

TMT4130  
Våren 2023

---

# UORGANISK KJEMI

---

Nora J. H. Andersen

## INNHALDSFORTEGNELSE

<b>Kapittel 1 ATOMETS OPPBYGNING.....</b>	<b>3</b>
<b>Kapittel 2 MOLEKYL- &amp; BINDINGSSTRUKTUR .....</b>	<b>12</b>
<b>Kapittel 4 STRUKTUR TIL FASTE STOFFER .....</b>	<b>21</b>
<b>Kapittel 5 SYRER &amp; BASER.....</b>	<b>31</b>
<b>Kapittel 7 &amp; 20 D-METALLKOMPLEKSER .....</b>	<b>33</b>
<b>Kapittel 9 PERIODISKE TRENDER .....</b>	<b>42</b>
<b>Kapittel 10 HYDROGEN .....</b>	<b>44</b>
<b>Kapittel 13 BORGRUPPA.....</b>	<b>46</b>
<b>Kapittel 14 KARBONGRUPPA.....</b>	<b>48</b>
<b>Kapittel 11, 12, 19 &amp; 23 METALLENE .....</b>	<b>50</b>
<b>Kapittel 15 NITROGENGRUPPA .....</b>	<b>53</b>
<b>Kapittel 16 OKSYGENGRUPPA .....</b>	<b>55</b>
<b>Kapittel 17 HALOGENENE .....</b>	<b>55</b>
<b>Kapittel 18 EDELGASSENE .....</b>	<b>57</b>
<b>Kapittel 25 GRØNN KJEMI.....</b>	<b>58</b>
<b>A TIL Å .....</b>	<b>59</b>

# Kapittel 1 ATOMETS OPPBYGNING

## Periodesystemet

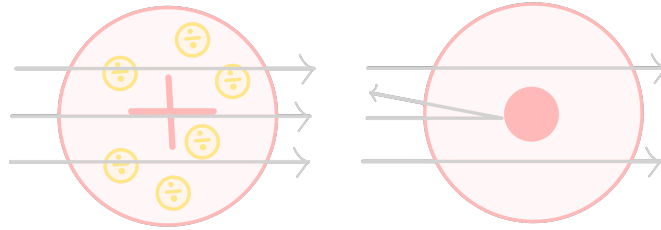
Det periodiske system er bygd opp av 18 loddrette grupper og 7 vannrette perioder. Hovedgruppene, I, II, III, IV, V, VI, VII og VIII, er henholdsvis alkalimetaller, jordalkalimetaller, gruppe 13, gruppe 14, gruppe 15, chalcogener, halogener og edelgasser. S-blokken omfatter gruppe en og to og er metaller. P-blokken er helt til høyre og inkluderer gruppene fra 13 til 18 og elementene er ikke-metaller. D-blokken er i midten og inkluderer gruppe 3 til 12 og er overgangsmetaller. F-blokken omfatter lantanoidene og aktinoidene.

I		II											III	IV	V	VI	VII	VIII																																			
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																																				
Alkalimetaller	Jordalkalimetaller														Chalcogener	Halogener	Edelgasser																																				
s-blokk		d-blokk										p-blokk																																									
<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td colspan="9">Lantanoider</td> <td colspan="9">Actinoider</td> </tr> <tr> <td colspan="18">f-blokk</td> </tr> </table>																		Lantanoider									Actinoider									f-blokk																	
Lantanoider									Actinoider																																												
f-blokk																																																					

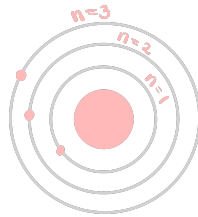
## Atomets oppbygging

Kjemi er læren og grunnstoffene og deres forbindelser med hverandre. All kjemi skyldes krefter mellom atomer og disse kreftene styres av elektroner rundt kjernen. Byggesteinene for et atom er positive protoner, nøytrale nøytroner og negative elektroner. Disse byggesteinene kan settes sammen til ulike atommodeller. Rutherford's modell (1911) består av en kjerne og dens elektroner, men mest tomrom.

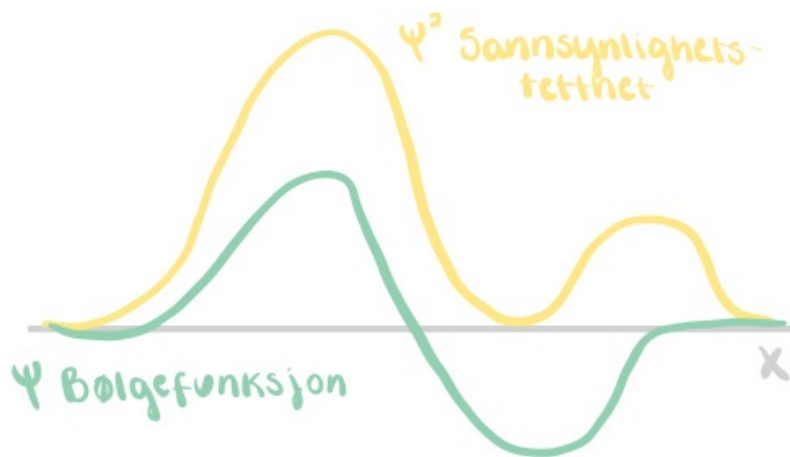
## Uorganisk Kjemi



Bohrs atommodell (1913) forklarte observasjon av emittert lys fra eksiterte H-atomer og kun diskrete energier er tillat for H. Modellen har en kjerne i midten og ulike elektronbaner utover.



Den kvantemekaniske modellen beskriver elektroner som en bølge ved hjelp av bølgefunksjonen  $\Psi$ .



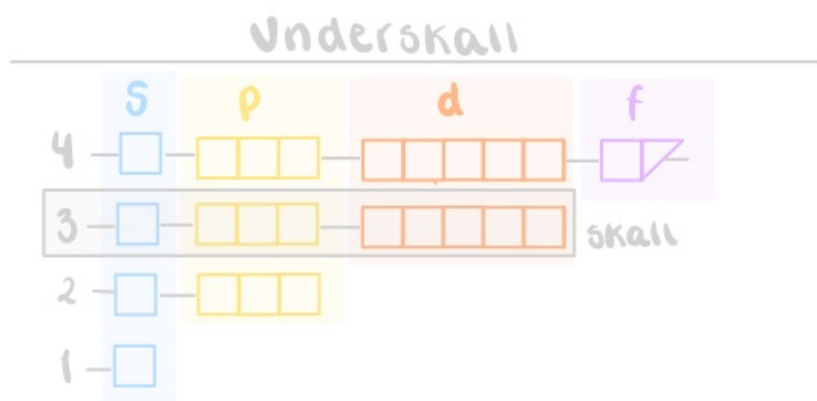
### Den kvantemekaniske modellen

Den kvantemekaniske modellen som omfatter bølgefunksjonen til elektronet omhandler elektronets sannsynlighet for å befinne seg et visst sted. Elektroner med bestemte energier har større sannsynlighet for å befinne seg i bestemte områder. Ved å summere alle sannsynlige områder vil man da få elektronets posisjon. Schrödinger-ligningen har flere løsninger,



## Uorganisk Kjemi

bølgefunksjoner, som hver er karakterisert av et unikt sett kvantetall. Hver løsning har en gitt kvantisert energi,  $E$ , og kalles en orbital. Hovedkvantetallet,  $n$ , angir kvantisert energi og er positive heltall fra en og oppover. Orbitalvinkelmomentkvantetall eller banespinnkvantetallet,  $l$ , angir kvantisert banespinn altså orbitales fasong og har verdier fra 0 til  $n-1$ . Magnetisk kvantetall,  $m_l$ , angir den kvantiserte orienteringen av vinkelmomentet, det vil si retningen i rommet og har heltallsverdier fra  $-l$  til  $l$ . Til slutt, magnetisk spinnkvantetall,  $m_s$ , angir spinn opp eller ned for elektroner og har henholdsvis  $+\frac{1}{2}$  eller  $-\frac{1}{2}$  i verdi. Hvert orbital har tre unike kvantetall,  $n$ ,  $l$  og  $m_l$ . To elektroner i samme orbital har ulike  $m_s$ .



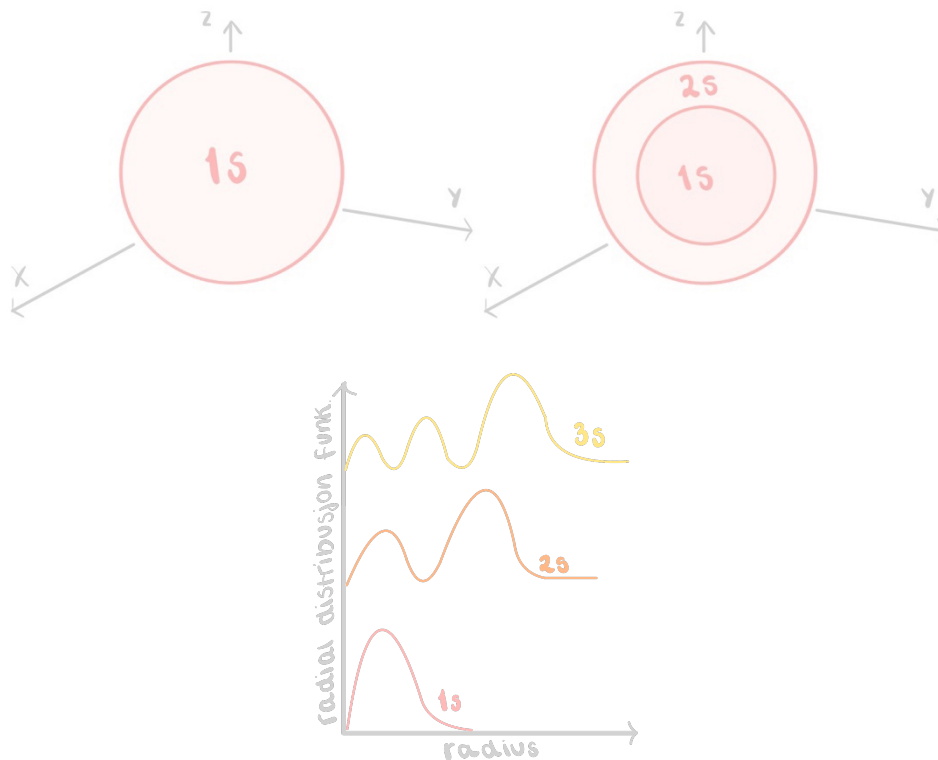
For hydrogenatomet har orbitalene med samme energi hovedkvantetall,  $n$ , samme energi. Lik energi tilsvarer degenererte orbitaler. Et sett av orbitaler definerer skall, mens kvantetallet  $l$  definerer underskall i hvert skall.

## Uorganisk Kjemi

n	l	orbital	$m_l$	# orbitaler
1	0	1s	0	1
2	0	2s	0	1
	1	2p	-1, 0, +1	3
3	0	3s	0	1
	1	3p	-1, 0, +1	3
	2	3d	-2, -1, 0, +1, +2	5
4	0	4s	0	1
	1	4p	-1, 0, +1	3
	2	4d	-2, -1, 0, +1, +2	5
	3	4f	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

### S-orbital

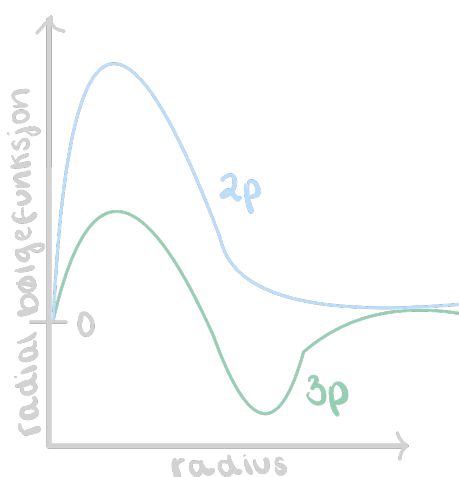
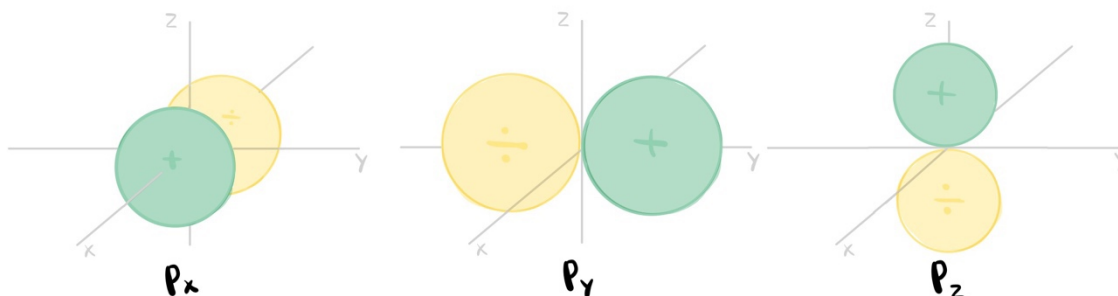
S-orbitalen,  $l=0$ , har  $n-1$  antall noder. Noder er der bølgefunksjonen tilsvarende 0, altså den avstanden fra kjernen der det er ingen sannsynlighet for at et elektron befinner seg. For  $m_l = 0$  er det 90% sannsynlighet for at elektronet befinner seg inne i kula.



### P-orbital

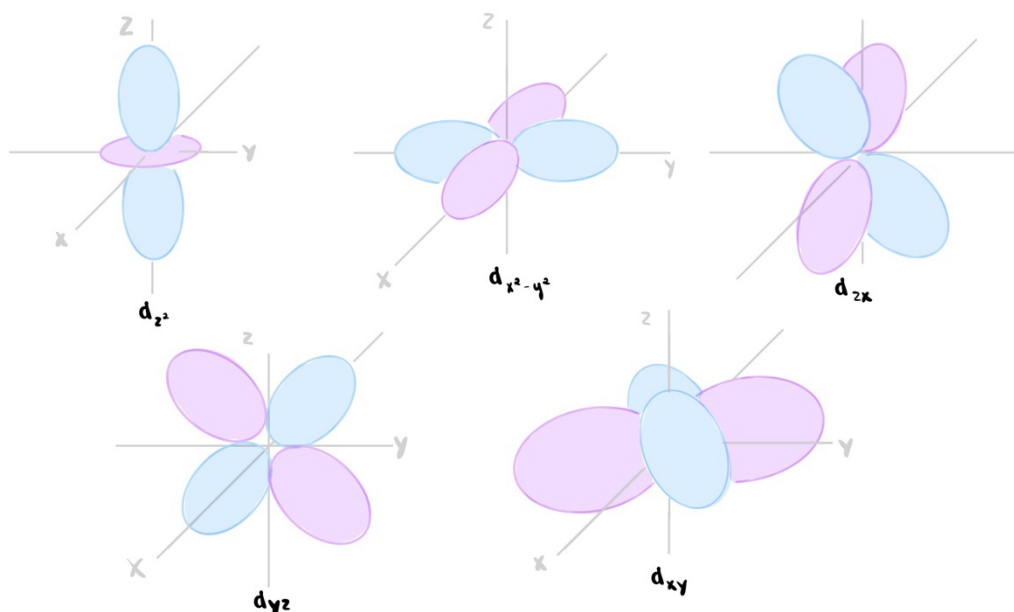
## Uorganisk Kjemi

P-orbitalene,  $l=1$  og  $m_l = -1, 0$  eller  $+1$ , er det generelt  $n-l-1$  antall noder. Det er tre ulike p-orbitaler. De har lik form, som to kuler ved siden av hverandre, der den ene er  $+$  og den andre  $-$ , men de tre orbitalene har ulik retning i rommet.  $P_x$  orbitalen ligger langs x-aksen,  $p_y$  langs y-aksen og  $p_z$  langs z-aksen. Nodalplanet for p-orbitaler ligger «mellom de to kulene».



## D-orbital

Det er fem ulike d-orbitaler,  $d_{z^2}$ ,  $d_{x^2-y^2}$ ,  $d_{zx}$ ,  $d_{yz}$  og  $d_{xy}$ . D-orbitalene har  $l = 2$  og  $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ .  $d_{z^2}$  ligger langs z-aksen i begge retninger med et belte rundt midten, nodalplanet er lokalisert utover fra hver z-akse.  $d_{x^2-y^2}$  ligger langs x- og y-aksene i begge retninger og har nodalplan mellom aksene.  $d_{zx}$  er lokalisert mellom z- og x-aksen med nodalplan mellom.  $d_{yz}$  har orbitaler mellom y- og z-aksen med nodalplan mellom og  $d_{xy}$  har orbitaler mellom x- og y-aksen og nodalplan langs x- og y-aksen.



## F-orbital

Det er tilsvarende syv ulike f-orbitaler, med  $m_l$  henholdsvis -3, -2, -1, 0, +1, +2 og +3.

## Elektronkonfigurasjon

Elektronkonfigurasjonen for elementenes grunnstilstand finnes ved å følge aufbau-prinsippet, paulis utelukkelsesprinsipp, hunds regel, samt skjerming og effektiv kjerneladning.

## Aufbau-prinsippet

Aufbau-prinsippet eller oppbyggings-prinsippet går ut på at elektroner fyller laveste energinivået først før høyere nivåer fylles opp. Prinsippet gjelder for til og med ca.  $Z = 20$ . 1s fylles først dermed er rekkefølgen som følger; 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 5f, 6d....

1s				
2s	2p			
3s	3p	3d		
4s	4p	4d	4f	
5s	5p	5d	5f	...
6s	6p	6d	...	...

## Paulis utelukkelsesprinsipp

Paulis utelukkelsesprinsipp omhandler at to elektroner i samme atom kan ikke ha samme kvantetilstand. Orbitalene har ulike kvantetall,  $n$ ,  $l$  og  $m_l$ . De to elektronene som befinner seg i samme orbital må da ha ulikt kvantetall  $m_s$ . Det ene må ha  $+1/2$  og det andre  $-1/2$ .

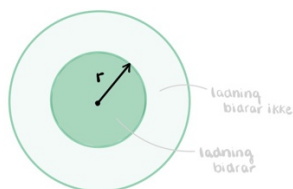
## Hunds regel

Hunds regler er at elektronkonfigurasjonen med lavest energi for et atom er den som gir maksimalt antall uparede elektroner i et gitt sett av degenererte orbitaler. Det vil si at elektroner fylles uparet først før de eventuelt pares om det er gjenværende elektroner.



## Effektiv kjerneladning og skjerming

Effektiv kjerneladninger er differansen et elektron «ser» mellom den reelle kjerneladningen og effekten av skjerming fra andre elektroner.



Kjerneelektroner reduserer  $Z$  til  $Z_{\text{eff}}$  som tilsvarer effektiv kjerneladning og denne effekten kalles skjerming.

$$Z_{\text{eff}} = Z - \sigma$$

Diagram illustrating the equation  $Z_{\text{eff}} = Z - \sigma$ . The term  $Z_{\text{eff}}$  is labeled "Effektiv kjerneladning" (Effective nuclear charge) and  $Z$  is labeled "Kjerneladning" (Nuclear charge).

Skjermingen avhenger av størrelsen ( $n$ ) og formen ( $l$ ) til orbitalene. 2p-elektroner vil «se» en lavere kjerneladningen, altså skjermes, fordi 2s-elektroner skjermes for kjerneladningen. Grad av skjerming går som følger,  $s > p > d > f$ , det vil si s skjermes best og f dårligst. Hvor godt elektronene skjermes er motsatt  $s < p < d < f$ , f-elektroner skjermes best og s-elektroner skjermes dårligst. Man følger Slaters regler for å beregne skjerming. Fremgangsmåten er som

følger; skriv elektronkonfigurasjon, sorter etter n-verdi, grupper s- og p-orbitaler sammen og bruk slaters regler. Slaters regler sier at dersom elektronet er i s- eller p-orbital bidrar hvert elektron i ns eller np gruppe med 0.35. Hvert elektron i n-1 skall bidrar med 0.85 og alle elektroner i lavere skall bidrar med 1.0. Dersom elektronet er i d- eller f-orbital bidrar hvert av de andre elektronene i nd eller nf orbital med 0.35 og alle elektroner i lavere skall bidrar med 1.0. Effektiv kjerneladning øker mot høyre langs periode og avtar fra s til p orbitaler.

### Slaters regler:

Dersom ytterste elektron er i en s- eller p-orbital:

- hvert av elektronene i en (ns np) gruppe bidrar med 0.35
- hvert elektron i n-1 skall bidrar med 0.85
- alle elektroner i lavere skall bidrar med 1.0

Dersom ytterste elektron er i en d- eller f-orbital:

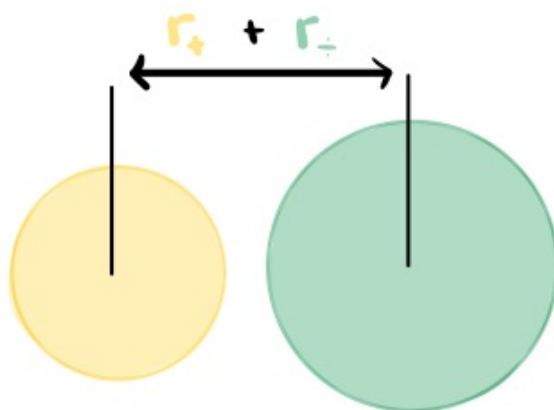
- hvert av de andre elektronene i (nd/nf) orbitalen bidrar med 0.35
- alle elektroner i lavere skall bidrar med 1.0

### Atomradius

Atomradius øker ned hver gruppe i periodesystemet, i s- og p-blokk avtar radiusen mot høyre og lantanoidekontraksjon fører til unntak i andre og tredje rekke av overgangsmetallene som gjør at de har tilnærmet lik radius. Metallisk atomradius tilsvarer  $2r_m$  og kovalent atomradius er  $2r_{cov}$ .

### Ioneradius

Ioneradius tilsvarer  $r_+ + r_-$ , altså radius til kationet pluss radius til anionet. Anionradius øker med økende ladning, mens kationradius avtar med økende ladning. Alle anioner er større enn de nøytrale atomene, mens kationene er mindre. Kationer er også ofte mindre enn anioner. Koordinasjonstall kan også påvirke ioneradius.



### Ioniseringsenergi

Ioniseringsenergi,  $I$ , er den energien som behøves for å fjerne ett elektron fra et atom i gassfase. Første ioniseringsenergi.  $A(g) \rightarrow A^+(g) + e^-(g)$ , altså energien det tar for å fjerne ett fritt elektron fra en monoatomisk gass. Andre ioniseringsenergi er  $A^+(g) \rightarrow A^{2+}(g) + e^-(g)$ , altså energien det tar for å fjerne enda et elektron.

### Elektronaffinitet

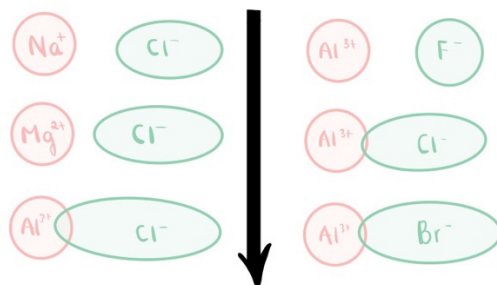
Elektronaffinitet er forskjellen i energi mellom et atom i gassfase og ionet i gassfase ved  $T = 0K$ . Affiniteten øker fra venstre mot høyre i periodesystemet og avtar som regel ned hver gruppe. Elektronaffiniteten kan ha både positiv og negativ verdi, der positiv tilsvarer at  $A^-$  er mer stabilt enn  $A$ .

### Elektronegativitet

Elektronegativitet er et atoms evne til å tiltrekke seg elektroner når det er en del av en forbindelse. Det finnes ulike definisjoner for elektronegativitet, for eksempel Paulings, Mullikens og Allred-Rochow, det er viktig å bruke verdier definert på samme måte for ulike elementer.

### Polariserbarhet

Polariserbarhet er et atoms evne til å bli forskjøvet i et elektrisk felt. Store tunge atomer og anioner er lett polariserbare, mens små kationer med høy ladning er lite polariserbare, men har derimot stor polariserende effekt. Kationer uten edelgasskonfigurasjon er lett polariserbare.



## Kapittel 2 MOLEKYL- & BINDINGSSTRUKTUR

### Kjemisk binding

Kjemisk binding skyldes krefter som binder atomer sammen til molekyler, ioner, væsker eller faste stoff. Sterke bindinger inkluderer kovalente- og ioniske bindinger, mens svake bindinger er hydrogenbinding, dipol-dipol og van der Waals krefter (London dispersjonskrefter).

### Sterke bindinger

Sterke bindinger er som nevnt ionebinding og kovalent binding. En ionebinding er en elektrostatiske tiltrekning mellom ladete partikler. Bindingen er sterk, langtrekkende og urettet. En ionebinding oppstår når det er stor forskjell i elektronegativiteten til de to atomene i forbindelsen. I en ionisk binding er det fullstendig ladningsoverføring. En kovalent binding er at et felles elektronpar deles mellom to atomer. Bindingen er sterk, relativ korttrekkende og er rettet. En kovalent binding oppstår når det er mindre forskjell i elektronegativitet mellom atomene og kan resultere i enkelt-, dobbelt- eller trippelbinding, som tilsvarer overlapp mellom atomorbitaler. I en kovalent binding er det fullstendig deling av ett elektronpar, mens i en polarkovalent er det delvis ladningsoverføring det vil si at det dannes en dipol.

### Lewis struktur

Lewis-strukturer benyttes for å forutsi strukturen av kovalente og polarkovalente molekyler. Dette gjøres ved å finne struktur it fra antall bindende og frie elektronpar knyttet til et atom. Oktettregelen er at hvert atom deler elektroner med sine naboer slik at det er totalt åtte elektroner rundt hvert atom, men det finnes unntak. En Lewis-struktur finnes ved å først finne det totale antallet valenselektroner til molekylet. Deretter tegnes molekyler opp slik atomene



er bundet sammen og til slutt konstrueres bindinger mellom atomene og elektroner fordeles slik at oktettregelen fylles for alle atomene. Avvik fra oktettregelen gjelder for Hydrogen, Be og Bor som kan ha færre enn åtte valenselektroner, samt elementer fra periode 3 og nedover som har innvirkning fra 3d-orbitaler, disse kan dermed ha flere enn åtte valenselektroner, altså hypervalens.

### Resonans

Resonansstrukturer er når det er flere mulige Lewisstrukturer for samme molekyl. Energien til resonans-strukturene er lavere enn for hver bidragsyter og gjør flere bindinger i molekylet like. Resonansstrukturen gir et mer realistisk bilde av molekylet og i virkeligheten er gjerne molekylet et hybrid av flere resonanser.

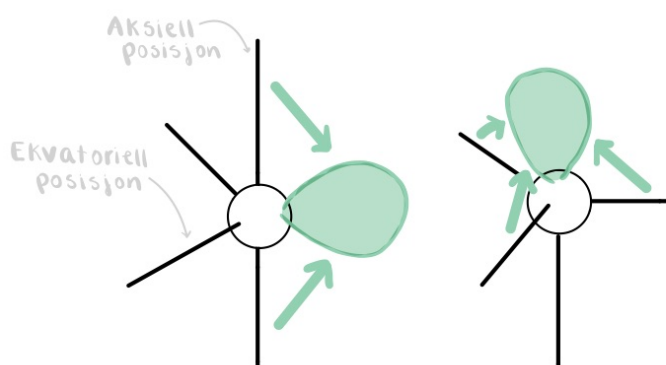
### Formell ladning

Formell ladning er antall valenselektroner atomet bidrar med minus antall elektroner rundt et atom. Resonansstrukturer med små formelle ladninger på atomene har lavest energi og negativ ladning på elektronegative elementer er gunstig.

### VSEPR

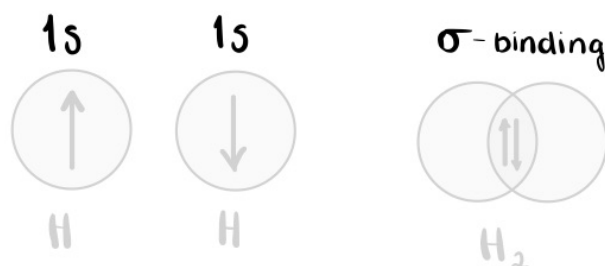
Valens skall elektron repulsjons modellen, eller VSEPR modellen, handler om at den mest stabile strukturen eller geometrien rundt et sentralatom i et molekyl er bestemt ved å minimalisere repulsjon, frastøtende krefter, mellom områder med høy elektrontetthet som omgir sentralatomet. Områder med høy elektrontetthet inkluderer bindende elektronpar, frie elektronpar og elektroner i multiple bindinger. Reglene for VSEPR er; bestem Lewisstruktur og dersom det er resonans, benytt gjennomsnittet. Finn antall elektronpar rundt sentralatomet, dobbelt- og trippelbindinger teller som ett par. Finn arrangement rundt sentralatomet slik at repulsjon minimaliseres. Frie elektronpar, samt dobbelt- og trippeltbindinger, krever større plass enn bindende elektronpar, plasser de frie elektronparene der de får størst plass. Frastøtning mellom frie og bindende elektronpar gir forskyvning og avvik fra ideell symmetri. Til slut, navngi geometri ut ifra posisjonene til atomene. 2 elektronpar gir lineær struktur, 3 gir trigonalt planar, 4 tilsvarer tetraeder, 5 er trigonal bipyramide og 6 tilsvarer oktaeder. I en trigonal bipyramide kan elektronparinteraksjon påvirke geometrien. Ved å plassere elektronpar i ekvatoriell posisjon dannes sterk interaksjon med to bindende elektronpar, og for

aksiell posisjon dannes sterk interaksjon med tre bindende elektronpar. Ekvatoriell posisjon er dermed vanligvis foretrukket.



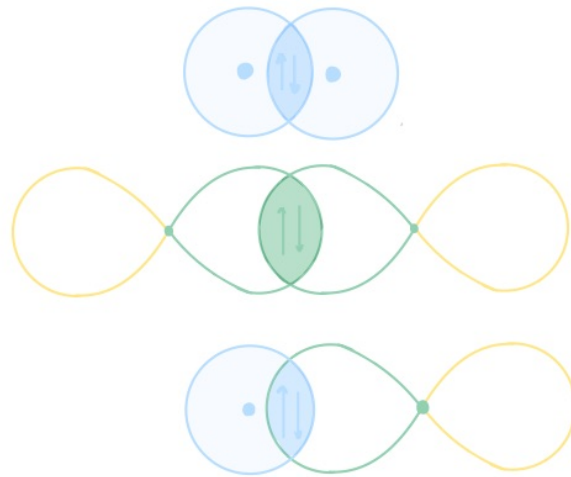
### Valensbindingsorden

Valensbindingsorden er første teori basert på kvantemekanikk. Bindinger dannes da ved overlapp mellom orbitaler, uparede elektroner danner bindende elektronpar. For eksempel vil to uparede elektroner i hver sine 1s-orbitaler danne overlapp som tilsvarer en sigma-binding.



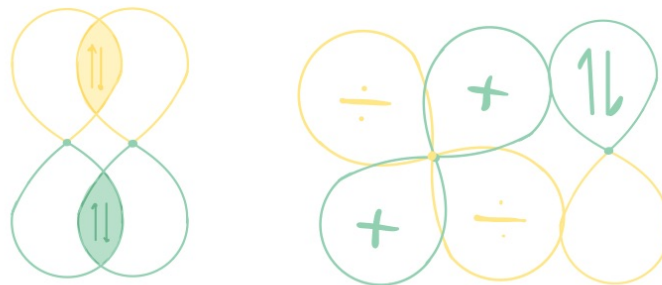
### Sigmabinding

En sigmabinding har en sylindrisk symmetri rundt bindingsaksen og de bindende elektronene ligger langs bindingsaksen. Bindingen kan dannes av s-, p- eller d-orbitaler.



## Pi-binding

En pi-binding har bindende elektroner parallelt med bindingsaksen og kan dannes av p- eller d-orbitaler. Fortegn endres ved rotasjon av bindingsaksen. Det dannes overlapp mellom orbital som har nodalplan gjennom bindingaksen.



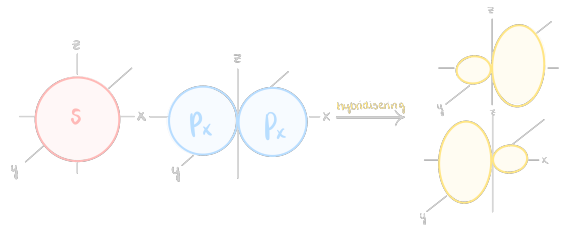
## Homonukleær vs. polyatomær

Homonukleære molekyler er molekyler bestående av samme element, mens polyatomære molekyler er satt sammen av ulike elementer.

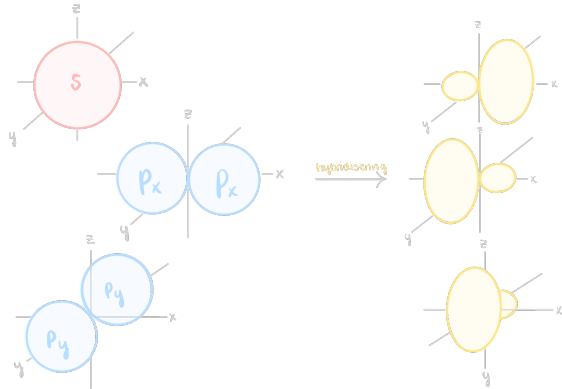
## Hybridisering

Hybridisering er konseptet der atomorbitaler blandes for å danne hybridorbitaler. Sp-hybridisering har linær geometri.

## Uorganisk Kjemi



Sp<sup>2</sup>-hybridisering gir trigonal plan geometri.



Sp<sup>3</sup>-hybridisering gir tetraedrisk geometri, sp<sup>3</sup>d gir trigonal bipyramidal, mens sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup> gir oktaedrisk geometri.

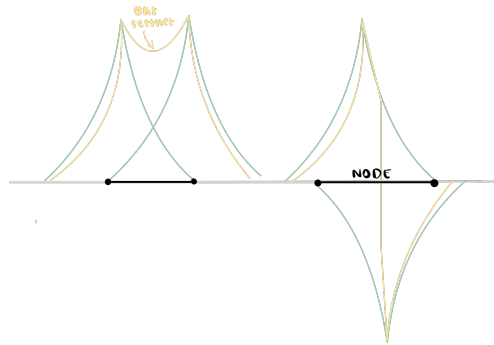
## Hybridiseringsgeometri

Antall elektronpar	Geometri	Hybridisering
2	Lineær	sp
3	Trigonalt plan	sp <sup>2</sup>
4	Tetraeder	sp <sup>3</sup>
( 4 )	Plankvadratisk	sp <sup>2</sup> d )
5	Trigonal bipyramide	sp <sup>3</sup> d
6	oktaeder	sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>

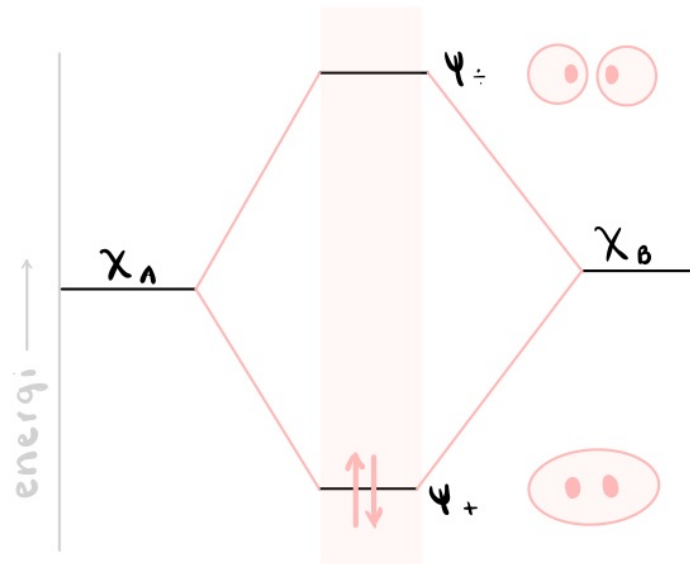
## Molekylorbitalteori

Molekylorbitalteorien er løsning for kvantemekanisk behandling av molekyler, tilsvarende atomorbitaler er løsningen for kvantemekanisk behandling av et atom. Molekylorbitaler er felles orbital for hele molekylet. Antall MO tilsvarer antall AO for atomene i molekylet. Hver MO kan inneholde to elektroner med motsatt spinn og kvadratet av MO-bølgefunksjonen gir sannsynlighetsfunksjonen for elektrontettheten til MO.

## Uorganisk Kjemi

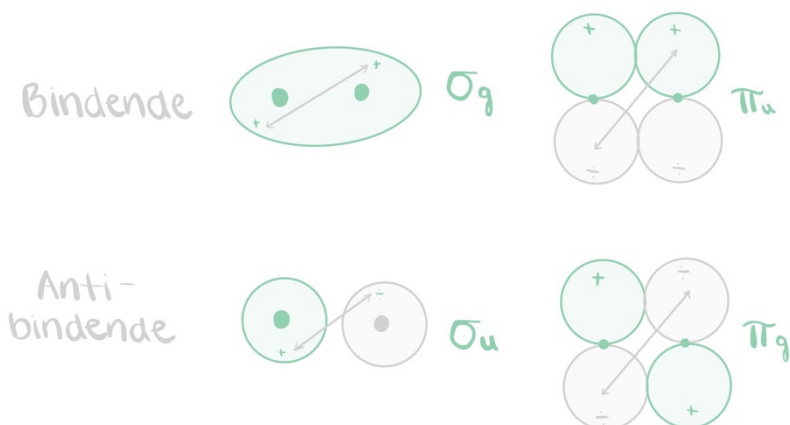


Det finnes ulike typer MO, bindende, antibindende og ikke-bindende. Bindende MO har lavere energi enn AO den er laget av og det er da stor elektrontetthet mellom kjernene. Antibindende MO har høyere energi enn opprinnelig AO og tilsvarer ingen elektrontetthet mellom atomkjernene. Ikke-bindende MO har lik energi som AO.



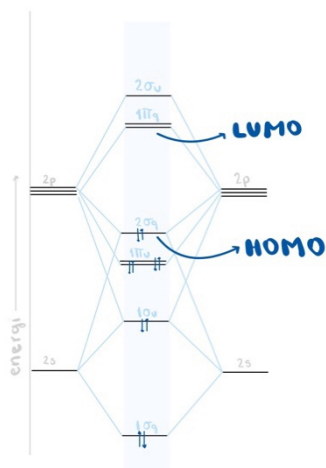
Sigma-orbital dannes dersom overlappet mellom orbitaler er symmetrisk om bindingsaksen. Sigma gerade, like, har samme fortegn på bølgefunksjon i begge ender, mens sigma ungerade, odde, har motsatt fortegn i hver ende. Samme gjelder for pi-orbitalet. Ungerade, altså motsatte fortegn, gir bindende MO, mens like fortegn gir anti-bindende.

## Uorganisk Kjemi



## LUMO og HOMO

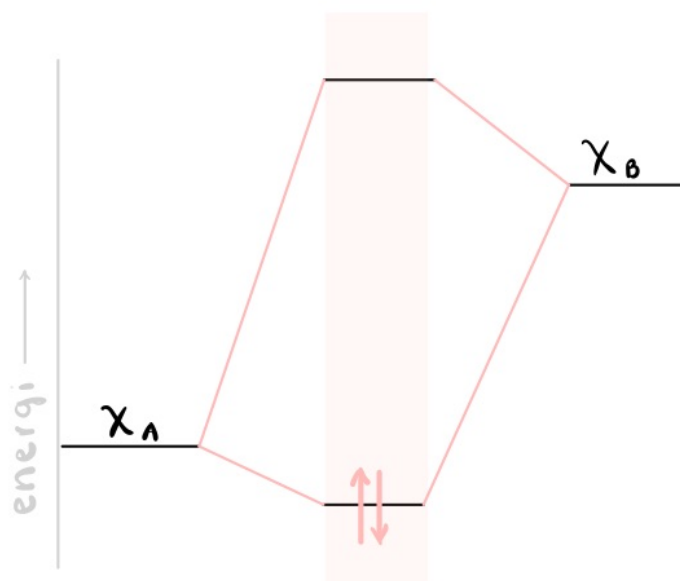
LUMO, lowest unoccupied MO. HOMO, highest occupied MO.



## Molekylorbitaler

For homonukleære, diatomiske molekyler i andre periode øker forskjellen mellom 2s og 2p mot høyre. Det vil si at  $\text{Li}_2$  har minst forskjell og  $\text{F}_2$  har størst. 2-sigmagerade har også økende p-karakter mot høyre.

For heteronukleære, diatomiske molekyler vil det mest elektronegative elementet bidra mer til bindende MO, mens det elektropositive bidrar til anti-bindende MO. Dersom element A er mer elektronegativ enn element B, vil for bindende MO ligne mest på A og antibindende mest på B for polarkovalent binding.



MO for polyatomære molekyl er relativ likt som for diatomiske molekyl, men basissetter består av flere AO fra ulike atomer. Lineærkombinasjoner av AO med samme symmetri danner SALC'er.  $n$ s orbitaler gir generelt MO med lavere energi enn  $np$  orbitaler. Økende antall noder gir økende antibindende karakterer og dermed høyere energi. Overlapp mellom orbitaler med samme fortegn gir bindende karakter, motsatt fortegn gir antibindende karakter og dersom overlapp er 0 er det ikke-bindende. Orbitalene for MO får da nye navn; a og b er ikke-degenererte MO, e er dobbelt degenerert og t er trippelt degenerert.

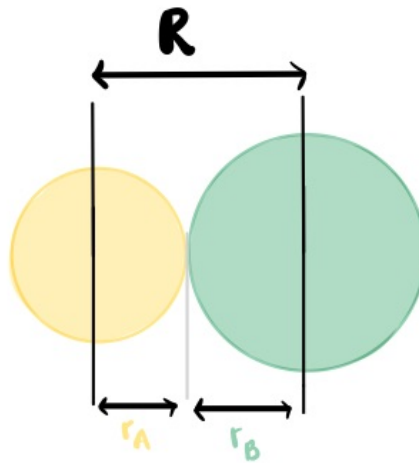
### Bindingsorden, bindingslengde og bindingsstyrke

Bindingsorden,  $b$ , angir antall bindinger mellom atomene.

$$\text{Bindingsorden} = \frac{1}{2} (n - n^*)$$

# e<sup>-</sup> i anti-bindende orbitaler ←  
# e<sup>-</sup> i bindende orbitaler ←

Bindingslengde kan angis som summen av kovalent radius.



Bindingsstyrke er styrken til en binding angitt ved dens dissosiasjonsentalpi. Gjennomsnittlig bindingsentalpi er gjennomsnittet av dissosiasjonsentalpier for en serie av A-X bindinger i forskjellige molekyler og den kan benyttes til å estimere reaksjonsentalpier.

## Kapittel 3 POLYATOMÆRE MOLEKYLER

### MO polyatomære molekyler

$N_s$  orbitaler gir generelt molekylorbital med lavere energi enn  $n_p$  orbitaler. Økende antall noder gir økende anti-bindende karakter og høyere energi. Det dannes bindende overlapp mellom orbitaler med samme fortegn. Motsatt fortegn gir anti-bindende karakter og null overlapp gir ikke-bindende.  $a$  og  $b$  er navnet på ikke-degenererte molekylorbitaler,  $e$  er dobbelt degenererte og  $t$  er trippelt degenererte. I molekylorbitalteorien er elektroner i molekylorbitalene delokalisert over hele molekyl, mens i VSEPR og valens bindingsteorien er elektronene lokaliserte.

### SALC'er

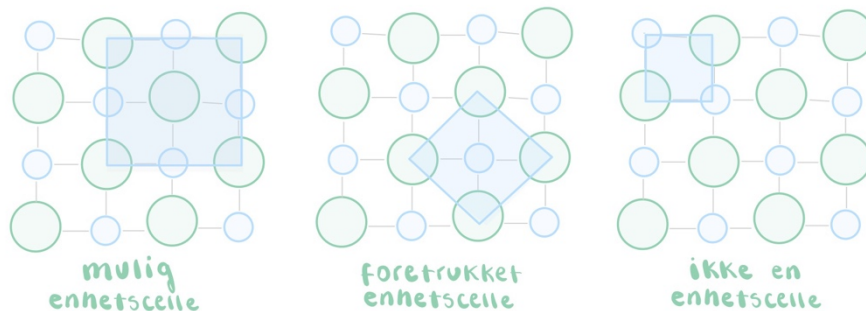
Symmetry Adapted Linear Combinations er lineære kombinasjoner av basissett. SALCene til et molekyl kan bidra til å bestemme binding og symmetri.



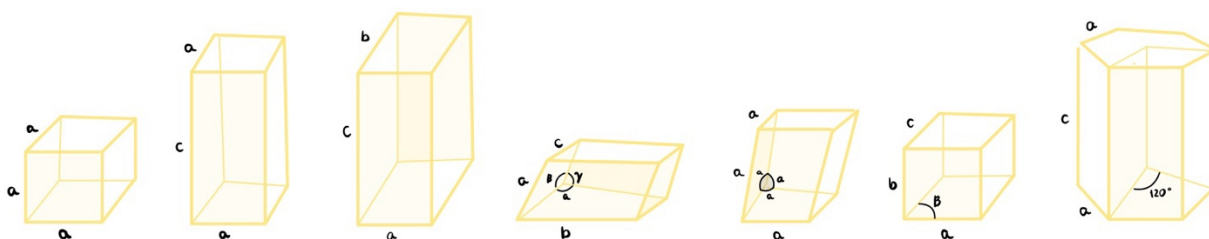
## Kapittel 4 STRUKTUR TIL FASTE STOFFER

### Krystaller, gitter og enhetscellen

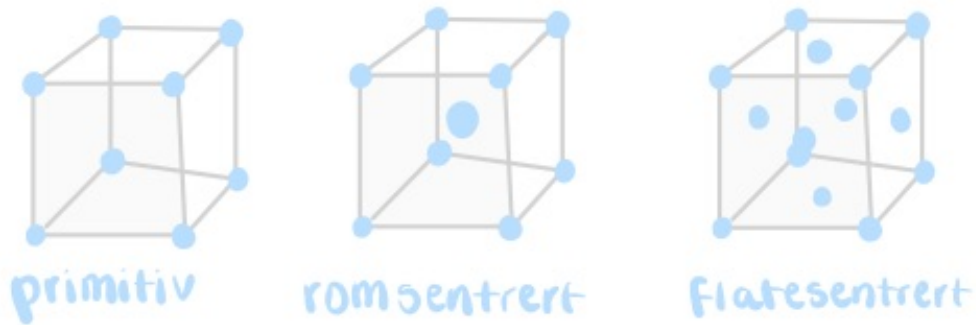
Krystaller kan betraktes som et gitter. En enhetscelle er den minste repeterende enheten i gitteret.



Krystallsystemene er tredimensjonale strukturer og avhenger av seks parametere, lengdene  $a$ ,  $b$ ,  $c$  og vinklene  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$ . Det er til sammen syv ulike systemer; kubisk, tetragonal, ortorombisk, triklinisk, trigonal, monoklinisk og heksagonal.



Primitive enhetsceller har ett gitterpunkt, romsentrerte har to, mens flatesentrerte har fire. Den primitive enhetscellen har senteret på en kule lokalisert i hvert hjørne og inneholder tilsammen  $1/8$  ganger 8 kuler som tilsvarer en hel kule. Den romsentrerte kuberen har en kule midt i kuberen, samt sentrum av en kule i hvert hjørne. Dette tilsvarer 1 pluss  $1/8$  ganger 8 som er to hele kuler. Den flatesentrerte kuberen har igjen sentrum av en kule lokalisert i hvert hjørne, men har også seks halve kuler på hver flate. Dette er tilsammen  $1/8$  ganger 8 pluss  $1/2$  ganger 6 kuler som tilsvarer 4 kuler.



## Struktur til faste stoffer

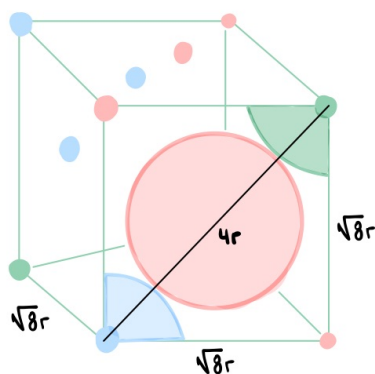
Modeller for krystallstrukturer er basert på kulepakning, der atomer eller ioner ses på som runde kuler, eller polyedra, der hjørner, kanter eller sider deles til tredimensjonale strukturer. Modellene baseres på å fylle rommet med byggesteiner og det er mindre fokus på den spesifikke bindingen.

## Tetteste kulepakning

Tetteste kulepakning tilsvarer at kulene pakkes så tett som overhode mulig. Man antar da atomene er som harde kule med lik radius. Hver kule har seks andre kuler rundt seg i planet, men ettersom det er flere lag er koordinasjonstallet alltid 12 for tetteste kulepakning. Kulelagene kan stables ulikt lagvis. ABABAB fordeling gir heksagonal tetteste kulepakning, hcp, mens ABCABC gir kubisk tetteste kulepakning, ccp eller fcc.

## Kubisk tetteste kulepakning

Kubisk tetteste kulepakning omfatter ccp og fcc. 74 % av volumet er da fylt med kuler.

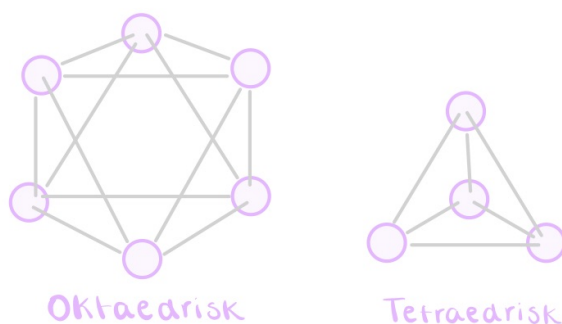


## Heksagonal tetteste kulepakning

Heksagonal tetteste kulepakning, hcp, har også 74 % av volumet fylt med kuler.

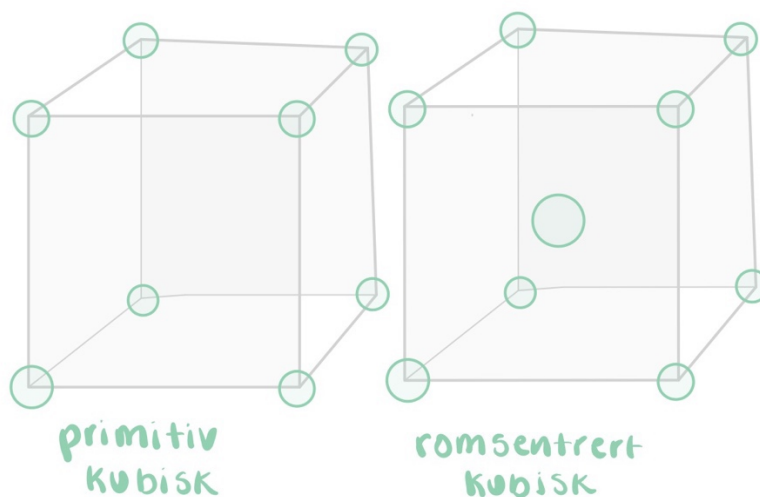
## Hull i tetteste kulepakning

Hull i tetteste kulepakning kan fylles med atomer eller ioner og navngis etter polyedret rundt hullet. Et oktaedrisk hull har koordinasjonstall 6. Størrelsen på hullet er  $0.414 r$  og det er dobbelt så mange hull som antall kuler. Et tetraedrisk hull har koordinasjonstall 4. Størrelsen er  $0.225 r$ . Det er like mange hull som antall kuler.



## Strukturer med lavere kuletetthet

Strukturer med lavere kuletetthet inkluderer primitiv kubisk kulepakning og romsentrert kubisk kulepakning, bcc. Primitiv kubisk har en kule lokalisert i hvert hjørne og har utfylt volum på 54 %, mens bcc har en kule i hvert hjørne og en kule i midten. Det utgjør 68 % fylt volum.



## Strukturer av metaller

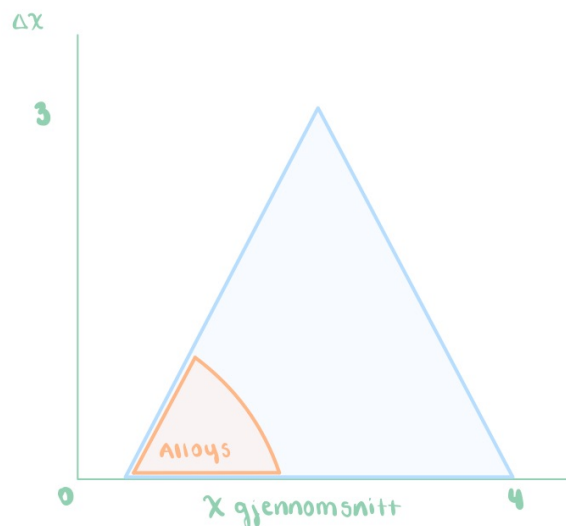
De fleste metaller har struktur basert på kulepakningene. Metaller danner ikke sterke og rettede kovalente bindinger. Polymorfisme er at et metall kan krystallisere i flere ulike strukturer, mens en polymorf er en fase med gitt krystallstruktur.

## Atomradius i metaller

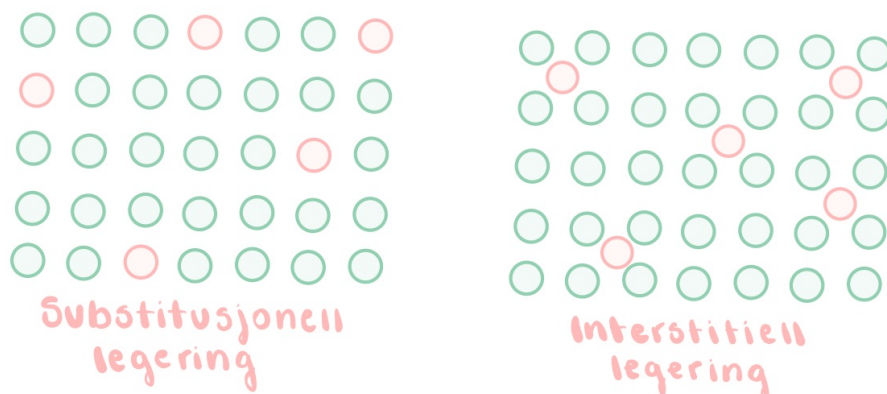
Atomradiusen til metaller avhenger av koordinasjonstall og størrelsen endres med strukturen.

## Legeringer (alloys)

Legeringer er blanding mellom metaller.



Det er to ulike typer legeringer; substitusjonell og interstitiell. Substitusjonell legering har ulike atomer i samme gitter. Atomene har tilnærmet lik radius og like egenskaper. En substitusjonell legering er smibar, duktil. Interstitielle legeringer har små atomer lokalisert i hull. Elementene har ulik størrelse og ulike egenskaper og materialet som dannes er sprøtt.



### Intermetalliske forbindelser

Intermetalliske forbindelser er støkiometriske forbindelser av to eller flere metaller. Deres struktur er ulik de rene metallene. Intermetalliske forbindelser kan ha mange interessante egenskaper slik som huskemetall eller hetemetall.

### Ioneforbindelser

Kationer har færre elektroner enn deres kjerneladning og er små ettersom elektronene trekkes nærmere kjernen. Anioner har flere elektroner enn kjerneladningen og er store på grunn av elektron-elektron frastøting. Ioneforbindelser har anioner i hcp, ccp eller primitiv kubisk pakning og kationer tetraedriske, oktaedriske eller kubiske hull. Ionene danner et subgitter. Radiusforholdsregelen og støkiometri er verktøy som kan benyttes for å bestemme struktur.

### Krystallstrukturer

NaCl, NiAs, Zinkblende, CsCl, Würtzitt, Fluoritt, Antifluoritt, Rutil, CdI<sub>2</sub>, CdCl<sub>2</sub>, Perovskitt og Spinell er alle eksempler på ulike krystallstrukturer. NaCl-strukturen har anioner i ccp og kationer i alle oktaedriske hull. Koordinasjonstallet er 6 både for anion og kation. NiAs-strukturen har anioner i hcp og kationer i alle oktaedriske hull. Koordinasjonstallet er 6 for både kation og anion. Strukturen har metallisk ledningsevne fra nikkell og arsen ligger i et trigonalt prisme. Zinkblende-strukturen har anioner i ccp og kationer i 1/2 tetraedriske hull. Koordinasjonstallet er 4 for både anion og kation. CsCl-strukturen har anioner i primitiv kubisk og kationer i alle kubiske hull. Koordinasjonstallet er 8 for begge. Alle de nevnte strukturene har 1:1 støkiometri.

## Uorganisk Kjemi

Kulepakning	Tetraedriske hull CN=4	Oktædriske hull CN=6	Kubiske hull CN=8
ccp/fcc	ZnS (zinkblende)	NaCl	
hcp	ZnS (würtsitt)	NiAs	
primitiv kubisk			CsCl

### Radiusforholdsregelen

Hullet som okkuperes kan bestemmes ut ifra radiusforholdet mellom kation og anion. Dersom radiusforhold kation/anion er mellom 0.225 og 0.414 vil tetraedriske hull okkuperes som i zinkblendestrukturen. Dersom forholdet er mellom 0.414 og 0.732 okkuperes oktaedriske hull som i NaCl og NiAs og dersom forholdet er større enn 0.732 vil kubiske hull okkuperes som i CsCl.

Radiusforhold kation/anion	Type hull okkupert	Krystallstruktur
$0.225 < \frac{r_c}{r_a} < 0.414$	tetraedrisk	Zinkblende
$0.414 < \frac{r_c}{r_a} < 0.732$	oktaedrisk	NaCl og NiAs
$\frac{r_c}{r_a} > 0.732$	kubisk	CsCl

### Krystallstrukturer med avvik fra 1:1 støkiometri

De følgende strukturene avviker fra 1:1 støkiometri. ZnS-strukturer er enten zinkblende med anioner i ccp og kationer i  $\frac{1}{2}$  av tetraedriske hull og koordinasjonstall 4 for både anion og kation. Eller Würtsitt med anioner i hcp, kationer i  $\frac{1}{2}$  tetraedriske hull og koordinasjonstall 4 for begge. Antifluoritt har anioner i ccp og kationer i alle tetraedriske hull. Koordinasjonstall

## Uorganisk Kjemi

er 4 for kation og 8 for anion. Det er to ulike versjoner av fluoritt. Den første har anioner i primitiv kubisk og kationer i  $\frac{1}{2}$  kubiske hull. Koordinasjonstallet er 8 og 4 for henholdsvis kation og anion. Den andre varianten har kationer i ccp, anioner i alle tetraedriske hull og koordinasjonstall 8 og 4 for henholdsvis kation og anion. Rutil-, eller  $\text{TiO}_2$ . strukturen har anioner i hcp, kationer i  $\frac{1}{2}$  oktaedriske hull og koordinasjonstall 6 for kation og 3 for anion.  $\text{CdI}_2$  og  $\text{CdCl}_2$  er begge lagstrukturer.  $\text{CdI}_2$  har anioner i hcp, kationer i  $\frac{1}{2}$  oktaedriske hull og koordinasjonstall 6 for kation og 3 for anion.  $\text{CdCl}_2$  har anioner i ccp, kationer i  $\frac{1}{2}$  oktaedriske hull og koordinasjonstall 6 for kation og 3 for anion. Perovskitt,  $\text{ABO}_3$ , har anion (oksygen) og kation A (stort kation) i ccp og kation B (lite kation) i oktaedriske hull. Kation A har koordinasjonstall 12. kation B har 6 og anionet har 12. Spinell,  $\text{AB}_2\text{O}_4$ , har anioner i ccp, kation A i  $\frac{1}{8}$  av tetraedriske hull og kation B i  $\frac{1}{2}$  oktaedriske hull. Koordinasjonstallet er 4 og 6 for kationene og 3 for anionene.

Kulepakning	Tet. hull CN=4	Okt. hull CN=6	Kub. hull CN=8
ccp / fcc	$\text{Na}_2\text{O}$ (anti fluoritt) $\text{CaF}_2$ (fluoritt)	$\text{CdCl}_2$	
hcp		$\text{TiO}_2$ $\text{CdI}_2$	
primitiv kubisk			$\text{CaF}_2$ (fluoritt)

### Ione- og atomradius

Ioneradius er en relativ størrelse som varierer med koordinasjonstallet. Atom- og ioneradius øker nedover i periodesystemet, mot venstre i periodesystemet og med økende koordinasjonstall. Ioneradiusen avtar med økende ladning for kationer og øker med økende ladninger for anioner. Anioner er større enn kationer.

### Lantanoidekontraksjon

Lantanoidekontraksjon er den større enn forventede reduksjonen i atomradier/ioniske radier for grunnstoffene i lantanidserien fra atomnummer 57 til 71. Reduksjonen resultere i mindre radier enn forventet for påfølgende elementer.

## Gitterentalpi

Gitterentalpi,  $\Delta H_L$ , er definert som den molare entalpiforandringen ved reaksjonen;  $MX(s) = M^+(g) + X^-(g)$ . Dette er en endoterm reaksjon som vil si at  $\Delta H_L$  alltid er positiv. Ioneladningen er viktig faktor for gitterentalpi. Entalpi er en tilstandsfunksjon og verdien er uavhengig av vei. Gitterentalpi beregnes ved å se på elektrostatiske interaksjoner, Coulombs lov og Born-Mayer ligningen.

## Coulombs lov

Coulombs lov for to separate ladninger A og B (potensiell energi):

$$V = \frac{(e z_A)(e z_B)}{4\pi\epsilon_0 r_{AB}}$$

Labels:  $e z_A$  (elementærladning),  $e z_B$  (elementærladning),  $r_{AB}$  (avstand mellom A og B),  $4\pi\epsilon_0$  (konstant  $8.85 \cdot 10^{-12}$ )

Coulombs lov for gitter med  $N_A$  ioner:

$$\Delta H_L = \frac{N_A e^2}{4\pi\epsilon_0} \frac{|z_A z_B|}{d} A$$

Labels:  $N_A$  (Avogadros tall),  $e^2$  (elementærladning),  $|z_A z_B|$  (ladning),  $d$  (gitteravstand),  $A$  (Madelungkonstant),  $4\pi\epsilon_0$  (konstant  $8.85 \cdot 10^{-12}$ )

## Born-mayer ligningen

Born-mayer ligningen er som Coulombs lov, men inkluderer også frastøtning. Ligningen gir et estimat av gitterentalpi og brukes for ioneforbindelser.

$$\Delta_L H = \frac{N_A |z_A z_B| e^2}{4\pi\epsilon_0 d} \cdot \left(1 - \frac{d^*}{d}\right) \cdot A$$

Labels:  $N_A$  (Avogadros tall),  $|z_A z_B| e^2$  (ladning),  $d$  (avstand mellom kation og anion i pikometer),  $d^*$  (konstant  $34.5 \text{ pm}$ ),  $A$  (Madelungkonstanten),  $4\pi\epsilon_0$  (konstant  $8.85 \cdot 10^{-12}$ )

## Kapustinski ligningen



## Uorganisk Kjemi

Kapustinskii-ligningen brukes til å estimere gitterentalpi for ioneforbindelser og spesielt for å estimere radius til ikke-sfæriske molekylære ioner.

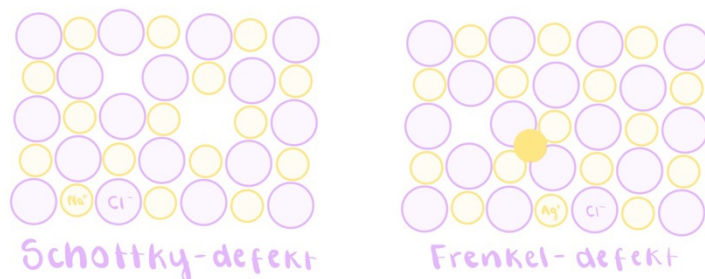
$$\Delta H_L = \frac{N_{\text{ion}} |z_A z_B|}{d} \cdot \left(1 - \frac{d^*}{d}\right) \cdot K$$

Handwritten annotations for the equation above:

- # ioner per formelenhet (points to  $N_{\text{ion}}$ )
- ladning (points to  $|z_A z_B|$ )
- 34.5 pm (points to  $d$ )
- 1.21 × 10<sup>5</sup> kJ/mol (points to  $K$ )
- avstand mellom kation og anion i pikometer (points to  $d$ )
- $d^*$  (points to the term  $\frac{d^*}{d}$ )

## Defekter

Defekter er feilplasserte atomer eller ioner som finnes i alle krystaller. Defekter er termodynamisk favorisert og gir opphav til ulike egenskaper. Intrinsiske punktdefekter omfatter Schottky- og Frenkel-defekter. Schottky defekter har kation- og anionvakanspar og dominerer i ioniske krystaller der elektronegativitetsdifferansen er over 1.7 og ved høye koordinasjonstall. Frenkel defekter er vanlig der det er kovalent innslag og lavere koordinasjonstall og har kation vakans og interstitielt kation.

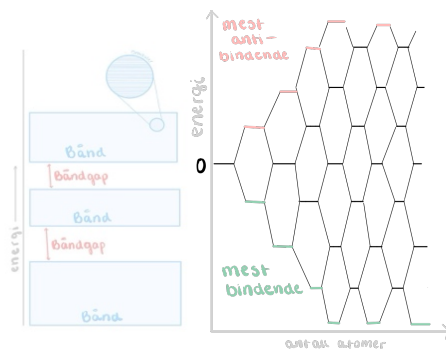


Ekstrinsiske punktdefekter introduseres i stoffet ved å dope med et fremmedatom.

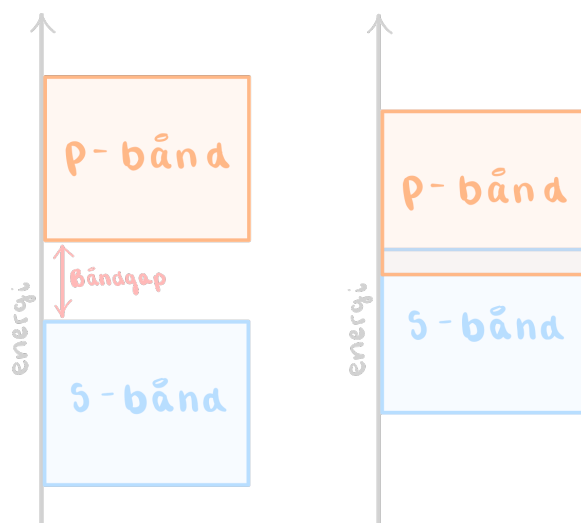
## Elektronbånd og båndgap

Elektronstruktur til fast stoff kan beskrives fra elektronbånd og båndgap. Elektronbånd består av mange orbitaler som ligger tett i energi og tilsvarer et kontinuerlig spekter. Et elektronbånd er overlapp mellom atomorbitaler.

## Uorganisk Kjemi

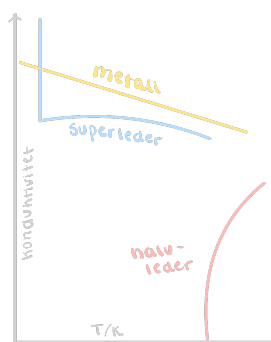


Flere atomer gir flere MO, som til slutt danner et energibånd. Bredden av bånd avhenger av styrken av interaksjon mellom AO. Overlapp mellom s-orbitaler danner s-bånd, mens overlapp mellom p-orbitaler mellom p-bånd. Båndgapet er energiområde uten orbitaler og tilsvarer avstand mellom bånd.  $AO_s$  har lavere energi enn  $AO_p$ . Sterk interaksjon mellom s og p kan gjør at båndgapet forsvinner. Båndstrukturen er viktig for stoffets ledningsevne. For d-orbitaler er det mindre overlapp og båndene er smalere enn for s- og p-orbitaler. I xy-planet kan sigma-binding med  $d_{xy}$  dannes.



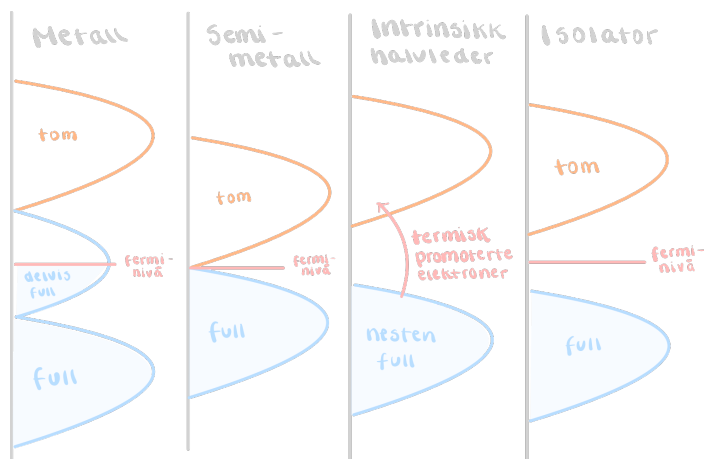
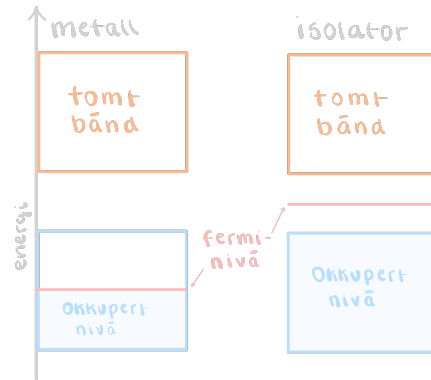
## MO teori for faste stoffer

Type	Elektrisk ledningsevne	Endring ved økende temp.
metall	Høy	Avtar
halv-leder	Lavere enn for metallene	Øker
isolator	Nei	—



## Ferminivå

Ferminivået er den høyeste okkuperte tilstanden ved 0 K. Metaller har ferminivå midt i båndet, mens isolatorer har ferminivå midt i båndgapet.



## Kapittel 5 SYRER & BASER

### Syre base definisjoner

## Uorganisk Kjemi

Definisjon	Syre	Base	Produkter
Brønsted	Avgir $H^+$ proton-donor	Mottar $H^+$ proton-akseptor	$Cl^- + NH_4^+$
	HCl	$NH_3$	
Lux-flood	Mottar $O^{2-}$ oksid-akseptor	Avgir $O^{2-}$ oksid-donor	$CaSiO_3$
	$SiO_2$	CaO	
Lewis	mottar elektroner elektronpar-akseptor	avgir elektroner elektronpar-donor	$(Me)_3BNH_3$
	$B(Me)_3$	$NH_3$	

### Brønsted syrer og baser

Brønsted-syrer er protondonorer, som vi si at de avgir  $H^+$ . Brønsted-baser mottar  $H^+$  og er dermed protonakseptorer. Alle brønsted-syrer har en korresponderende base. HF,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$  og  $B(OH)_3$  er alle eksempler på Brønsted-syrer. Det finnes ulike syretyper innenfor Brønsted-syrene. Akvasyrer har et surt proton på vannmolekylet koordinert til sentralt metallkation. Hydroksysyrer har surt proton på hydroksylgruppe uten nabo oksogrupper og oksosyrer har surt proton på hydroksylgruppe med oksogruppe på samme atom.

Syrestyrken for akvasyrer øker med økende ladning på sentralatom og avtagende ioneradius. Syrestyrke for oksosyrer kan endres ved substitusjon og er angitt ved Paulings regler. Generelt øker syrestyrken til en oksosyre med økende antall O-atomer. Paulings regler sier at for oksosyren  $O_pE(OH)_q$  så er  $pK_a$  ca. lik  $8 - 5p$  og  $pK_a$  øker med ca. 5 for hvert proton som fjernes, dersom syren er flerprotisk. Polyoksydrer er syrer med flere sentralatom og er sentrale innenfor geokjemi. Sure oksider er ikke-metall som løst i vann vil bindes til vann og frigjøre et proton. Basiske oksider er metaller som mottar et proton når de løses i vann. Amfotære oksider kan gjøre begge deler, avgi eller motta.

### Lux-Flood syrer og baser

Lux-Flood er en alternative definisjon for syre-base kjemi som ser på overføring av  $O^{2-}$  istedenfor  $H^+$  og forklarer reaksjoner mellom sure og basiske oksider i fravær av vann. Lux-flood-syrer mottar  $O^{2-}$  og er med det oksid-akseptorer, mens Lux-flood-baser avgir  $O^{2-}$  og er oksiddonor.

### Lewis syrer og baser

Lewis-syrer mottar elektroner og er elektronpar-akseptorer, mens basene avgir elektroner og er elektronpar-donorere. Typiske Lewis-syrer er forbindelser der oktettregelen ikke er oppfylt, metallkationer og forbindelser som har full oktett, men der et elektronpar kan omfordeles slik at sentralatom kan motta enda et elektronpar og forbindelser som kan utvide oktetten.

I B-gruppen er tendensen for syrestyrke:  $\text{BF}_3 < \text{BCl}_3 < \text{BBr}_3$ . I C-gruppen følger syrestyrken forventet trend basert på elektronegativiteten til halogenene;  $\text{SiI}_4 < \text{SiBr}_4 < \text{SiCl}_4 < \text{SiF}_4$  og  $\text{Sn(II)Cl}_2$  er både en syre og en base. I N-gruppen er oksider og halider av tyngre elementer Lewis-syrer. I O-gruppen er  $\text{SO}_2$  både syre og base. Karakteristiske reaksjonstyper inkluderer utskiftningsreaksjoner og metatase. Det er to ulike måter å klassifisere Lewis-syrer/-baser. Hardhet og mykhet er empirisk identifisert etter stabiliteten til komplekset som dannes og Drago-Wayland er en semi-empirisk måte basert på elektrostatiske og kovalente faktorer. Harde syrer dannes stabile komplekser med harde baser og motsatt. Hard syre-base interaksjoner omfatter små kationer, små anioner, lite polarisering og hovedsakelig ionisk karakter. Mens myk syre-base interaksjon omfatter store kationer, store anioner, stor grad av polarisering og hovedsakelig kovalent karakter.

### pH-skala

I vann kan vi skille mellom styrken på syrer og baser fra  $\text{pK}_a = 0$  til  $\text{pK}_a = 14$ , altså pH-skalaen. Andre løsemidler kan brukes til å skille styrken av syrer og baser utenfor dette området.

## Kapittel 7 & 20 D-METALLKOMPLEKSER

### Aufbau-prinsippet og d-elementer

Aufbau-prinsippet tilsier at 4s fylles før 3d selv om 4s har høyere energi. Dette er fordi da reduseres elektron-elektron repulsjonen som ville vært større i d-orbitalene. Elektroner i 4s fjernes først ved ionisering, ettersom disse orbitalene har høyest energi.

### d-metallkomplekser

Et kompleks er et atom eller ion omgitt av et sett ligander. Ligander kan binde seg til atom eller ion, men kan også eksistere uten. En koordinasjonsforbindelse er et nøytralt kompleks

eller ionisk forbindelse der minst ett ion er ett kompleks. d-metallkomplekser og lewis syre-baseteori henger sammen. Sentralionet er et akseptoratom, dermed en lewis-syre. Liganden er en Lewis-base og donoratomet er på liganden. Det er kovalente bindinger som holder komplekset sammen. Monodentate ligander binder seg til ett atom. Polydentate ligander binder seg med mer enn ett atom til sentralatomet, bidentat tilsvarer 2, tridentat tilsvarer 3 osv. Polydentate ligander danner kelater som ofte inneholder spenninger. Ambidentate ligander kan bindes til sentralioner med forskjellige atomer og danner dermed koblingsisomerer. Kappa angir hvilket atom som er bundet til sentralatomet.

### Nomenklatur

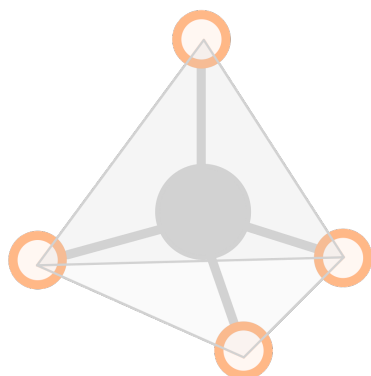
Nomenklaturen for koordinasjonsforbindelser er som følger. Kationet navngir før anionet. For komplekser navngis ligander før metallion. Navn på ligander følger tabell 7.1. Antall ligander navngis med mono, di (bis), tri (tris), tetra, penta osv. Oksidasjonstallet til kationet gis i romertall i parentes. Dersom det er flere ligander sorteres de alfabetisk og anionet får -at ending på slutten av metallnavnet.

### Koordinasjonstall

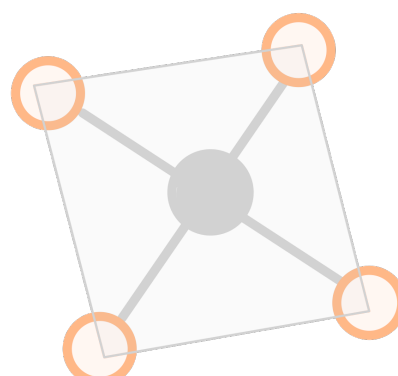
Koordinasjonstallet, antall ligander i koordinasjonsfæren, til koordinasjonskomplekset bestemmes av størrelsen på sentralionet eller -atomet, sterisk interaksjon mellom ligander og elektroniske interaksjoner mellom sentralion og ligander.

### Komplekser med lave koordinasjonstall

Komplekser med lave koordinasjonstall kan være lineære, dersom koordinasjonstallet er 2, tetraedriske eller plankvadratiske.

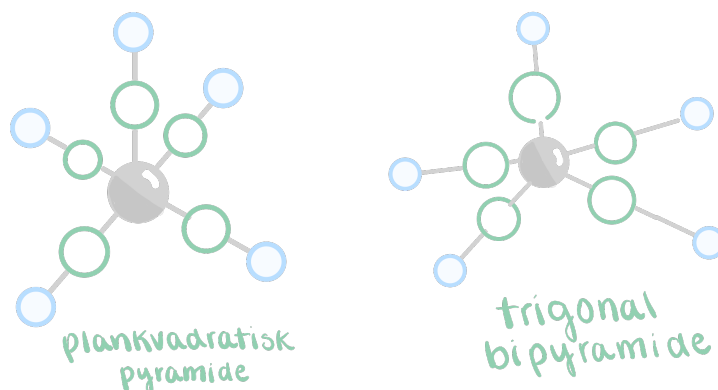


tetraedrisk

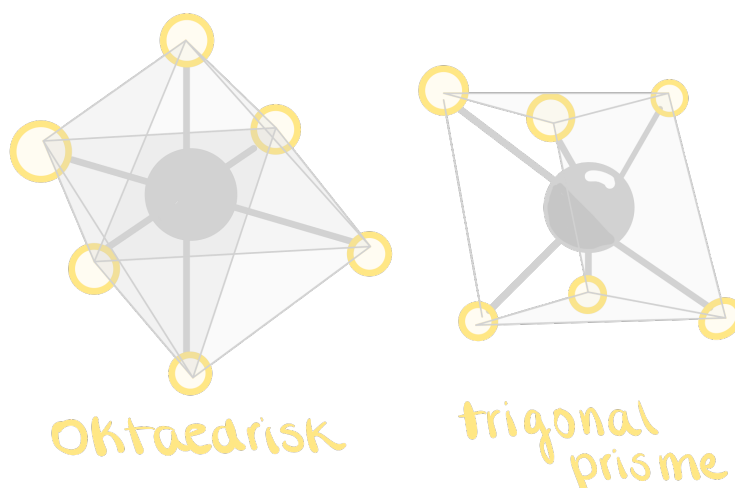


plankvadratisk

5-koordinerte komplekser er langt mindre vanlig enn 4- og 6-koordinasjon. De kan danne plankvadratisk pyramide eller trigonal bipyramide som reduserer repulsjon mellom ligander.



6-koordinerte komplekser er vanligste koordinasjonstall for  $d^0$  til  $d^9$ . Oktaedrisk struktur er vanlig og trigonal prisme er sjelden.



### Komplekser med høye koordinasjonstall

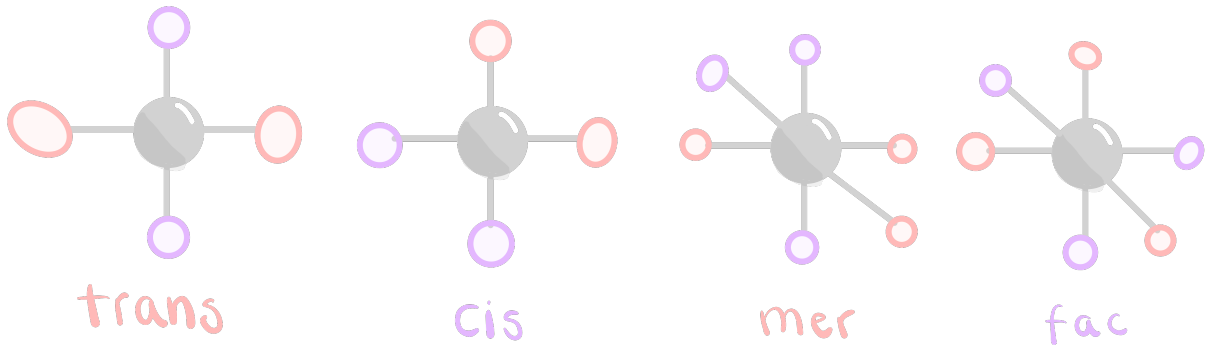
Høyere koordinasjonstall fra 7 til 12 danner ulike strukturer. Koordinasjonstall 9 er spesielt vanlig for f-blokken med store ioner. Strukturene inkluderer pentagonal bipyramide, square antiprisme, dodecahedron, Capped octahedron, capped trigonal prisme og kube.

Polymetalliske komplekser har brobyggende ligander eller metall-metallbinding.

### Isomeri

Molekylformelen er ikke alltid tilstrekkelig for å kunne beskrive koordinasjonsforbindelser. Ulik isomeri må til. Strukturelle isomerer omfatter koblingsisomeri, ioniseringsisomeri, hydratisomeri og koordinasjonsisomeri. Stereoisomerer inkluderer geometrisk isomerer som cis og trans, og fac og mer, samt optiske isomerer. Cis betyr hosliggende og trans er

motstående. Fac betyr facial, mens mer står meridional. I en forbindelse der alle er cis, altså ingen trans, gis det opphav til optiske isomerer, speilbilder av hverandre, kirale komplekser. De to enantiomerene dreier planpolarisert lys i motsatt retning.

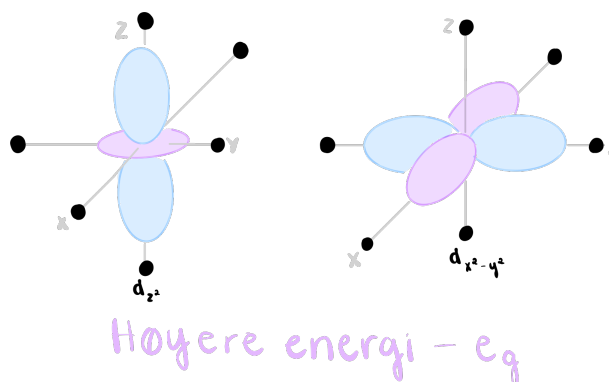


## Termodynamikk

Termodynamikk behandler kompleksdannelse som andre kjemiske likevekter og benytter dannelseskonstanten,  $K_f$ , for komplekser.  $K_n$  er likevektskonstanten for dannelsen av komplekset og angir stabiliteten til M-L bindingen relativt til M-(OH<sub>2</sub>). Kelateffekten er at polydentate ligander danner mer stabile komplekser enn monodentate ligander.

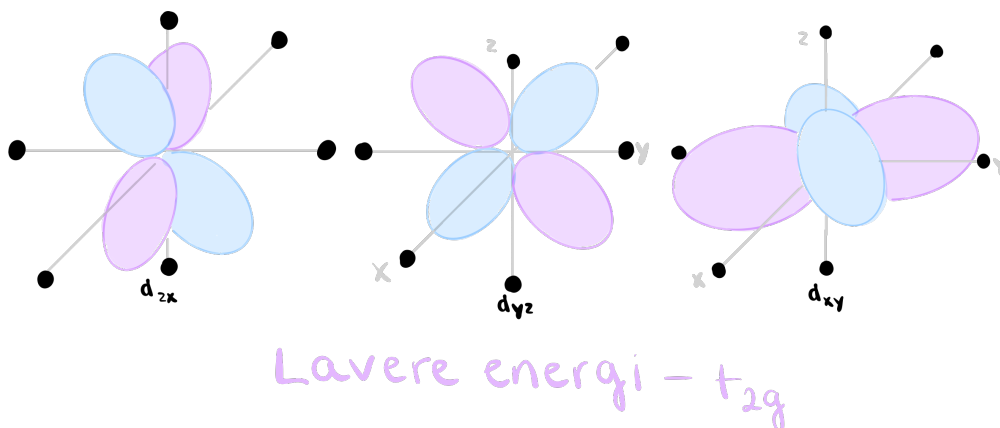
## Krystallfeltteori

Prinsippet for krystallfeltteorien for oktaedriske kompleks er å se på ligandene som negative punktladninger. For  $d_{z^2}$  og  $d_{x^2-y^2}$  vil orbitalene peke direkte mot de negative punktladningen noe som er ugunstig plassering av elektroner. De to orbitalene får dermed høyere energi. De tre gjenværende peker mellom ligandene, som er mer gunstig plassering av elektroner og får dermed lavere energi. Interaksjonen med ligandene gjør at d-orbitalene splittes.

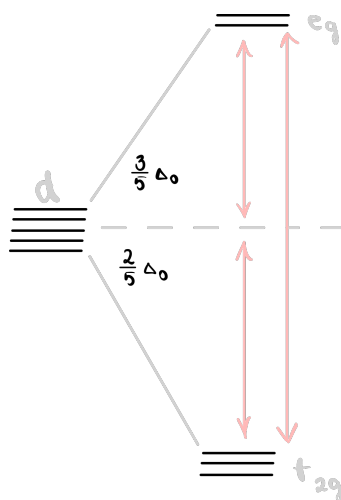




## Uorganisk Kjemi



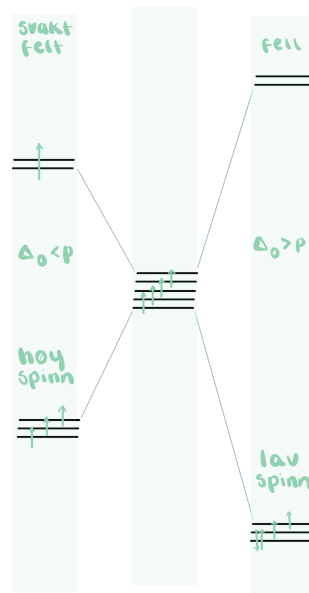
Ligandsplittingsparameteren for oktaedrisk felt,  $\Delta_o$ , er differansen fra de to degenererte  $e_g$  med høyere energi og de tre degenererte  $t_{2g}$  med lavere energi.



Splittingen av d-orbitalene avhenger av liganden og øker i følgende rekkefølge:  $I^- < Br^- < SCN^- < Cl^- < NO_2^- < N_3^- < F^- < OH^- < C_2O_4^{2-} < O^{2-} < H_2O < NCS^- < CH_3C=N < py < NH_3 < en < bpy < phen < NO_2^- < PPh_3 < CN^- < CO$ . Splitting av d-orbitalene avhenger også av metallionet og øker etter rekkefølgen:  $Mn^{2+} < Ni^{2+} < Co^{2+} < Fe^{2+} < V^{2+} < Fe^{3+} < Co^{3+} < Mn^{4+} < Mo^{3+} < Rh^{3+} < Ru^{3+} < Pb^{4+} < Ir^{3+} < Pt^{4+}$ . Generelle tendenser er at  $\Delta_o$  øker med økende oksidasjonstall og øker nedover innen samme gruppe.

## LFSE

Ligandfeltstabiliseringsenergi, LFSE omfatter høyspinn og lavspinn henholdsvis svake- og sterke felt. For svake felt er  $\Delta_o$  mindre enn parringsenergien, men for sterke felt er  $\Delta_o$  større enn parringsenergien. Kompleks med færrest mulig uparede elektroner er lavspinn og kompleks med flest mulig uparede elektroner er høyspinn. 4d og 5d er typisk lavspinnkomplekser.

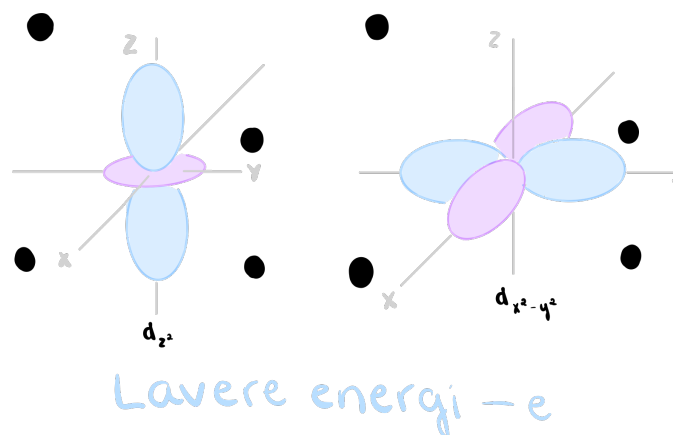


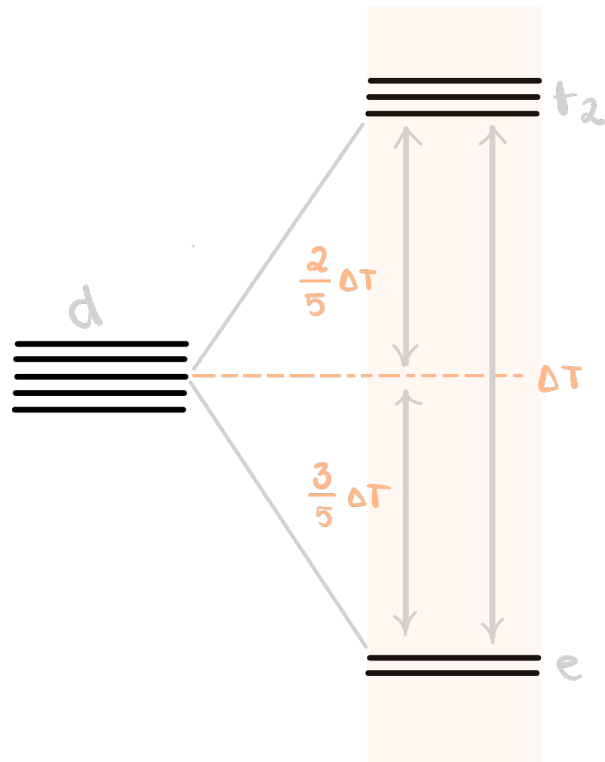
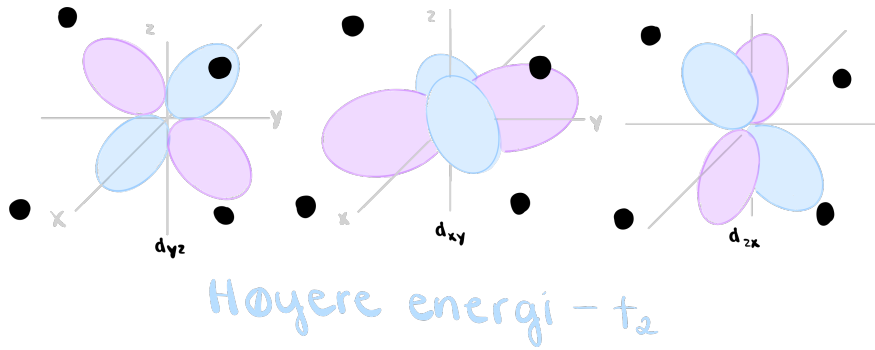
### Paramagnetisk vs. diamagnetisk

Komplekser med uparede elektroner er paramagnetiske, mens komplekser med kun parede elektroner er diamagnetiske. Magnetisk moment kommer fra elektronenes egenpinn.

### Tetraedriske komplekser

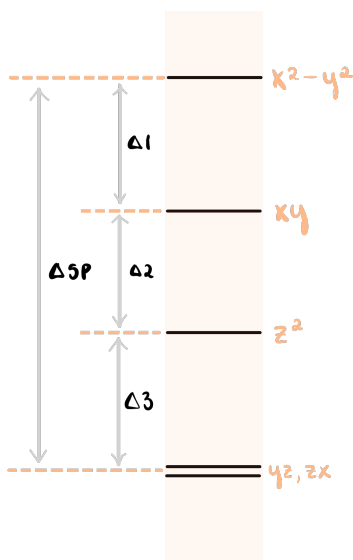
For tetraedriske kompleks er oppsplitting av d-orbitaler noe ulik enn for oktaedriske. Dette fordi  $d_{zx}$ ,  $d_{yz}$  og  $d_{xy}$  peker mot ligandene, er trippelt degenererte og får høyere energi, mens  $d_{z^2}$  og  $d_{x^2-y^2}$  peker mellom, er degenererte og får lavere energi. Energidifferansen kalles nå delta T. Vanligvis kun svakt felt, høyspinn, for tetraedriske komplekser.





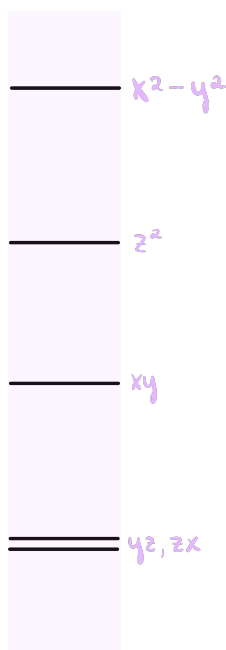
### Plankvadratiske komplekser

For plankvadratiske kompleks er oppsplittingen igjen ulik.  $d_{x^2-y^2}$  peker rett mot ligandene og har dermed høyest energi.  $d_{xy}$  peker også mot ligandene, men har noe lavere energi.  $d_{z^2}$  peker mindre på ligandene og har enda lavere energi, mens  $d_{yz}$  og  $d_{zx}$  peker mellom ligandene, er degenererte og har lavest energi. Energidifferansen kalles delta SP og er høyere enn for delta O. Plankvadratiske kompleks er stabile for  $d^8$ .



### Tetragonale komplekser

Tetragonale kompleks oppstår som en forskyving langs den ene retningen i oktaederet og kan forekomme som enten strekk eller kompresjon. Dette fører til at de degenererte orbitalene med høy energi videre splittes. Tetragonal forskyving av et oktaeder er stabilt for  $d^7$  og  $d^9$  komplekser. Jahn-Teller-effekten er at denne forskyvningen eller deformasjon er spontan.

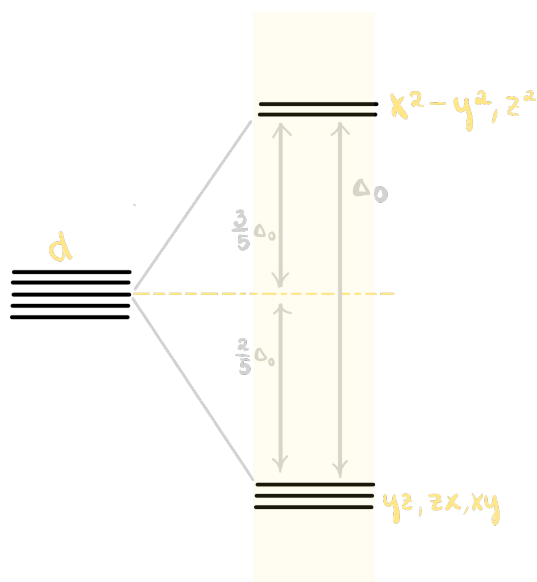


### Oktaedriske komplekser

MO diagram for oktaedriske kompleks har seks antibindende MO,  $t_{2g}$  er ikke-bindende MO og det er 6 bindende MO. De seks antibindende har stor karakter av metallatomet. MO ligner mest på AO fra metallatomet og elektroner i disse orbitalene befinner seg hovedsakelig på sentralatomet. Det er likevel noen grad av ligandkarakter. De ikke-bindende MO har ingen

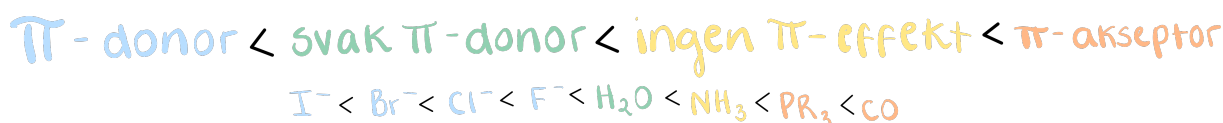
## Uorganisk Kjemii

ligandkarakter og bidrar ikke til sigma-binding i det hele tatt. De bindende MO er fullt okkupert med totalt 12 elektroner fra ligandene. MO har stor ligandkarakterer og elektronene befinner seg hovedsakelig på ligandene. Krystallfeltsplittingen, delta O, kan gjenkjennes som energidifferansen mellom HOMO og LUMO. D<sup>5</sup> og d<sup>10</sup> er mindre stabile fordi de har mange elektroner i antibindende MO.



### Pi-binding

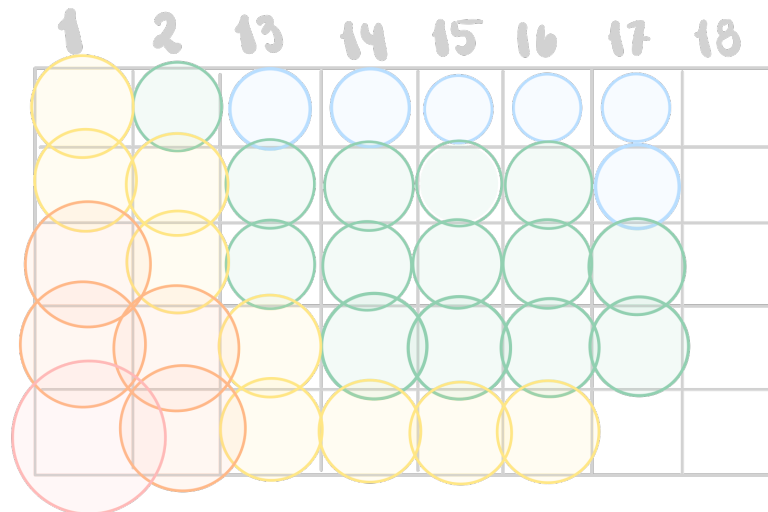
Noen ligander kan danne pi-overlapp med sentralatomet. For eksempel p-orbitaler uten sigmasymmetri i forhold til M-L-aksen og pi-molekylorbitaler i for eksempel CO. T<sub>2g</sub>-orbitaler op M som tidligere var ikke-bindende kan nå bidra til MO, som vil påvirke størrelsen på delta O. Det er to typer pi-bidrag; pi-donor som reduserer delta O og pi-akseptor som øker delta O. Pi-donorligander har fylte p-orbitaler som ligger lavere i energi enn t<sub>2g</sub> på M. Det dannes bindende og antibindende MO med t<sub>2g</sub>-symmetri. Den bindende t<sub>2g</sub>-MO fylles med pi-elektroner. D-elektroner må gå i den antibindende t<sub>2g</sub>-orbitalen og delta O reduseres. Pi-akseptorligander har tomme pi-orbitaler, antibindende MO, som ligger høyere i energi enn t<sub>2g</sub> på M. Det dannes bindende og antibindende MO med t<sub>2g</sub>-symmetri. Ingen pi-elektroner doneres fra ligandene og d-elektroner kan kun gå i den bindende t<sub>2g</sub>-orbitalen som gjør at delta O øker.



## Kapittel 9 PERIODISKE TRENDER

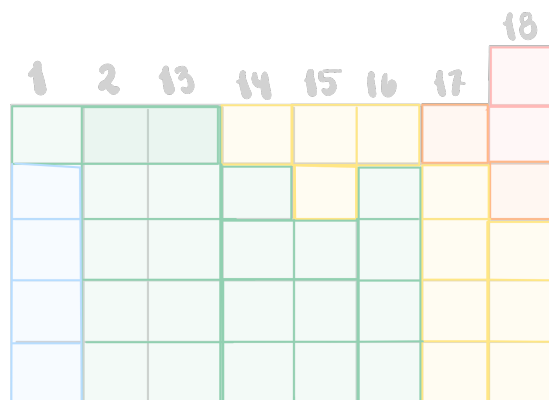
### Atomradius

Generelle tendenser er at atomradiusen øker ned hver gruppe i s- og p-blokken og avtar fra venstre mot høyre. Den økende kjerneladningen mot høyre gir mindre atomer til tross for økt elektronskjerming. Det er liten endring i atomradius ned d-blokka på grunn av dårlig skjerming.



### Ioniseringsenergi

Generelle tendenser er at ioniseringsenergien øker fra venstre mot høyre og avtar ned hver gruppe. Trenden er altså motsatt for ioniseringsenergi enn for atomradius. Desto mindre ett atom er, desto vanskeligere er det å fjerne ett elektron.



### Elektronegativitet

## Uorganisk Kjemi

Elektronegativitet er et atoms evne til å tiltrekke seg elektroner. Tendensene er at elektronegativiteten øker fra venstre mot høyre og avtar ned hver gruppe. Trenden er dermed lik som for ioniseringsenergi. Et unntak er aluminium og silisium, samt tinn og bly som avviker på grunn av alterneringseffekten. Det er et diagonalt forhold i det periodiske system som vil si at atomradius og elektronegativitet for et element er liknende elementet en gruppe til høyre og en periode ned, altså diagonalt til høyre.

							18
1	2	13	14	15	16	17	

### Atomiseringsentalpi

Atomiseringsentalpien øker med antall valenselektroner. Trenden avtar ned s- og p-blokka på grunn av dårligere overlapp og øker ned d-blokka på grunn av flere valenselektroner.

### Smeltepunkt

Smeltepunktet reflekterer bindingsstyrken og har de samme tendensene som atomiseringsentalpi.

### Metallisk karakter

Metallisk karakter er evnen til å gi opp/fra seg elektroner til å danne metalliske bindinger. Lav ioniseringsenergi avgir lett elektroner, danner lett metallbindinger og har dermed stor metallisk karakter. Høy ioniseringsenergi gir liten metallisk karakter. Store atomer har ofte lav ioniseringsenergi og er ofte mer metalliske enn små. Trenden avtar fra venstre mot høyre og øker ned gruppen.

The diagram shows a grid representing the periodic table with columns numbered 1 to 18. The grid is divided into three regions:

- Metall:** Elements in groups 1, 2, and 13 are shaded light blue.
- Halvmetall:** Elements in groups 14, 15, and 16 are shaded yellow.
- Ikke-metall:** Elements in groups 17 and 18 are shaded light orange.

The labels 'Metall', 'Halvmetall', and 'Ikke-metall' are written below the grid. The numbers 1 through 18 are written above the columns.

## Kapittel 10 HYDROGEN

### Hydrogen

Hydrogen er det viktigste elementet i universet ettersom det forekommer i størst mengde. Det diskuteres om hydrogen har tilhørighet til en hovedgruppe ettersom elementer forekommer både som  $H^+$ ,  $H$  og  $H^-$  og i mange tilfeller plasseres hydrogen utenfor hovedgruppene i periodesystemet. Hydrogen har tre isotoper; hydrogen ( $^1H$ ), deuterium ( $^2H$ ) og tritium ( $^3H$ ). Kjemien til isotopene er forskjellig og kan benyttes som «tracere»

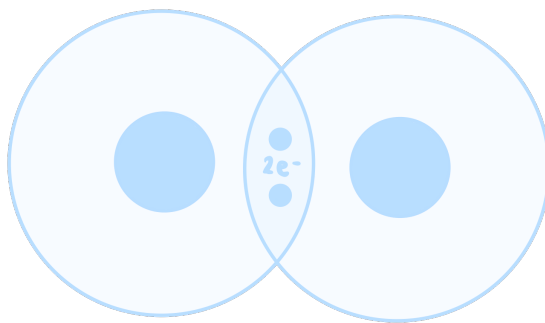
### Anvendelse

Hydrogen benyttes oftest i form av hydrogengass,  $H_2$ , som er en viktig industrigass også i Norge.  $H_2$  utvinnes oftest i form av syntetisk gass, syngass. Hydrogen kan benyttes til hydrogenering, som reduksjonsmiddel, i Fischer-Tropsch reaksjonen, i metanolsyntese osv. Ammoniakk kan fremstilles industrielt gjennom Haber-prosessen ved 450 grader celsius og 100 atmosfære. Ammoniakk kan videre benyttes til å syntetisere i kunstgjødsel, salpetersyre, metallkomplekser og hydrazin.

### Elementært hydrogen

Elementært hydrogen har sterke intramolekylære krefter med høy bindingsentalpi og svake intermolekylære krefter som gir lavt kokepunkt. Bindingen mellom to hydrogenatomer er den sterkeste kjente homonukleære enkeltbindingen og det er denne bindingen som gjør det vanskelig å splitte  $H_2$  fra hverandre.





### Produksjon av hydrogengass

Produksjon av hydrogengass kan skje gjennom dampreforming, vanngassreaksjonen, skiftreaksjonene eller elektrolyse. Dampreforming innebærer at metan reagerer med vann og danner hydrogengass. Reaksjonen skjer ved 1000 grader celsius med Ni som katalysator. Vanngassreaksjonen skjer også ved 1000 grader celsius og hydrogengass produseres da av vann og fast karbon. Skiftreaksjonen innebærer at vann reagerer med karbonmonoksid og danner karbondioksid og hydrogengass. Dersom denne reaksjonen kombineres med dampreforming og vanngassreaksjonen vil utbyttet av hydrogengass øke. De tre metodene benytter fossilt karbon som reduksjonsmiddel som er den dominerende produksjonsmetoden i dag. Den siste metoden, elektrolyse, innebærer at elektrisitet og vann danner hydrogengass og oksygen. Dette er mer miljøvennlig ettersom det benyttes fornybar elektrisitet framfor fossilt karbon.

### Reaksjoner med hydrogengass

Reaksjoner med hydrogengass er ofte langsomme fordi bindingsstyrken i hydrogengass er stor. Hydrogengass i seg selv er forholdsvis inert. Reaksjonshastigheten kan økes ved homolytisk dissosiasjon, heterolytisk dissosiasjon eller radikal kjedereaksjon. Homolytisk dissosiasjon skjer på en metalloverflate av f.eks. Pt eller Ni. Homolytisk innebærer at hydrogengass blir til to hydrogenatomer. Heterolytisk dissosiasjon skjer ved metalloksidoverflate eller reaksjon med molekyl og innebærer at hydrogengass omdannes til en  $H^+$  og en  $H^-$ . En radikal kjedereaksjon omfatter termisk eller fotokjemisk initiering, propagering og terminering.

### Binære hydrogenforbindelser

Binære hydrogenforbindelser består av hydrogen og ett annet element. Det finnes tre ulike former for binære hydrogenforbindelser; molekylære-, saline- og metalliske forbindelser.

### Molekylære hydrogenforbindelser

Molekylære hydrogenforbindelser er kovalente, diskrete molekyler som for eksempel  $\text{H}_2\text{O}$  eller  $\text{NH}_3$  og omfatter p-blokka. Det er tre undergrupper for molekylære hydrider. Det er elektropresise forbindelser der alle valenselektronene brukes til kovalent binding, elektronunderskuddsforbindelser der det er for få elektroner til å danne binding med alle, den siste undergruppen er elektronoverskuddsforbindelser der det er for mange elektroner til at alle deltar i binding, det dannes ledige elektronpar som gjør undergruppen til lewis-baser. Kokepunktet for p-blokkhydrider i andre periode er høyere enn forventet. Dette kommer av svake bindinger i form av hydrogenbindinger mellom sterkt elektronegativt atom og hydrogen. Hydrogenbindinger er svært viktig for elektronegative elementer. Hydrogenbindinger fører blant annet til dannelse av heksagonal is. Bindingene kan være symmetriske, da er det like stor avstand til hvert atom fra hydrogenet, eller asymmetriske, der avstanden er ulik. Klatrater er  $\text{H}_2\text{O}$  nettverk holdt sammen av hydrogenbindinger som fullstendig omgir andre molekyler eller ioner.

### Saline hydrogenforbindelser

Saline hydrogenforbindelser er ioniske, isolerende krystallinske materialer som for eksempel  $\text{LiH}$ . Dette omfatter alkalimetallhydrider med  $\text{NaCl}$  struktur i gruppe 1 og jordalkalimetallhydrider i gruppe 2. Forbindelsene er ustabile og oksiderer lett. De reagerer med vann og danner hydrogen og base.

### Metalliske forbindelser

Metalliske forbindelser er ikke-støkiometriske, metalliske hydrider i form av faste stoffer og de er elektrisk ledende. Det er et hydridgap for gruppe 7, 8 og 9, der det ikke dannes hydrider. Metallhydridene av tyngre elementer er mindre stabile (svakere binding). Dette er på grunn av dårligere overlapp mellom  $\text{H}1s$ -orbitalen og store, diffuse s- og p-orbitaler i tyngre elementer.

## Kapittel 13 BORGRUPPA

### Borgruppa

Borgruppa inkluderer elementene bor, aluminium, gallium, indium, thallium og nihonium. Elektronstrukturen er  $ns^2np^1$  som vil si at det er tre valenselektroner. De vanligste oksidasjonstallene er +3 som er mest stabile for B, Al, Ga og In, og +1 som er mest stabilt nedover for Tl. Elementene danner ikke rene, ioniske forbindelser. Det dannes ofte ikke full oktett som vil si at elementene er lewis-syrer. Bor er et ikke-metall, mens alle de andre er metaller. I borgruppen dannes d-blokk kontraksjon som gir avvik i trendene nedover gruppen.

### Bor

Bor finnes som oksider i jordskorpa, i glass og i blekemiddel og er oftest i form av  $BO_3^-$ - eller  $BO_4^-$  enheter. Bor har en del kjemisk likhet med Silisium. Bor kan framstilles ved reduksjon med Mg eller  $H_2$ .

### Boraner

Forbindelser mellom bor og hydrogen kalles boraner. De enkleste eksempelet er diboran;  $B_2H_6$ . Boranene er elektronunderskuddsforbindelser og kjennetegnes ved 3-senter-2-elektronbindinger. Disse bindingsforholdene kan kun forklares ved molekylorbitalteori. Boraner er brennbare forbindelser som reagerer med vann. De er også lewis-syrer.

### Bor-trihalider

Bor-trihalider er forbindelser på formen  $BX_3$ . Bor-trihalider er lewis-syrer som kan ta imot elektronpar fra en lewis-base. Syrestyrken stikker i rekkefølgen; Br, Cl, F. Br gir mulighet for pi-binding, mens F gjør ikke det. Ved romtemperatur er  $BF_3$  og  $BCl_3$  gass,  $BBr_3$  er væske og  $BI_3$  er fast stoff. Dette kommer av van der Waals krefter som øker med økende molekylstørrelse. Bor-trihalider kan reagere i en protolyse eller i kompleksdannelse.

### Boroksider

Boroksider og borater er viktige komponenter i glass. Boroksid,  $B_2O_3$ , har lavt smeltepunkt. Pyrex-glass er et borosilikatglass som har stor motstand mot termisk sjokk og som brukes i begerglass og kolber på lab. Glasset er en matrise med boroksid og silikat som gir en blanding som er lett og billigere å produsere enn kun rent silikatglass. Boroksider og borater er hygroskopisk som vil si at de reagerer lett med vann og danner borsyre. Borsyre,  $B(OH)_3$ , er en svak brønsted-syre.

### Bornitrid

Bornitrid, BN, har mange likhetstrekk med karbon. BN er isoelektronisk med CC, som vil si at elektronkonfigurasjonen er lik. Det finnes to polymorfer av bornitrid; heksagonalt og kubisk. Den heksagonale polymorfen har grafitt-liknende egenskaper, men er en isolator. Strukturen er lagvis med kovalente bindinger i laget og van der Waals bindinger mellom lagene. Den kubiske polymorfen har diamant-liknende egenskaper og kan omtales som den nest hardeste materiale etter diamant. Det er en fargeløs isolator og brukes som slipe- og kuttemiddel. Bornitrid kan framstilles fra boroksid.

### Metallborider

Metallborider dannes ved direkte reaksjon mellom bor og et metall ved høyere temperatur. Metallboridene kan ha  $MB_6$ - eller  $MB_2$  støkiometri.  $MB_6$ -støkiometri har  $B_6$ -oktaeder med ladning -1, -2 og -3 avhengig av metallet.  $MB_2$ -støkiometri har heksagonale B-lag.  $MgB_2$  er et eksempel på dette og er en superleder under 38 K.

### Større boraner

Større boraner inkluderer borhydrider, metallboraner og karboraner.

## Kapittel 14 KARBONGRUPPA

### Karbongruppa

Karbongruppa inkluderer Karbon, Silisium, Germanium, Sink og Bly. Elektronstrukturen er  $ns^2np^2$  som vil si at elementene har fire valenselektroner. De vanligste oksidasjonstallene er +4 for C, Si, Ge og Sn, og +2 for Pb og Sn. Karbon er et ikke-metall, silisium og germanium er halvledere, mens zink og bly er metaller.

### Karbon

Karbon forekommer naturlig i form av grafitt, diament og kull og kan framstilles i form av syntetiske diamanter. Silisium kan framstilles ved karbotermisk reduksjon av silika og denne industrien er viktig i Norge. Germanium finnes som sporelement i sinkmalmer, men forekommer generelt i små forekomster.

### Diamant og grafitt

Diamant er en kovalent isolator med  $sp^3$ -hybridisering og grafitt er en anisotrop. Det vil si at grafitt er en semimetallisk leder langs todimensjonelle lag, men er halvleder på tvers.

Grafitt kan lett interkaleres med alkalimetaller mellom lagene. Lagene i grafitt ligger ikke rett oppå hverandre, men er noe forskjøvet.

### Andre former for karbon

Andre former for karbon inkluderer karben, fullerener, karbon-nanorør og delvis krystallinske karbonmaterialer. Grafen er ett enkelt lag av grafitt. Fullerener, eller carbon-clusters, er fotballformede kuler. Karbon-nanorør er opprullede grafenlag. Delvis krystallinske karbonmaterialer omfatter carbon black, et finfordelt amorft karbon og aktivt kull med svært stort overflateareal.

### Karbonhalider

Reaksjoner med karbonhalider tar utgangspunkt i helt eller delvis halogenert metan der halogenet substitueres med andre grupper.

### Fosgen

Fosgen,  $Cl_2CO$ , er den enkleste karbonylhalidet. Forbindelsen er en meget giftig gass og er utgangspunktet for dannelsen av andre karbonylforbindelser. Den benyttes i syntese som nukleofil utskiftning av karbon. Industriell syntese av fosgen omfatter reaksjon mellom karbonmonoksid og klorgass, kull benyttes som katalysator og reaksjonen utføres ved 200 grader celsius. Reglementet tilsier at fosgen må produseres og benyttes på samme sted ettersom gassen er meget giftig.

### Oksider

Oksider, forbindelser med oksygen, inkluderer CO,  $CO_2$  og OCCCO.  $CO_2$  er en viktig drivhusgass og kan danne karbonater og mono- eller bidentate komplekser. CO er en viktig industriell gass da det er et reduksjonsmiddel i metallproduksjon. Forbindelsen er giftig ettersom det er en sterkfeltligand som binder seg til jern i hemoglobin i blodet og blokkerer tilførselen av oksygen.

### Nitrogenforbindelser

Forbindelser med nitrogen inkluderer HCN (blåsyre) og  $\text{CN}^-$  (cyanid). Blåsyre er giftig og benyttes som mellomprodukt i polymersyntese. Cyanid er også giftig og er et pseudohalid med egenskaper som ligner på halidionene.

### Karbider

Karbider er binære forbindelser mellom karbon og metaller eller metalloider. Det finnes ulike undergrupper av karbider, saline (ioniske), metalliske og halvmetalliske. De saline karbidene dannes av alkali- og jordalkalimetaller, samt aluminium. De er faste, ioniske forbindelser og inkluderer interkalert grafitt, dikarbider og metider. Metalliske karbider dannes av mange d-blokkelementer og har glans og metallisk ledningsevne. De er tettpakkede metall med C i oktaedriske hull. Halvmetallkarbider dannes av B og Si. De er harde, kovalente materialer og inkluderer for eksempel karborundum som brukes som slipemiddel.

### Si- og Ge- forbindelser

Si- og Ge- forbindelser er ofte sekskoordinerte. Elementene er større atomer som kan ha hypervalens. Si er et viktig halvledermateriale, mens Ge er mindre viktig.

Silikater er nettverksforbindelser basert på  $\text{SiO}_4$ -tetraedre som binder seg sammen til kjeder, lag eller nettverk ved at de deler hjørner. De er viktige forbindelser for jordas geologi.

Silikater forekommer i ildfaste materialer, porselen og glass. Strukturen er varierende.

Aluminosilikater er Si substituert med Al og alkali- eller jordalkalimetall.

### Zeolitter

Zeolitter er krystallinske aluminosilikater og har struktur basert på nettverk av hulrom og kanaler med svært regelmessig størrelse. Forbindelsene fungerer som en molekylær sil fordi kun atomer/ioner med en spesifikk størrelse kan vandre inn og ut av materiale.

## Kapittel 11, 12, 19 & 23 METALLENE

### Forekomst

## Uorganisk Kjemi

Oksygen har høyest forekomst i jordskorpen og det finnes også en del Silisium, aluminium og jern, samt mindre bestanddeler av andre elementer. I kroppen er forekomsten av oksygen, karbon og hydrogen dominerende, med mindre prosent av stoffer som fosfor, magnesium, natrium osv.

### S-blokkmetaller

S-blokkmetallene omfatter alkalimetallene og jordalkalimetallene, altså gruppe 1 og 2 i periodesystemet. Alkalimetallet Fr og jordalkalimetallet Ra er mindre kjemisk relevant de de er radioaktive elementer. S-blokk elementene oksiderer i vann. Forbindelsene kan framstilles gjennom elektrolyse av saltsmelter eller reduksjon av MgO med FeSi.

### Alkalimetaller

Alkalimetallene har stor regelmessighet i egenskaper og følger atomradius. Metallisk- og ionisk radius øker ned gruppen, mens ioniseringsenergien og smeltepunktet avtar.

Alkalimetallene er sterke reduksjonsmidler og danner lett kationer og ioniske forbindelser med hovedgruppe IV, V, VI og VII. Metallene er generelt meget ustabile og danner basiske oksider. Samtlige har bcc-struktur.

### Jordalkalimetaller

Jordalkalimetallene har økende metallisk radius ned gruppen, sat avtagende ionsieringsenergi og smeltepunkt. Jordalkalimetallene er også sterke reduksjonsmidler som lett danner kationer og ioniske forbindelser med hovedgruppe VI og VII. De danner basiske oksider. Be til Sr har hcp-struktur, mens Ba og Ra har bcc. Mg er et viktig konstruksjonsmateriale med lav tetthet. Be har kjemi som avviker fra resten, da den ligner mer på Al, dette forklares på bakgrunn av det diagonale forholdet i periodesystemet.

### P-blokkmetaller

P-blokkmetallene inkluderer elementene i gruppe 13 til 18. Generelle trender innebærer at metallisk karakter øker ned hver gruppe, mens antallet metaller per gruppe avtar mot høyre. Forbindelsene framstilles via elektrolyse av saltsmelter, karbotermisk reduksjon eller røsting (karbotermisk reduksjon). B, Al og Ga er stabile ved oksidasjonstall +3. Sn og Pb er stabile ved både +2 og +4. Bi er stabilt både for +3 og +5. Inert pair effekten innebærer at

oksidasjonstallet som er 2 lavere enn hovedgruppennummeret gir økt stabilisering nedover i hver gruppe.

### D-Blokkmetaller

D-blokkelementene inkluderer elementer i gruppe 3 til gruppe 12. 3d-metallene kan fremstilles enten via reduksjon med karbon eller via røsting i luft til metall eller oksid. Jern fremstilles via karbotermisk reduksjon i masovn/blesterovn.

### Edelmetaller

Edelmetaller er edle, dyre metaller som benyttes i smykker og som katalysatorer. De danner ofte lineære eller tetraedriske komplekser. Myke kationer har sterkest kompleksdannelse med myke ligander.

### Lineære komplekser

Lineære komplekser er vanlig geometri for Cu(I), Ag(I) og Au(I). Det kan forklares ved hybridisering av s, p<sub>z</sub> og d<sub>z<sup>2</sup></sub> til kollineære dsp-hybridorbitaler. Disse orbitalene har omtrent lik energi for Cu, Ag og Au.

### Metallsulfider

Kovalent karakter til sulfider reduserer vannløseligheten. Metallsulfider, MS, er stabilt for de fleste 3d-metallene. Disulfider, MS<sub>2</sub>, finnes i to ulike typer: M(IV)S<sub>2</sub> eller M(II)S<sub>2</sub> med S<sub>2</sub><sup>2-</sup> ion.

### Gruppe 12

Gruppe 12, med Zn, Cd og Hg, avviker fra de andre d-metallene. De er ikke edelmetaller i motsetning til naboene i gruppe 9, 10 og 11, ettersom det er ingen stabilisering fra d-d binding mellom metallene. De oksiderer lettere enn andre d-metaller. Zn(II) og Cd(II) danner vanligvis tetraedriske komplekser, Hg(II) danner lineære.

### F-blokkmetaller

f-blokkmetallene, består av lantanoidene og actinoidene. Lantanoidene kalles også for de sjeldne jordartsmetallene når Y og Sc inkluderes. De har oksidasjonstall +3, +4 og +2. Det er generelt vanskelig å separere f-metaller på grunn av veldig like kjemiske egenskaper.



Ioneradius avtar mot høyre i perioden og lantanoidekontraksjon påvirker egenskapene. Mischmetall er blanding av f-metaller og brukes som tilsetning i stålproduksjon. Av actinoidene er samtlige radioaktive med halveringstid på mellom 3 minutter og  $10^{10}$  år. Det er mer variasjon i de kjemiske egenskapene enn for lantanoidene. Mye av kjemien er fortsatt lite utforsket.

# Kapittel 15 NITROGENGRUPPA

## Nitrogengruppa

I nitrogengruppa er det stor variasjon i egenskaper nedover gruppen. Nitrogen forekommer i gassform i atmosfæren. Fosfor er et molekylært fast stoff med flere ulike polymorfer der alle er ikke-metaller. Arsenikk har to polymorfer med ulike egenskaper der  $As_4$  er et molekylært, ikke-metallisk fast stoff og metallisk arsenikk er et mer stabilt heksagonalt nettverk. Antimon forekommer som metalloid, mens vismut er et «metall», som vil si at ledningsevnen er dårlig og gjør elementet ligger på grensen til et metalloid. Nedover gruppen er det nokså regelmessig utvikling av egenskaper, men nitrogen skiller seg noe ut da den er veldig elektronegativ.

## Fosfor

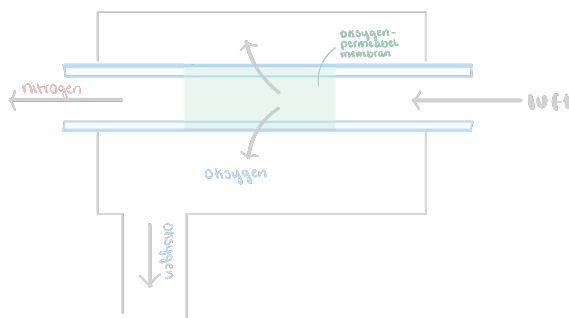
Fosfor har ulike polymorfer og forekommer i tre allotroper. Den første er hvitt fosfor. Hvitt fosfor er svært reaktivt og kan selvantenne i kontakt med luft. Den andre, rødt fosfor, danner kjeder av  $P_4$ -enheter og oppnås ved å varme opp hvitt fosfor i inert atmosfære.

Den siste, svart fosfor, er en lagdelt struktur der hvert fosfor har trigonal pyramidekoordinasjon. Forbindelsen er den mest termodynamisk stabile, men hvitt fosfor er likevel vanligere.

## Forekomst og fremstilling

$N_2$  kan fremstilles via destillasjon av luft eller ved membranteknologi. Membranteknologien går ut på at luft går gjennom en membran, laget av oksidmateriale som leder oksygen, slik at oksygenet diffunderer ut og nitrogen blir konsentrert. Nitrogengass er en viktig industrigass. Fosfat finnes som fosfater og kan framstilles via karbotermisk reduksjon. Fosforsyre er en viktig forbindelse i kunstgjødsel-produksjon. Arsenikk, vismut og antimon finnes som sulfider som myke kationer.

## Uorganisk Kjemi



### Oksidasjonstall

-3, +3 og +5 er de vanligste oksidasjonstallene for nitrogen, men nitrogen har rik kjemi og kan eksistere i veldig mange oksidasjonstall. +5 for nitrogen oppnås kun i forbindelser med svært elektronegative elementer som fluor og oksygen. Fosfor, arsenikk og antimon kan alle ha oksidasjontall +5, mens arsenikk, antimon og vismut kan eksistere i oksidasjonstall +3. Oksidasjontallene blir gradvis lavere ned gruppa og oksidasjonstall 2 mindre enn hovedgruppenummeret blir gradvis mer stabilt nedover i gruppen.

### Nitrogenets kjemi

Nitrogen kan som nevnt eksistere i mange oksidasjonstall og elementets kjemi er svært rikt.  $N_2$  molekylet er relativt inert og må reduseres for å kunne inngå i biologisk aktive forbindelsen. Trippelbindingen mellom de to atomene er svært vanskelig å bryte ettersom bindingen er sterk, molekylet upolar, og det er stor differanse mellom LUMO og HOMO. Haber-prosessen og Ostwald-reaksjonen er eksempler på viktig prosesser som benytter nitrogen. Nitrogenfiksering kan utføres naturlig via bakterier i romtemperatur eller via Haber-prosessen på 450 grader og 100 atm.

### Oksider av P, As, Sb og Bi

Oksider av fosfor er  $P_4O_6$  og  $P_4O_{10}$ . P har oksidasjonstall +III eller +V og kan hydratiseres til  $H_3PO_3$  og  $H_3PO_4$ . As, Sb og Bi har +III som vanligste oksidasjonstall og +V gir sure oksider.  $As_2O_3$ ,  $Sb_2O_3$  og  $Bi_2O_3$  er amfotære oksider, mens  $Bi_2O_5$  er fullstendig ustabil og nok et eksempel på inert pair effekten.

### Nitrogengruppehalider

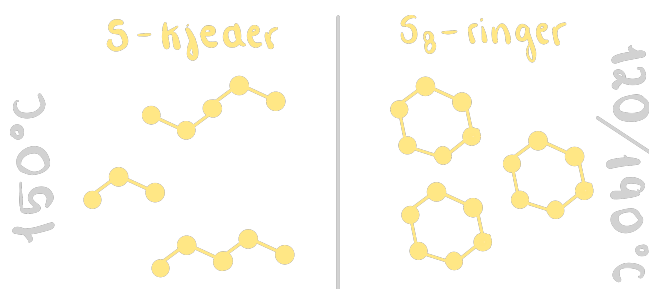
Mange av nitrogengruppehalidene er reaktive og alle elementene i gruppa dannet er trihalid,  $EX_3$ , med minst ett halogen.  $NF_3$  er det eneste stabile trihalidet med nitrogen og  $Nl_3$  er svært

ustabilt. Nitrogentriodid eksploderer lett. De tunge tri- og pentahalidene benyttes ofte som utgangsmaterialer i syntetisk kjemi. Forbindelsen  $\text{SbF}_5$  danner utgangspunktet for supersyrer ettersom forbindelsen er en sterk lewis-syre. Forbindelsen  $\text{PCl}_5$ , fosforpentaklorid, er et utgangsmateriale for kjemisk industri og brukes i mange ulike reaksjoner.

## Kapittel 16 OKSYGENGRUPPA

### Oksygengruppa

Gruppa har en del regelmessighet i periodesystemet, men oksygen skiller seg ut ved å ha veldig høy elektronegativitet. Oksygen kan fremstilles via destillasjon av luft eller ved membranteknologi og finnes både som oksyngass og ozon. Oksygen er en fargeløs gass, men er bløt i fast fase. Svovel finnes elementært i naturen nær vulkaner og er et gult fast stoff. Stoffet smelter ved 119 grader og blir lettflytende ved både 120 og 190 grader.  $\text{S}_8$ -ringer gjør stoffet lettflytende ved visse grader og  $\text{S}_n$ -keder gjør væsken mer viskøs ved 150 grader.



Se og Te finnes i sulfider, mens Po har 33 isotoper der alle er radioaktive og lite kjemisk viktige.

### Oksygengruppehalider

Oksygenhalider er generelt lite stabile. Tyngre oksygengruppenelementer danner flere ulike halider, de vanligste er av type  $\text{EX}_2$ ,  $\text{EX}_4$  og  $\text{EX}_6$  og disse er mer stabile.

## Kapittel 17 HALOGENENE

### Halogenenes egenskaper

## Uorganisk Kjemi

Samtlige av halogenene er ikke-metaller og er generelt veldig reaktive. At og Ts er ekstremt radioaktive og er dermed lite kjemisk viktige. F har høyest elektronegativitet av alle elementer og er et kraftig oksidasjonsmiddel.

### Fremstilling

NaCl og CaF<sub>2</sub> finnes som halider i naturen, men er for reaktive til å eksistere i elementær form. Klorgass og fluorgass kan framstilles gjennom elektrolyse og klorgass benyttes videre til å oksidere jodider og bromider til I<sub>2</sub> og Br<sub>2</sub>. Fremstilling av klorgass gjennomføres i vandig løsning og en metode som kalles kloralkaliprosessen. Prosessen fungerer ikke for fluorgass, der HF må brukes som løsemiddel i elektrolyseprosessen

### Elektronisk struktur for X<sub>2</sub>

Forbindelsene får fargeskift mot kortere bølgelengde nedover i gruppen og mindre HOMO-LUMO gap ned gruppen. Fluorgass er en svakt gul og giftig gass, klorgass er gulgrønn og giftig. Br<sub>2</sub> er en rødbrun, giftig væske, mens I<sub>2</sub> danner små, grå krystaller og er fiolett som gass.

### Stabilitet av alkalihalider

Stabiliteten minker ned gruppa

### Bindingsstyrke

F-F bindingen er svakere enn Cl-Cl. Fluor bryter dermed lett fra hverandre og bindes til andre elementer. Dette kommer av elektron-elektron interkasjoner. Fluor avviker fra resten av halogenene, men kun for dihalider (X<sub>2</sub>) og ikke for forbindelser med andre elementer.

### Fluorider – fysikalske egenskaper

Fluorider er ofte flyktige og kan stabilisere høye oksidasjonstall.

### Interhalogener

Interhalogener er stoffer som dannes fra forskjellige halogener, som oftest med fluor. De er gasser ved romtemperatur, vanligvis lewis-syrer og er sterke oksidasjonsmidler. Geometrien kan predikteres fra VSEPR-modellen. ClF<sub>3</sub> er et interhalogen som er ekstremt giftig og vil eksplodere i kontakt med vann, sand, treverk osv.

### Polyhalider

$I_2$ , som er en lewis-syre, i  $I^-$ , lewis-base, løsning fører til polyiodider som  $I_3^-$ , lewis-base, og  $I_5^-$ .

### Oksider av halogenene

$OF_2$  og  $O_2F_2$  er gasser også kjent som *FOF* og *FOOF*. Forbindelsene er de eneste kjente oksidene av fluor og er sterke oksidasjonsmidler for å danne ustabile fluorider.  $Cl_2O$ ,  $ClO_2$ ,  $Cl_2O_6$  og  $ClO_7$  er også sterke oksidasjonsmidler og danner en rekke syrer og anioner i vann.  $ClO_2$  brukes blant annet til bleking og desinfeksjon.

### Fluorkarboner

Fluorkarboner er F-C forbindelser som er ekstremt viktige i industrien. Forbindelsen PFTE er inert, elektrisk isolerende, tåler høy temperatur og lav friksjon og kan finnes i produkter med teflon og gore-tex. Klorfluorkarboner (CFC) ble tidligere brukt som kjølemedium og som drivgass i spraybokser. Handelsnavnet for forbindelsen er freon, men benyttes ikke lenger da den er ødeleggende for ozonlaget.

## Kapittel 18 EDELGASSENE

### Edelgassene

Edelgassene befinner seg helt til høyre i periodesystemet og har full oktett. Elementene har svært høy ioniseringsenergi på grunn av den fulle oktetten som gjør det vanskelig å frigjøre ett elektron. Elementene er stort sett inerte, med unntak av Xe, og benyttes som inertgass og i lamper og lasere. Flytende helium er et viktig kjølemiddel ved lave temperaturer. Elementene fremstilles ved destillasjon av luft. Kokepunktet øker nedover gruppa ettersom polariserbarheten øker på grunn av sterkere van der Waals-interaksjoner. Rn er radioaktivt.

### Xe-forbindelser

Xe er den viktigste edelgassforbindelsen. Kr er mindre reaktivt og Rn er radioaktiv, men de er begge lite studert. Vanligste oksidasjonstall for Xe er +II, +IV og +VI. Fluor er det eneste elementer sterkt nok til å reagere med xenon og det dannes da fluorider. Oksidene er svært ustabile og kan være eksplosive.

## Kapittel 25 GRØNN KJEMI

### Grønn kjemi

Det er 12 prinsipper for grønn kjemi som er viktige for en bærekraftig fremtid. Prinsippåpene benyttes av industrien, men er også viktige og relevante for laboratiorearbeid.

#### 1. Forebygging

Det er bedre å unngå produksjon av avfallsprodukter enn å måtte ta hånd om avfall.

#### 2. Atom økonomi

Prosesser skal designes slik at mest mulig av materiale som brukes skal inngå i det endelige produktet, altså minst mulig svinn.

$$\text{Atom Økonomi} = \frac{\text{molekylmasse til ønskede produkter}}{\text{molekylmasse til reaktanter}} \times 100\%$$

#### 3. Mindre giftige kjemikalier

Minst mulig giftige kjemikalier og stoffer skal brukes og produseres

#### 4. Design sikre kjemikalier

Kjemikalier skal designes slik at de skal utfylle sin funksjon, men med minst mulig giftighet.

#### 5. Sikrere løsemidler og hjelpestoffer

Unngå bruk av hjelpestoffer som løsemidler og disse skal være ufarlige dersom de må brukes.

#### 6. Energieffektive prosesser

Miljømessige og økonomiske påvirkninger på grunn av energibruk skal minimaliseres og hensyntas.

#### 7. Bruk fornybare råvarer

Når det er mulig skal råmaterialer og andre forbruksvarer for kjemiske reaksjoner og prosesser være fornybare.

### 8. Reduser antall prosesstrinn

Bruk færrest mulig prosesstrinn for å redusere bruken av råstoffer og energi.

### 9. Katalyse

Katalyserte reaksjoner er mer effektive enn de uten katalyse.

### 10. Forebygging

Design slik at når produktets levetid er over skal kjemiske produkter kunne nedbrytes.

### 11. Overvåking

Overvåking for å unngå forurensing av farlige produkter.

### 12. Tryggere prosesser for å unngå ulykker

Kjemikalier som velges for å redusere muligheten for ulykker inklusive eksplosjoner.

## A TIL Å

**Actinoider:** gruppe grunnstoffer fra atomnummer 89 til 103, nederst i f-blokka, samtlige er radioaktive

**Akvasyre:** Brønsted-syre, har surt proton på vannmolekyl koordinert til sentralt metallkation

**Alkalihalider:** alkalimetall + halogen, stabilitet minker ned gruppa

**Alkalimetaller:** gruppe 1

**Allotrop:** at et grunnstoff kan opptre i forskjellige krystallinske former

**Alloy:** legering, blanding mellom metaller

**Ambidentat ligand:** kan danne koblingsisomerer

**Amfotære oksider:** kan avgi eller motta proton

**Antifluoritt:** anion i ccp, kation i alle tetraedriske hull, koordinasjonstall 4 for kation og 8 for anion

**Anion:** negativt, større enn kation

**Anionradius:** øker med økende ladning

**Anti-bindende:** like fortegn gir anti-bindende, ungerade

**Atomiseringsentalpi:** øker med antall valenselektroner

**Atomorbital:** tilhører et atom, løsning på schrödingerligningen

**Atomradius:** øker ned hver gruppe i s- Og p-blokka, avtar fra venstre mot høyre

**Aufbau-prinsippet:** oppbyggingsprinsippet, laveste energinivå fylles før høyere

**Banespinnkvantetall, l:** orbitalvinkelmomentkvantetall, angir kvantisert banespinn altså orbitalets fasong, verdi = fra 0 til n-1

**Bidentat ligand:** ligand som binder seg med to atomer til sentralatomet

**Bindende:** ulike fortegn gir bindende, gerade

## Uorganisk Kjemi

**Bindingslengde:** summen av kovalent radius

**Bindingsorden:** angir antall bindinger mellom atomer

**Bindingsstyrke:** styrken til en binding angitt ved dens dissosiasjonsentalpi

**Binære hydrogenforbindelser:** består av hydrogen og et annet element, tre ulike; molekylære-, saline- og metalliske forbindelser

**Bohrs atommodell:** kjerne i midten og elektronbaner rundt

**Bor-trihalid:**  $BX_3$ , lewis-syrer

**Boran:** forbindelser mellom bor og hydrogen

**Borgruppa:** gruppe 13

**Bornitrid:** BN

**Boroksid:**  $B_2O_3$ , lavt smeltepunkt, komponent i glass

**Brønsted base:** protonakseptor

**Brønsted syre:** protondonor

**Båndgap:** energiområde uten orbitaler, avstanden mellom to bånd

**Bølgefunksjon:**  $\psi$

**$CdCl_2$ -struktur:** lagstruktur, anioner i ccp, kationer i halve oktaedriske hull, koordinasjonstall 6 for kation og 3 for anion

**$CdI_2$ -struktur:** lagstruktur, anioner i hcp, kationer i halve oktaedriske hull, koordinasjonstall 6 for kation og 3 for anion

**Chalcogener:** hovedgruppe 6, gruppe 16

**cis:** hosliggende

**$CsCl$ -struktur:** anioner i primitiv kubisk, kationer i alle kubiske hull, koordinasjonstall 8 for begge

**d-blokk:** gruppe 3 til 12, overgangsmetaller

**d-blokkmetaller:** elementer i gruppe 3 til 12

**d-metallkomplekser:** d-metall som sentral atom omringet av ligander

**d-orbital:**  $d_{z^2}$ ,  $d_{x^2-y^2}$ ,  $d_{zx}$ ,  $d_{yz}$  og  $d_{xy}$ ,  $l = 2$  og  $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$

**Defekter:** feilplasserte ioner eller atomer, intrinsiske eller ekstrinsiske

**Deuterium:** hydrogenisotop

**Diamagnetisk:** kun parede elektroner

**Diamant:** kovalent isolator,  $sp^3$ -hybridisering

**Diatomisk:** består av to atomer

**Dipol-dipol:** svak binding mellom ulike ladninger

**Dobbelt degenerert:** e

**Duktil:** formbar

**Edelgasser:** gruppe 18, full oktett

**Edelmetaller:** form for d-blokkmetaller, dyre

**Effektiv kjerneladning:** differansen et elektron ser mellom den reelle kjerneladningen og effekten av skjerming fra andre elektroner

**Ekstrinsiske punktdfeakter:** introduseres ved doping med et fremmedatom

**Elektronaffinitet:** forskjellen i energi mellom et atom i gassfase og ionet i gassfase, øker fra venstre mot høyre og avtar ned hver gruppe, kan ha positiv og negativ verdi

**Elektronbånd:** mange orbitaler som ligger tett i energi og danner et kontinuerlig spekter, overlapp mellom atomorbitaler

**Elektronegativitet:** atomets evne til å tiltrekke seg elektroner, øker fra venstre mot høyre og avtar ned hver gruppe

**Elektroner:** kjemisk reaksjon som går ved hjelp av elektrisk strøm

**Elektronpar-akseptor:** lewis-base

**Elektronpar-donor:** lewis-syre

**Elektronpresise hydrid:**

**Elektronoverskudds hydrid:**

**Elektronunderskudds hydrid:**

**Enantiomere:** speilbildeisomer

**Enhetscelle:** den minst repeterende enheten i gitteret

**f-blokk:** lantanoidene og actinoidene



## Uorganisk Kjemi

**f-blokkmetaller:** lantanoidene og actinoidene

**f-orbital:** 7 stk

**fac:** facial

**Ferminivå:** høyeste okkuperte tilstand ved 0K

**Fischer-Tropsch reaksjon:** reaksjon som omdanner karbonmonoksid og hydrogen til flytende hydrokarboner ved hjelp av en katalysator

**Flatesentrert kube:** en kule i hvert hjørne og seks halve kuler på hver flate, tilsammen 4 hele kuler

**Flerprotisk:** kan avspalte flere protoner per molekyl

**Fluoritt:** anioner i primitiv kubisk og kationer i halve kubiske hull, koordinasjonstall 8 for kation og 4 for anion, eller kationer i ccp, anioner i alle tetraedriske hull, koordinasjonstall 8 for kation og 4 for anion

**Fluorkarboner:** fluor-karbon forbindelser

**FOF:** OF<sub>2</sub>

**FOOF:** O<sub>2</sub>F<sub>2</sub>

**Fosgen:** Cl<sub>2</sub>CO, enkleste karbonylhalid, giftig gass

**Frenkel defekt:** intrinsisk punktdefekt der et mindre atom forlater sin plass i gitteret

**Gitterentalpi:** delta H<sub>1</sub>

**Grafen:** enkelt lag av grafit

**Grafit:** semimetallisk leder langs todimensjonelle lag, halvleder på tvers

**Gruppe:** nedover i periodesystemet

**Grønn Kjemi:** 12 prinsipper for en bærekraftig fremtid

**Haber-prosessen:** hydrogen og nitrogen, 450 grader, 100 atm

**Halogener:** gruppe 17, reaktive

**Halvleder:** leder ikke strøm godt i ren form, men under visse omstendigheter

**Heksagonal tettste kulepakning:** hcp, 74% fylt

**HOMO:** høyeste okkuperte molekylorbital

**Homonukleær:** molekyl sammensatt av ett element

**Hovedkvantetall, n:** angir kvantisert energi, positive heltall fra 1 og opp

**Hunds regel:** elektroner fylles uparet først og deretter paret om det er gjenværende elektroner

**Hybridisering:** blanding av atomorbitaler

**Hydratisomeri:**

**Hydrogenbinding:** svak binding mellom hydrogen og elektronegativt element

**Hydrokysyre:** brønsted-syre, surt proton på hydroksylgruppe uten nabo-oksogrupeer

**Høyspinn:** svakt felt

**Ikke-bindende:** bidrar verken eller, lik energi osm utgangspunktet

**Ikke-metall:** ofte gasser ved romtemperatur

**Interhalogener:** stoffer som dannes fra ulike halogener

**Interstitiell legering:** små atomer lokalisert i hull, elementer med ulik størrelse og egenskaper, sprø materialer

**Intrinsiske punktdefekter:** schottky- og frenkel defekter

**Ioneradius:** radius til kation pluss radius til anion

**Ioniseringsenergi:** energien som kreves for å fjerne ett elektron fra et atom i gassfase, øker fra venstre mot høyre og avtar ned hver gruppe

**Ioniseringsisomeri:** stoffer av forskjellige halogener

**Ionisk binding:** sterk binding, fullstendig ladningsoverføring, stor forskjell i elektronegativitet

**Isoelektronisk:** lik elektronkonfigurasjon

**Isomeri:** like kjemiske formler kan gi ulike molekylstruktur

**Jordalkalimetaller:** gruppe 2

**Kappa:** angir hvilket atom som er bundet til sentralatomet

**Karbid:** binære forbindelser mellom karbon og metall eller metalloider, tre undergrupper; saline-, metalliske og halvmetalliske

## Uorganisk Kjemi

**Karbongruppa:** gruppe 14

**Kation:** positivt, mindre enn anion

**Kationradius:** avtar med økende ladning

### Koblingsisomeri:

**Kompleks:** atom eller ion omgitt av ligander

**Koordinasjonsforbindelse:** nøytralt kompleks eller ionisk forbindelse der minst ett ioner er ett kompleks

### Koordinasjonsisomeri:

**Koordinasjonstall:** antallet atomer eller atomgrupper som omgir et sentralatom i en kompleksforbindelse

**Kovalent binding:** sterk binding, elektronpar deles mellom atomene, enkelt-, dobbelt- eller trippelbinding

**Kubisk tettteste kulepakning:** ccp, fcc, 74% fylt

**Kvantemekanisk modell:** beskriver elektroner som en bølge ved hjelp av bølgefunksjonen

**Kvantetall:** n, l, m<sub>l</sub> og m<sub>s</sub>

**Lantanoidekontraksjon:** større enn forventet reduksjon i atomradier for grunnstoff i lantanoidserien

**Lantanoider:** i f-blokken, atomnummer 57 til 71

**Lavspinn:** sterkt felt

**LFSE:** ligandfeltstabiliseringsenergi

**Legeringer:** alloys, blanding av metaller

**Lewis base:** elektronparadonor

**Lewis syre:** elektronparakseptor

**Ligand:** kan bindes til atom eller ion eller eksistere uten

**LUMO:** Laveste uokkuperte molekylorbital

**Lux-flood base:** oksiddonor

**Lux-flood syre:** oksidakseptor

**Magnetisk Kvantetall, m<sub>l</sub>:** angir den kvantiserte orienteringen av vinkelmomentet, altså retningen i rommet, helttalsverdier fra -l til l

**Magnetisk Spinnkvantetall, m<sub>s</sub>:** angir spinn opp eller ned, + ½ eller - ½

**mer:** meridional

**Metall:** leder varme og elektrisitet

**Metallborid:** MB<sub>6</sub> eller MB<sub>2</sub> støkiometri

**Metallisk karakter:** evnen til å gi opp/fra seg elektroner til å danne metalliske bindinger

**Metalliske hydrogenforbindelser:** ikke-støkiometriske, metalliske hydrider, elektrisk ledende

**Metallsulfider:** MS

**Molekylorbital:** felles orbital for hele molekylet

**Molekylære hydrogenforbindelser:** kovalente, diskrete molekyler, elektropresise-, elektrounderskudds eller elektronoverskuddsforbindelser

**Monodentat ligand:** binder seg til ett atom

**NaCl-struktur:** anion i ccp og kationer i alle oktaedriske hull, koordinasjonstall 6 for begge

**NiAs-struktur:** anioner i hcp og kationer i alle oktaedriske hull, koordinasjonstall 6 for begge

**Nitrogengruppa:** gruppe 15, hovedgruppe 5

**Nitrogengruppehalider:** reaktive

**Nodalplan:** plan med ingen sannsynlighet for å finne elektroner

**Node:** område med null sannsynlighet for å finne elektroner

**Nøytroner:** nøytrale partikler i kjernen

**Oksid:** O<sup>2-</sup>

**Oksiddonor:** lux-flood base

**Oksidakseptor:** lux-flood syre

**Oksidasjonstall:** brukes som et mål på hvor mange flere eller færre elektroner et atom har i en forbindelse enn det har som et rent grunnstoff

**Oksosyre:** surt proton på hydroksylgruppe med oksogruppe på samme atom

**Oksygengruppa:** gruppe 16, hovedgruppe 6

## Uorganisk Kjemi

**Oksygengruppehalider:** lite stabile

**Oktaedrisk hull:** koordinasjonstall 6, 0,414 i radius, dobbelt så mange hull som antall kuler

**Orbital:** rommet rundt en atomkjerne hvor elektronene befinner seg mesteparten av tiden

**Orbitalvinkelmomentkvanetall, l:** banespinnkvanetallet

**Overgangsmetaller:** d-blokk, gruppe 3 til 12

**p-blokk:** gruppe 13 til 18, ikke-metaller

**p-blokkmetaller:** gruppe 13 til 18, ikke-metaller

**p-bånd:** overlapp mellom p-orbitaler, høyere energi enn s-bånd

**p-orbital:** 3 stk

**Perovskitt:**  $ABO_3$ , anion (oksygen) og kation A (stort kation) i ccp, kation B (lite kation) i oktaedriske hull, koordinasjonstallene er 12 for kation A, 6 for kation B og 12 for anionet

**pH-skala:** 0 – 14

**Paramagnetisk:** uparede elektroner

**Paulis utelukkelsesprinsipp:** to elektroner i samme atom kan ikke ha samme kvantetilstand

**Periode:** vanrett i periodesystemet

**Pi-akseptor:**

**Pi-binding:** bindende elektroner parallelt med bindingsaksen

**Pi-donor:**

**Polariserbarhet:** et atoms evne til å bli forskjøvet i et elektrisk felt, store atomer og anioner er lett polariserbare, små kationer med høy ladning r lite polariserbare

**Polyatomær:** molekyl av ulike elementer

**Polydentat ligand:** bindes seg med mer enn et atom til sentralatomet

**Polymorfisme:** kjemisk forbindelse som finnes i mer enn en krystallinsk form

**Polyoksydrer:** syrer med flere sentralatom, sentrale innenfor geokjemi

**Primitiv kubisk:** lav kule tetthet, 54 % fylt, en kule i hvert hjørne

**Protonakseptor:** Brønsted-base

**Protondonor:** Brønsted-syre

**Protoner:** positivt ladde partikler i atomkjernen

**Resonans:** når det er flere mulige lewisstrukturer for samme molekyl

**Romsentret kubisk kulepakning:** lav kule tetthet, 68 % fylt, en kule i hvert hjørne og en i midten

**Rutherford atommodell:** består av en kjerne og dens elektroner, men mest tomrom

**Rutil-struktur:** anioner i hcp, kationer i halve oktaedriske hull, koordinasjonstall 6 for kation og 3 for anion

**s-blokk:** omfatter alkalimetaller og jordalkalimetaller, gruppe 1 og 2

**s-blokkmetaller:** omfatter alkalimetaller og jordalkalimetaller, gruppe 1 og 2

**s-bånd:** overlapp mellom s-orbitaler, lavere energi enn p-bånd

**s-orbital:** rundt form, 1 stk

**S8-ringer:** svovelstruktur som er lettflytende ved 120 og 190 grader

**Saline hydrogenforbindelser:** ioniske, isolerende krystallinske materialer, ustabile, oksiderer lett

**Schottky defekt:** intrinsikk punktdefekt med kation- og anionvakans, dominerer i ionsiek krystaller og ved høye koordinasjonstall

**Sigma-binding:** sylindrisk symmetri rundt bindingsaksen og har bindende elektroner langs bindingsaksen

**Skjerming:** kjerneelektroner reduserer Z til  $Z_{eff}$  ved skjerming, avhenger av størrelsen og formen på orbitalene

**Spinell-struktur:**  $AB_2O_4$ , har anioner i ccp, kation A i 1/8 av tetraedriske hull og kation B i 1/2 oktaedriske hull, koordinasjonstallet er 4 og 6 for kationene og 3 for anionene

**Smeltepunkt:** reflekterer bindingsstyrken

**Smibar:** formbar

## Uorganisk Kjemi

**S<sub>n</sub>-kjeder:** svovelstruktur som er viskøs ved 150 grader

**Sterk binding:** ionisk- eller kovalent binding

**Sterkt felt:** lavspinn

### Stereoisomeri:

**Substitusjonell legering:** ulike atomer med lik radius og egenskaper i samme gitter, smibart

**Sure oksider:** ikke-metall løst i vann

**Svak binding:** Van der Waals, dipol-dipol, hydrogenbinding

**Svakt felt:** høyspinn

**Syngass:** syntetisk produsert gass

**Tetraedrisk hull:** koordinasjonstall 4, 0.225 r, like mange hull som antall kuler

**TiO<sub>2</sub>-struktur:** anion i hcp, kationer i halve oktaedriske hull, koordinasjonstall 6 for kation og 3 for anion

**trans:** motstående

**Tridentat ligand:** bindes seg med tre atomer til sentralatomet

**Trippelt degenerert:** t<sub>2</sub>

**Tritium:** hydrogen isotop

**Valensbindingsorden:** binding dannes ved overlapp mellom orbitaler, uparede elektroner danner bindende elektronpar

**Van der Waals:** svak binding

**VSEPR:** Valens skall elektron repulsjons modell, den mest stabile strukturen rundt et sentralatom bestemmes ved å minimalisere repusjon

**Würtsitt-struktur:** anioner i hcp, kationer i halve tetraedriske hull, koordinasjonstall 4 for begge

**Zeolitt:** krystallinske aluminosilikater med nettverk av hulrom og kanaler

**Zinkblende-struktur:** anion i ccp, kation i halve tetraedriske hull, koordinasjonstall 4 for begge

**ZnS-strukturer:** avviker fra 1:1 støkiometri enten zinkblendestruktur eller würtzitt-struktur