

1. **Kovalentná väzba** – najsilnejšia, jej väzbová energia je 150-300 kJ.mol⁻¹

Každý z prvkov sa podieľa na väzbe svojim voľným elektrónom a prvky vytvoria spolu **väzbový pár**/páry

**Princíp: predpona ko= spoluzdieľanie,
Ide o spoluzdieľanie 1 alebo viacerých elektrónových párov**

Delenie: nepolárna (H₂, O₂, Cl₂...), polárna (H₂O, HCl...), iónová = krajný prípad kov.v. (NaCl, KCl...)

Jednoduchá (H₂) . Dvojitá (O₂) a trojitá (N₂)

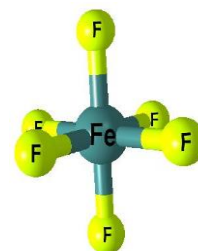
2. **Koordináčna = donorno-akceptorná väzba** – je väzba v komplexoch

Komplexné zlúčeniny sú zložené z dvoch častí:

a.) **centrálny atóm** – príjemca - **akceptor**, má voľný orbitál (najčastejšie atóm kovu – Fe, Pt....)

b.) **ligand** – darca – **donor**, anión alebo neutrálna molekula, má voľný elektrónový pár (akva, ammin..)

Princíp: - spočíva v tom, že jeden prvok má voľný elektrónový pár a druhý má voľné orbitály, kde by ich umiestnil



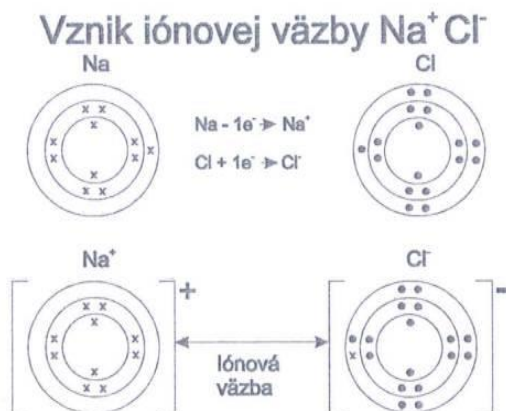
Koordináčne číslo= je to počet ligandov naviazaných na centrálny atóm

3. **Iónová väzba**

- Extrémny (krajný) prípad kovalentnej väzby, rozdiel elektronegativít je väčší ako 1,7, konkrétne príklady KCl, NaCl, NaF, KBr,

Princíp: Rozdiel elektronegativít prvkov je > 1,7 výrazný posun väzbového el. páru k prvku s vyššou X, vznikajú nabité častice: katióny + a anióny -

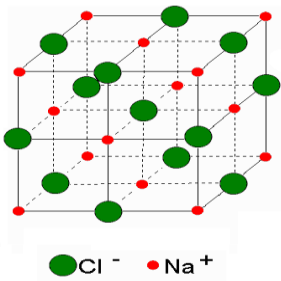
- sú to elektrostatické sily, **nemá** smerový charakter



Vlastnosti iónových kryštálov:

- sú tvrdé - dôvod + a -, ktoré sa strieda v mriežke, sa priťahuje a drží to pevne spolu
- ale sú krehké!!!!!! - dôvod: lebo pádom na zem - sa stane posun v mriežke!!!!!!:

++, -- sa odpudzuje kryštál sa rozbije!!!!!!



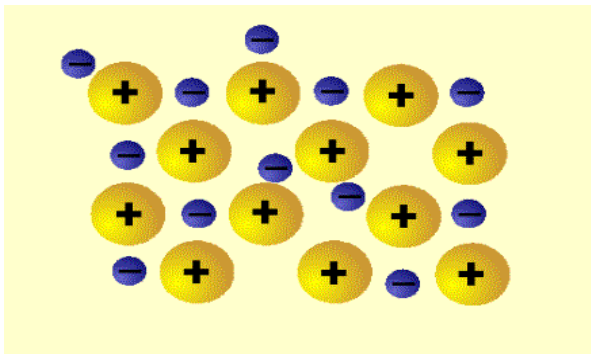
+	-	+	-	+
+	-	+	-	+

- Mriežka: okolo 6 Cl⁻ sa nachádza 6 Na⁺
- Majú ju všetky kovy (Fe, Cu.....Au, Ag...), majú vysoké teploty topenia
- Sú rozpustné v polárnych rozpúšťadlách (aj vo vode, ktorá je polárnym rozpúšťadlom)
- Tuhé kryštály sú nevodivé!!!!!!!, taveniny vedú elektrický prúd – disociujú t.j. v roztoku sú disociované na svoje voľné ióny (pr. soli na Na⁺ a Cl⁻), čo je podmienka vodivosti

4. Väzba v kovoch = kovová väzba

Princíp: väzbu v štruktúre kovu si možno predstaviť ako pohyblivé elektróny = **elektrónový plyn, oblak**, ktoré sa nachádzajú okolo pevne umiestnených kladne nabitých iónov.

- Ide o najtesnejšie usporiadanie častíc
- Nemá smerový charakter



- v kryštáli kovu je jeden atóm obklopený 8 alebo 12 ďalšími atómami kovu
- fyzikálne vlastnosti kovov (lesk, tepelná a elektrická vodivosť – presun e⁻ v mriežke, kujnosť, ťažnosť...)

Medzimolekulové sily

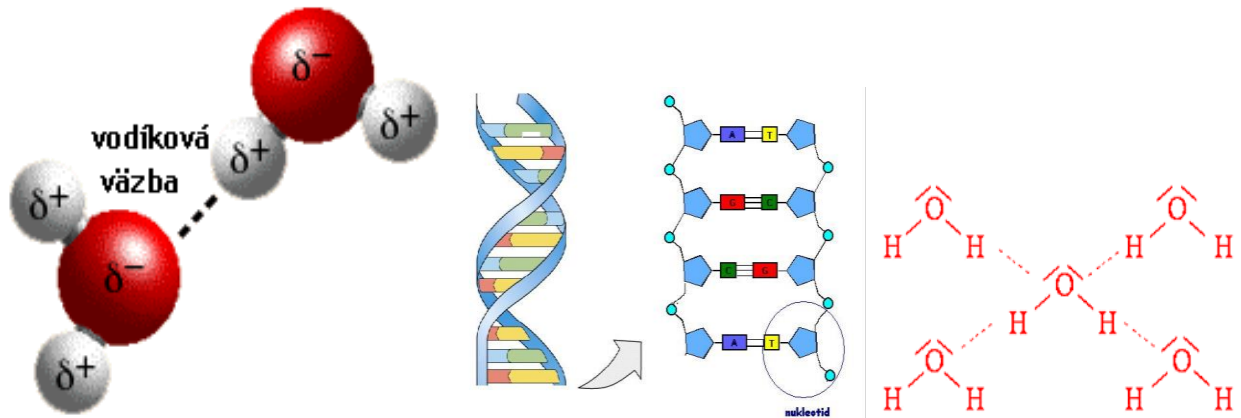
A) vodíkové väzby = vodíkové mostíky

- má stredné postavenie medzi väzbami, je stredne silná, jej energia je 10-30 kJ.mol⁻¹
- označuje sa bodkovaním: H – FH – F.....H – F

PRINCÍP: väzba medzi silne elektronegatívnym prvkom (jedným z nich) **F,O,N** a **vodíkom!!!**

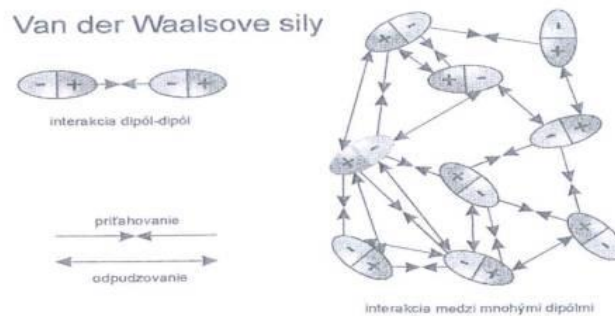
Fluór má najvyššiu hodnotu elektronegativity – X(F) = 4 , kyslík je druhý najelektronegatívnejší prvok, dusík je tretí v poradí

- dôsledkom vodíkových väzieb je **zvýšenie teploty** topenia a varu, napríklad aj u vody
- voda je v bežných podmienkach kvapalná a preto že sú medzi molekulami H₂O vodíkové väzby, tak má teplotu varu až 100°C
- vodíkové väzby sú v ľade, NH₃, v alkohole, DNA – medzi dusíkatými bázami A-T (2 vodíkové väzby), C-G (3), v HF, karboxylových kyselinách (skratka KK), stabilizujú sekundárnu štruktúru bielkovín, sú v aminosoch !!! nie sú vo vodnej pare ani v HCl !!!



B) van der Waalsove sily

- Sú najslabšie sily, vzájomné pôsobenie medzi čiastkovými nábojmi na atómov v molekulách
- tvoria sa **dočasné alebo indukované dipóly**



- látky sú prchavé, niekedy sublimujú, napríklad naftalén, jód I₂ (fialové pary ☺) bróm
- Sú v tuhe ceruziek – medzi vrstvami, preto ostáva na papieri, keď píšeme ☺ Pozor! v tuhe v rámci vrstvy sú kovalentné väzby!!!

