

Slabé vazebné interakce

Opakování

Opakování

- Co je to atom?

Opakování

□ Co je to atom?

Atom je nejmenší částice hmoty, chemicky dále nedělitelná. Skládá se z **atomového jádra** obsahujícího **protony** a **neutrony** a **obalu** obsahujícího **elektrony**. **Atomy** téměř všech prvků se spojují do větších celků – **molekul**, pomocí **chemické vazby**.

Opakování

- Co je to chemická vazba?

Opakování

□ Co je to chemická vazba?

Chemická vazba je silová interakce mezi atomy.

Opakování

- Co je to chemická vazba?

Chemická vazba je silová interakce mezi atomy.

- Jaké energie charakterizují chemickou vazbu?

Opakování

□ Co je to chemická vazba?

Chemická vazba je silová interakce mezi atomy.

□ Jaké energie charakterizují chemickou vazbu?

Vazebná energie = energie, která se uvolní při vzniku vazby

Disociační energie = energie potřebná k rozštěpení chemické vazby

Opakování

- Jaké rozlišujeme typy chemických vazeb?

Opakování

□ Jaké rozlišujeme typy chemických vazeb?

➤ Kovalentní vazba

Oba atomy sdílí **vazebný elektronový pár**, který vznikl tak, že každý partner poskytl 1 elektron.

a) Nepochárnní vazba (0 - 0,4)

b) Polárnní vazba (0,4 – 1,67)

c) Iontová vazba (1,67 –)

Opakování

- Jaké rozlišujeme typy chemických vazeb?
- Koordinačně kovalentní vazba
ve svých vlastnostech se neliší od vazby kovalentní. Rozdíl je ve vzniku:
jeden reaktant poskytne volný elektronový pár - donor a druhý prázdný orbital - akceptor

Opakování

□ Jaké rozlišujeme typy chemických vazeb?

➤ Kovová vazba

kovy tvoří pravidelnou krystalovou mřížku, valenční elektrony tvoří tzv. **elektronový mrak**, který se rozprostře v celém prostoru krystalu.

Všechny elektrony patří všem atomům, tedy jsou **delokalizovány** – to způsobuje vodivost kovů

Slabé vazebné interakce

Slabé vazebné interakce

- Jsou to vazebné síly mezi molekulami
- V zásadě je lze rozdělit na:

Van der Waalsovy síly

Vodíkové můstky

1.)Van der Waalsovy síly

Jejich podstatou je vzájemné působení **molekulových dipólů**, jejichž existence je důsledkem okamžitých nerovnoměrností v rozložení elektronů v molekule.

Jsou slabší než kovalentní síly (o 2 – 3 řády) a vodíkové můstky.

Co je to dipól?

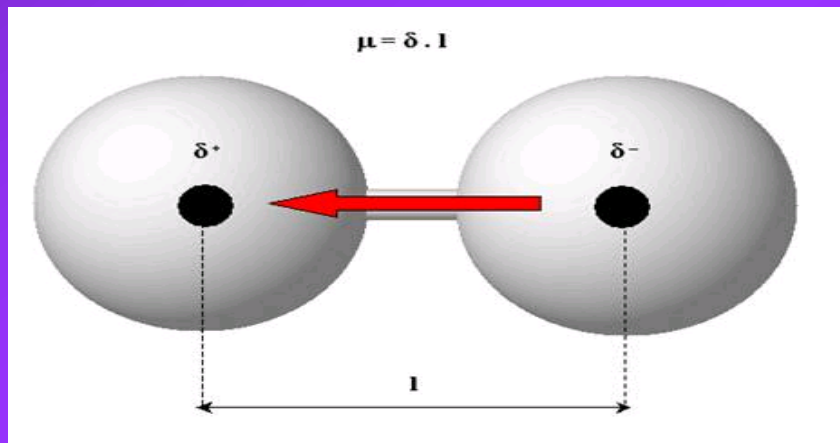
- Př. HCl...permanentní dipól

Chlór má vyšší elektronegativitu než vodík, tedy elektronový pár si přitáhne blíže k sobě. Elektron je záporně nabitou částicí, v jeho blízkosti vzniká **parciální záporný náboj**. V okolí vodíku vzniká **parciální kladný náboj**.

Čím je posun vazebných elektronů větší, tím jsou vzniklé náboje (tedy vzniklý dipól) větší.

Co je to dipól?

- Obecná definice je: dva od sebe oddělené elektrické náboje stejné velikosti, ale opačné polarity



Velikost dipólu lze vyjádřit pomocí dipólového momentu $\underline{\mu}$. Ten je dán součinem *délky vazby* l a *parciálního náboje* δ . Dipólový moment $\underline{\mu}$ je vektorová veličina a je orientovaná od záporného pólu ke kladnému.

Co je to dipól?

- Dipól nemusí vznikat jen v molekulách tvořených atomy s nestejnou elektronegativitou. Jiný mechanismus vzniku dipólů spočívá v **rozložení elektronů v molekule**, které se mění. Může se stát, že na jedné straně molekuly je více elektronů než na straně druhé. Molekula se začne jevit jako **dipól**.
- Může k tomu dojít zcela náhodně, nebo v důsledku přiblížení nabitě částice k molekule. Takto vzniklý dipól se nazývá **indukovaný**. Zároveň je to i **dipól dočasný** – po skončení interakce zaniká.

Van der Waalsovy síly - dělení

- Dělíme je podle toho, jaké dipóly spolu interagují na:
 - Disperzní síly
 - Interakce dipól – dipól
 - Interakce dipól – indukovaný dipól
 - Interakce dipól – Ion
 - Hydrofobní interakce

Van der Waalsovy síly - dělení

- Disperzní síly

Nejslabší síly, které obvykle působí mezi nepolárními molekulami (např. F_2 , O_2 , N_2). Jedná se o vzájemné interakce dočasných dipólů. Jedná se o interakci okamžitých dipólů vzniklých chaotickou oscilací molekul.

Van der Waalsovy síly - dělení

■ Interakce dipól – dipól

Nejsilnější interakce z van der Waalsových, projevuje se u **polárních molekul** (H_2O , HCl). Podstatou je elektrostatické přitahování opačně nabitých pólů polárních molekul, tedy interakce dvou **permanentních dipólů**.

Pomocí této interakce lze vysvětlit rozpustnost polární látky v polárním rozpouštědle (H_2O , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). Polární molekula je obklopena polárními molekulami rozpouštědla – tzv. **solvatovým obalem**.

Van der Waalsovy síly - dělení

- Interakce dipól – indukovaný dipól

Tato interakce se uplatňuje, jestliže se dostane **nepolární molekula** do blízkosti **polární molekuly**. Elektrické pole polární molekuly ovlivňuje rozložení elektronů v nepolární molekule – vzniká **indukovaný dipól**. Ten pak interaguje s dalšími dipóly popřípadě indukovanými dipóly.

Van der Waalsovy síly - dělení

- Intrakce dipól – Ion

Je to obdoba interakce dipól – dipól, jedním z interagujících partnerů není dipól, ale nabitá částice, tedy ion. Uplatňuje se např. ve vodných roztocích obsahujících ionty.

Van der Waalsovy síly - dělení

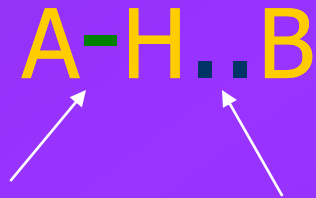
- Hydrofobní interakce

Mezi slabé vazebné interakce patří také **interakce hydrofobní**. Tyto interakce se projevují v nepolárních částech molekul ve vodném prostředí, které mají tendenci se navzájem spojovat, a tím zmenšovat kontakt s polárními molekulami vody.

2.)Vodíková vazba

2.)Vodíková vazba

- Vodík se nachází v I. skupině – 1 valenční elektron – jednovazný x může se vyskytovat uprostřed molekuly, s atomy spojený vodíkovým můstkem

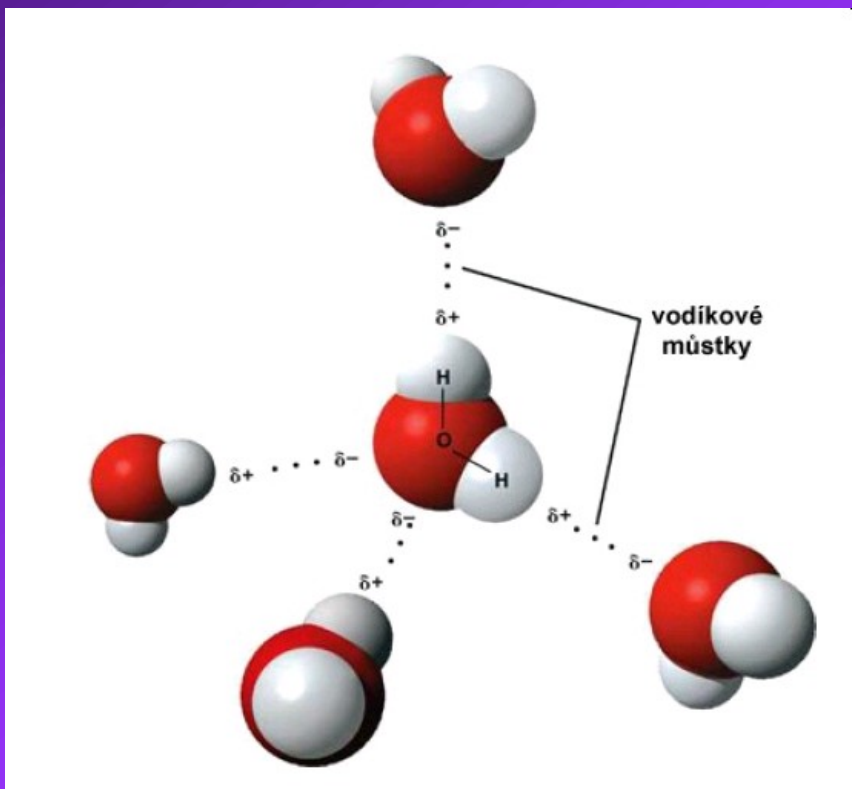


Kovalentní vazba **Vodíková vazba**

Vznik vodíkové vazby

- **Vodíková vazba** vzniká u sloučenin, které obsahují atom vodíku **kovalentně** vázán na atom **fluoru, kyslíku** nebo **dusíku**, tj. na atomy prvků o **vysoké elektronegativitě**, obsahující **volný elektronový pár**.

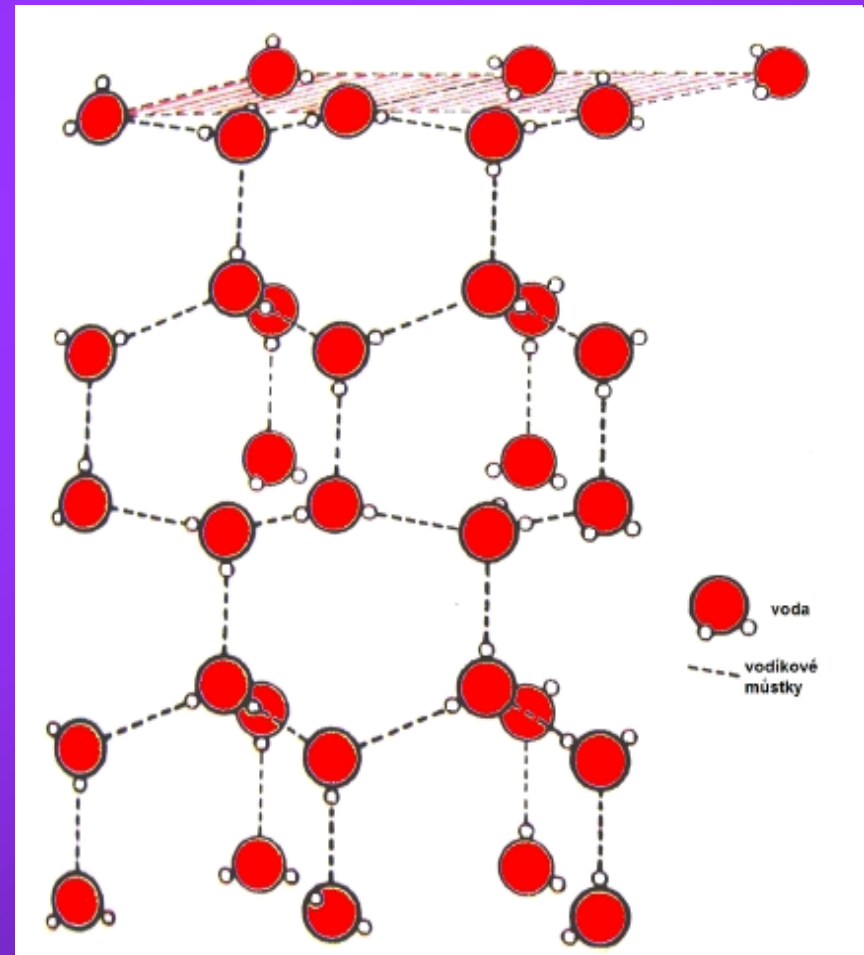
Voda a vodíková vazba



- ✓ Každá molekula vody se chová jako dipól.
- ✓ Ke kladným pólům jsou přitahovány atomy kyslíku sousedních molekul.
- ✓ K zápornému pólu jsou naopak přitahovány atomy vodíku.
- ✓ Tyto elektrostatické síly působí nejvíce při teplotě 4°C a způsobují, že má voda při této teplotě největší hustotu.

Voda a vodíková vazba

- Vodíkové vazby můžeme nalézt i v ledu, kde se každá molekula vody pravidelně váže s čtyřmi molekulami vodíkovými vazbami a vytváří struktury s šestičlennými kruhy s prázdnými dutinami.



Typy vodíkových vazeb

□ Intermolekulární s trojrozměrnou strukturou

- Vodíkové můstky vytvářejí mezi molekulami prostorovou síť – voda

□ Intermolekulární s lineárním řetězcem

- Vodíkové můstky mezi molekulami vytvářejí lineární lomený řetězec – kapalný fluorovodík

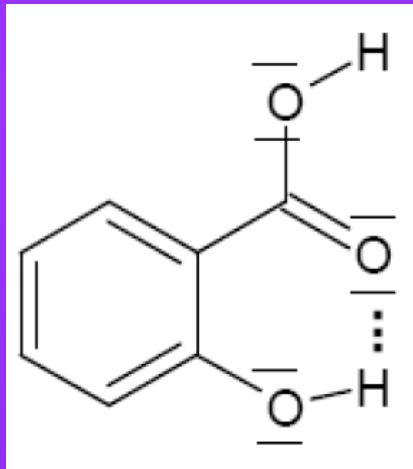
Typy vodíkových vazeb

□ Intermolekulární

- Mezi sebou jsou vázány dvě molekuly (vzniká dimer) – vazby mezi karboxylovými kyselinami

□ Intramolekulární

- Vodík je vázán ke dvěma atomům v rámci jedné molekuly

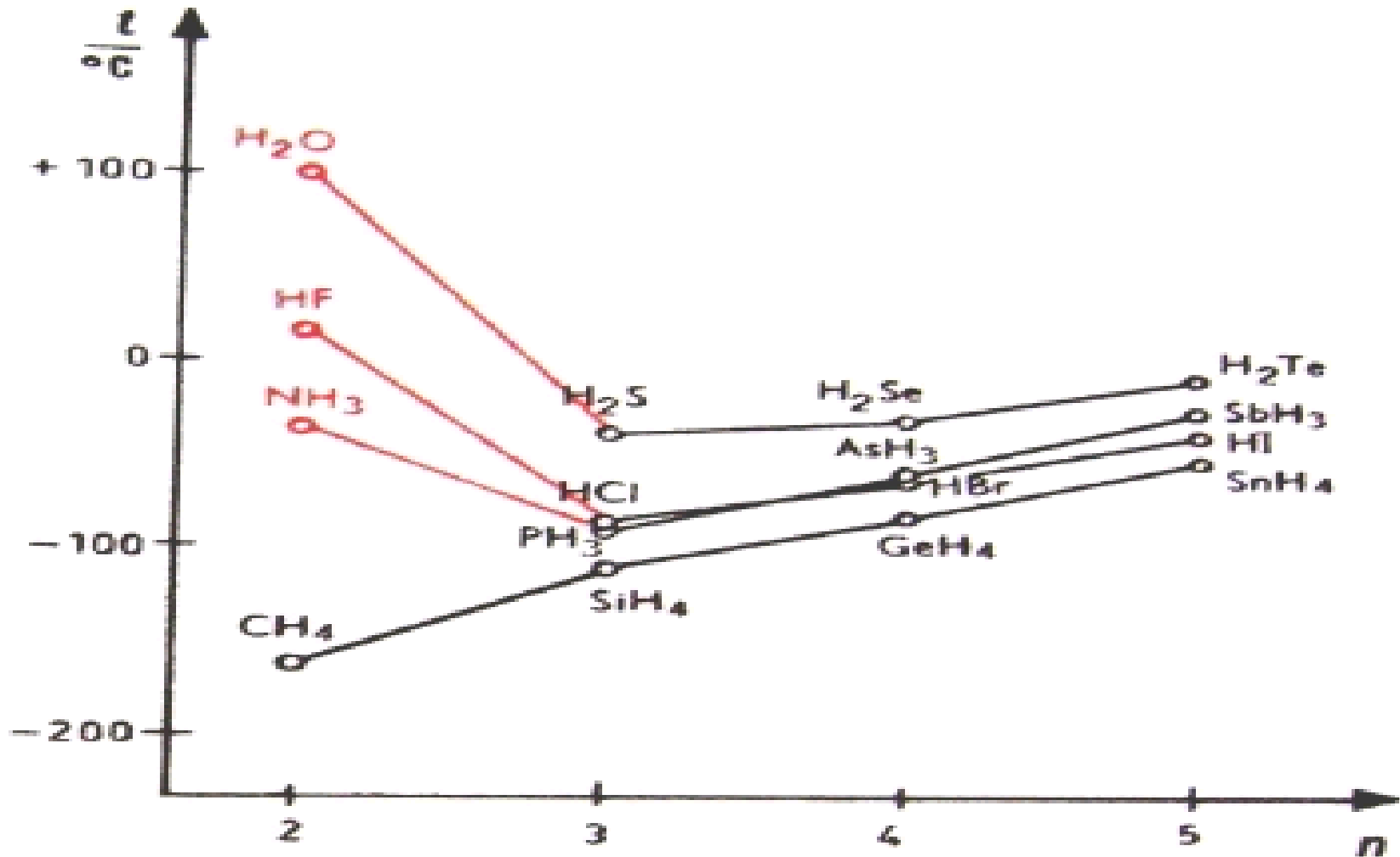


o-hydroxybenzoová kyselina

Fyzikální důsledky vodíkové vazby

- Vodíková vazba je slabší než vazba kovalentní, ale ovlivňuje fyzikální vlastnosti sloučenin.
- Její existence v NH_3 , H_2O a HF vysvětluje jejich anomální teplotu varu v porovnání s hydridy dalších prvků.
- Platí, že s rostoucí molární hmotností látek roste teplota varu. Ale vazba vodíkovým můstkem tento obecný trend porušuje. Například voda ($A_r = 18$) má větší teplotu varu než sulfan ($A_r = 34$).

Fyzikální důsledky vodíkové vazby



Děkuji za pozornost 😊

