

26173 - Uorganisk kemi

Formelsamling/noter

Overordnede kursasmål

At give et grundlæggende kendskab til kemisk bindingsteori, uorganiske forbindelsers opbygning og til de vigtigste grundstoffers egenskaber ud fra deres placering i det periodiske system.

Læringsmål

En studerende, der fuldt ud har opfyldt kursets mål, vil kunne:

- Opskrive og afstemme reaktionsskemaer. Beskrive typiske reaktioner for uorganiske forbindelser.
- Opskrive elektronkonfigurationer for simple molekyler.
- Opskrive Lewis-strukturer af ioniske og kovalente forbindelser.
- Definere krystalgitterenergier ved brug af Born-Habercyklussen og beregne bindingsenergier.
- Beskrive geometrien af molekyler ved brug af VSEPR-modellen og bestemme disse molekylers polaritet.
- Definere hybridiseringen af centralatomer med valensbindingsteori.
- Definere enhedsceller i krystallinske forbindelser.
- Anvende standardreduktionspotentialer til at forudsige om en kemisk reaktion er spontan.
- Beskrive den vandige kemi af de vigtigste grundstoffer i deres vigtigste oxidationstrin.
- Navngive kompleksforbindelser og definere deres struktur og geometri.
- Beskrive vigtige industrielle uorganiske processer.
- Rationalisere fysiske og kemiske egenskaber såsom bindingsstyrke, reaktivitet og støkiometri af binære forbindelser baseret på grundstoffernes placering i det periodiske system.

Kursusindhold

Kemisk bindingsteori, herunder V.B.- og M.O.-teori. Gennemgang af hovedgruppetoffer og udvalgte overgangsmetaller med vægt på regelmæssigheder, der kan udledes af deres placering i det periodiske system.

Alle rettigheder på billeder i noterne går til underviser i kursus 26173 uorganisk kemi samt forlaget bag bogen Chemistry (4. edn.).

Grundstoffer	45
Elektronkonfigurationer	46
Kompleksforbindelser	46
Navngivning af kompleksforbindelser	47
Eksempler på navngivning af kompleksforbindelser	48
Isomeri	48
Ligandfeltteori	49
Spektrokemisk serie	50
Højspin og lavspin	50
Magnetisme	50
Farver	51
Typiske reaktioner for d-block metaller	52
<i>Resumé for d-block metallerne</i>	55
Industriel kemi	55
Typiske reaktioner i industriel kemi	55
Elektronkonfigurationer	58
Størrelsesordener	61
Elektromagnetisk spektrum	61
Reaktionslisten	62
Opgavetyper	63

Navne på simple og sammensatte anioner

Simple:

Formula of anion	Name of anion	
H^-	Hydride	hydrid
$[\text{OH}]^-$	Hydroxide	hydroxid
F^-	Fluoride	fluorid
Cl^-	Chloride	chlorid
Br^-	Bromide	bromid
I^-	Iodide	iodid
O^{2-}	Oxide	oxid
S^{2-}	Sulfide	sulfid
Se^{2-}	Selenide	selenid
N^{3-}	Nitride	nitrid
$[\text{N}_3]^-$	Azide or trinitride(1-)	azid
P^{3-}	Phosphide	phosphid
$[\text{CN}]^-$	Cyanide or nitridocarbonate(1-)	cyanid
$[\text{NH}_2]^-$	Amide or azanide	amid

Sammensatte:

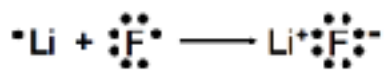
$[\text{SO}_4]^{2-}$	Sulfat	$[\text{S}_2\text{O}_3]^{2-}$	Thiosulfat
$[\text{PO}_4]^{3-}$	Phosphat	$[\text{SO}_3]^{2-}$	Sulfit
$[\text{NO}_3]^-$	Nitrat	$[\text{CrO}_4]^{2-}$	Chromat
$[\text{NO}_2]^-$	Nitrit	$[\text{Cr}_2\text{O}_7]^{2-}$	Dichromat
$[\text{CO}_3]^{2-}$	Carbonat	$[\text{MnO}_4]^-$	Permanganat
$[\text{ClO}]^-$	Hypochlorit		
$[\text{ClO}_2]^-$	Chlorat	$[\text{AsO}_3]^{3-}$	Arsenat(III)
$[\text{ClO}_4]^-$	Perchlorat	$[\text{AsO}_4]^{3-}$	Arsenat(IV)
$[\text{BrO}_3]^-$	Bromat	$[\text{SeO}_3]^{2-}$	Selenat(IV)
$[\text{IO}_3]^-$	Iodat		
$[\text{SCN}]^-$	Thiocyanat		
$[\text{OCN}]^-$	Cyanat	CH_3COO^-	Acetat = ethanoat
$[\text{S}_2]^{2-}$	Disulfid	$-\text{OOC}-\text{COO}-$	Oxalat

Ionisk binding

Dannes mellem atomer med meget forskellig elektronegativitet.

Er som regel salte og metaloxider, hvor der jo findes positive og negative ioner som går sammen pga. elektrisk tiltrækning mellem de to ladninger.

Ioniske bindinger sikre som regel at de to atomer opfylder oktetreglen ved enten at afgive eller optage et elektron.



Bindingsorden

En binding består af 2 elektroner.

En dobbeltbinding består af 4 elektroner.

En trippeltbinding består af 6 elektroner.

Desuden ses at bindingslængden er kortere desto højere bindingsorden:

Bindings type	Bindings længde (pm)
C—C	154
C=C	133
C≡C	120
C—N	143
C=N	138
C≡N	116

En bindingsorden på 0 giver et ustabilt molekyle, og det vil dermed ikke eksistere! Hvis bindingsordenen er større end 0 vil man have en binding!

Ved at kigge på molekylorbitaler kan man beregne bindingsorden på denne måde:

Bindingsorden er defineret som $\frac{1}{2} * (\text{antal elektroner i bindende orbitaler} - \text{antal elektroner i anti-bindende orbitaler})$.

Bindingsteorier

To bindingsteorier som beskriver dannelsen af en kovalent binding og elektronstrukturen af molekyler.

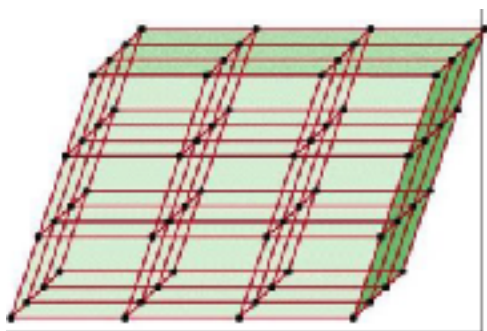
VB — valensbindingsteorien.

MO — molekylorbital-teorien.

Stof typer, enhedsceller og kuglepakning

Stof typer

Krystallinske stoffer — en strukturenhed gentages regelmæssigt og helt velordnet. Den mindste strukturenhed der gentages i alle retninger kaldes en enhedscelle. Strukturen i krystallinske stoffer består af et krystalgitter.



Amorfe faste stoffer — der er ingen veldefineret orden, stoffet kan være blødt. Ingen enhedscelle.

Mikrokrystallinske stoffer — stoffet er krystallinsk og er opbygget af enhedsceller, men er findelt i mange små stykker.

Pulver — amorfe stoffer der er findelt. Ingen langstrakt orden.

Krystalsystemer

Den mindste byggesten af en krystal er dens enhedscelle. Enhedscellen er begrænset af 6 flader, der er parvis parallelle. Størrelsen og formen af en enhedscelle angives ved de 3 kanter: a , b og c samt vinklerne mellem dem: α , β og γ .

På baggrund af disse 6 størrelser har man inddelt krystaller i 7 krystalsystemer, som er baseret på symmetrien i længder, vinkler og indhold.

De 7 krystalsystemer er:

Gruppe 14

Grundstoffer

Carbon, silicium, germanium, tin og bly. C, Si, Ge, Sn og Pb.

Typiske reaktioner i gruppe 14

