



## INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

**Jméno autora:** Mgr. Ladislav Kažimír

**Datum vytvoření:** 08.03.2013

**Číslo DUMu:** VY\_32\_INOVACE\_09\_Ch\_OB

**Ročník:** I.

**Vzdělávací oblast:** Přírodovědné vzdělávání

**Vzdělávací obor:** Chemie

**Tematický okruh:** Obecná chemie

**Téma:** Chemická vazba II.

**Metodický list/anotace:**

Prezentace slouží k úvodu, procvičení nebo zopakování tématu „chemická vazba“. Cvičení mohou být využita k dílčímu zkoušení.

Pojmy: vazba kovalentní, iontová, kovová, vazebné interakce, vodíkový můstek, van der Waalsovy síly.

# CHEMICKÁ VAZBA II.

**☐ TYPY VAZEB**

**☐ VAZBA KOVALENTNÍ**

**☐ VAZBA KOVALENTNÍ NEPOLÁRNÍ**

**☐ VAZBA KOVALENTNÍ POLÁRNÍ**

**☐ VAZBA KOORDINAČNĚ KOVALENTNÍ**

**☐ VAZBA IONTOVÁ**

**☐ VAZBA KOVOVÁ**

**☐ VLIV TYPU VAZBY NA VLASTNOSTI LÁTEK**

**☐ VAZEBNÉ INTERAKCE**



## TYPY CHEMICKÉ VAZBY

- ❑ **základní chemické vazby**  
vazba kovalentní, koordinačně kovalentní iontová, kovová
- ❑ **jaderné vazby**  
 $p^+$  a  $n^0$  v jádrech atomů; jaderné reakce
- ❑ **vodíkové můstky**  
**H** je vázán na výrazně elektronegativnější atom - **O, N, F, Cl**  
mohou se vodíkovým můstkem vázat i na jiné ionty
- ❑ **van der Waalsovy:**  
slabé vazby - váží molekuly ve větší celky



## VAZBA KOVALENTNÍ

**Podstatou vazby** jsou elektrostatické přitažlivé síly mezi elektronovým obalem prvního atomu a jádrem druhého.

Vazebné **e<sup>-</sup> páry** jsou sdíleny dvojicí vzájemně vázaných atomů.

Vazby se mohou účastnit jen **elektrony z vnější a ne zcela nasycené slupky**.

Kovalentní vazba je **velmi silná**.

Molekula vznikne, je-li **výsledná energie molekuly** menší než součet energií jednotlivých atomů.



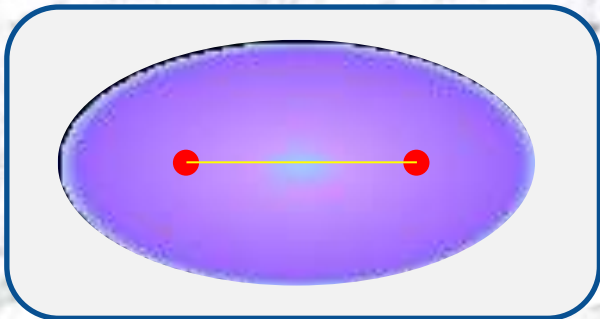
## VAZBA KOVALENTNÍ NEPOLÁRNÍ

$\Delta X$  („delta iks“) – rozdíl elektronegativit vázaných atomů

$$0 = \Delta X < 0,4$$

$e^-$  pár je rovnoměrně rozdělen mezi oba atomy

Příslušné molekuly neprojevují navenek elektrický náboj.



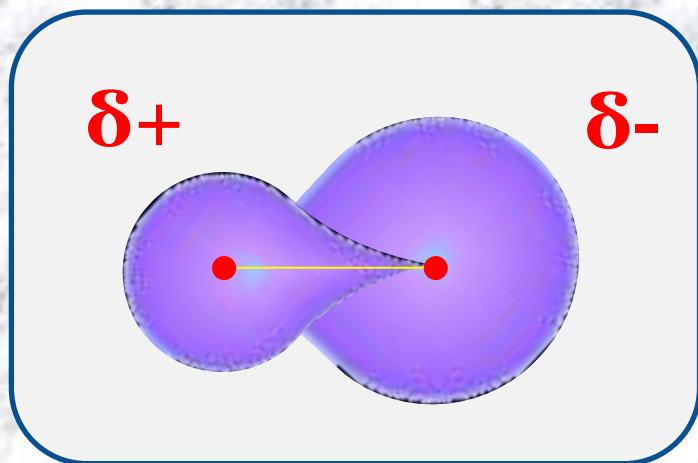
Typický příklad jsou molekuly prvků kde  $\Delta X = 0$ .

## VAZBA KOVALENTNÍ POLÁRNÍ

$$0,4 \leq \Delta X \leq 1,7$$

$e^-$  pár je přitahován k elektronegativnějším atomu

Příslušné molekuly mají dva elektrické dipóly  $\delta^-$  (delta-) a  $\delta^+$  (delta+).



Typický příklad jsou molekuly HCl, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O ...



## VAZBA KOORDINAČNĚ KOVALENTNÍ (DONOR - AKCEPTOROVÁ)

Donor-akceptorová vazba je kovalentní vazba mezi donorem elektronu (ligand) a akceptorem.

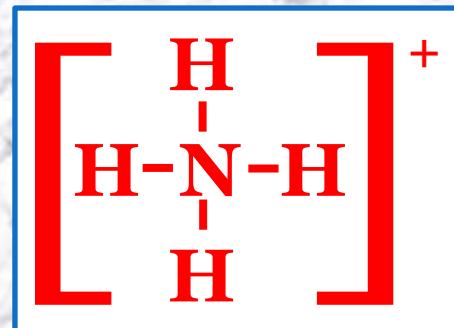
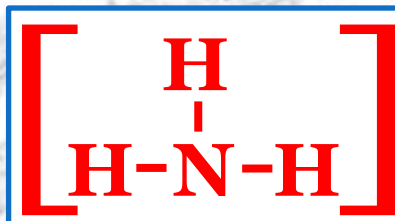
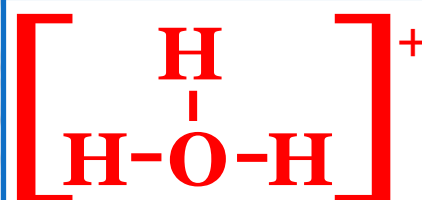
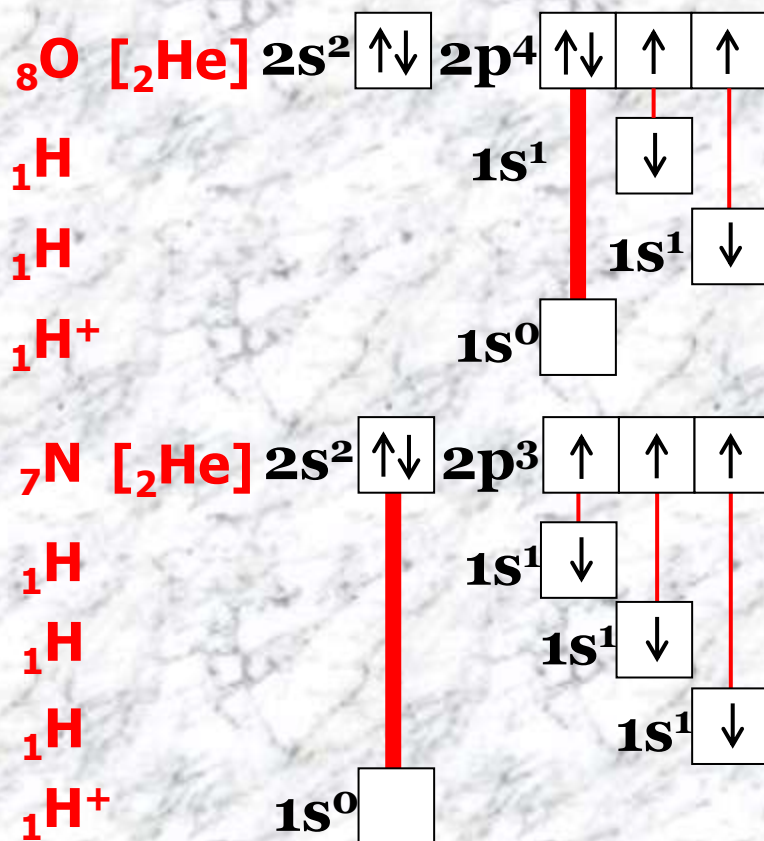
**Donor** musí mít alespoň jeden **volný elektronový pár** a **akceptor** alespoň jeden **volný orbital**.

Vazba vzniká sdílením elektronového páru donoru oběma prvky.

Takto vzniklá sloučenina se nazývá komplexní.



# VAZBA KOORDINAČNĚ KOVALENTNÍ (DONOR - AKCEPTOROVÁ)



**Všechny vazby v oxoniovém, či amonném kationtu jsou naprosto rovnocenné!**

## VAZBA IONTOVÁ

### EXTRÉMNĚ POLÁRNÍ KOVALENTNÍ VAZBA

$$\Delta X > 1,7$$

**e<sup>-</sup> pár** je zcela přiřazen k elektronegativnějšímu atomu

to vede ke vzniku iontů

**Kationt +**

**Aniont -**

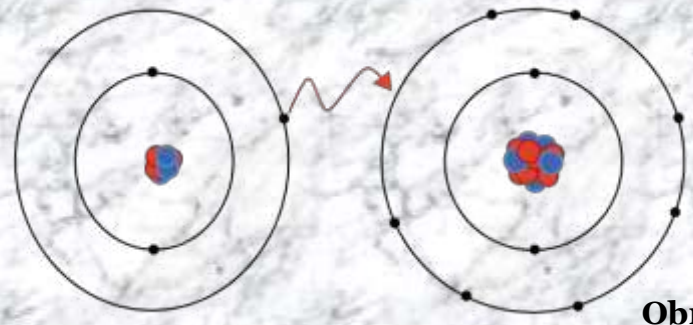
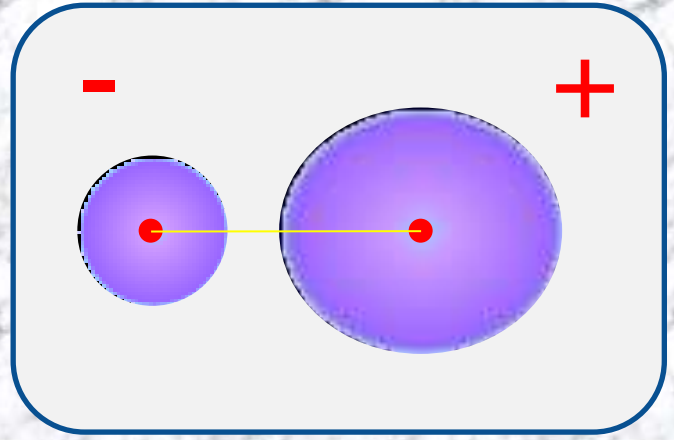
Následně jsou atomy k sobě vázány díky elektrostatické přitažlivé síle, jež působí mezi částicemi s opačným nábojem - vazba tvořena coulombickými přitažlivými silami a **vzdálenost mezi atomy je větší než součet jejich poloměrů.**



# VAZBA IONTOVÁ

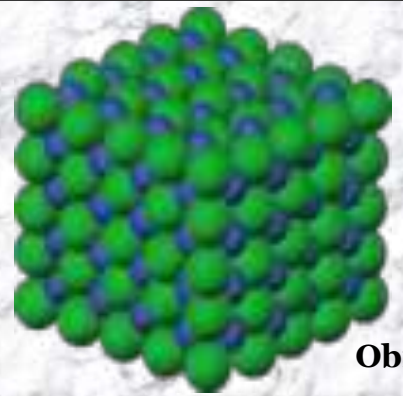
## EXTRÉMNĚ POLÁRNÍ KOVALENTNÍ VAZBA

Vytváření iontové vazby mezi atomy Li a F.



Obr.1

počet iontů, které se navzájem přitahují není omezený =>  
**vznik krystalů**



Obr.2

chlorid sodný



Obr.3

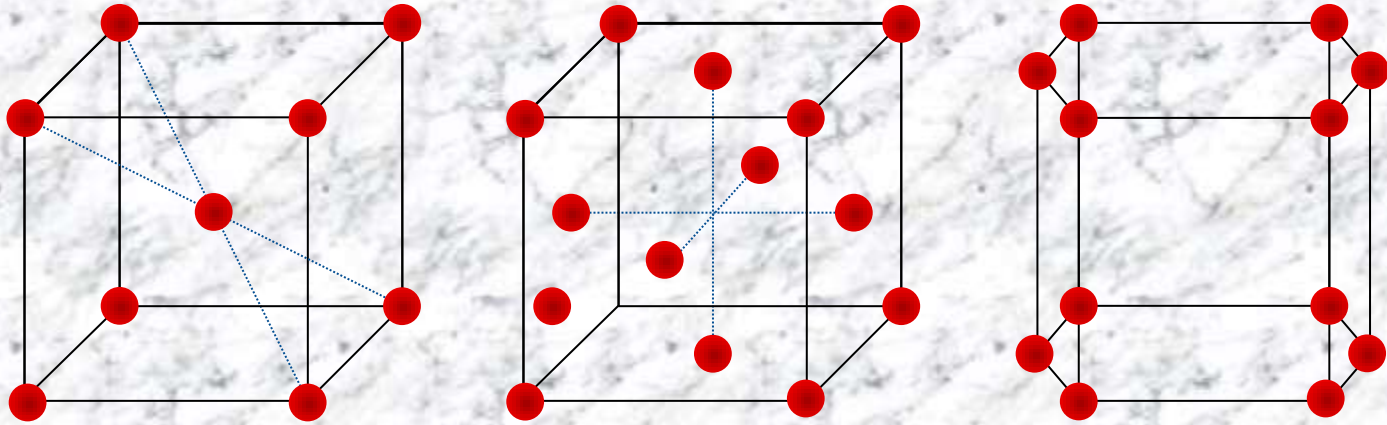


# VAZBA KOVOVÁ

U kovové vazby nejsou tvořeny z atomů molekuly, ale kationty jsou pevně uspořádány do krystalové mřížky mezi nimi se volně pohybují valenční  $e^-$  ve formě tzv. elektronového plynu.

Valenční  $e^-$  atomů tvořící kov jsou volně sdílené (extrémně delokalizovány) mezi všemi atomy.

V krystalu kovu je každý vnitřní atom obklopen zpravidla 8 nebo 12 stejnými atomy, s nimiž je bezprostředně vázán.





# VLIV TYPU VAZBY NA VLASTNOSTI LÁTEK

## VAZBA KOVALENTNÍ

- ❑ Teplota tání i varu je zpravidla nízká => **plynné nebo kapalné skupenství** (výjimku tvoří látky typu diamant, grafit, oxid křemičitý – pevné, vysoké teploty).
- ❑ Ve vodě nerozpustné, rozpustné v organických rozpouštědlech.
- ❑ Nevedou elektrický proud, ani roztoky a taveniny (výjimka grafit).

## VAZBA IONTOVÁ

- ❑ Teplota tání i varu je zpravidla vysoká => **pevné skupenství**.
- ❑ Ve vodě rozpustné, nerozpustné v organických rozpouštědlech.
- ❑ Roztoky a taveniny vedou elektrický proud.

## VAZBA KOVOVÁ

- ❑ Teplota tání i varu je zpravidla vysoká (výjimka H, Hg, Sn .....).
- ❑ Mají vysoký lesk, sříbrobílou barvu (Au, Cs – žluté, Cu – červená).
- ❑ Výborně vedou elektrický proud a teplo.
- ❑ Jsou tažné a kujné, dobře se slévají ve slitiny.

## VAZEBNÉ INTERAKCE

### VODÍKOVÝ MŮSTEK

- ❑ **10x slabší** než kovalentní vazba, ale silnější než van der Waalsovy interakce.
- ❑ Vodíkové můstky významně ovlivňují fyzikální vlastnosti látek.

#### Podmínky pro vznik vodíkového můstku:

- Volný **e<sup>-</sup>** pár v molekule - nevazebný
- **H** musí být chemickou vazbou svázán s atomem **s volným e<sup>-</sup> párem**, vysokou elektronegativitou a malém poloměru (N, O, F)

Princip: díky silně polárním vazbám mezi **H** a atomem **N, O** nebo **F**, je vazebný **e<sup>-</sup>** pár posunut do té míry k atomu **N, O** nebo **F**, že atom **H** má  **$\delta^+$** . Tento částečný náboj je přitahován k další molekule k  **$\delta^-$**  na atomu **N, O** nebo **F** a navíc na jejich **volný e<sup>-</sup> pár** – se zápornými **e<sup>-</sup>**.

## VAZEBNÉ INTERAKCE

### VAN DER WAALSOVY SÍLY



Johannes  
Diderik  
van der Waals  
(1837 - 1923)

holandský  
chemik

Obr. 4

- ❑ Přitažlivé nebo odpudivé interakce (síly) mezi molekulami.
- ❑ Vznikají převážně v nepolárních molekulách, které neobsahují stálé dipóly, jejich vazby nejsou polarizované.

#### Existují tři typy:

- **Coulombická síla** je způsobená **polaritou** molekul. Je to čistě elektrostatický jev. Molekuly se k sobě natáčí „vrcholky“ s opačnými náboji.
- **Indukční síla** potřebuje ke svému vzniku trvale polarizovanou molekulu, která polarizuje ostatní (polární i nepolární) molekuly.
- **Disperzní síla** je nejvýznamnější z van der Waalsových sil. Vycházíme z představy, že molekuly oscilují (kmitají) a to dosti chaoticky. V určitých momentech se „vykmitnutím“ poruší neutrální stav molekuly a vznikne **dipól**.

# Citace

**Obr.1** ELISEETC. *Soubor:Ionic bonding.svg - Wikipedie* [online]. [cit. 19.3.2013].

Dostupný na WWW: [http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Ionic\\_bonding.svg](http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Ionic_bonding.svg)

**Obr.2** OCAL. *Soubor:Salt Crystal clip art - vector clip art online, royalty free & public domain* [online]. [cit. 19.3.2013].

Dostupný na WWW: <http://www.clker.com/clipart-salt-crystal.html>

**Obr.3** DIDIER DESCOUENS. *Soubor:Selpologne.jpg - Wikipedie* [online]. [cit. 19.432013].

Dostupný na WWW: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Selpologne.jpg>

**Obr.4** AUTOR NEUVEDEN. *Soubor:Johannes Diderik van der Waals.jpg - Wikipedie* [online]. [cit. 19.432013].

Dostupný na WWW: [http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Johannes\\_Diderik\\_van\\_der\\_Waals.jpg](http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Johannes_Diderik_van_der_Waals.jpg)

# Literatura

Dušek B.; Flemr V.      Chemie pro gymnázia I. (Obecná a anorganická), SPN 2007, ISBN:80-7235-369-1

Vacík J. a kolektiv      Přehled středoškolské chemie, SPN 1995, ISBN: 80-85937-08-5

Kotlík B., Růžičková K.      Chemie I. v kostce pro střední školy, Fragment 2002, ISBN: 80-7200-337-2