

## CHEMICKÁ VAZBA

**Chemická vazba** = síla, která drží atomy ve sloučenině, podílejí se na ní valenční elektrony

**Elektronové vzorce** (užívané pro s and p prvky): valenční elektrony jsou znázorněny tečkami kolem značky atomu, například bor (skupina III.A) má tři valenční elektrony:  $\cdot\text{B}\cdot$

1. Vyplňte tabulku – napište elektronové vzorce a Bohrovy modely následujícím atomům: hořčík, neon, chlór, kyslík, fluor, hliník, argon. Atom sodíku byl vypracován za vás.

1	2	3	4	5	6	1	2	3	4	5	6
Na		Na·	I	Na		O					
Mg						F					
Ne						Al					
Cl						Ar					

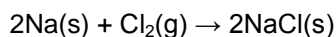
2. Zapište nejčastější oxidační číslo každému prvku z tabulky (sloupec 4)
3. Zapište elektronové vzorce iontů prvků (podle nejčastějších oxidačních čísel) do sloupce 5 a do sloupce 6 zakreslete jejich Bohrov model.
4. Porovnejte Bohrovy modely ve sloupci 6 a učiňte závěr.  
Když atomy tvoří ionty, tak buď..... nebo ..... elektrony tak, aby bylo dosaženo stabilní elektronové konfigurace podobné nejbližšímu .....  
..... v periodické tabulce.
5. Jaké ionty tvoří tyto atomy: Se, Rb, Ba, N, Sr, Te, P?

**Elektronegativita** = schopnost vázaných atomů přitahovat elektrony vazby

- zahrnuje ionizační energii a elektronovou afinitu

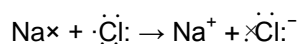
## IONTOVÁ VAZBA

Když přijde sodík do kontaktu s plynným chlórem, dojde k reakci:

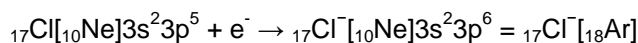
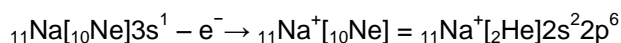


Produktem této reakce je chlorid sodný, což je látka tvořená ionty  $\text{Na}^+$  and  $\text{Cl}^-$ .

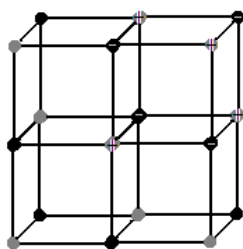
Vysvětlení je takové, že atom sodíku ztratil elektron a atom chlóru jej přijal. Užitím elektronového vzorce lze tuto reakci názorně rozepsat (darovaný elektron u sodíku je vyznačen křížkem, ostatní elektrony u chlóru jsou vyznačeny tečkou):



**“Atomy ztrácejí nebo získávají elektrony tak, aby bylo dosaženo stabilní konfigurace vzácných plynů.”** Nebo jinými slovy: Atomy ztrácejí či získávají elektrony tak, aby měly osm valenčních elektronů a tudíž poslední (valenční) vrstvu zcela zaplněnou.



Tyto ionty ( $\text{Na}^+$  and  $\text{Cl}^-$ ) jsou uspořádány v pevném NaCl v pravidelném trojzměrném uspořádání, jak ukazuje obrázek 1.



šedé tečky představují sodíkové ionty  $\text{Na}^+$

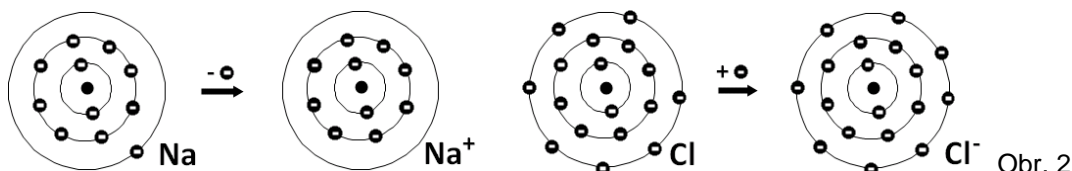
černé tečky chloridové anionty  $\text{Cl}^-$

Obr.1

### Energetika tvorby iontových vazeb

Iontové sloučeniny se tvoří reakcí mezi atomem s nízkou **ionizační energií**, který snadno ztrácí elektron a vytváří kationt (obvykle kovy IA a IIA skupiny), a atomem s vysokou **elektronovou afinitou**, který snadno přijímá elektrony a vytváří anionty (obvykle nekovy VIA nebo VIIA skupiny).

Rozdíl elektronegativit vázaných atomů je obvykle větší než 1.7.



Nízká ionizační energie (I)

Vysoká elektronová afinita (EA)

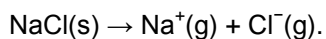
Velká stabilita NaCl je výsledkem seskupení opačně nabitých  $\text{Na}^+$  and  $\text{Cl}^-$  iontů do mřížky, jak je vidět na Obr.1. Měřítkem stabilizace je **mřížková energie**. To je množství energie potřebné, aby se ionty jednoho molu látky oddělili daleko od sebe. Tento proces můžeme zapsat takto:



EVROPSKÁ UNIE

MINISTERSTVO ŠKOLSTVÍ,  
MLÁDEŽE A TĚLOVÝCHOVYOP Vzdělávání  
pro konkurenceschopnost

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ



Chcete-li získat představu o tomto procesu, představte si, že se mřížka z Obr.1 zevnitř rozevřívá, prostor mezi ionty se zvětšuje, až se ionty dostanou velmi daleko od sebe. Je-li v této mřížce jeden mol  $\text{Na}^+$  a jeden mol  $\text{Cl}^-$ , potřebná energie se nazývá mřížková energie.

6. Napište elektronové vzorce následující ch sloučenin:



### KOVALENTNÍ VAZBA

- vázané atomy..... elektrony, tak aby dosáhly konfigurace nejbližších vzácných plynů
- rozdíl elektronegativity je menší než 1.7

7. Napište elektronové vzorce následujících molekul a zjistěte, jestli a jakým způsobem dosahují konfigurace vzácných plynů:



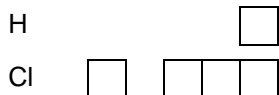
Kovalentní vazba může být vyjádřena také:

- strukturním **elektronovým vzorcem** – elektronové páry jsou vyjádřeny čárkami



- rámečkovým diagramem** znázorňujícím valenční elektrony

Elektrony tvořící vazbu mají opačný spin.



8. Napište elektronové vzorce a nakreslete rámečkové diagramy těchto sloučenin:



**Násobné vazby – atomy sdílí více než jeden elektronový pár:**

dvojná vazba:  $O_2: \bar{O} = \bar{O}$

trojná vazba:  $N_2: IN \equiv NI$

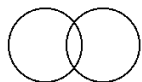


9. Napište elektronové vzorce a rámečkové diagramy  $CO_2$  a  $C_2H_2$ .

### Orbitaly a teorie vazby

#### $\sigma$ -vazba

Když se k sobě dva atomy vodíku přiblíží a jejich jádra jsou dostatečně blízko, překryjí se jejich 1s orbitaly. Zvýší se pravděpodobnost výskytu elektronů mezi jádry. Tento druh vazeb se nazývá  $\sigma$ -vazba. Elektronová hustota je nejvyšší .....jádry. Sigma vazba je typická pro ..... vazby.



s-s překryv

10. Navrhněte další možné překrytí vedoucí ke vzniku  $\sigma$ -vazby.

#### $\pi$ -vazba

Když se dva atomy přiblíží k sobě svými p orbitaly dojde k překryvu ..... a ..... jádry, elektronová hustota nad a pod jádry obou atomů se zvýší. Tento druh vazby se nazývá  $\pi$ -vazba.



$p_z$ - $p_z$  překryv

11. Navrhněte další možné překrytí vedoucí ke vzniku  $\sigma$ -vazby.

Dvojná vazba se skládá z jedné  $\sigma$ -vazby a jedné  $\pi$ -vazby, trojná vazba se skládá z jedné  $\sigma$ -vazby a dvou  $\pi$ -vazeb.

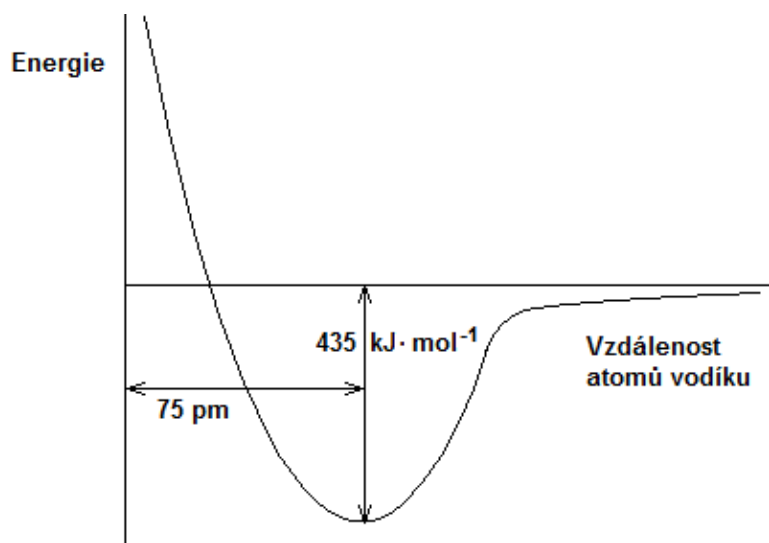
1. I když jsou tam dvě oblasti s vyšší elektronovou hustotou, je to jen jedna vazba.
2.  $\pi$ -vazba je *slabší/silnější* než  $\sigma$ -vazba, protože místa s vyšší elektronovou hustotou ..... a proto je dvojná vazba *slabší/silnější* než dvě jednoduché  $\sigma$  vazby.
3. Dvojná vazba je odolná proti rotaci, protože jak je jeden konec molekuly otáčen vzhledem ke druhému konci, boční překryv orbitalů  $p$  je snížen, vazba je oslabena, energie molekuly stoupá.

12. Jaké orbitály se účastní spojení ve sloučeninách  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $HI$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ?

### Vazba a její vlastnosti

- ..... **vazby** = průměrná vzdálenost mezi jádry vázaných atomů
- ..... **vazby** = je energie, která se uvolní při vzniku dané vazby, udává se v  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Stejná energie je pak potřeba na zrušení vazby mezi danými atomy. Tato energie závisí na vzdálenosti mezi atomy.

### Křivka potenciální energie vzniku molekuly $H_2$



přibližování atomů  $\rightarrow$  snižuje se potenciální energie, minimum energie se říká potenciálová jáma = stav, kdy se atomům částečně překrývají orbitály, odpovídá délce vazby (označujeme  $l$ )

při dalším přibližování dochází k prudkému zvyšování potenciální energie díky odpuzování kladných jader

Příklady vazebných energií:

Vazba	Vazebná energie (kJ·mol <sup>-1</sup> )	Vazba	Vazebná energie (kJ·mol <sup>-1</sup> )
F-F	158	H-H	436
Cl-Cl	243	H-O	460
Br-Br	193	H-Cl	432
I-I	151	C-H	413

13. Seřadte halogeny podle stability jejich molekul.

14. Vypočítejte energii potřebnou pro rozbití všech vazeb v 1 molu:

a. HCl      b. H<sub>2</sub>O      c. CH<sub>4</sub>

15. Vypočítejte energii potřebnou pro rozbití všech vazeb u

a. 1 g CH<sub>4</sub>      b. 10 g Br<sub>2</sub>      c. 0.9 g H<sub>2</sub>O

16. Kolik molekul vodíku může být rozděleno na atomy za pomoci energie 100 kJ?

17. Porovnejte a vysvětlete vztah mezi délkou vazby a její energií u vazeb uhlík – uhlík.

	Vazebná energie (kJ·mol <sup>-1</sup> )	Délka vazby (pm)
C-C	348	154
C=C	614	134
C≡C	839	120

18. Následující tabulka uvádí některé údaje o vazbách mezi uhlíkem a halogeny.

Vazba	Délka vazby /pm	Rozdíl elektronegativity
C-F	132	1.5
C-Cl	177	0.5
C-Br	194	0.3
C-I	214	0.0

- Proč se zvyšuje délka vazby, když klesá rozdíl elektronegativity?
- Uveďte další faktor, který způsobuje zvyšování délky vazby v této řadě C-F, C-Cl, C-Br, C-I.
- Pokuste se předpovědět, jak se mění energie v této řadě C-F, C-Cl, C-Br, C-I.



EVROPSKÁ UNIE

MINISTERSTVO ŠKOLSTVÍ,  
MLÁDEŽE A TĚLOVÝCHOVYOP Vzdělávání  
pro konkurenceschopnost

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

**Vazebný úhel** = úhel, který svírají sousední vázané atomy

### Tvary molekul

Teorie odpuzování valenčních elektronových párů

- Tvar víceatomové molekuly je výsledkem odpuzování valenčních elektronů
- Tvar molekuly závisí na počtu elektronových párů (jak vazebných, tak volných) kolem centrálního atomu molekuly
- Nejstabilnější tvar – elektronové páry jsou co nejdále od sebe

Centrální atom je obklopen pouze vazebnými elektronovými páry

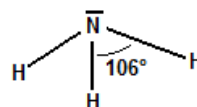
Počet el. párů	Příklad	Tvar
2	BeH <sub>2</sub>	
3	BF <sub>3</sub>	
4	CH <sub>4</sub>	
5	PCl <sub>5</sub>	
6	SF <sub>6</sub>	

Centrální atomy s volnými elektronovými páry:

**NH<sub>3</sub>** má tři vazebné a jeden volný elektronový pár kolem centrálního atomu dusíku ⇒ čtyřstěn s jedním vrcholem obsazeným volným elektronovým párem.

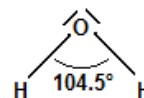
Volný elektronový pár je blíž k atomu dusíku a proto způsobuje deformaci vazebného úhlu. Vazebný úhel je proto  $106^\circ$  místo  $109,5^\circ$

Tvar se nazývá .....



**H<sub>2</sub>O** má dva vazebné a dva volné elektronové páry kolem atomu kyslíku  $\Rightarrow$  čtyřstěn se dvěma vrcholy obsazenými volnými elektronovými páry. Deformace vazebného úhlu je ještě větší:  $104,5^\circ$

Molekula má tvar písmena V (lomená molekula).



19. Určete tvar následujících molekul:  $H_2S$ ,  $AlCl_3$ ,  $PH_3$ ,  $SiF_4$ ,  $BeCl_2$ ,  $AsBr_5$ ,  $BF_3$ ,  $SO_2$

### Násobné vazby

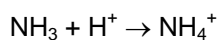
Sdílení jednoho elektronového páru vede k vytvoření ..... vazby, dva sdílené elektronové páry tvoří ..... vazbu a tři elektronové páry tvoří vazbu .....

S rostoucím počtem sdílených elektronových párů se délka vazby *snižuje/zvyšuje* a její stabilita se *snižuje/zvyšuje*.

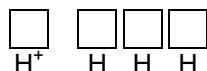
### Vliv násobné vazby na tvar molekuly

- S násobnou vazbou zacházíme, jako by to byl jeden elektronový pár. Proto je molekula  $CO_2$  lineární.
- Kolem dvojně nebo trojně vazby není možná rotace.

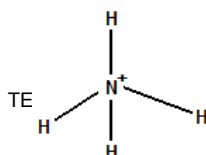
### Koordinatačně kovalentní vazba (dativní vazba)



20. Navrhněte způsob, jakým se mohou spojit částice  $NH_3$  a  $H^+$  za vzniku  $NH_4^+$ .



Vazba koordinatačně kovalentní vzniká, když jeden atom (donor) poskytuje do vazby volný elektronový pár. Tento elektronový pár je přijat atomem s prázdným (vakantním) orbitalem (akceptorem)





Dusík má volný elektronový pár a  $H^+$  ion má prázdný orbital. Dusík je ..... a  $H^+$  ion je ..... elektronového páru.

Všechny vazby v  $NH_4^+$  jsou rovnocenné.

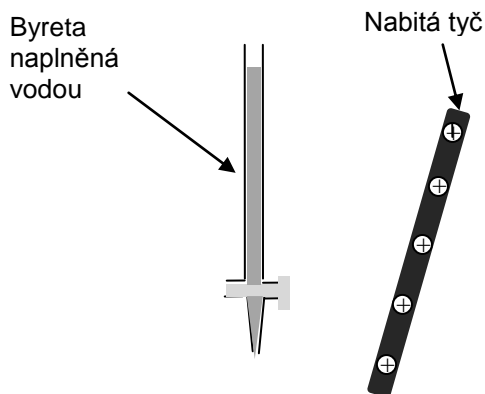
21. Pomocí rámečkových diagramů znázorníte vznik vazeb mezi těmito částicemi:

- $H^+$  a  $H_2O$  v  $H_3O^+$
- $F^-$  a fluoridem boritým v  $BF_4^-$
- amoniakem a fluoridem boritým

### Polární molekuly

Pokus:

Kladně nabitá tyč se přiblíží k proudu vody vytékajícímu z byrety. Pozorujte, co se s proudem vody děje a dokreslete to do obrázku.



Vysvětlení:

- Napište strukturní vzorec vody, znázorníte její tvar.
- Jaké je elektronegativita kyslíku a vodíku?
- Jsou sdílené vazebné elektrony rovnoměrně rozloženy mezi kyslíkem a vodíkem?
- Kde je nejvyšší pravděpodobnost výskytu vazebných elektronů?
- Je rozložení vazebných elektronů v molekule vody rovnoměrné?
- Která část molekuly vody bude mít částečně záporný náboj?
- Která část molekuly vody bude kladně nabitá?
- Jestli tyč v pokusu je kladně nabitá, která část molekuly vody bude natočená blíže k tyči?

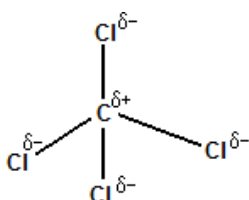
9. Co se stane, jestliže tyč bude nabitá záporně?

Molekuly se záporným a kladným koncem (póly) nazýváme ..... molekulami. Mají tzv. dipól.

Molekula je polární jestliže:

1. Rozdíl elektronegativit vázaných atomů je  $> 0,4$ , což znamená, že v molekule jsou polární vazba(y).
2. Vazby jsou rozloženy asymetricky kolem centrálního atomu.

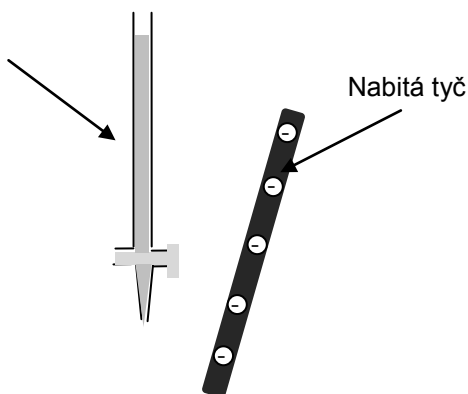
To znamená, že molekuly s polárními vazbami nemusí být polární. Jsou nepolární, když jsou polární vazby kolem centrálního atomu rozloženy symetricky a jejich dipóly se vzájemně ruší jako například v tetrachlormetanu:



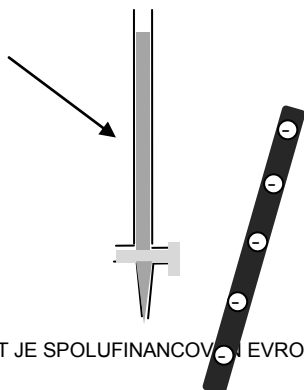
22. Určete, které molekuly jsou polární:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$ ,  $\text{CS}_2$

23. Rozhodněte, jak se bude chovat kapalina z byrety

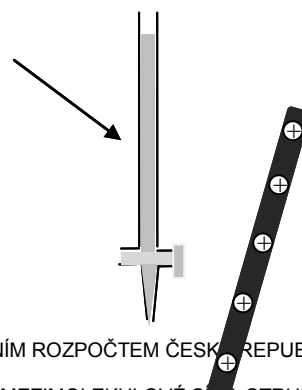
Byreta  
naplněná  
benzenem



Byreta  
naplněná  
kapalným  
amoniakem



Byreta  
naplněná  
kapalným  
amoniakem



## Mezimolekulové síly

Bod tání a varu u látek ovlivňují mezimolekulové síly = síly ..... molekulami. Čím silnější mezimolekulové síly tím *vyšší/níže* teplota tání a varu.

### 1. interakce mezi permanentními dipóly

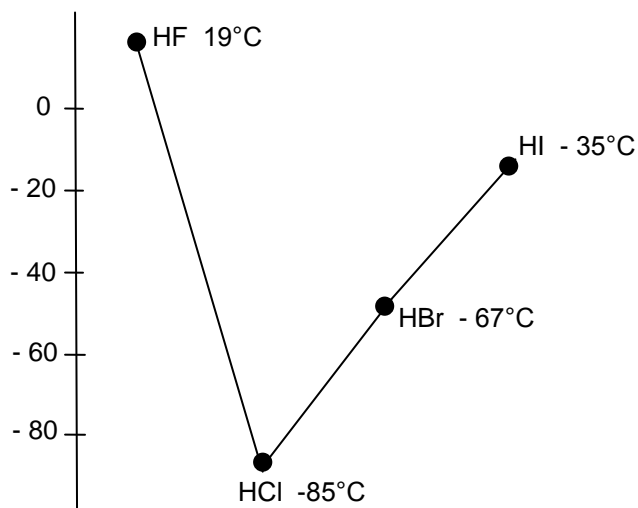
jsou mnohem slabší než vazba kovalentní.

Jde o elektrostatické přitahování opačně nabitých pólů polárních molekul, například molekul HCl



24. Srovnajte rozdíly elektronegativit v HCl a HBr. Je silnější permanentní dipól-dipól interakce mezi molekulami HCl nebo mezi molekulami HBr?

25. Podle grafu určete, zda má teplotu varu vyšší HCl nebo HBr.



HBr má *vyšší/níže* teplotu varu, což znamená, že molekuly HBr jsou přitahovány *větší/menší* silou než molekuly HCl. To je způsobeno jiným typem mezimolekulových sil:



EVROPSKÁ UNIE

MINISTERSTVO ŠKOLSTVÍ,  
MLÁDEŽE A TĚLOVÝCHOVYOP Vzdělávání  
pro konkurenceschopnost

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

## 2. Van der Waalsovy síly

Elektrony v molekule nejsou nikdy dokonale souměrně rozložené –neustále se pohybují náhodně uvnitř molekuly. To může způsobit, že na jedné straně molekuly je vyšší hustota elektronů (tato strana je pak mírně ..... ) a na druhé straně je ..... hustota elektronů (tato strana je mírně ..... ). Molekula má pak dipól ( $A^{\delta+} - B^{\delta-}$ ). Elektrony v molekule se neustále pohybují a může vzniknout dipól ( $A^{\delta-} - B^{\delta+}$ ). Proto je tento dipól nazývaný ..... dipól. Dipól vytvořený v jedné molekule může navodit vznik dipólu v sousedních molekulách:



Molekuly jsou pak přitahované k sobě navzájem díky přitažlivosti těchto ..... dipólů. Tyto přitažlivé síly nazýváme Van der Waalsovy síly. Jejich síla závisí na celkovém počtu ..... v molekule. To je důvodem proč HBr má vyšší teplotu varu než HCl.

26. Vysvětlete, jak může dipól jedné molekuly vyvolat dipól v sousední molekule.

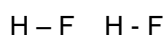
27. Najděte další příklady skupin látek, kde se teplota varu zvyšuje s rostoucím počtem elektronů v molekule.

- 
- 
- 

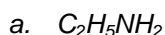
28. Podívejte se na graf s teplotami varu halogenvodíků a popište, co je tam výjimečného.

## 3. Vodíkový můstek - vazba

Když se velmi elektronegativní prvek (F, O, N) váže na vodík, elektron vodíku je elektronegativním prvkem téměř odebrán. Vodíkový atom nemá skoro žádné elektrony a jeho téměř prázdný orbital tvoří silnou interakci s volným elektronovým párem další molekuly. Tato interakce je asi desetkrát slabší než kovalentní vazba a o stejné síle jako Van der Waalsovy síly. Tato vazba ovlivňuje řadu chemických a fyzikálních vlastností sloučenin (teplota tání, varu, rozpustnost...)



29. U kterých sloučenin můžete najít vodíkové vazby:



b.  $CH_3I$

e.  $CF_4$

c.  $H_2SO_4$

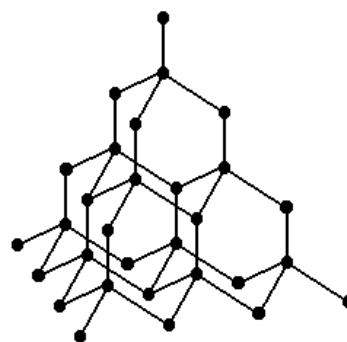
f.  $CH_3OCH_3?$

## STRUKTURA A VLASTNOSTI

### 1. Atomové (kovalentní) krystaly

#### Struktura diamantu

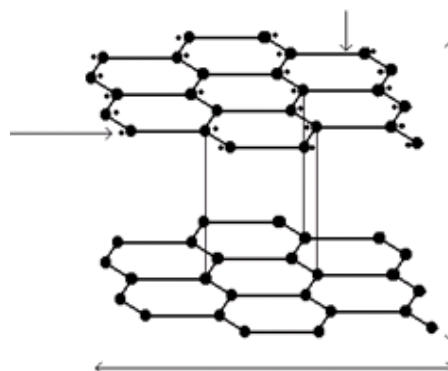
Každý atom uhlíku si lze představit, že se nachází ve středu pravidelného ..... obklopený ..... (počet) dalšími atomy uhlíku umístěnými v rozích pravidelného tetraedru. Jelikož jsou mezi atomy uhlíku silné..... vazby, které je *obtížné/snadné* rozbít, diamant je velmi *tvrdý/měkký*, *křehký/pevný*, má *nízkou/vysokou* teplotu tání a teplotu varu. Jelikož se všechny valenční elektrony účastní vazeb, *nemohou/mohou* se volně pohybovat, a proto diamant *nevede/vede* elektrický proud.



### 2. Vrstevnaté krystaly

#### Struktura grafitu

Atomy uhlíku jsou rozmístěny v rovině do vrcholů šestiúhelníku v rovnoběžných..... Každý atom uhlíku je vázán se ..... dalšími atomy ve své vrstvě ..... vazbami. Tři elektrony uhlíku vytváří tři  $\sigma/\pi$  vazby, čtvrtý elektron se nazývá ..... elektron. Ten se může pohybovat po celé vrstvě a způsobuje elektrickou ..... a ..... barvu grafitu. Mezi vrstvami jsou slabé ..... síly  $\Rightarrow$  vzdálenost mezi vrstvami je *delší/kratší* než vzdálenost vazby C-C. Vrstvy se mohou jednoduše otírat, toho se využívá v ..... Grafit je *tvrdý/měkký* a je také používán jako mazivo.



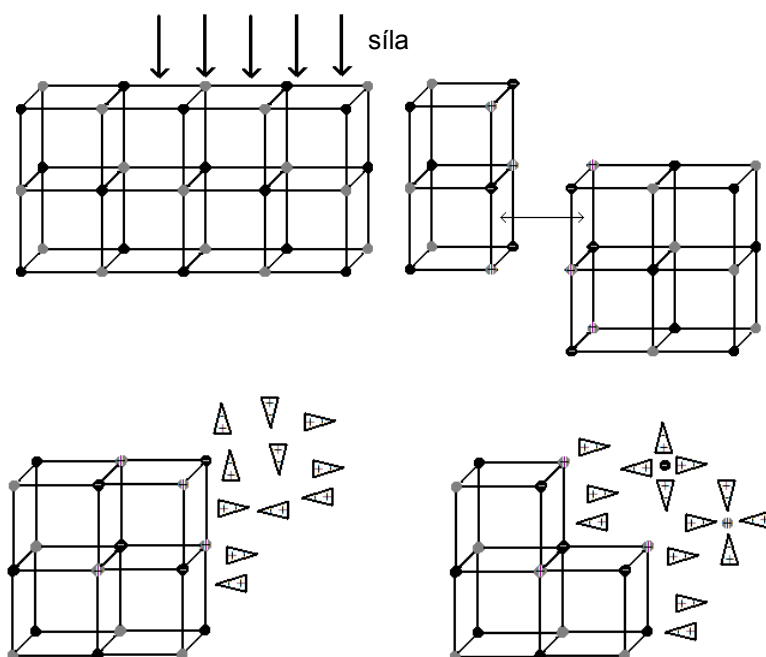
### 3. Iontové krystaly

#### Struktura NaCl

Zde jsou pravidelně rozmístěné kladné a záporné ionty. Ty drží pospolu díky silným elektrostatickým silám (..... vazba).

**Vlastnosti:** *tvrdý/měkký* a *pevný/křehký*, netěkavý, s *nízkou/vysokou* teplotou tání a varu, dobrý elektrický vodič v ..... nebo v ....., *nevede* elektrický proud v .....

rozpustný v *polárních/nepolárních* rozpouštědlech, nerozpustný v *polárních/nepolárních* rozpouštědlech. Když se rozpouští v rozpouštědle, jejich ionty jsou tzv. .... (solvatace). V případě vody jako rozpouštědla jsou ..... (hydratace). Jedná se o interakci mezi ionty soli a molekulami rozpouštědla.



30. Jaké vlastnosti nebo jevy jsou znázorněny na obrázcích nahoře? Popište je.

#### 4. Molekulové krystaly

Nekovy a jejich sloučeniny jsou obvykle ve formě jednoduchých molekul (....., ....., .....). Atomy v molekulách jsou drženy pohromadě silnými ..... vazbami. Ale jednotlivé molekuly jsou navzájem přitahovány slabými ..... silami nebo ..... vazbou. V pevném skupenství molekuly sloučenin tvoří ..... krystaly.

**Vlastnosti:** *měkký/tvrde*, *vysoká/nízká* teplota tání a varu, *nevedou/vedou* elektrický proud, *nepolární* molekuly jsou nerozpustné nebo většinou nerozpustné ve vodě, jsou *nerozpusté/rozpustné* v *nepolárních* rozpouštědlech.

31. Jaké typy vazeb byste očekávali v mřížkách: Ne, H<sub>2</sub>O, CH<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>, Si, CaCl<sub>2</sub>, NaF?

32. Uvažujte následující typy krystalických látek:

A iontové krystaly

B molekulové krystaly

C složené z jednoatomových molekul

D složených z molekul obsahujících malé množství atomů



EVROPSKÁ UNIE

MINISTERSTVO ŠKOLSTVÍ,  
MLÁDEŽE A TĚLOVÝCHOVYOP Vzdělávání  
pro konkurenceschopnost

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

Vyberte písmeno A-D pro nejpravděpodobnější strukturu látky následujících vlastností:

- pevná látka, která taje při  $-250^{\circ}\text{C}$
- pevná látka vysokou teplotou varu, která nevede proud v kapalném skupenství
- tvrdá, křehká, pevná látka, která se snadno štěpí
- látka, která vře při  $-50^{\circ}\text{C}$  a rozkládá se za vysoké teploty

(Chemistry in Context)

33. Debatujte a vysvětlete následující:

- Iontová povaha  $\text{MgCl}_2$  je větší než  $\text{AlCl}_3$ , a ta je větší než u  $\text{SiCl}_4$ .
- oxid křemičitý je za pokojové teploty pevná látka, která netaje do  $1973\text{ K}$ , kdežto  $\text{CO}_2$  ( $t_f = -217\text{ K}$ ) je za pokojové teploty plyn.
- $\text{CaO}$  a  $\text{NaCl}$  mají velmi podobnou strukturu iontové mřížky, ale  $\text{CaO}$  taje při  $2973\text{ K}$  zatímco  $\text{NaCl}$  taje při  $1074\text{ K}$ .
- Glukosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) je mnohem více rozpustná ve vodě než v benzenu, ale cyklohexan ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) je mnohem více rozpustný v benzenu než ve vodě.

(Chemistry in Context)

Opakovací otázky:

- Mějme následující látky:  $\text{PF}_3$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{NaBr}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CH}_4$ .
  - Klasifikujte vazby v jednotlivých látkách jako iontové, kovalentní nepolární a kovalentní polární.
  - Znáznorněte s použitím elektronových vzorců přesun elektronů v iontových sloučeninách.
  - Znáznorněte sdílení elektronů v kovalentních molekulách s použitím elektronových vzorců nebo rámečkových diagramů. Označte vazby  $\sigma$  a vazby  $\pi$ .
  - Které z molekul obsahujících polární vazby jsou polární?
- Určete tvary následujících molekul:  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{SF}_6$ ,  $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{BeCl}_2$ .
- Spočítejte energii potřebnou na rozbití všech vazeb v:
  - 5 molech  $\text{H}_2\text{O}$   $E(\text{H-O}) = 463\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
  - 400 g  $\text{HBr}$   $E(\text{H-Br}) = 366\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Znáznorněte vodíkové vazby mezi molekulami:
  - $\text{HF}$
  - $\text{H}_2\text{O}$
  - $\text{NH}_3$
- Mezi kterými molekulami dochází ke vzniku vodíkové vazby: ethanol  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , ethanová kyselina  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , methan  $\text{CH}_4$ , peroxid vodíku  $\text{H}_2\text{O}_2$ ?



INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

6. Vysvětlete pojmy: ionizační energie, elektronová afinita, mřížková energie, dativní vazba, van der Waalovy síly.