Paragraaf 1

Metaalbinding

* Metalen
	+ Geleiders van elektrische stroom
	+ Geleiders van warmte
	+ Vaak een hoog smeltpunt
	+ Vormbaar
	+ Glanzend
	+ Goed te mengen met andere metalen in gesmolten toestand
* Een legering (of alliage) is een afgekoeld mengsel van meerdere metalen. Zie ook Binas tabel 9.
* Een legering is harder en minder vormbaar dan het zuivere metaal.
* Metaalbinding
	+ Door de tegengestelde landing in het metaalrooster vindt er elektrostatische aantrekking plaats
	+ Vaste metalen hebben een metaalrooster
	+ Stroom en warmtegeleiding vindt plaats door vrij bewegende (valentie)elektronen
* Metalen verschillen in atoommassa en dichtheid (lichte en zwarte metalen)
* Metalen verschillen in reactiviteit (edelheid) er is onderscheid in vier groepen
	+ Edele metalen (o.a. Os, Ir)
	+ Half edele metalen (o.a. Hg)
	+ Onedele metalen (o.a. Al, Sn)
	+ Zeer onedele metalen (o.a. Na, K)
* Onedele metalen worden beschermd door oxide laagje (b.v. galvaniseren)
* Macro
	+ Alles wat je kan zien
* Micro
	+ Alles wat op deeltjes niveau is

Paragraaf 2

* Stoffen met moleculen noem je moleculaire stoffen
* Moleculaire stoffen bevatten moleculen die bestaan uit atomen van niet metalen
* Moleculaire stoffen geleiden geen stroom
* Molecuulbinding
	+ Vanderwaalsbinding
		- Hoe groter de massa van het molecuul hoe groter/sterker de vanderwaalsbinding
		- Hoe sterker de vanderwaalsbinding hoe hoger het smelt/kooppunt van de stof
		- In de vaste fase zitten de moleculen in een kristalrooster (molecuulrooster)
	+ Tussen moleculen vindt aantrekking plaats, de molecuulbinding of vandewaalsbinding
	+ Bij het oplossen van een stof worden de vandewaalsbindingen verbroken maar ontstaan er ook nieuwe vandewaalsbindingen
* Binding in het molecuul
	+ Bij ontledingsreacties worden bindingen verbroken in het molecuul
	+ Atoombinding of covalente binding
	+ Binding tussen twee atomen van niet-metalen
	+ Atoombinding ontstaan door valentie-elektronen
* Covalentie
	+ Het aantal bindingsmogelijkheden (of het aantal gemeenschappelijke elektronenparen) van een atoom in een molecuul
	+ Door de covalentie wordt de structuur van een moleculaire stof bepaald
* Naamgeving moleculaire stoffen
	+ Naamgeving
		- 1e telwoord - 1e atoomsoort - 2e telwoord - 2e atoomsoort, met uitgang ide (tabel 66c)
* Koolstof
	+ Bij koolstof zijn alle atomen onderling met elkaar verbonden via covalentie bindingen

Paragraaf 3

Waterstofbruggen

* Een atoom is in staat om een elektronenpaar naar zich toe trekken (elektronegativiteit)
* In binas tabel 40a vind je de elektronegativiteit
* Een normale atoombinding ontstaat als twee atomen dezelfde elektonegativitiet hebben. Bijvoorbeeld H-H, C-C, C-H
* Polaire binding
	+ Wanneer het verschil in elektronegativiteit van twee atomen veel verschilt heb je te maken met een polaire atoombinding
	+ Voorbeeld
		- O-H binding
	+ Het atoom met de grootste elektronegativiteit krijgt een klein overschot aan negatieve landing het atoom met de kleinste elektronegativiteit krijgt een even groot overschot aan positieve landing
* Soorten binding
	+ Het verschil in elektronegativiteit bepaalt het soort binding
		- 0,0 < 0,4 = apolaire binding
		- 0,4 - 1,7 = polaire binding
		- Groter dan 1,7 = ionbinding
* Molecuulmassa en kookpunt
	+ In het periodiek systeem neemt het kooppunt in een groep
	+ Bijzondere groepen zijn groep 15 en 16
	+ Een waterstofbrug (H-brug) is een intermoleculaire verbindingen tussen twee moleculen
* Waterstofbrug
	+ H-bruggen kunnen gevormd worden met stoffen die OH- en/of NH-groepen bevatten
	+ Door H-bruggen neemt het kookpunt toe
	+ H-brug is een binding tussen N-atoom of O-atoom van het ene molecuul en het H-atoom van het andere molecuul
	+ H-bruggen kunnen gevormd worden tussen twee O-atomen, twee N-atomen of tussen een O en een N-atoom
	+ Waarom is het kooppunt van water hoger dan methanol of ethanol
		- Kookpunt K
			* Water = 372
			* Methanol = 338
			* Ethanol = 351
	+ Hoe meer NH- of OH-groepen hoe meer mogelijkheden om H-bruggen te vormen
* Hydrofiele en hydrofobe stoffen
	+ Oplossen van moleculaire stoffen in water
		- Hydrofiele stoffen lossen goed op
		- Hydrofobe stoffen lossen niet op
	+ Algemene oplosregels
		- Hydrofobe stoffen lossen goed op in hydrofobe stoffen
		- Hydrofiele stoffen lossen goed op in hydrofiele stoffen
		- Hydrofiele stoffen lossen niet op in hydrofobe stoffen (en omgekeerd)
		- Hydrofiele stoffen bevatten NH of OH-groepen
	+ Let op
		- Niet alle moleculaire stoffen met NH of OH groepen zijn hydrofiel
		- Als in een molecuul naast hydrofiele groepen ook grote hydrofobe groepen aanwezig zijn, lost het niet op
	+ Lossen de volgende stoffen op in water
		- Ethanol
		- Ammoniak
		- Methaanamine
* Oplosbaarheid
	+ De oplosbaarheid van een stof is het maximale aantal gram dat in 100g water bij 20C
	+ Vaste stoffen en vloeistoffen hoe hoger de temp hoe meer er oplost
	+ Gassen hoe hoger de temp hoe minder er oplost

Paragraaf 4

* Ionbinding
	+ Zouten hebben ionen. Ionen geladen atomen
	+ Elektrovalentie
		- De landing van een atoom (ion) in een zout
		- Bij metaalionen zijn er verschillende elektrovalenties
		- Deze onderscheid je door Romeinse cijfer te gebruiken
			* Vb. lood(II)ion, ijzer(III)ion, tin(IV)ion, etc
			* Zie ook Binas tabel 40A
	+ Is een binding die ontstaat als gevolg van de elektrostatische krachten tussen de positieve en negatieve ionen (elektrostatische binding)
	+ Ionen:
		- Enkelvoudige ion
			* Een atoom wat een positieve of negatieve landing heeft
			* De ionen afkomstige van niet-metalen hebben de uitgang -ide. Bij zuurstof en zwavel gebruik je de Latijnse naam: Sulfide, Oxide
		- Samengestelde ionen
			* Meerdere atomen die een positieve of negatieve lading hebben
			* Hebben altijd uitgang -aat of -iet. (m.u.v. OH- en NH4+) zie Binas tabel 66B
* Zouten
	+ Zouten hebben verhoudingsformules
	+ Zouten zijn opgebouwd uit positieve en negatief landing
	+ Een zout is elektrisch neutraal
	+ Een ionbinding is een sterke binding
	+ Geleiden geen stroom in vaste toestand