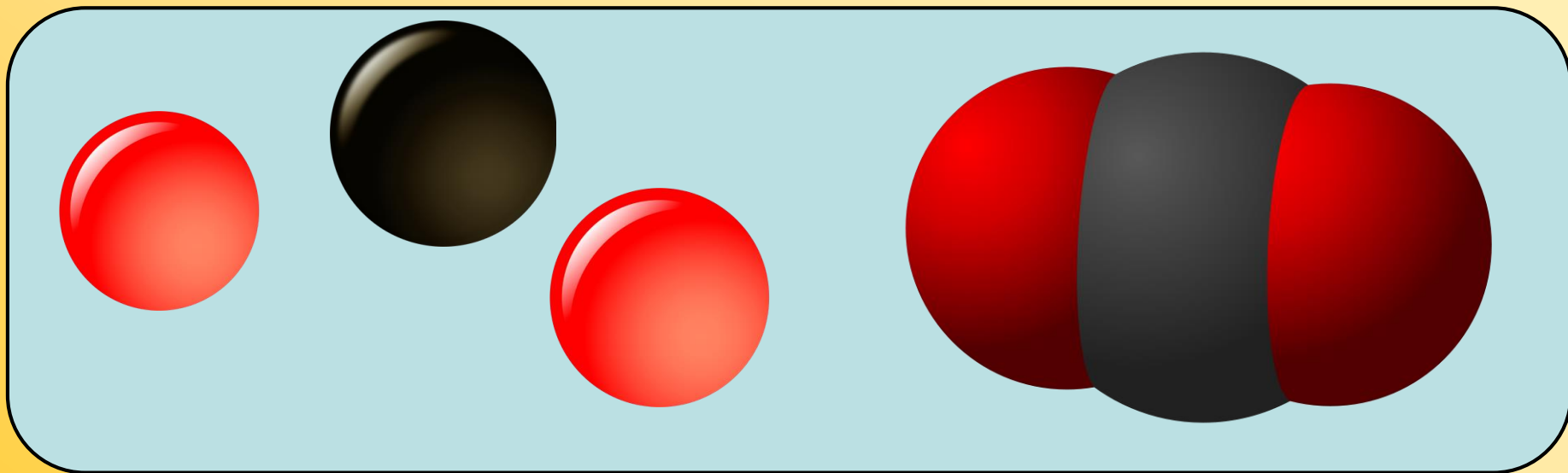


Chemická vazba

OBSAH

- Definice chemické vazby, základní vlastnosti
- Podmínky vzniku chemické vazby
- Možnosti znázornění
- Klasifikace chemických vazeb podle různých kritérií

Atomy nejsou samotáři ...



- Až na **VZÁCNÉ PLYNY** – za běžných tlaků a teplot tvořeny volnými (nesloučenými) atomy
- všechny ostatní látky (včetně prvků) jsou složeny z atomů spojených **chemickými vazbami** do stálých složitějších celků - molekul nebo krystalových struktur

Proč se atomy slučují?

- VZÁCNÉ PLYNY – mají velmi stabilní plně obsazenou valenční vrstvu - **OKTET**
- Atomy **se slučují**, aby formálně dosáhly na své valenční vrstvě **co nejstálější uspořádání**, zpravidla podobné nejbližšímu vzácnému plynu.

Např. CHLOR

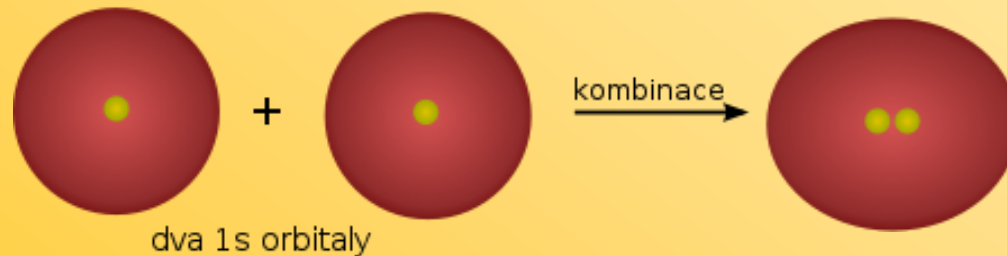
Konfigurace valenční vrstvy: **$3s^2 3p^5$**

Molekula chloru Cl_2 (Cl–Cl) – atomy chloru společně **sdílejí 1 elektronový pár** → ve valenční vrstvě = **8 elektronů**

(jako ARGON)

Chemická vazba

- = **elektromagnetická silová interakce**, která poutá sloučené atomy, energeticky je stabilizuje a vede ke vzniku molekuly
- stejný typ silové interakce, která poutá záporně nabité elektrony ke kladnému jádru atomu
- ke vzniku i štěpení vazeb dochází při chemických reakcích

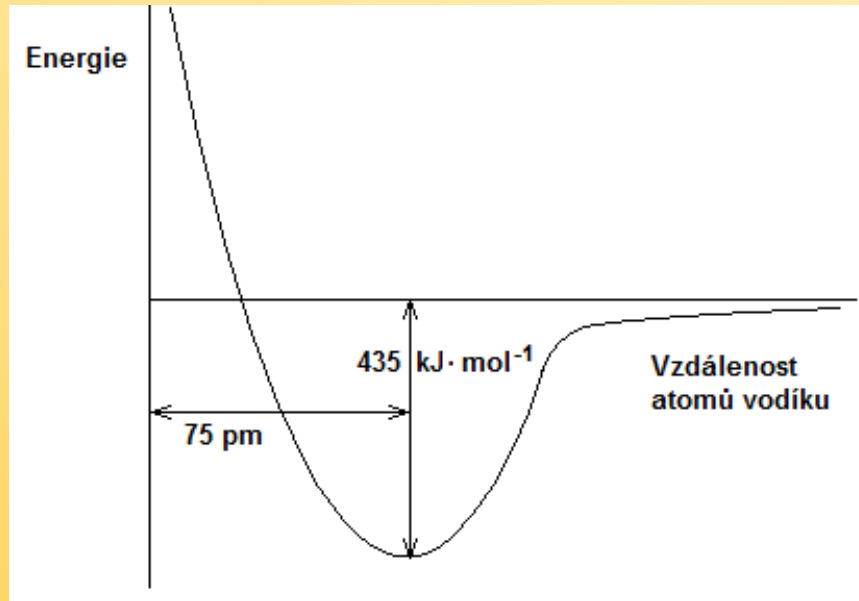


Nejjednodušší molekula je tvořena dvěma atomy **VODÍKU** H_2 .
Původně nespárované elektrony vytvoří vazebný elektronový pár, který společně sdílejí oba atomy **H – H** (valenční konfigurace jako HELIUM).

Vlastnosti chemické vazby

- přiblížení slučujících se volných atomů → překryv elektronových obalů a snížení potenciální energie systému → konečné uspořádání atomových jader a elektronů má **nižší energii** než izolované atomy
chemická vazba vzniká z důvodů **energetických** (= stabilizace, snížení energie valenčních elektronů)
- **Disociační energie vazby** - energie potřebná k rozštěpení vazby, je v absolutní hodnotě stejná jako energie uvolněná při vzniku téže vazby (**vazebná energie**; jen opačné znaménko) [kJ . mol⁻¹]
- **Délka vazby** = vzdálenost jader atomů spojených vazbou, vazebná energie klesá s rostoucí délkou vazby
- **Pevnost vazby** - podle energie potřebné k jejímu rozštěpení

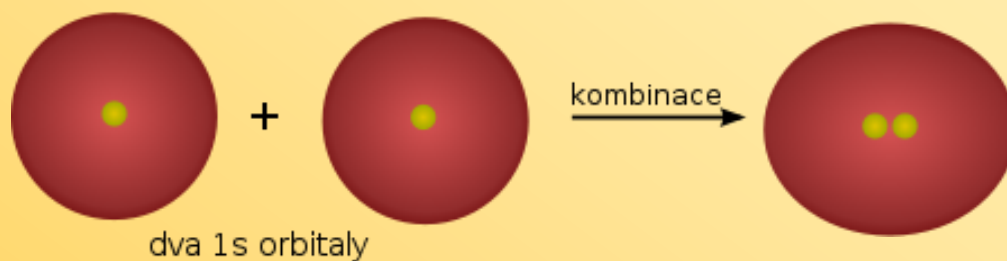
Vznik molekuly H_2



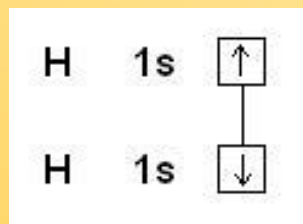
- přibližování atomů → snižuje se energie systému
- **energetické minimum** = stav, kdy se atomům částečně překrývají orbitaly, přibližování ustane a atomy zůstávají v kontaktu v určité vzdálenosti – **vzniká chemická vazba**, (odpovídá délce vazby 75 pm a vazebné energii $435 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)
- při dalším přibližování dochází k prudkému zvyšování potenciální energie díky odpuzování kladných jader

Možnosti znázornění chem. vazby

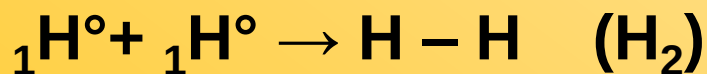
- Překryvem valenčních atomových orbitalů



- Spojnicí rámečků (spojnice znázorňuje překrytí valenčních orbitalů)



- Valenční čárkou (valenční čárka znamená vazebný elektronový pár)

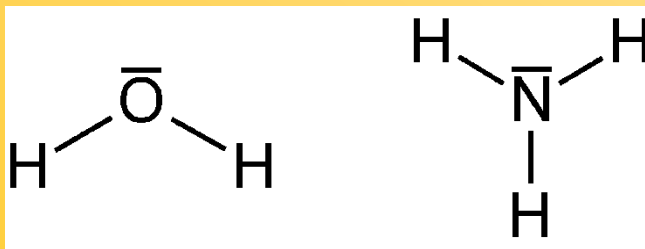


Typy chemických vazeb

- Kovalentní vazba
- Iontová vazba
- Kovová vazba
- Slabé vazebné interakce

Kovalentní vazba

- **Podstata:** překryv valenčních orbitalů vazebných partnerů
→ sdílení valenčních elektronů
- Atomy mohou vzájemně sdílet všechny valenční elektrony (molekula H_2) nebo jen jejich část (molekula F_2)
- **vaznost** = počet kovalentních vazeb, které daný atom vytváří s vazebnými partnery;
např. v molekule H_2O jsou atomy vodíku jednovazné a atom kyslíku dvojvazný, v molekule NH_3 jsou atomy vodíku jednovazné a atom dusíku trojvazný



Klasifikace kovalentních vazeb

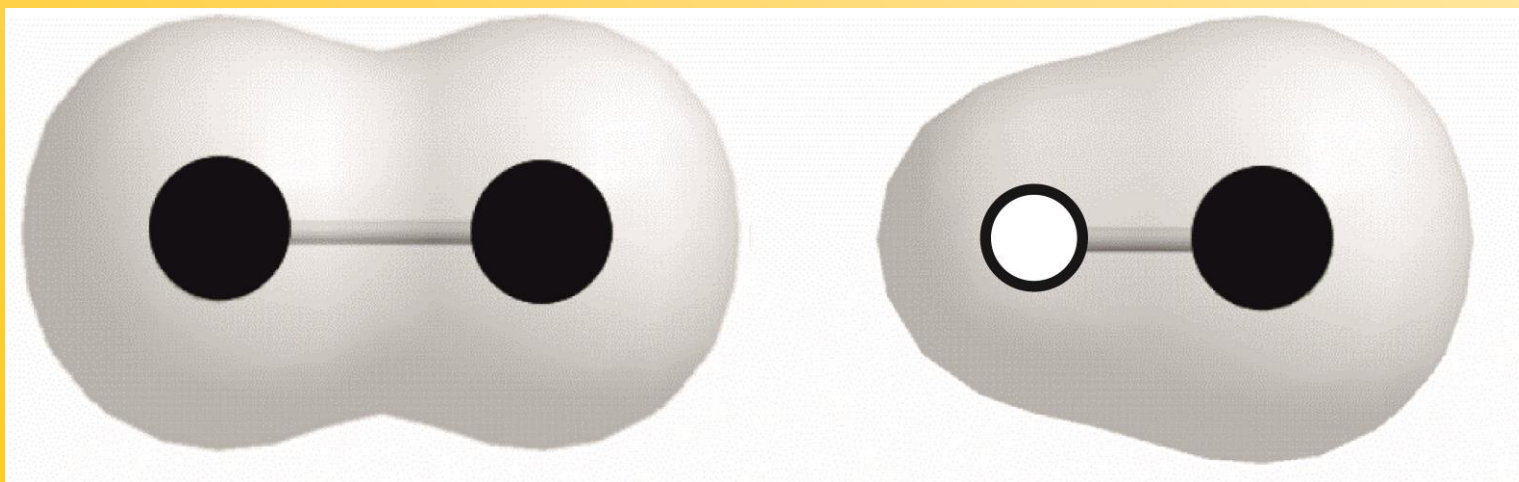
- Podle rozdílu elektronegativit vazebných partnerů:

- **Nepolární:** rozdíl elektronegativit $\Delta X \leq 0,4$;

vazebný elektronový pár je rovnoměrně rozložený mezi oběma atomy a hustota výskytu elektronů je stejná nebo skoro stejná u obou atomů

- **Polární:** rozdíl elektronegativit $0,4 < \Delta X \leq 1,7$;

v blízkosti atomu s vyšší elektronegativitou – vyšší pravděpodobnost výskytu vazebného elektronového páru; vznik částečného kladného a záporného náboje; molekula tvoří elektrický dipól

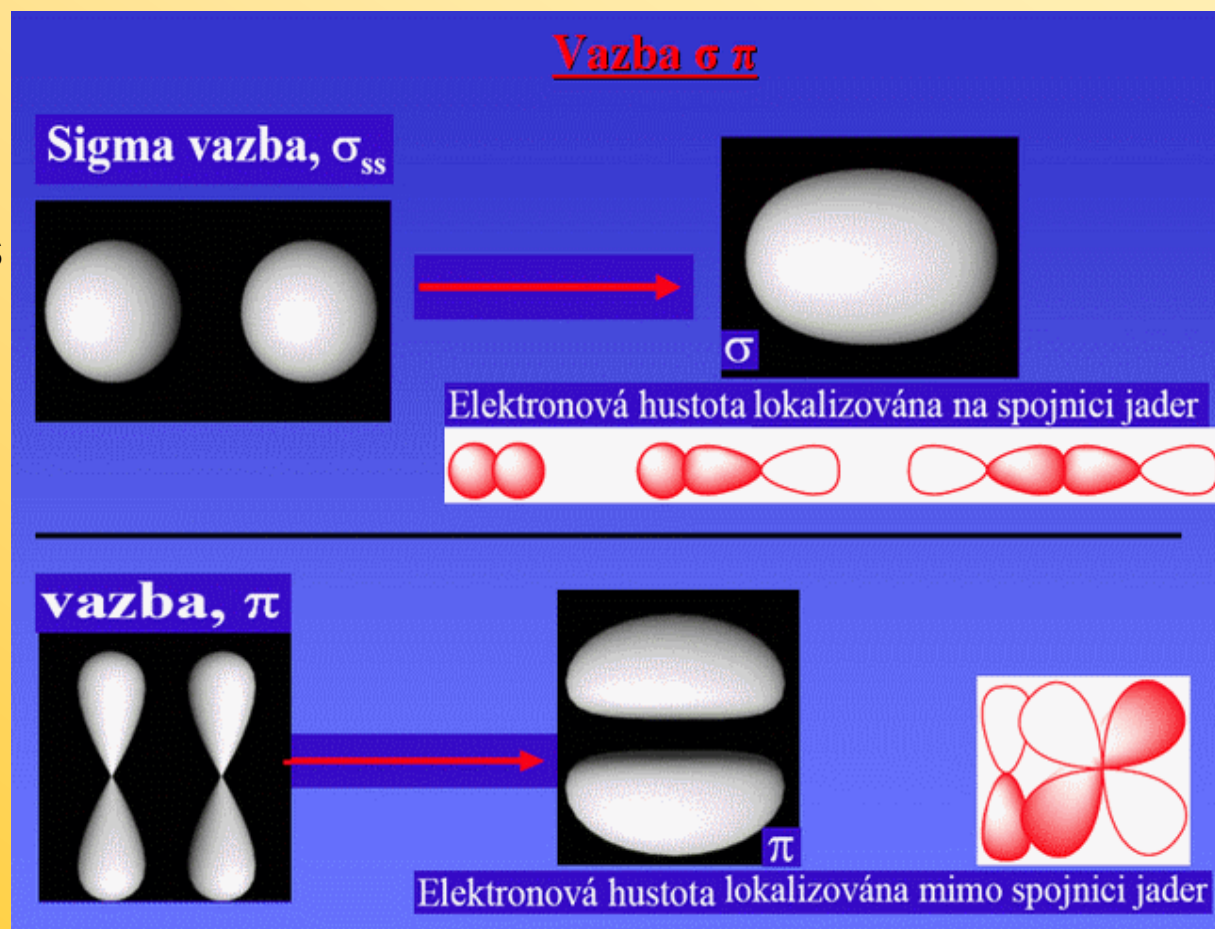


- **Podle rozložení elektronové hustoty:**

- **Vazba σ :** největší elektronová hustota je *na spojnici jader*; je nepohyblivá (lokalizovaná); může vzniknout kombinací (překryvem):

- dvou orbitalů s
- dvou orbitalů p
- orbitalu p a orbitalu s

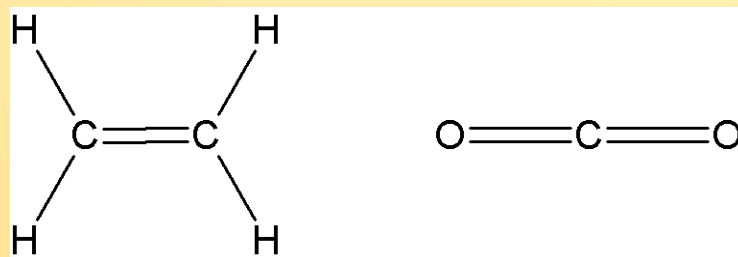
- **Vazba π :** největší elektronová hustota je *nad a pod spojnici jader*, na spojnici jader je hustota nulová)



Vazba lokalizovaná a delokalizovaná

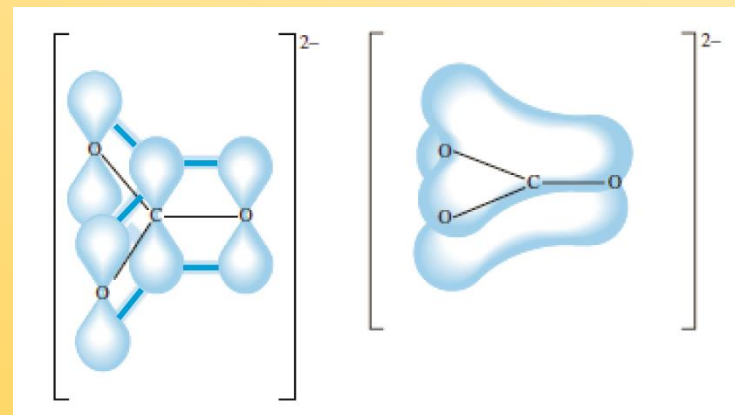
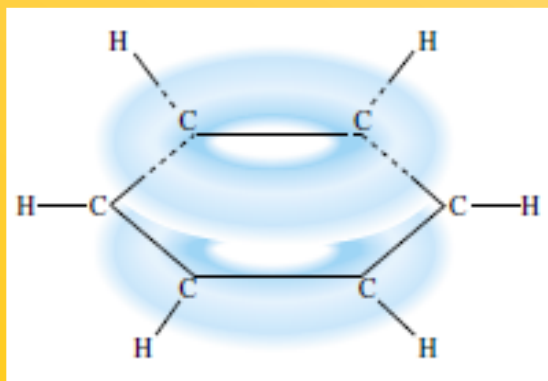
- Lokalizovaná vazba

π vazba reprezentuje spojení mezi dvěma sousedními atomy
např. ethen, CO_2



- Delokalizovaná vazba

π vazba je rozprostřena (delokalizována) po celé molekule nebo její části
např. anion $(\text{CO}_3)^{2-}$
molekula benzenu

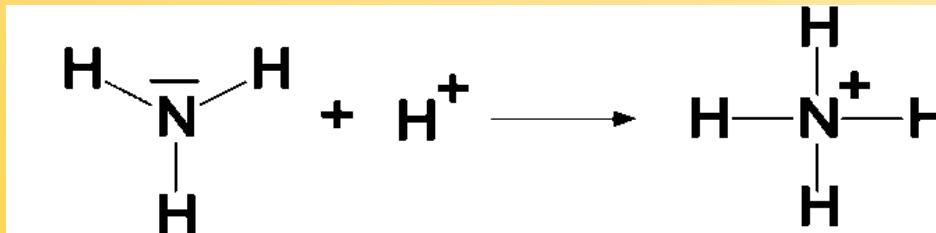


- **Podle počtu vazebných elektronových párů:**
 - **Jednoduchá:** zprostředkovaná jedním elektronovým párem,
vazba σ
 - **Dvojná:** tvořena dvěma sdílenými elektronovými páry, složena z
vazby σ a π
 - **Trojná:** tvořena **jednou vazbou σ a dvěma vazbami π**
 - násobné vazby jsou za stejných podmínek pevnější než vazby jednoduché

Vazba	Vazebná energie (kJ/mol)	Délka vazby (nm)
C-C	347	0,154
C=C	611	0,133
C $\equiv$ C	837	0,121

- **Koordinačně-kovalentní vazba**

- jeden atom (**donor**) poskytne oba elektrony zprostředkovávající chemickou vazbu (má volný elektronový pár)
- druhý vazebný partner, tj. atom, který elektrony přijímá, musí mít volný orbital - je to **akceptor** (příjemce) elektronového páru
= **donor-akceptorová vazba** (dativní)
- výsledná vazba se ani pevností, ani jinými vlastnostmi neliší od kovalentní vazby

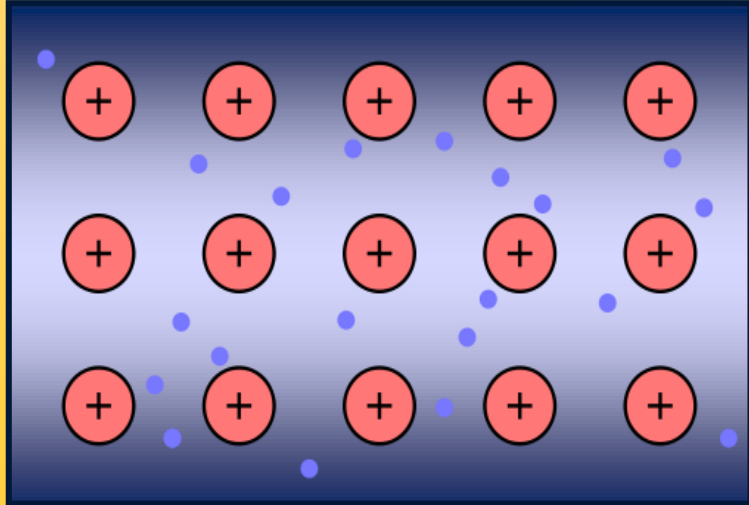


- Vznikem koordinační vazby se vysvětluje existence **koordinačních (komplexních) sloučenin** přechodných kovů, (mají k dispozici ne zcela obsazené orbitaly *d*);
např. komplexní částice $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ nebo $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$

Iontová vazba

- **Podstata:** $\Delta X > 1,7 \rightarrow$ zásadní nerovnoměrnost rozdělení sdílených elektronů mezi vázané atomy - výrazné **částečné náboje** ($\delta+$, $\delta-$) a **dipólový moment**. Velmi významnou roli hraje elektrostatická interakce mezi opačně nabitými vazebnými partnery.
- Typickou vlastností sloučenin s iontovou vazbou je dobrá rozpustnost v polárních rozpouštědlech (např. voda). Rozpouštění probíhá disociací (rozpadem) na kationty a anionty, a následnou solvatací těchto nabitých částic polárními molekulami rozpouštědla
- **Ionizační energie** = energie, která je zapotřebí k odtržení elektronu z elektroneutrálního atomu
- **Elektronová afinita** = energie uvolněná přijetím elektronů do valenční sféry

Kovová vazba

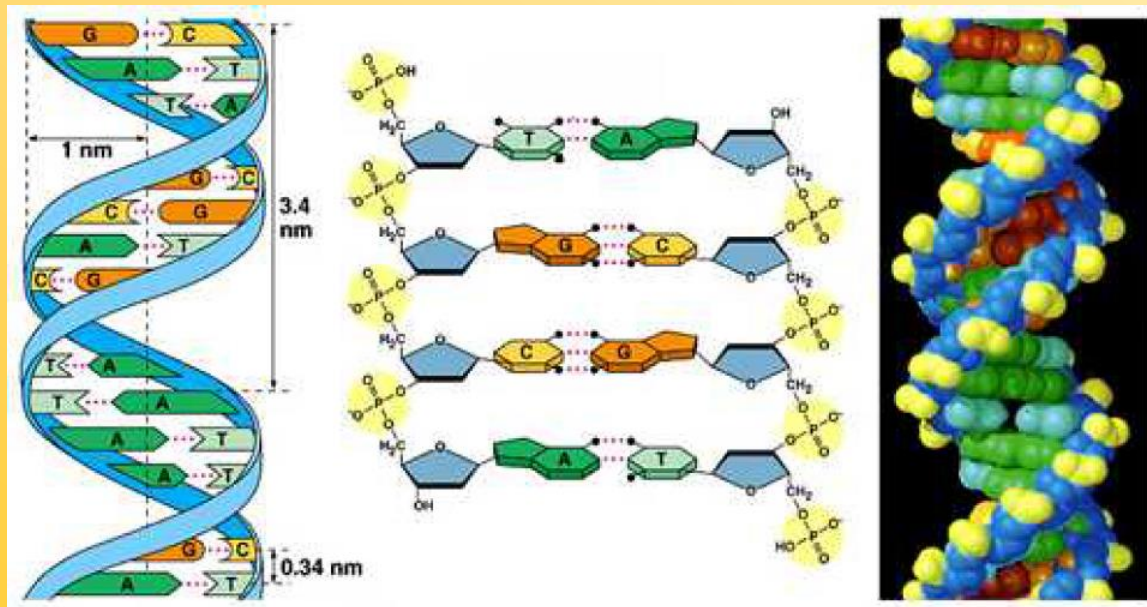


znázornění atomů a elektronového plynu v pevném sodíku

- **Podstata:** Valenční elektrony atomů kovu jsou v kovových strukturách volně sdílené mezi všemi atomy, dochází k extrémní **delokalizaci vazeb** → volný pohyb elektronů = **elektronový plyn**
- Volné elektrony vyrovnávají svým celkovým záporným nábojem kladný náboj kationtů
- Volná pohyblivost valenčních elektronů je příčinou vysoké tepelné a elektrické vodivosti kovů

Slabé vazebné interakce

- Mezimolekulové síly (také slabé nevazebné interakce) jsou příčinou toho, že i molekuly se mohou navzájem spojovat a vytvářet složitější nadmolekulární struktury (např. krystaly, proteiny, DNA)



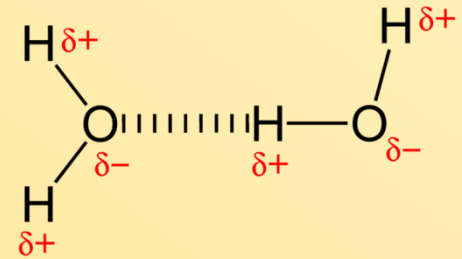
- spojení není založeno na sdílení valenčních elektronů

Slabé vazebné interakce

Podle fyzikálně-chemické podstaty:

- Vodíkové vazby (vodíkový můstek)
- Van der Waalsovy interakce

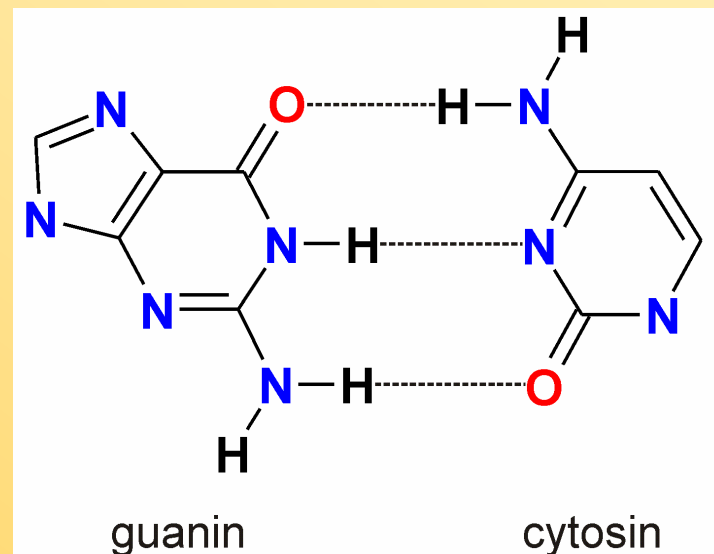
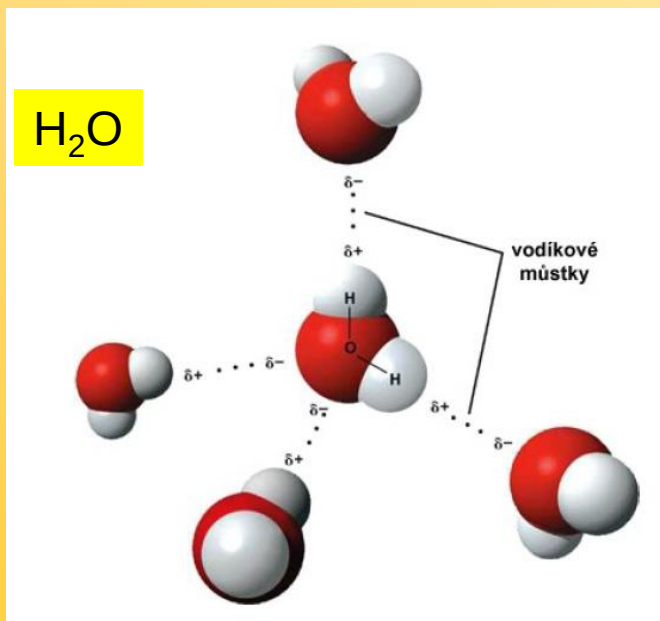
Vodíkové vazby



- **Podmínky vzniku:**
 - přítomnost **silně polární vazby** mezi atomem vodíku a atomem jiného prvku
 - tento atom vodíku může vytvářet můstek k jinému atomu prvku s malým objemem a s vysokou hodnotou elektronegativity (zpravidla F, O, N)
- Výrazně **elektronegativní atom** k sobě přitáhne vazebný elektronový pár (získá parciální záporný náboj) a na atomu vodíku vznikne parciální kladný náboj
- Přiblížení **elektronegativního atomu s parciálním záporným nábojem a s nevazebným elektronovým párem** do těsné blízkosti atomu vodíku s parciálním kladným nábojem → **vodíková vazba**

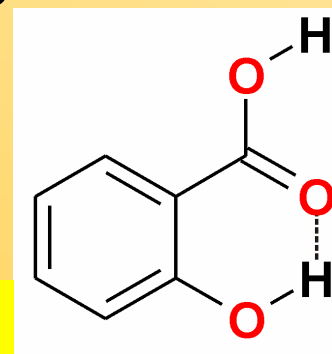
Typy vodíkových vazeb:

- Intermolekulární – mezi dvěma molekulami



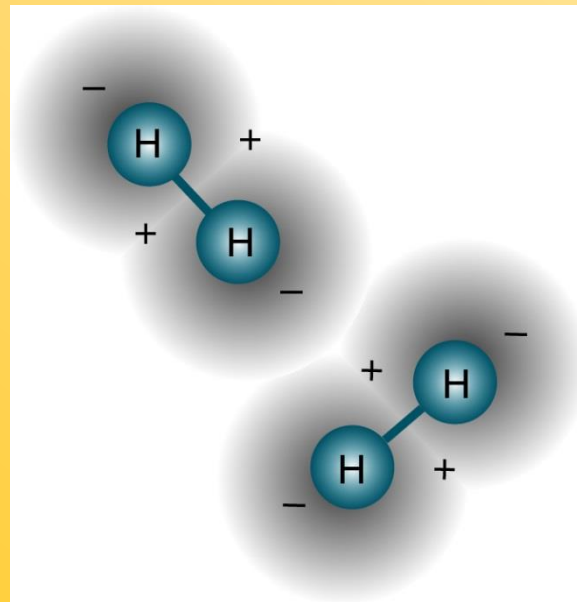
- Intramolekulární – v rámci jedné molekuly

kyselina salicylová



Van der Waalsovy síly

- = slabé přitažlivé mezimolekulové interakce
- **Podstata:** vzájemné působení molekulových dipólů



Shrnutí učiva (doplňte text)

- Z volných atomů jsou složeny pouze plyny.
- Atomy prvků se pomocí chemických seskupují do
- Chemické vazby vznikají a zanikají při chemických
- E..... je schopnost atomů přitahovat chemické vazby. U nepolární vazby je rozdíl $\Delta X \leq \dots$, u polární vazby je rozdíl $\Delta X \leq \dots$
- Jestliže je rozdíl elektronegativit sloučených prvků větší než 1,7; dochází ke vzniku vazby.
- V kovech se vyskytuje vazba; elektrony v kovové vazbě jsou příčinou vysoké a vodivosti.
- Mezi slabé vazebné interakce patří a

Shrnutí učiva - kontrola

- Z volných atomů jsou složeny pouze **vzácné** plyny.
- Atomy prvků se pomocí chemických **vazeb** seskupují do **molekul**.
- Chemické vazby vznikají a zanikají při chemických **reakcích**.
- **Elektronegativita** je schopnost atomů přitahovat **elektrony** chemické vazby. U nepolární vazby je rozdíl $\Delta X \leq 0,4$, u polární vazby je rozdíl $\Delta X \leq 1,7$.
- Jestliže je rozdíl elektronegativit sloučených prvků větší než 1,7, dochází ke vzniku **iontové** vazby.
- V kovech se vyskytuje **kovová** vazba. **Volné** elektrony v kovové vazbě jsou příčinou vysoké **tepelné** a **elektrické** vodivosti.
- Mezi slabé vazebné interakce patří **vodíkové vazby** a **van der Waalsovy interakce**

Konec