

# 1 Zgradba atomov in molekul

## a) atomska teorija

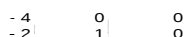
- Dalton-najmanjši delci atomi, atomi istega elementa iste  $m$  in lastnosti, reakcija je premestitev atomov v novo kombinacijo
- Lavoiser- masa reaktantov je ista kot masa produktov (masa se med reakcijo ne spreminja)
- Proust-masno razmerje je neodvisno od načina reakcije → atomska teorija (točna vezava atomov-razmerje za tvorbo molekule)
- Katodna cev- elektroni se gibljejo od katode k anodi (visoka napetost, 0'1-1Pa)
- Kanalski žarki- odvisni od plinov ( $O^+$ ,  $He^+$ ,  $H^+$ -ima največji specifični naboj v cevi), so protoni gibajoč od anode h katodi.

elektro n	$e = -1,6 \times 10^{-19} \text{ As}$	$m = 9,1 \times 10^{-28} \text{ g}$
proton	$m = 1,673 \times 10^{-24} \text{ g}$	$M = 1,007277$
neutron	$m = 1,675 \times 10^{-24} \text{ g}$	$M = 1,008665$

Relativna atomska masa je število, ki nam pove kolikokrat je masa neega atoma večja od mase 1/12 atoma ogljikovega izotopa  $C^{12}$ . Dejanska masa jedra je manjša od vsote  $e^+$  in  $e^-$  - masni defekt. Atomi izotopov imajo različne mase in število  $e^0$ .


Mol-množina snovi, ki vsebuje toliko delcev kot je atomov v 12 g ogljikovega izotopa  $C^{12}$ .

- Radioaktivnost



$\alpha$  žarki so  $He^+$  jedra,  $\beta$  so elektroni,  $\gamma$  pa elektromagnetno valovanje.

$\beta$  se iz nevtrona pretvori v proton in elektron.

- Atomski emisijski spekter (vzbujeni atomi oddajo svetlobo, ki po razklonu na prizmi da črtasti emisijski spekter) Geisslerjeva cev z vzbujenimi atomi, ki absorbirajo svetlobo 
- Teorija o diskontinuirnosti E (Planck)- sistem ne more oddajati/sprejemati E v poljubnih množinah → mnogokratniki kvanta, ki je odvisen od frekvence valovanja
- Foto efekt- ob obsevanju kovine z UV-svetlobo izletavajo elektroni (njihova E neodvisna od intenzitete svetlobe, le več jih je izbitih, večja frekvenca vpadne svetlobe večja E, za izbijanje potrebna vsaj minimalna frekvenca). Svetloba ima naravo delca in valovanja (dvojna narava).
- Modeli atoma
  - Rutherford (skoraj vsa  $m$  atoma v jedru, elektroni krožijo okoli jedra, elektrostatski privlak uravnotežen s centrifugalno F, se ne da razložiti črtastih spektrov in teoretično bi se  $e^-$  konstantno bližal jedru)
  - Bohr (upoštevava Plancka,  $e^-$  kroži po različnih orbitalah okoli jedra brez oddajanja E, za preskok potrebuje kvant E, se da razložiti črtasti spekter, kvantno število  $n$ )

- De Broliieva relacija (valovno naravo lahko pripišemo hitro se gibajočem delcu)
- Heisenbergov princip nedoločljivosti (nemogoče je določiti položaj in  $G e^{-}$ )
- Schrodinger (valovna mehanika-elektron je kot tridimenzionalno stojno valovanje, orbitala je prostor z določeno razporeditvijo el.naboja, intenziteta valovanja je proporcionalna gostoti fotonov, valovanje elektrona opišemo z valovno funkcijo)
- valovna funkcija (opiše valovanje elektrona, opišemo z  $n, m$  in  $l$  števili- določajo orbitalo,  $\psi^2$  predstavlja gostoto  $\rightarrow$  verjetnost nahajanja). Rešitev Schrodigerjeve enačbe je valovna funkcija produkt treh  $f$  rešljiv v polarnih koordinatah

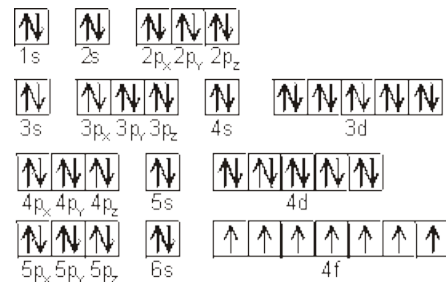
$$\psi(r, \varphi, \zeta) = R(r) \cdot \theta(\zeta) \cdot \Phi(\varphi)$$

Kvadrat radialnega dela nam pove verjetnost nahajanja elektron v določeni razdalji od jedra. Kotni del določa obliko orbital in verjetnostnega prostora.  
 $n=1 \dots 7$      $l=n-1$      $l=0$  s (I, II)     $l=1$  p (ak, lan)     $l=2$  d (prehodni)     $l=3$  f (III.-VII)  
 $m=0 \dots \pm l$      $s=\pm 1/2$     vozlišče  $v=n-l-1$

Spinsko število zaradi dvojnih črt v spektru. Isti n ista lupina (K, L, M, N...), isti n in l ista podlupina (s, p, d, f)

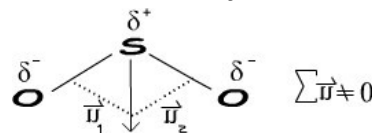
- Paulijev princip (v eni orbitali le dva  $e^{-}$  ki se razlikujeta v spinskem številu)
- večelektronski atomi (elektroni iste lupine različne E, iste podlupine enaka E, različne energijske ravni tudi motnje- 4s prodira bolj k jedru in ima nižjo E kot 3d pri K, Ca)

- Hundtovo pravilo/konfiguracija ( $e^{-}$  zaradi naboja se odbijajo, samski raje v posamezne E enakovredne orbitale-paralelni spini)
- magnetizem (sparjeni dajo diamagnetne snovi in redčijo silnice, nesparjeni paramagnetne in gostijo silnice)
- Rentgenski žarki-izbijanje katodni žarki



- izbijajo notranje elektrone na anodi (kratkovalovna svetloba-spekter)
- Periodni sistem - polno in polovično zasedene orbitale so stabilnejše-drugačne konfiguracije.  $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d$  Pri elementih prehoda (brez Zn, Cu in Hg-polne d) se najprej prazniijo s-orbitale pri nastanku kationov.
- Atomski radij- po skupini se večja ( $\uparrow$  valenčni  $e^{-}$ ), po periodah od L proti D se zmanjšujejo ( $\downarrow$  ker valenčni  $e^{-}$  slabo senčijo jedro, v posamezni periodi je št. orbital enako efektivni naboj večji), prehodnim elementom se radij malo spreminja (polnjenje d-orbital-rahlo  $\downarrow$ ). Radij kation  $<$  atom  $<$  anion.
- Ionizacijska E- E potrebna za odstranitev  $e^{-}$  iz izoliranega atoma v osnovnem stanju (za prvi  $e^{-}$  po skupini se  $\downarrow$ , a po periodi  $\uparrow$ ). Elektronska afiniteta- E ki se sprosti/porablja, če atom v plinastem stanju sprejme  $e^{-}$  (endotermen proces)
- Ionska vez (nastanek kation-anion kompleksa, naboj sferično simetričen, elektrostatska vez, ionski kristali-koordinacijsko število,  $\uparrow T_t$  in  $T_v$ , vodotopne spojine, prevaja tok-talina in aq)

- Kovalentna vez (vezni elektronski par). Polarna- težišči + in – naboja ne sovpadata, molekula ima dipol (dipolni moment).  
Nepolarna vez (enaki atomi-enako privlačita elektronski par).



- Dipolni moment molekule je vektorska vsota dipolnih momentov posameznih vezi.
- Elektronegativnost je sila s katero atom kovalentni vezi privlači elektrone (po periodi pada, po skupini narašča). Nepolarna vez ima majhno razliko v elektronegativnosti atomov, pri polarni je večja, pri ionski pa večja od 1'7 (H ima 2'2 in Cl ima 3'2=vez ima 1'0 → kovalentna polarna).
- Teorija valenčne vezi opisuje elektronsko strukturo molekule- vezi s pomočjo kanonskih struktur  $\psi = \psi_{kov} + c'\psi_{ion} + c''\psi_{ion}$  (npr.  $H_2 = H-H$   $:H^+H^-$   $H^+ :H^-$ ). E kanonskih struktur je večja od eksperimentalno določenih. Dejansko stanje v molekuli je nekaj vmesnega med vsemi kanonskimi oblikami – resonanca (npr.  $N^-=N^+=O$   $N\equiv N^+-O^-$ ).
- Hibridizacija – matematični postopek pri katerem dobimo iz določenega števila atomskih orbital enako število hibridnih orbital. Orbitale za hibridizacijo morajo imeti podobne energije. Čim bolj se orbitale prekrivajo močnejša je vez. Čelno prekrivanje  $\sigma$ -vez, bočno pa  $\pi$ -vez. Dvojna vez je kombinacija  $\sigma$  in  $\pi$ , trojna pa ene  $\sigma$  in dveh  $\pi$ .

Teorija valenčne vezi (VV) upošteva le valenčne elektrone.

	sp	CO <sub>2</sub> , HCN, BeCl <sub>2</sub> linearna	/	/	/
	sp <sup>2</sup>	SO <sub>4</sub> , BF <sub>3</sub> , NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> trikotno planarna	SO <sub>2</sub> , O <sub>3</sub> , PbX <sub>2</sub> , SnX <sub>2</sub> bent	/	/
	sp <sup>2</sup> d	XeF <sub>4</sub> , ICl <sub>4</sub> , PtF <sub>4</sub> kvadratno planarna	/	/	/
	sp <sup>3</sup>	SiH <sub>4</sub> , CH <sub>4</sub> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> , PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> , XeO <sub>4</sub> tetraedriena	NH <sub>3</sub> , PF <sub>3</sub> , AsCl <sub>3</sub> , ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> , XeO <sub>3</sub> trikotno piramidalna	H <sub>2</sub> O, OF <sub>2</sub> , SF <sub>2</sub> bent	/
	sp <sup>3</sup> d	PCl <sub>5</sub> , AsF <sub>5</sub> , SOF <sub>4</sub> , PF <sub>5</sub> trigonalno bipiramidalna	SF <sub>4</sub> , XeO <sub>2</sub> F <sub>2</sub> , IF <sub>4</sub> <sup>+</sup> , IO <sub>2</sub> F <sub>2</sub> <sup>-</sup> seesaw	ClF <sub>3</sub> , BrF <sub>3</sub> T-oblikovana	XeF <sub>2</sub> , I <sub>2</sub> <sup>-</sup> , IF <sub>2</sub> <sup>-</sup> linearna
	sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>	SF <sub>6</sub> , IOF <sub>5</sub> , Te(OH) <sub>6</sub> oktaedriena	IF <sub>5</sub> , TeF <sub>3</sub> <sup>-</sup> , XeOF <sub>4</sub> kvadratno piramidalna	kvadratno planarna	/

Pri d hibridiziranih je za zunanje d-orbitale (d) nakoncu zapisa, pri notranjih pa na začetku!

- Teorija molekularskih orbital (MO) upošteva Paulijev princip, Hundovo pravilo in zasedanje orbital z najnižjo E, upošteva vse elektrone. Energija vezne orbitale je nižja od E razvezne, hkrati pa je nižja od energij atomskih orbital. E razvezne > E atomskih orbital. V večielektronskih molekulah elektroni najprej

napolnijo vezne.

		<p>Red vezi</p> $r.v. = \frac{\text{št. veznih } e^- - \text{št. neveznih } e^-}{2}$ <p>vrednost</p> <p>1 = enojna vez</p> <p>2 = dvojna vez</p> <p>3 = trojna vez</p> <p>0 = vez ne obstaja</p>
Za kisikove spojine (O <sub>2</sub> , OY) in F <sub>2</sub> , Ne <sub>2</sub>	Za spojine brez kisika od Li <sub>2</sub> do N <sub>2</sub>	MO dopuša delokalizirane elektrone zato vrednost ni vedno celo število!

## 2 Agregatna stanja snovi

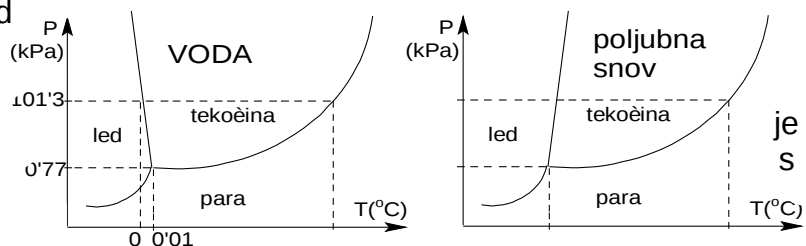
- Agregatno stanje je posledica vezi med osnovnimi delci (trdnost vezi je odvisna od pogojev). Z zniževanjem T se zmanjša kinetična energija molekul. Zaradi neurejenega gibanja delcev pride do difuzije. Pri manjši V bo št. delcev še vedno enako, le več elastičnih trkov bo in posledično višji tlak.
- Med molekulami idealnega plina ni privlačnih sil. Tlak plina je posledica trkov na stene posode. Ocena hitrosti molekul plina  $(v^2)^{1/2} = \left(\frac{3RT}{M}\right)^{1/2}$  in energije

$\bar{E}_k = \frac{3RT}{2}$ . Dejanska energija 1mol plina je nekoliko večja (medmolekularne sile)

- Van der Waalsove sile-med polarnimi molekulami so praviloma vse tri. Prispevek je največji od disperzijskih sil. Vez močnejše (E vezi nižja) pri večelektronskih.
  - orientacijske (posledica medsebojne orientacije molekul in privlaka med dipoli-kratke razdalje, večji dipol močnejše vezi in T nižja- nastanek dipola je eksotermen)
  - indukcijske (polarna molekula v nepolarni inducira dipol, ↑ dipol polarne molekule lažje inducira, ↑ polarizabilnost nepolarne lažje se inducira dipol, neodvisne od T)
  - disperzijske (sile med nepolarnimi molekulami, ena molekula ima kratkotrajni dipol in inducira dipol v drugi, bolj so polarizabilne molekule bolj se izrazijo te sile, so odvisne od polarizabilnost in ne od T)
  - polarizabilnost je večja čim lažje molekula prerazporedi naboj, močno polarizabilne so molekule z velikim številom elektronov
- V realnem plinu se upoštevajo molekulске sile prav tako tudi volumen samih

molekul. Van der Waalsova enačba za realni plin  $(P_{\text{real.}} + a\frac{n^2}{V^2})(V_{\text{real.}} - nb) = nRT$ . Čim višja je T višji p je potreben za utekočinjenje plina. Zmanjšamo volumen večja koncentracija plin je in pride do utekočinjenja. Najvišja T ali p pri kateri še lahko utekočinimo plin je kritična. Plin ki ima šibke molekulске vezi ima nizko kritično T. Nad kritično T gibanje molekul preprečuje šibkim molekulskim vezem, da bi prišlo do utekočinjenja. Superkritična tekočina je plin nad kritično T ki ima gostoto veliko kot tekočina, viskoznost in je zelo dobro topilo (CO<sub>2</sub>), nima fazne meje. Inverzna temperatura je T pod katero se vsi plini (samo H in He se pri sobni grejeta-zelo nizka T<sub>i</sub>) pri ekspanziji hladijo.

- Tlak ima na tekočino zelo majhen vpliv. Pri višji T je viskoznost tekočin manjša (vpliv privlačnih sil manjši). V primeru da so sile med različnimi snovmi močnejše tekočina omoči trdno površino, če so sile v določeni snovi močnejše pa tvori kapljice. Molekule z dovolj veliko E<sub>kin</sub> pretrgajo medmolekulске vezi in izparijo (odvisno od T). Višja T in ploščina, več izpari. Parni tlak premo sorazmeren temperaturi, ko tekočina zavre je enak zunanjemu.



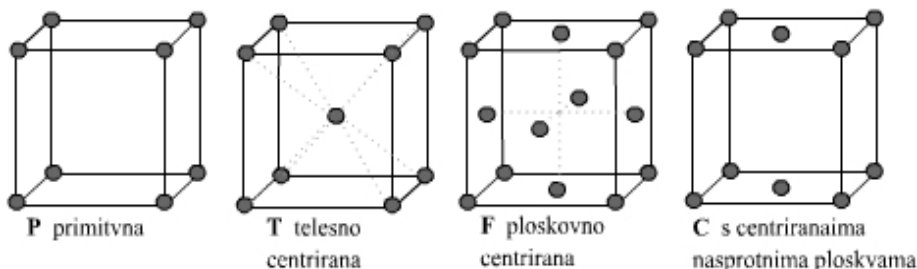
- Vodikovo vez tvori vodik kovalentno vezan na močno elektronegativen element.  $X-H \cdots :Y$        $X=(F,O,N,Cl,S)$        $Y=(F,O,N,Cl,Br,S,P)$   
 Nahaja se v vodi, kristalohidratih, karboksilnih kislinah in njihovih kislih soleh, silicil aldehydu,  $HF_2^-$ ,  $NH_4F$ ,  $N_2H_5F$ , sladkor, DNA.  
 Najmočnejša vodikova vez je v  $KHF_2$ .

### 3 Kristali

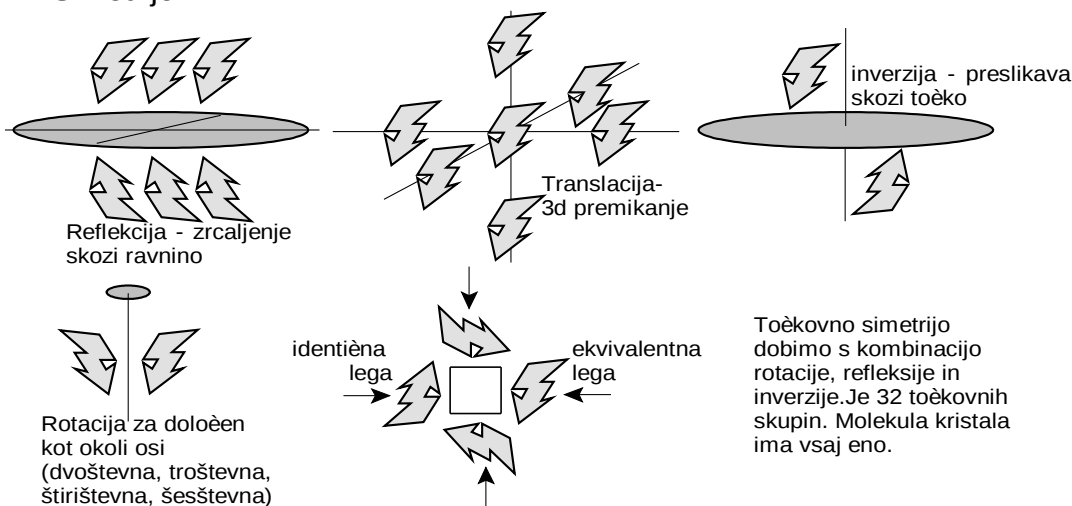
- Ionski kristal je iz kation-anion kompleksa povezana z ionsko neusmerjeno vezjo. Koordinacija 8/8 (CsCl), 6/6 (NaCl), 4/4 (ZnS), 8/4 (CaF), 6/3 (TiO), 4/2 (SiO). Razmerje radijev: NaCl tip so tudi KCl, NaBr, FeO, CaO in MgO.

8/8	$(r_k+r_a)^2=(3r_a)^2$	$r_a/r_k=\sqrt{3}-1=0,73$	6/6	$2(r_k+r_a)^2=(2r_a)^2$	$r_a/r_k=\sqrt{2}-1=0,41$
4/4	$r_a/r_k=0,22$			$\sqrt{2}(r_k+r_a)=2r_a$	

- Molekulski so povezani z molekulskimi vezmi. So krhki, imajo nizka tališča, ne prevajajo toka. Večina organskih in mnogo anorganskih jih tvori. Razdalje med atomi so van der Waalsovi radiji.
- Kovalentni kristal kovalentne vezi med atomi. Imajo visoka tališča, so trdi, ne prevajajo električnega toka. Primer je diamant, grafit, SiO in SiO<sub>2</sub>.
- Kovinski so iz enakih gradnikov - atomi kovine. Elektroni so dislokalizirani in skupni vsem atomom. Koordinacijska so 8/8 ali 12/12. Za razlago kovinske vezi je MO.
- Osnovne celice

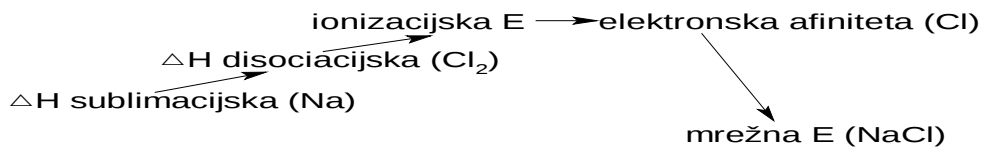


- Simetrije

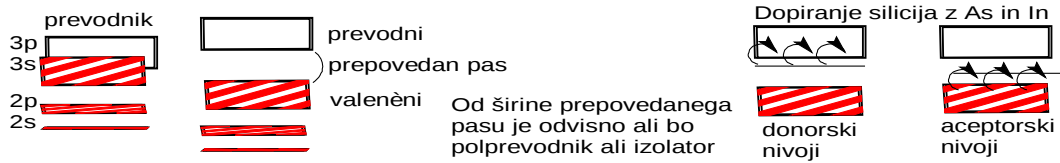


- Najgostejši skladi- heksagonalni (HNS) ABA plasti, kubični (KNS) pa ABC. oba imata koordinacijsko število 12. Tetraederskih praznin (3 atomi A + 1B) je 2x več kot je atomov v kristalu. Oktaederskih (3A+3B) je enako kot atomov v kristalu.
- Napake v kristalih (določajo barvo, prevodnost pri ↑T, reakcije v trdnem)
  - Schotkyeva napaka (kation in/ali anion difundirata iz kristala - nastanejo vrzeli)
  - Frenkelova (kation v legah med gradniki - vrzel)
  - ostale (vrzeli, nečistoče, dislokacije, zamenjave...)

- Mrežna energija je  $E$ , ki se sprosti, ko nastane 1mol kristala iz gradnikov v plinastem. Ionski, kovalentni in kovinski imajo velike, molekulski majhne.



- Prevodniki in polprevodniki



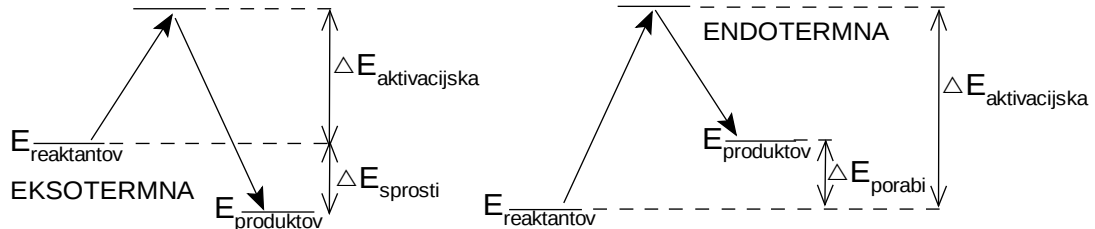
Prevodnost polprevodnikov je večja pri višji temperaturi.

Prevodnost Si in Ge se poveča z dopiranjem (elementi III. ali V. skupine).



## 4 Termodinamika

- Sistem (izoliran, zaprt, odprt) opisujejo spremenljivke ( $T, p, V, n$ ), ki jih imenujemo funkcija stanja in je odvisna samo od stanja sistema.  $E_n$  je vsota vseh  $E$  sistema in je funkcija stanja. Zanj velja  $\Delta E = E_b - E_a$  ( $a, b$  sta stanji). Adiabatsne spremembe - ni interakcij med sistemom in okolico. Nastanek vezi je vedno eksotermen, razpad pa endotermen.



- Entalpija je seštevek samih funkcij stanja. Standardna entalpija ( $H^\circ$ ) je pri tlaku 100kPa. Entalpije elementov so 0. Sprememba entalpije je neodvisna od poti (Hessov zakon). Pri medsebojnem odštevanju reakcij za  $\Delta H$  ne spreminjaj predznakov samo upoštevaj zakon  $\Delta H = H_p - H_r$ .
- Prosta entalpija  $G = H - TS \rightarrow \Delta G = \Delta H - T\Delta S$ . Če je  $\Delta G > 0$  (spontan proces),  $\Delta G = 0$  (sistem v ravnotežju), če  $G < 0$  (reakcija ne poteče).

$\Delta H$	$\Delta S$	$\Delta G$	Potek reakcije
-	+	-	spontana pri vseh T
-	-	+	visoka T ne poteče, spontana pri nizkih
+	+	-	pri nizki T ne poteče, spontana pri vsaki T
+	-	+	sploh ne poteče

$\Delta H < T\Delta S$  pomeni pri visokih T,  $\Delta H > T\Delta S$  pri nizkih

Led se pri 25°C spontano tali.

- Entropija ( $S$ ) je merilo nereda.  $\Delta S > 0$  če se nered sistema poveča (največja plini). Energija idealnega kristala pri 0K je nič.  $\Delta S_{\text{celotna}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{okolica}}$  in je merilo spontanosti procesa.
- Stavki termodinamike:
  1. zakon o ohranitvi energije (iz nič ne nastane nekaj)
  2. pri vsaki spontani spremembi se entropija poveča

## 5 Kemijsko ravnotežje

- Konstanta ravnotežja

$$K_c = \frac{D^d C^c}{A^a B^b} \quad K_p = \frac{p^d p^c}{p^a p^b} \quad \begin{array}{l} K\text{-velik (prevladujejo produkti),} \\ K\text{-majhen (reaktanti)} \end{array}$$

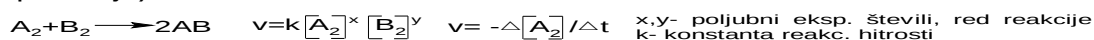
( $K_p$  za pline)

Povečanje reaktantov ali odstranjevanje produktov → smer ravnotežja v tvorbo produkta. Obratno pa v smer tvorbe reaktantov. Pri reakcijah v plinastem lahko vplivamo samo s tlakom-povečamo tlak (zmanjšan  $V$ ) smer najmanjše množine. Na splošno se z zvišanjem  $T$  ravnotežje premakne v smer endotermne spremembe.

- Endotermne reakcije:
  - višja  $T$  smer tvorbe produkta (večji  $K$ )
  - nižja  $T$  smer tvorbe reaktantov (manjši  $K$ )
- Eksotermne reakcije:
  - nižja  $T$  smer tvorbe produkta (večji  $K$ )
  - višja  $T$  smer tvorbe reaktantov (manjši  $K$ )
- Le Chatalierovo načelo – če v ravnotežnem sistemu spremenimo koncentracijo produktov ali reaktantov,  $T$  ali tlak, se vzpostavi novo ravnotežno stanje.

## 6 Kemijska kinetika

- Hitrost reakcije je odvisna od narave reakcije, koncentracije reaktantov, katalizatorja, T... Za uspešen trk med molekulama morata imeti dovolj energije in trčenje v pravi smeri. Hitrosti se pri višji T povečajo ne glede na endoternost ali eksoternost (molekule so hitrejše-več trkov-večja kinetična E). Heterogene reakcije so hitrejše pri večji površini (fazna meja plin-tekočina...). Katalizator zniža aktivacijsko energijo in pospeši reakcijo (jo ne spreminja)



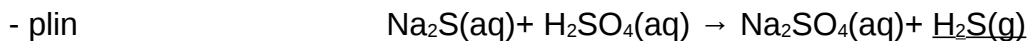
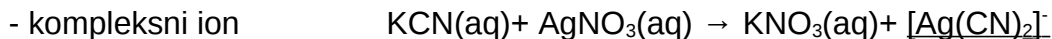
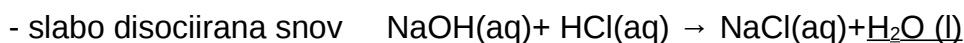
## 7 Raztopine

- $w_t = m_t / m_r$        $c = n_t / V_r$        $m_{\text{topl.}} = n_{\text{topl.}} / m_{\text{top.}}$        $\rho = m_t / V_r$       Solvatacija je proces obdajanja molekul (ionov) topljenca z molekulami topila (nastanek vez med topilom in topljencem).
- Iz čistega topila izparijo molekule ki imajo dovolj veliko kinetično. Del molekul topila tvori solvatni ovoj, zato je parni tlak raztopine manjši od čistega topila.

Raultov zakon  $P_i = x_i P_i^0$  in velja  $P = \sum x_i P_i^0$ . S povečanjem tlaka se poveča topnost plinov. Nad raztopino je nižji parni tlak-zniža se tališče in zviša vrelišče. Za neelektrolite velja za osmotski tlak  $\Pi = cRT$ , za elektrolite pa  $\Pi = icRT$ . Večje število delcev topljenca je v elektrolitski raztopini čeprav sta koncentraciji topljenca enaki.

## 8 Ravnotežja v vodnih raztopinah

- Reakcija poteče če nastane



Če slabo topnim solem dodamo, kateri od vsebovanih ionov, se oborina raztopi zaradi tvorbe novega ravnotežja

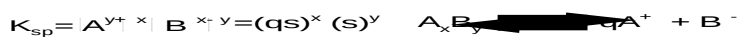
- Topne in slabo topne soli

Soli I. skupine,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{NH}_3$  in  $\text{CH}_3\text{COO}^-$   
 Sulfidi I. in II. skupine, hidroksidi I. in II. skupine do Ca  
 $\text{Cl}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{Br}^-$  so topni, razen Ag, Pb, Cu(I), Hg  
 Sulfati topni, razen Pb, Ca, Sr, Ba, Ra  
 Netopni  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  vsi razen I. skupina

- Disociacijska (ravnotežna) konstanta



- Topnostni produkt



Ko je topnostni produkt presežen se izloči oborina. Če dodamo A ion, se koncentracija B ionov zmanjša, izloči se nekaj AB oborine.

MX s= $\sqrt{K_{\text{sp}}}$	$\text{M}_2\text{X}$ $\text{MX}_2$ s= $\sqrt[3]{K_{\text{sp}}/4}$	$\text{M}_2\text{X}_3$ s= $\sqrt[5]{K_{\text{sp}}/108}$
------------------------------------	--	--

Določeno poimenovanje se lahko razbere iz podajanja

topnostnega produkta.

- Teorija kislin in baz

- Arrhenius (baza v vodi razpade na hidroksidne ione, kislina na vodikov ion-ne razloži bažičnost amoniaka in organskih aminov)

- Jandrov definicija (definicija ni omejena na topilo, npr. amoniak kot topilo)

- Bronsted-Lowryeva (močna kislina tvori šibko bazo, možna baza pa šibko kislino-konjugirani pari)

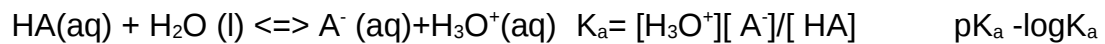
Neutalizacija kisline z bazo je protolitska reakcija med oksonijevimi in hidroksidnimi ioni (voda kot baza in kislina). Ioni soli so lahko kisline ali baze in lahko v vodni raztopini pokažejo ta značaj (protoliza z vodo). Stopnja protolize alkalijskih in

	kislina	konj. baza
↑ moè kislina naras. ↓ moè baz pada	$\text{HClO}_4$ $\text{HI}$ $\text{HBr}$ $\text{HCl}$ $\text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{HNO}_3$ $\text{H}_3\text{O}^+$ $\text{HSO}_4^-$ $\text{HNO}_2$ $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ $\text{H}_2\text{CO}_3$  $\text{NH}_4^+$ $\text{HCO}_3^-$  $\text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3\text{OH}$ $\text{NH}_3$	$\text{ClO}_4^-$ $\text{I}^-$ $\text{Br}^-$ $\text{Cl}^-$ $\text{HSO}_4^-$ $\text{NO}_3^-$ $\text{H}_2\text{C}$ $\text{SO}_4^{2-}$ $\text{NO}_2^-$ $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ $\text{HCO}_3^-$  $\text{NH}_3$ $\text{CO}_3^{2-}$  $\text{OH}^-$ $\text{CH}_3\text{O}^-$ $\text{NH}_2^-$

zemljolkalijskih kationov je zelo majhna. Voda ima avtoprotolizo (konstantno ravnotežje z ioni) ionski produkt vode je  $10^{-14}$ . V alkalnem se  $c(\text{OH}^-)$  poveča, v kislem pa od  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ .

- Konstante kislin in baz in pH

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ in } \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad \text{pH} + \text{pOH} = \text{pK}_w \quad -\log \text{pK}_w = 14$$



Manjši  $\text{pK}_a$  in večji  $K_a$  je, močnejša je kislina. Zelo močne so tiste katerih je protolitsko ravnotežje pomaknjeno v desno.  $\text{pK}_b + \text{pK}_a = \text{pK}_w$

$K_b = \frac{[\text{KB}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$  Močnejša je baza, šibkejša je njena konjugirana kislina.

Večprotonske kisline imajo več stopenj protolize ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  ima dve zaradi dveh H), kar ne pomeni da je kislina močnejša.

$\text{CH}_3\text{COONa}$  je raztopina je bazična,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  pa kislina (protoliza produktov)

Protoliza soli šibke baze in šibke kisline ( $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ ), v prisotnosti amonijevih ionov protolizira več acetatnih (in obratno)-ravnotežje obeh protolitskih reakcij se obrne v desno (med seboj reagirajo vodni ioni).

- Pufri so iz šibke kisline/njene soli in močne baze ali šibke baze/njene soli in močne kisline (puferska raztopina šibka kislina ali baza z konjugiranim parom). Razmerje med soljo in kislino približno 1.
- Titacije kislina-baza, kjer je množina oksonijevih enaka množini hidroksidnih pravimo ekvivalentna točka. Če titiramo šibko kislino z močno bazo je pH v ekvivalentni točki nad 7, ker acetatni ion reagira z vodo-nastane hidroksi  $\text{pH} \approx 8,73$  (šibka baza z močno kislino pa pod 7).

## 9 Redoks

- 

atom odda e <sup>-</sup>	OKSIDACIJA	reducent	I <sup>-</sup> > Br <sup>-</sup> > Cl <sup>-</sup> > F <sup>-</sup>
atom sprejme e <sup>-</sup>	REDUKCIJA	oksidant	F <sub>2</sub> > Cl <sub>2</sub> > Br <sub>2</sub> > I <sub>2</sub>

- Redoks vrsta (kovina pred se raztoplja v drugi) (+ < 0 < -)  
 Li < K < Ca < Na < Mg < Al < Zn < Fe < Ni < H<sup>+</sup> < Pb < Cu < Hg < Ag < NO<sub>3</sub><sup>-</sup> < SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> < Au < Pt

- Galvanski člen  
 reducent (pred v redoks vrsti-odda, npr. Zn), oksidant (npr. Cu)  
 elektrodni potencial E ali U=(pozitivneši)V- (negativnejši)V  
 $\Delta G = -z F U$  (z-št.oddanih, F-96487 As)

V razredčenih kislinah se raztopljajo kovine z negativni potencialom, s pozitivnim kot npr. Cu pa v koncentrirani dušikovi (V.) ali žveplovih (VI.) kislini.

Pri elektrolizi se na katodi dogaja redukcija, na anodi pa oksidacija.

## 10 Koordinacijske spojine

- Na centralni(kovinski) ion so vezani ligandi preko vsaj enega neveznega para.

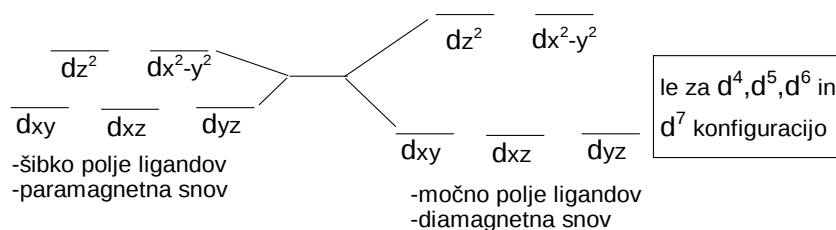
Koord. št.	Oblika centralnega iona	predstavniki
2	linearna	Ag
3	trikotnoplanarna (redko)	Hg,S
4	tetraedrična/ kvadratno planarna	Cu,Ag in Be,Zn,Cd,Fe (I. ali II.) Ni,Cu,Pt,Pd in Au (II. ali III.)
5	bipiramidalna	Fe,Mn
6	oktaedrična	Fe,Ni,Al,Co,Cr
7	bi-5-piramida -- 3-prizma + rep	U--Ta
8	kocka-antiprizma-dodekaeder	U-Ta-Mo
9	nesimetrično	Sr

Geometrijska (trans-cis), optična izomerija če so ligandi isti. Drugače strukturna.

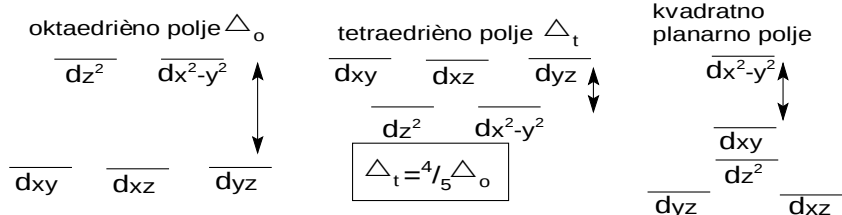
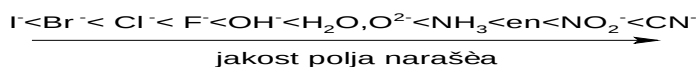
- Poimenovanje  
anion-latinsko z -at Fe-ferat, Ni-nikolat, Pt-platina, Au-aurat, Ag-argentat...  
kation-slov. z -ov srebrov(I)....  
ligandi  
- anion: H<sup>-</sup> hidrido, OH<sup>-</sup>hidrokso, O<sub>2</sub><sup>2-</sup>-perokso...  
- nevtralne: H<sub>2</sub>O-akva, NH<sub>3</sub>-amin, NO-nitrozil, CO-karbonil  
- večvezni: en-etilamin, ox-oksalato, EDTA-etilendiamintetraacetato

Števila ligandov po grško, če ligand že vsebuje grško pa množilno (dis-, tris-, tetrakis-) Najprej abecedno anionske>nevtralne ligande, potem centralni ion.

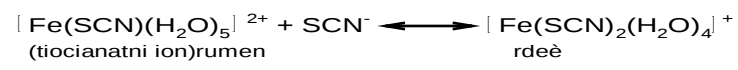
- Teorija ligandnega polja-cepitev d-orbital



Večje je oksidacijsko število centralnega atoma-večja je cepitev.



- Zamenjava ligandov- najprej odcep liganda in nova vezava, tudi obratno





## 11 VII. (F,Cl,Br,I,At) in VI. skupina (O,S,Se,Te,Po)

- F najbolj elektronegativen, zelo reaktiven, ne tvori oksokislin in soli, z vodo eksploziven.

- Hidridi halogenidov HF in HCl sta eksplozivna, HBr in HI pa potrebujeta katalizator.  
 $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{HF}$ , ostali pa iz Na-soli +  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Najmočnejša je HI kislina.

- Žveplo ima modifikacije ( $\text{S}-\text{S}-\text{S}$ ) iz  $\text{H}_2\text{S}$  v  $\text{H}_2\text{S}_2$  preide počasi, obratno pa zelo hitro.

- Razen vode imajo vsi hidridi negativno vrelišče in tališče. Termična obstojnost hidridov pada od O do Te.  $\text{H}_2\text{S}$  je reductent, gori na zraku, kot vodna raztopina je šibka kislina.  $\text{SO}_3$  pri sobni temperaturi je trdna bela snov,  $\text{S}_8$  in  $\text{S}_2$  tvorita verige a  $\text{S}_8$  ciklične modifikacije.

$\text{I}_2\text{O}_5$	HIO	$\text{Br}_2\text{O}$	HBrO	$\text{Cl}_2\text{O}$	HClO	linearna
$\text{I}_4\text{O}_9$	HIO <sub>3</sub>	$\text{BrO}_3$	<b>HBrO<sub>2</sub></b>	$\text{ClO}_2$	HClO <sub>2</sub>	kotna
$\text{I}_2\text{O}_7$	HIO <sub>4</sub>	$\text{BrO}_2$	HBrO <sub>3</sub>	$\text{Cl}_2\text{O}_6$	HClO <sub>3</sub>	piramidalna
	$\text{H}_5\text{IO}_4$		HBrO <sub>4</sub>	$\text{Cl}_2\text{O}_7$	HClO <sub>4</sub>	tetraedrična
<b><math>\text{H}_4\text{I}_2\text{O}_9</math></b>	neobstojna kislina	$\text{OF}_2$	ni kislin	$\text{O}_2\text{F}_2$		Večje oks. št. kisline večja jakost in stabilnost, a manjše oksidacijske lastnosti.

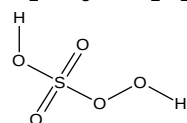
$\text{H}_2\text{SO}_4$  reakcije s kovinami (redoks vrsta)

-aq do H v vrsti raztopi v sol +  $\text{H}_2$

-conc. za H v vrsti raztopi v oksid +  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Peroksi žveplove (VI) kisline

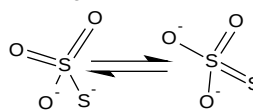
$\text{H}_2\text{SO}_5$  in  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$



$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$  dvakrat isto z odvepom dveh H

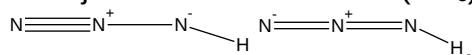
Tiosulfati ( $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ )

$2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{NaI} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$



## 12 V. skupina (N, P, As, Sb, Bi)

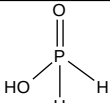
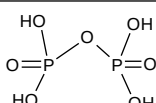
- N ima 3- naboj, 3+ pa Sb in Bi. Razen N in P hidridov so ostali neobstojni.
- Nitride ( $N^{3-}$ ) dobimo iz elementov ali alkalijskih amidov, z vodo dajo amoniak in kovinski hidroksid..Hidrazin ( $N_2H_4$ ) je močnejši reducent kot amoniak, a šibkejša baza. Vodikov azid ( $HN_3$ ) ima tautomerijo



### HNO<sub>3</sub> reakcije s kovinami




- Iz belega fosforja nastane rdeči (deltoidi) in črni (plasti obročev). Iz rdečega pa vijolični (povezane verige). Isto kot amoniak se obnaša fosfid  $P^{3-}$  dobimo z vodo fosfin ( $PH_3$ ) in hidroksid (obstaja difosfin ( $P_2H_4$ )).



Fosforjeva oksida $P_4 \Rightarrow P_4O_6 \Rightarrow P_4O_{10}$	 P oksokislin je tetraedrično koordiniran	2x $H_3PO_4$ se veže v difosforjevo (V) kislino $H_4P_2O_7$ preko kisika 
---	--	--

## 13 IV. skupina (C, Si, Ge, Sn, Pb)

- ogljik

 Fosgen. Èe ima namesto Cl amid NH <sub>2</sub> pa seènina.	Tetraedrièen C je <i>diamant</i> , ciklično v plasteh <i>grafit</i> , ciklično v kroglo pa <i>fulereni</i> .	Raztapljanje apnenca: $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
	$\text{C}^{4-}$ karbidni ion, $\text{C}_2^{2-}$ acetilidni ion	

- silicij

$\text{H}_4\text{SiO}_4$ kislina je neobstojna, zato je polikislina ( $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ) <sub>n</sub>	<b>NASTANEK SILIKONA</b> $(\text{CH}_3)_2\text{SiCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{CH}_3)_2\text{Si}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}$	 $\text{SiO}_4^{4-}$ - ortosilikati	ciklični silikati
	$\text{SiO}_2$ je kremen, tridimit, kristobalit. Reakcija z HF (druge ne) in z (taljen) XOH	 disilikati $\text{Si}_2\text{O}_7^{5-}$	$\text{Si}_3\text{O}_9^{6-}$

## 14 I-III. skupina

- III. skupina (B, Al, Ga, In, Tl) vsi razen bora so kovine, B polprevodnik (podoben Si).

$\text{H}_3\text{BO}_3$ je borova kislina, trdna v plasteh (H-vezi). Je šibka enobazna kislina. Pred titracijo raztopimo v ester.	Med borati in polborati najpomembnejši boraks $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ .	Perborati so podobni kristalohidratom, a vezana $\text{H}_2\text{O}_2$ . Gre za -O-O- vez.
---	---	--

- II. skupina (Be, Mg, Ca, Sr, Ba) so zemljoalkalijske kovine in moèni reducenti. Z oksidacijo nastane oksid kovine iz katerega ob dodatku vode pa hidroksida (termièno razpade na oksid in plin ali vodo). Berilij ima podobne lastnosti kot aluminij (amfoternost-dve različna produkta istega tipa reakcije)
- I. skupina (Li, Na, K, Rb, Cs) z vodo dajo hidroksid in vodik, s kisikom pa okside. Diagonalna podobnost Li in Mg.
- žlahtni plini (He, Ne, Ar, Xe, Kr) topnost žlahtnih plinov po skupini narašèa.

## 15 Prehodni elementi

- Prva vrsta-Ti, V, Cr in Mn oksoanioni tetraedrièni in oksidi (do 4+) so oktaedrièni. Kislost oksida se veèa z oksidacijskim številom pri posameznem elementu. Pri halidih se veèa kovalentni znaèaj in nagnjenje k hidrolizi. Elementi tvorijo 2+ in 3+ komplekse.
- V drugi in tretji vrsti so višja oksidacijska stanja so mnogo stabilna, oksoanioni Mo, W, Tc in Re so zelo stabilni in težko se reducirajo. Z oksidacijskim številom 2+ in 3+ so težko pripravljive in neobstoje.