

### 3. Kemijska vez in zgradba snovi

#### 3.2 Ionska vez in ionski kristali

1. Z ionsko vezjo se povezujejo ioni.
2. Kationi in anioni imajo zunanjo elektronsko lupino zapolnjeno podobno kot žlahtni plini.
3. Število anionov ali kationov, ki se razporedijo okrog določenega iona (kationa ali aniona), je odvisno od velikosti in nabojev kationov in anionov v določenem ionskem kristalu. Za ionsko vez je značilno, da je naboj enakomerno porazdeljen po površini ionov.
4. Koordinacijsko število kationa ali aniona je število anionov ali kationov, ki se razporedijo okoli določenega iona.
5. Ioni v natrijevem kloridu so razvrščeni v ogliščih oktaedra, šest natrijevih ionov okoli kloridnega iona in šest kloridnih ionov okoli natrijevega iona.
6. Ioni v cezijeve kloridu so razvrščeni v ogliščih kocke, cezijevi ioni okoli kloridnega iona in kloridni ioni okoli cezijevega iona.
7. V talini ionskih kristalov so gibljivi ioni, ki lahko prevajajo električni tok.
8. V ionskih kristalih imamo razvrščene katione in anione v določenem redu tako, da se ioni privlačijo med seboj. Z udarcem se lahko neka plast ionov v ionskem kristalu premakne tako, da se približajo ioni z enakim nabojem (pozitivnim ali negativnim) in se med seboj odbijajo. Ionski kristali so zato krhki.

#### 3.3. Vezi v molekulah

1. V molekulah so kovalentne vezi.
2. Dva atoma se v molekuli povežeta s skupnim elektronskim parom.
3. Fluor ima v molekuli vodikovega fluorida tri nevezne elektronske pare.
4.  
$$\begin{array}{ccccccc} \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} & \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{--}\ddot{\text{Cl}}\text{:} & \text{:}\ddot{\text{I}}\text{:}\ddot{\text{I}}\text{:} & \text{:}\ddot{\text{I}}\text{--}\ddot{\text{I}}\text{:} & \text{H}:\ddot{\text{Br}}: & \text{H--}\ddot{\text{Br}}: & \end{array}$$
5. Vez v molekuli je polarna, kadar eden od atomov bolj privlači vezni elektronski par.
6. Kovalentne vezi med atomi istega elementa niso polarne.
7. Vse molekule, ki so sestavljene iz različnih atomov, **niso** polarne. Molekula, v kateri sta samo dva različna atoma povezana s kovalentno vezjo, je polarna. Kadar pa je v molekuli več atomov povezanih med seboj s polarnimi kovalentnimi vezmi, je polarnost molekule odvisna od njene oblike.

8. Molekula CS<sub>2</sub> je linearna in nima dipola. Vezi C=S nista polarni.
9. HBr, HCN
10. Voda je polarna snov, zato se curek vode ob naelektreni palici odkloni.

### 3.4 Elektronegativnost in narava kemijske vezi

1. Najbolj elektronegativen element je fluor, najmanj pa francij (glej sliko 11, str. 48 v učbeniku).
2. Elektronegativnost se po skupinah navzdol večinoma zmanjšuje, po periodah od leve proti desni pa povečuje.
3. Vez N–O je polarna, ker je razlika v elektronegativnosti obeh atomov  $\Delta EN = 0,5$ .
4. Vez v litijevem fluoridu je ionska, ker je razlika v elektronegativnosti med litijem in fluorom  $\Delta EN = 3,0$ .
5. magnezijev oksid MgO,  $\Delta EN = 2,3$   
litijev oksid Li<sub>2</sub>O,  $\Delta EN = 2,5$   
manganov oksid, MnO,  $\Delta EN = 2,0$
6. SiCl<sub>4</sub>, vezi Si–Cl so kovalentne polarne vezi,  $\Delta EN = 1,2$   
PBr<sub>5</sub>, vezi P–Br so kovalentne polarne vezi,  $\Delta EN = 0,7$   
As<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, vezi As–S so kovalentne polarne vezi,  $\Delta EN = 0,5$
7. H–Cl,  $\Delta EN = 0,9$   
H–O,  $\Delta EN = 1,4$   
Bolj polarna je vez H–O.
8. SrBr<sub>2</sub>, FeCl<sub>3</sub>, Na<sub>3</sub>P, Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>
9. bakrov(2+) oksid, aluminijev fluorid, železov(3+) sulfid, kalcijev nitrid
10. klorov trifluorid, fosforjev pentabromid, arzenov pentaklorid, amoniak, vodikov klorid, dušikov dioksid
11. SO<sub>2</sub>, SiCl<sub>4</sub>, PF<sub>5</sub>, CO, BrF<sub>3</sub>, CS<sub>2</sub>

### 3.5 Strukturne formule enostavnih molekul

1. a) V molekuli amoniaka so trije vezni in en nevezni elektronski par.  
b) V treh veznih elektronskih parih je šest elektronov. V neveznem elektronskem paru sta dva elektrona.  
c) Vezi med dušikovim in vodikovim atomom so polarne.

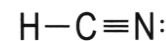
2.



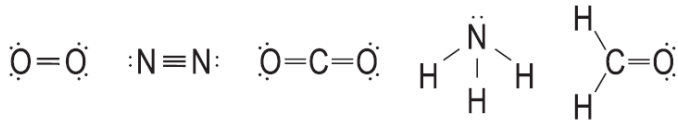
3.



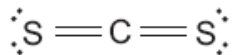
4.



5.



6.

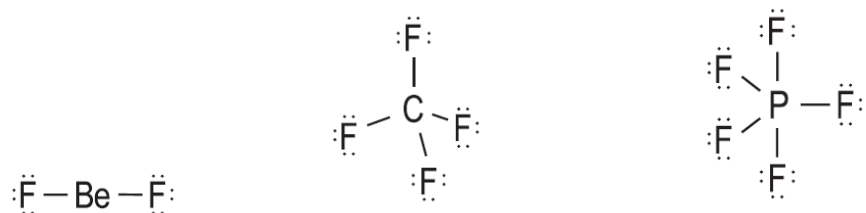


### 3.6 Jakost in dolžina kovalentnih vezi

1. Večji so atomi, daljša je vez.
2. Enojno vez tvori en elektronski par, dvojno vez dva elektronska para in trojno vez trije elektronski pari.
3. Br–Br, C–Cl, C–C, H–Br, H–S
4. a) Vez Cl–Cl je daljša kot vez H–H.  
b) Ker so atomi klora večji od atomov vodika.  
c) Energija daljše vezi je nižja.
5. H<sub>2</sub>, HF, HCl, HBr, HI, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>
6. Pri nastanku vezi se energija sprošča.
7. Najkrajša vez je H–H, najmočnejša vez pa N≡N.
8. Najmočnejša znana kovalentna vez je v molekuli dušika. Je trojna kovalentna vez in ima energijo vezi 946 kJ/mol.

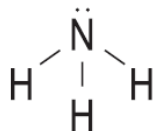
### 3.7 Vpliv elektronskih parov na zgradbo molekul

1.

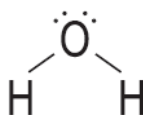


2. Strukturo molekul vode in amoniaka razložimo ob upoštevanju dejstva, da se elektronski pari razporedijo tako, da je med njimi najmanjši odboj, in pravila o odboju

veznih in neveznih elektronskih parov v molekulah. V molekuli amoniaka so trije vezni in en nevezni elektronski par. Če bi bil odboj med vsemi štirimi elektronskimi pari enak, bi bili usmerjeni v oglišča tetraedra. Ker pa je odboj med veznimi in neveznimi elektronskimi pari močnejši kot med samimi veznimi elektronskimi pari, se kota  $H - N - H$  v molekuli amoniaka zmanjšata s  $109,5$  na  $107,3^\circ$ .

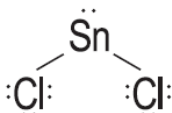


V molekuli vode sta dva vezna in dva nevezna elektronska para. Podobno kot pri molekuli amoniaka bi bili pri enakem odboju med elektronskimi pari ti usmerjeni v oglišča tetraedra. Ker je odboj med neveznimi elektronskimi pari (na kisiku molekule vode sta dva nevezna elektronska para) še močnejši kot med veznimi in neveznimi elektronskimi pari, se kot  $H - O - H$  v molekuli vode zmanjša s  $109,5$  na  $104,5^\circ$ .

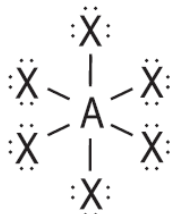


Kot med dvema vezema  $O - H$  je manjši, kot je kot med vezmi  $N-H$  v amoniaku, ker je odboj med neveznimi elektronskimi pari na kisikovem atomu v molekuli vode močnejši kot je odboj neveznega elektronskega para dušikovega atoma z veznimi elektronskimi pari vezi  $N-H$  v molekuli amoniaka.

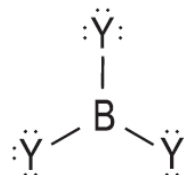
3.



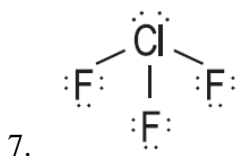
4.



5.



6. Na klorovem atomu sta 2 nevezna elektronska para. Koti med veznimi elektronskimi pari (med vezmi) so manjši od  $90^\circ$ , ker sta nevezna elektronska para v ravnini trikotne bipiramide. Na fluorovih atomih so po trije nevezni elektronski pari.



### 3.8. Kovalentni kristali

1. V diamantu je vsak ogljikov atom povezan s kovalentnimi vezmi s štirimi ogljikovimi atomi. V grafitu je vsak ogljikov atom povezan s kovalentnimi vezmi s tremi ogljikovimi atomi.

2. V grafitu vsak ogljikov atom porabi za tvorbo treh kovalentnih vezi, s katerimi se povezuje plasti, tri elektrone. Tako vsakemu ogljikovemu atomu ostane en valenčni elektron. Ti elektroni se prosto gibljejo po plasti in prevajajo električni tok.
3. Gostota diamanta je večja od gostote grafita. V diamantu so razdalje med atomi ogljika enake. V grafitu so razdalje med atomi ogljika v plasteh enake in primerljive z razdaljami v diamantu. Razdalje med atomi v različnih plasteh pa so precej večje kot v plasteh samih. Zato je gostota diamanta večja od gostote grafita (primerjaj sliki 27 in 28 na str. 63 v učbeniku).
4. V kovalentnih kristalih so med atomi močne kovalentne vezi, zato imajo ti kristali visoka tališča.
5. karborund
6. V kovalentnem kristalu silicijevega karbida (karborunda) so na vsak atom ogljika vezani štirje atomi silicija.
7. Na vsak atom kisika sta vezana dva atoma silicija v kovalentnem kristalu kremenca.

### 3.9 Kovinska vez

1. Kovine so zgrajene iz množice kovinskih kristalov, ki so usmerjeni v poljubne smeri.
2. Elektroni vseh atomov v kovinskem kristalu so skupni vsem atomom v kristalu in jih tako povezujejo med seboj.
3. Elektroni so v kovinskem kristalu prosto gibljivi, zato lahko prevajajo električni tok.
4. V kovinskih kristalih so osnovni delci kristalov atomi določene kovine. Ker so atomi po velikosti enaki, se lahko razporedijo tako, da so v najtesnejšem stiku. Zato se lahko okoli atoma v kovinskem kristalu razporedi 8 ali 12 enakih atomov.
5. Zlitine so homogene trdne zmesi dveh ali več kovin.
6. V jeklu so atomi ogljika v vrzelih med atomi železa.

### 3.10 Vezi med molekulami – van der Waalove vezi

1. Sile med polarnimi molekulami imenujemo orientacijske sile.
2. Med polarnimi in nepolarnimi molekulami povzročijo privlak induksijske sile.
3. Zaradi neurejenega gibanja elektronov v molekulah lahko nastanejo v nekaterih molekulah v določenem trenutku kratkotrajni dipoli in molekule se lahko privlačijo med seboj.

4. K molekulskim vezem razen v močno polarnih snoveh največ prispevajo disperzijske sile.
5. Molekule z velikim številom elektronov se najlaže polarizirajo.
6. fluor
7.  $C_{22}H_{46}$
8. Molekulske vezi so najmočnejše v spojini  $CH_3I$ .
9. Molekulski kristali so krhki, imajo nizka tališča, nekateri začnejo razpadati že pred tališčem, nekateri pa sublimirajo.

### 3.11 Vodikove vezi

1. Molekule se lahko povezujejo z vodikovimi vezmi, kadar poleg vodika vsebujejo atome fluora, kisika in dušika. Ti atomi močno privlačijo vezni elektronski par v kovalentni vezi z vodikom in imajo vsaj en nevezni elektronski par.

2. Vodikove vezi so večinoma 5-krat močnejše kot molekulske vezi.

*Znane so tudi izjeme, zlasti pri spojinah s fluorjem, kjer je vodikova vez po jakosti primerljiva s šibko kovalentno vezjo.*

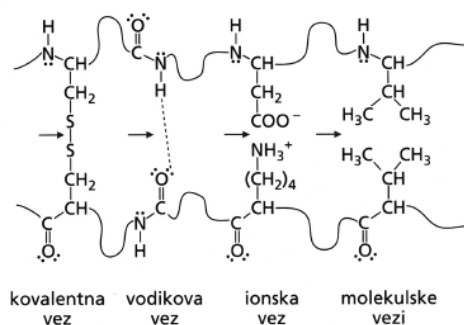
3. V molekuli amoniaka dušikov atom bolj privlači vezne elektronske pare v kovalentnih vezeh med atomom dušika in atomi vodika. Vodikovi atomi so pozitivnejši del molekule. Vodikova vez nastane zaradi privlaka med neveznim elektronskim parom dušikovega atoma ene molekule amoniaka in vodikovega atoma druge molekule (glej sliko 45 na str. 70 v učbeniku).

4. Z vodikovimi vezmi so povezane molekule amoniaka, vode in vodikovega fluorida (podatke najdemo v sliki 47).

5. Molekule vode povezujejo v ledu vodikove vezi. Zaradi precejšnjih praznin v strukturi ledu ima ta manjšo gostoto kot voda.

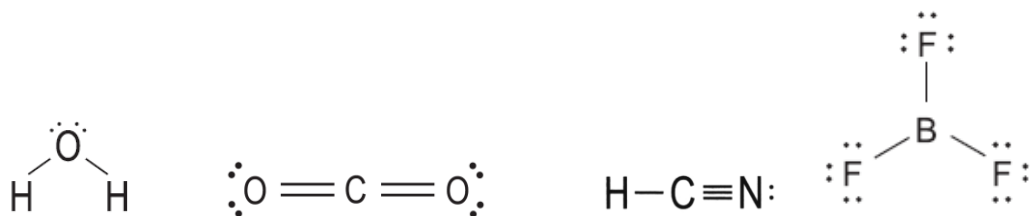
6. Alkoholi imajo v primerjavi z ogljikovodiki višja vrelišča zaradi vodikovih vezi.

7.



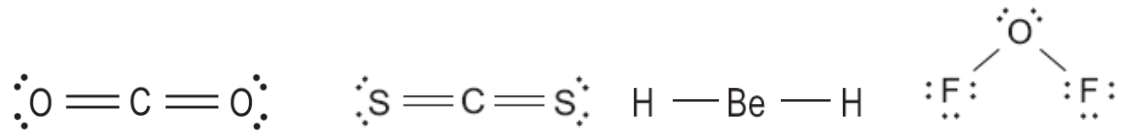
## Kemijska vez in zgradba snovi. Utrdimo

1. Ionska vez: KCl, NaBr, Na<sub>3</sub>N, K<sub>2</sub>S  
Kovalentna vez: SO<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, CCl<sub>4</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>, PCl<sub>5</sub>
2. Li<sub>2</sub>O: Li<sup>+</sup>, O<sup>2-</sup>; Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: Cr<sup>3+</sup>, O<sup>2-</sup>; K<sub>2</sub>S: K<sup>+</sup>, S<sup>2-</sup>; Cr<sub>2</sub>S<sub>3</sub>: Cr<sup>3+</sup>, S<sup>2-</sup>; Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>: Mg<sup>2+</sup>, N<sup>3-</sup>;  
CaS: Ca<sup>2+</sup>, S<sup>2-</sup>; Sr<sub>3</sub>P<sub>2</sub>: Sr<sup>2+</sup>, P<sup>3-</sup>
3. b, d
4. Najmočnejšo ionsko vez v preglednici 1 ima magnezijev oksid MgO.
5. HF
6. a) ionska vez,  $\Delta EN = 1,7$   
b) kovalentna vez,  $\Delta EN = 0,9$   
c) ionska vez,  $\Delta EN = 2,3$   
č) kovalentna,  $\Delta EN = 1,5$   
d) kovalentna,  $\Delta EN = 0,1$   
e) kovalentna,  $\Delta EN = 1,5$
7. 7. a) I; b) N; c) O; č) F; d) P in As približno enako; e) O
8. a)  $\Delta EN = 0,9$   
b)  $\Delta EN = 1,4$   
c)  $\Delta EN = 0$   
č)  $\Delta EN = 0,3$   
d)  $\Delta EN = 0,4$   
Najbolj polarna je vez O–H.
9. a) ionska ; b) nepolarna kovalentna vez; c) (malo) polarna kovalentna vez;  
č) nepolarna kovalentna vez
10. č
11. b
- 12.



Linearni molekuli sta CO<sub>2</sub> in HCN.

\* 13.



Molekula  $\text{OF}_2$  ima dipol.

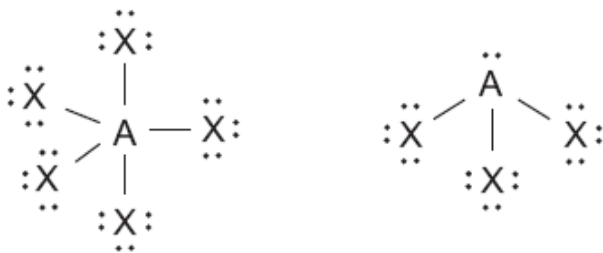
\* 14.  $\text{BCl}_3$

\* 15.

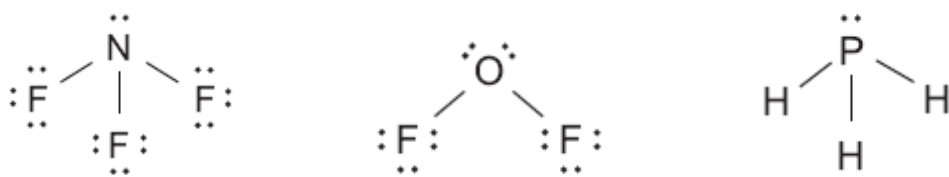


Molekula  $\text{BF}_3$  je trikotna in nima dipola. Molekula  $\text{NF}_3$  je pa piramidalna, podobno kot amoniak, in ima dipol.

16.

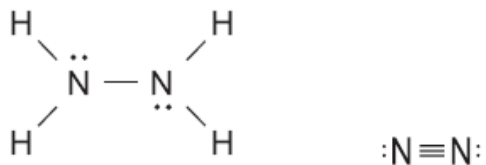


17.



Kisik ima dva nevezna elektronska para v molekuli  $\text{OF}_2$ .

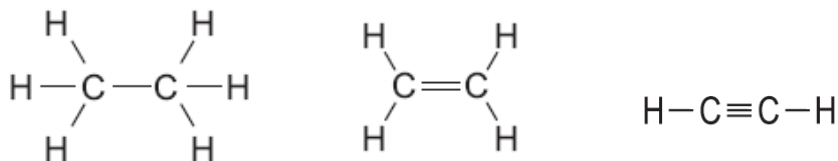
18.



Vez je krajša v  $\text{N}_2$ .

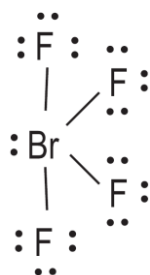


19.



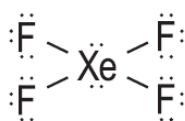
Vez med dvema ogljikovima atomoma je najkrajša v  $\text{C}_2\text{H}_2$ .

\*20.



- a) Bromov atom ima en nevezni elektronski par.  
b) Koti med vezmi Br–F so manjši od  $90^\circ$ .

\*21



- a) Ksenonov atom ima dva nevezna elektronska para.  
b) Molekula je kvadratnoplanarna.

22. Vrelišče pentana  $\text{C}_5\text{H}_{12}$  bo višje od vrelišča propana  $\text{C}_3\text{H}_8$ . Med molekulami pentana so močnejše molekulske vezi. Molekula pentana se lahko veže na druge molekule na več mestih, kot molekule propana, zato je celoten privlak med molekulami pentana močnejši.

23. a

24. c, e

25. b

\*26. spojina B

27. b

28. c

\*29. Pri tej nalogi si pomagaj s poglavjem »Ponovimo« v učbeniku str. 74–76.