluje na vazbu **nepolární** ( $\Delta X < 0,4$ ) a vazbu **polární** ( $0,4 < \Delta X < 1,7$ ).

**Nepolární vazba** se vyskytuje mezi atomy, jejichž rozdíl hodnot elektronegativity je nulový (atomy téhož prvku), nebo velmi malý. Vazebné elektrony jsou sdílené téměř rovnoměrně mezi oběma vázanými atomy. To má za následek nízké body tání a varu a velmi nízkou elektrickou vodivost těchto sloučenin.

V molekule vodíku  $H_2$  a halogenu  $X_2$  se nachází jednoduchá vazba, v molekule kyslíku  $O_2$  dvojná vazba a v molekule dusíku  $N_2$  trojná nepolární vazba, což je možné vysvětlit díky překryvu neúplně zaplněných valenčních orbitalů:



**Molekula** bílého fosforu  $P_4$  a kyseliny sírové  $H_2SO_4$ .

Předpona **piko p** je dílčí jednotkou a udává velikost  **$10^{-12}$  m**.

Hodnoty elektronegativity  $X$  se udávají v různých stupnicích. Nejznámější je **Paulingova stupnice**.

**Překryvem valenčních orbitalů** atomů vodíku H, halogenu X, kyslíku O a dusíku N s nespárovaným elektronem vzniká **chemická vazba**.

Příkladem nepolárních sloučenin jsou **uhlovodíky**. V těchto sloučeninách se vyskytují pouze atomy uhlíku C ( $X = 2,50$ ) a vodíku H ( $X = 2,20$ ). Vypočítáním rozdílu hodnot elektronegativity těchto prvků ( $\Delta X = 2,50 - 2,20 = 0,30$ ) je možné ověřit, že se skutečně jedná o nepolární kovalentní vazbu.

**Polární vazba** se nachází mezi atomy s rozdílem hodnot elektronegativity v intervalu  $0,4 < \Delta X < 1,7$ . Větší rozdíl hodnot elektronegativity má za následek, že jsou vazebné elektrony posunuty více právě směrem k atomu s vyšší hodnotou elektronegativity. Na tomto atomu tak vzniká v důsledku přiblížení vazebných elektronů záporný **parciální** (částečný) **náboj**  $\delta^-$ . Na druhém atomu vzniká kladný parciální náboj  $\delta^+$ . Vznik těchto nábojů má za následek vyšší teploty tání a varu a zvýšení elektrické vodivosti oproti molekulám obsahujících nepolární vazbu.

Polární vazbu je možné nalézt například v molekule **chlorovodíku HCl** mezi atomem vodíku H ( $X = 2,20$ ) a chloru Cl ( $X = 3,0$ ), neboť rozdíl hodnot elektronegativity těchto prvků je  $\Delta X = 3,0 - 2,20 = 0,80$ .

**Symbol** ◀ znázorňuje posun vazebných elektronů směrem k atomu s vyšší hodnotou elektronegativity. Tenčí část symbolu směřuje k atomu, od kterého se vazebné elektrony posouvají.

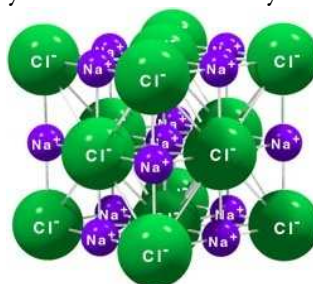


Typickou polární sloučeninou (rozpouštědlem) je **voda H<sub>2</sub>O** obsahující polární vazbu mezi atomem kyslíku O ( $X = 3,50$ ) a atomy vodíku H ( $X = 2,20$ ). To je možné opět ověřit vypočítáním rozdílu hodnot elektronegativity obou prvků  $\Delta X = 3,50 - 2,20 = 1,30$ .



**Iontová vazba** (extrémně polární) se nachází mezi atomy s velmi vysokým rozdílem hodnot elektronegativity ( $\Delta X > 1,70$ ). To má za následek kompletní přitažení vazebného elektronu atomem s vyšší hodnotou elektronegativity. Tento atom se tak stává **aniontem**, zatímco z druhého atomu se stane **kationem**. Přítomnost elektricky nabitých částic (**iontů**) má za následek vyšší teploty tání a varu a vyšší elektrickou vodivost, než je u sloučenin majících kovalentní vazby.

Typickou iontovou sloučeninou je **chlorid sodný NaCl** (kuchyňská sůl). Atom sodíku Na má hodnotu elektronegativity ( $X = 0,9$ ), zatímco atom chloru Cl ( $X = 3,0$ ). Rozdíl hodnot elektronegativity těchto prvků  $\Delta X = 3,0 - 0,9 = 2,1$  má za následek vznik iontů. Chlorid sodný se vyskytuje v krystalové struktuře, ve které se pravidelně střídají kationty sodné  $\text{Na}^+$  a anionty chloridové  $\text{Cl}^-$ .



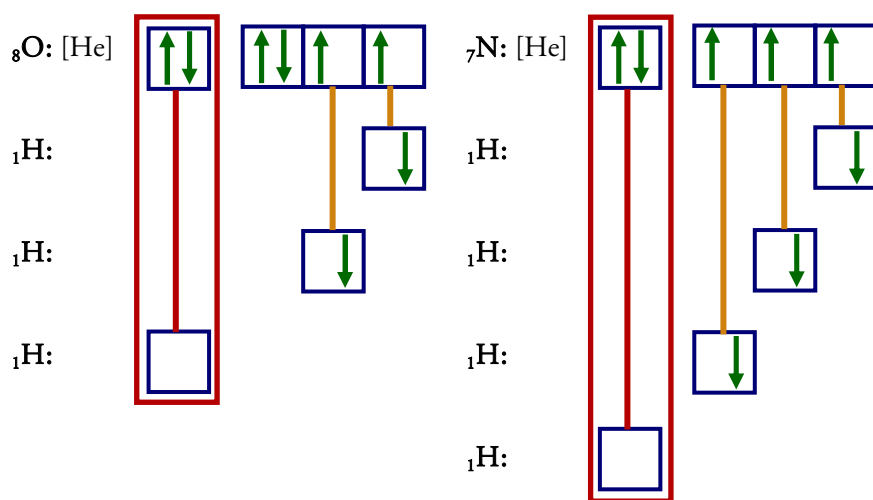
**Obr. 2.13** Krystalová struktura chloridu sodného NaCl

**Chlorid sodný NaCl** se v přírodě vyskytuje jako minerál halit (sůl kamenná).



„Do dvou zkumavek se nasype přibližně po 0,1 g jodu  $I_2$  a do dalších dvou cca po 0,1 g manganistanu draselného  $KMnO_4$ . Následně se do jedné zkumavky s jodem a do jedné s manganistanem přilije přibližně 5 ml vody  $H_2O$ . Do zbylých zkumavek se přilije cca 5 ml benzínu.“

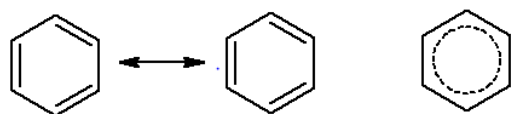
**Koordinace-kovalentní vazba** je vazba, která oproti běžné kovalentní vazbě nevzniká tak, že jsou vazebné elektrony poskytnuty od obou sloučených atomů, ale celý vazebný elektronový pár poskytuje jeden atom (**donor** = dárce), zatímco ten druhý jim poskytuje volné místo ve svém valenčním orbitalu (**akceptor** = příjemce). Tímto způsobem vzniká vazba například v oxoniovém kationtu  $H_3O^+$ , amonném kationtu  $NH_4^+$  či v různých komplexních sloučeninách.



Obr. 1.14 Schéma vzniku koordinace-kovalentní vazby v kationtech  $H_3O^+$  a  $NH_4^+$

Podle počtu valenčních elektronů podílejících se na tvorbě kovalentní chemické vazby se rozlišuje vazba **jednoduchá A-B** (1 elektronový pár, např.  $H-H$ ,  $H_3C-CH_3$ ), **dvojná A=B** (2 elektronové páry, např.  $O=O$ ,  $H_2C=CH_2$ ) a **trojná A≡B** (3 elektronové páry, např.  $N≡N$ ,  $HC≡CH$ ).

Obecněji popisuje násobnost vazby veličina zvaná **řád vazby n**. Mezi atomy se může nacházet například vazba, která není vazbou jednoduchou ( $n = 1$ ) ani dvojnou ( $n = 2$ ). Typickým příkladem diskutované sloučeniny je benzen  $C_6H_6$ . Mezi atomy uhlíku benzenu existuje pevně umístěná vazba jednoduchá a dále „putující“ dvojná vazba. Řád takové vazby je  $n = 1,5$  a molekula benzenu se znázorňuje pomocí tzv. rezonančních struktur:



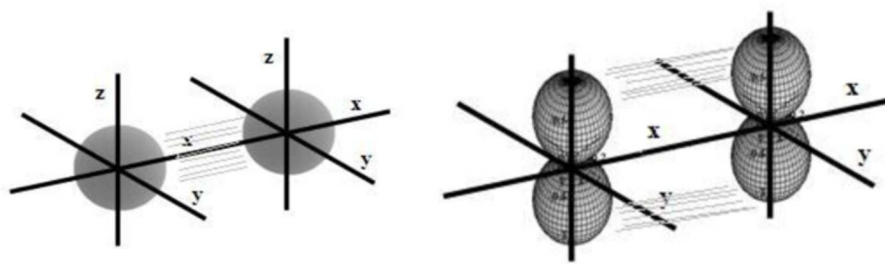
Chemické vazby je možné označit jako **vazby  $\sigma$**  či **vazby  $\pi$**  na základě posouzení, zda se nachází na spojnici jader těchto atomů (vazba  $\sigma$ ), nebo mimo ní (vazba  $\pi$ ). Každá kovalentní vazba obsahuje vždy 1x vazbu  $\sigma$ , přičemž dvojná vazba obsahuje navíc 1x vazbu  $\pi$  a trojná vazba dokonce 2x vazbu  $\pi$ . Schéma vzniku vazby  $\sigma$  a vazby  $\pi$  je znázorněné na obrázku 2.14.

Přítomná **chemická vazba** v molekulách rozpouštěné látky a rozpouštědla má vliv na rozpustnost látek. Obecně platí, že látka se rozpouští v rozpouštědle, které obsahuje stejný nebo podobný typ vazby.

**Koordinace-kovalentní vazba** se synonymně nazývá také jako vazba donor-akceptorová, komplexní či dativní.

Pro různé násobné vazby mezi stejnými prvky obecně platí, že s rostoucí násobností vazby se **snižuje její délka** a **zvyšuje její energie**.

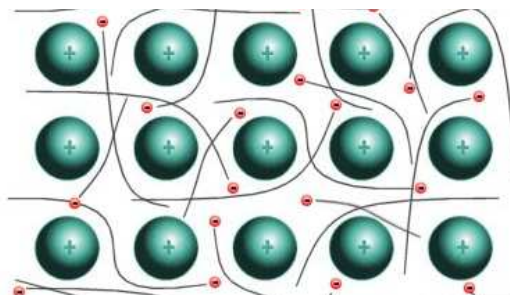
Zmínit lze také **vazbu  $\delta$** , která vzniká překrytím dvou orbitalů typu d. Elektronová hustota se nachází, obdobně jako je tomu u vazby  $\pi$ , mimo spojnici jader atomů.



Obr. 2.15 Vazba  $\sigma$  (vlevo) a vazba  $\pi$  (vpravo)

Vazba, která se nachází na přesně určeném místě, se nazývá **lokalizovaná**. Naopak „putující“ vazba (například ve zmiňované molekule benzenu) se nazývá **delokalizovaná**.

Ve strukturách kovů jsou v krystalové mřížce umístěny kationty těchto prvků. Kolem nich se zcela volně pohybují jejich elektrony. Tento pohyb se nazývá **elektronový plyn** a umožňuje tepelnou a elektrickou vodivost, lesk a neprůhlednost kovů. Uspořádání kationtů kovů v krystalové mřížce je příčinou kujnosti kovů (jednotlivé vrstvy kovů po sobě „kloužou“). Popsaný koncept se označuje jako **kovová vazba**.



Obr. 2.16 Model kovové vazby

Silové působení se nenachází pouze mezi atomy sloučenými v molekulách, ale také mezi jednotlivými molekulami. Tyto vazby se označují jako **mezimolekulární interakce** a jejich příklady je **vodíková vazba** a **Van der Waalovy síly**.

**Vodíková vazba** (můstek) se vytváří mezi molekulami obsahujícími atom **vodíku H** a atom prvku s **vyšokou hodnotou elektronegativity**, který obsahuje alespoň jeden **volný elektronový pár**. Příklady sloučenin splňujících podmínky vzniku vodíkové vazby uvádí tabulka 2.5.

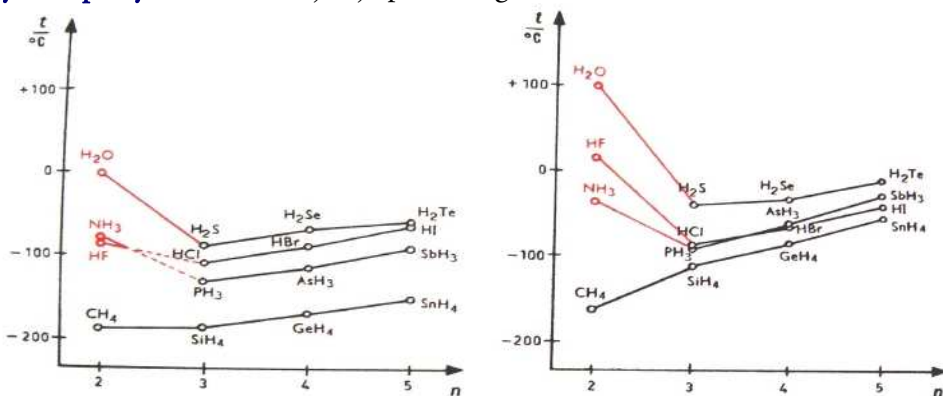
Tab. 2.5 Příklady sloučenin splňujících podmínky vzniku vodíkové vazby

Sloučenina	Přítomnost	Přítomnost atomu	Přítomnost volného	Splnění
Methan $\text{CH}_4$	Ano	Ne, $X_{\text{C}} = 2,5$	Ne	Ano
Amoniak $\text{NH}_3$	Ano	Ano, $X_{\text{N}} = 3,0$	Ano, 1	Ano
Voda $\text{H}_2\text{O}$	Ano	Ano, $X_{\text{O}} = 3,5$	Ano, 2	Ano
Fluorovodík HF	Ano	Ano, $X_{\text{F}} = 4,1$	Ano, 3	Ano

Kovy se označují jako **vodiče I. třídy**. Vodiči II. třídy jsou ionty.

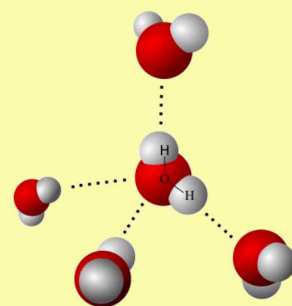
Obdobou vodíkové vazby je **halogenová vazba**, která se nachází mezi halogenem a jiným atomem s vysokou hodnotou elektronegativity.

Přítomnost vodíkové vazby mezi molekulami **amoniaku**  $\text{NH}_3$ , **vody**  $\text{H}_2\text{O}$  či **fluorovodíku**  $\text{HF}$  tak zapříčiňuje větší soudržnost molekul. To má za důsledek **vyšší teploty tání a varu**, jak je patrné z grafu 2.17.



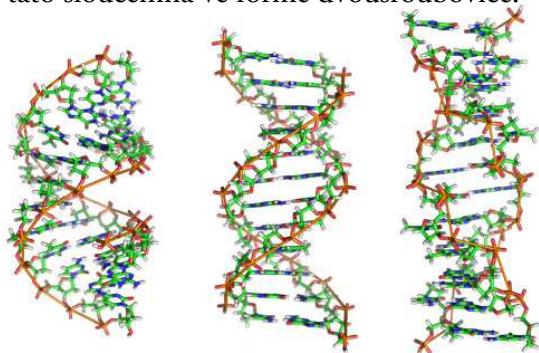
**Obr. 2.17** Závislosti teplot varu různých hydridů (dvoupvkových sloučenin vodíku s dalším prvkem) na periodě (řádku) svého umístění v periodické soustavě prvků

Existenci vodíkové vazby mezi molekulami vody je možné pozorovat například ve struktuře **ledu**. V ní jsou jednotlivé molekuly umístěny v krystalové mřížce, přičemž atomy vodíku jsou orientovány směrem k atomům kyslíku a naopak.



**Vodíková vazba** mezi molekulami vody

Bez existence vodíkových vazeb mezi molekulami vody by se vodě za běžných podmínek ( $t = 20\text{ }^\circ\text{C}$ ) nevyskytovala v kapalném skupenství, a tak by nebyl vůbec umožněn život na Zemi. Vodíková vazba se nachází také mezi tzv. dusíkatými bázemi v **molekulách DNA**. Působí tedy mezi jednotlivými vlákny DNA a jen díky ní se vykytuje tato sloučenina ve formě dvoušroubovice.



**Obr. 2.18** Molekula DNA má tvar dvoušroubovice díky přítomnosti vodíkových vazeb

**Van der Waalovy síly** jsou velmi slabé vazebné interakce, které se nachází mezi všemi atomy a molekulami. Umožňují například zkapalňování vzácných plynů.

## OTÁZKY A ÚLOHY

1. Znázorněte struktury a popište jednotlivé typy vazeb, které se vyskytují v molekulách:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$  a  $\text{CH}_3\text{NO}_2$ .
2. Rozhodněte, zda daná sloučenina tvoří vodíkové vazby:  $\text{NaF}$ ,  $\text{AlH}_3$  a  $\text{CH}_3\text{OH}$
3. Vyhledejte délky a disociační energie vazeb  $\text{H-H}$ ,  $\text{O=O}$ ,  $\text{N}\equiv\text{N}$ ,  $\text{F-F}$ ,  $\text{Cl-Cl}$ ,  $\text{Br-Br}$ ,  $\text{I-I}$ ,  $\text{C-C}$ ,  $\text{C=C}$  a  $\text{C}\equiv\text{C}$  a porovnejte je.
4. Odhadněte, zda se daná sloučenina bude rozpouštět více ve vodě  $\text{H}_2\text{O}$ , nebo toluenu  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$ :

**Deoxyribonukleová kyselina (DNA)** je makromolekula a slouží jako nositelka genetické informace.