

Samenvatting Chemie Thema 1

Atoombouw & PSE

1.3. Elektronenmantel

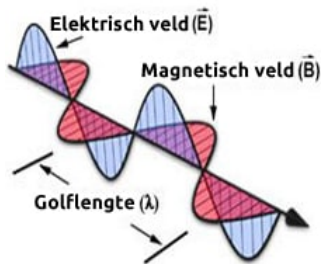
1.3.1. Onvolmaaktheid v.h. atoommodel v. Rutherford

- > Planetenmodel v. Rutherford: voldoet niet a.d. wetten v.h. elektromagnetisme.

1.3.2. Elektromagnetische straling

- > Elektromagnetisch veld: de ruimte waarin elektrische en magnetische krachten samen werkzaam kunnen zijn.

Elektromagnetisch veld



- Sinusoïdale golf: het verband tussen d. kracht v.h. veld e.d. plaats, de golf verplaatst zich weg v.d. bron, vb: licht
- Golflengte λ (meter): de kortste afstand tussen twee plaatsen in dezelfde elektromagnetische toestand.
- Frequentie: aantal golflengte per seconde m/s = Hertz (Hz), periode T uitgedrukt in seconden is hoelang nodig is voor 1 golflengte.
- Lichtsnelheid c ($= 2,9979 \cdot 10^8$ m/s): de snelheid waarmee de elektromagnetische stralen zich voortplanten i.e. lichtledige ruimte.
 $c = \lambda \times f$, hoe kleiner de golflengte hoe groter de frequentie vr. eenzelfde c

- > Lichtemissies: het ontstaan v. elektromagnetische golven als gloeien of lichteffect.
- > Kleuren spectrum: een opeenvolging v. zichtbare kleuren dat ontstaat d.h. breken v.d. golflengten
- > Continuspectrum: ontstaat bij wit licht bvb zonlicht
- > Lijnspectrum/absorptiespectrum: licht opgewekt d.e. bepaalde stof bestaat uit e. beperkt aantal leuren, ze absorberen bepaalde golflengten.

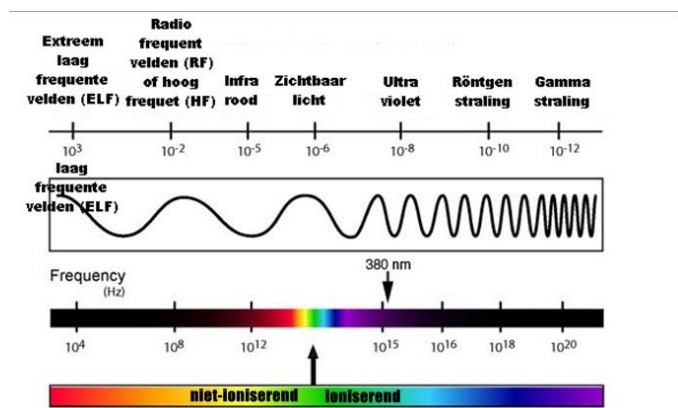
Besluit: In bepaalde omstandigheden kunnen atomen elektromagnetische golven uitstralen of absorberen.

1.3.3. Energiekwanta

- > Kwantum E : de minimale porties energie die de materie opneemt of levert bij de emissie. (Planck). $E = h \times f$ met $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ J;s (constante v. Planck)
 $\Rightarrow$ Materie kan enkel gehele veelvouden (n) v. kwanta uitwisselen: $\Delta E = n \cdot h \cdot f$

- > Elektromagnetische straal zoals licht i.e. stroom energiedeeltjes (kwanta)= **fotonen**, hun energie afhankelijk v.h. frequentie.
- E . Kwantum i.e. foton $= h \cdot f$
- Bij botsing v.e. foton m.e. elektron neemt h. elektron de energie over waardoor deze zich kan losmaken v.d. aantrekking tot de kern.

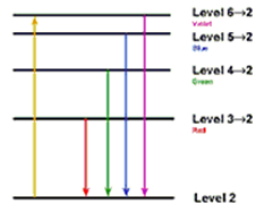
Grotere lichtintensiteit = meer elektronen los



Lijnspectra:

- > Geëxciteerd: wanneer elektronen tijdelijk in aangeslagen toestand komen d.h. opnemen v. energiekwanta (bv verhitting).

Bij h. terugvallen v.d. elektronen komt energie vrij uitgestraald als elektromagnetische golven, waarvan de golflengte overeen stemt m.d. vrijgekome energie.



1.3.4. Atoommodel v. Bohr

- > Balmer-reeks: 4 zichtbare kleuren (1rood, 1blauw, 2paars) bij het emissiespectrum v. Waterstof.
- > Kwantummechanisch atoommodel(wetten v.d. mechanica gelden niet):
 - 1) e^- i.e. atoom hun energie-inhoud verandert niet zonder invloed van buiten af
 - 2) Niet alle energie-inhouden kunnen opgeslagen worden i.e. atoom.
 - 3) E. e^- kan v.e. energieniveau overgaan naar een hoger energieniveau d.h. opslorpen v.e. overeenkomstige energiehoeveelheid.
 - 4) B.h. terugvallen o.e. lager energieniveau straalt het elektron h. energieverschil uit.

Hoofdkwantumgetal n	Kenletter schil	Maximum aantal elektronen
1	K	$2 \cdot 1^2 = 2$
2	L	$2 \cdot 2^2 = 8$
3	M	$2 \cdot 3^2 = 18$
4	N	$2 \cdot 4^2 = 32$
5	O	$2 \cdot 5^2 = 50$
6	P	$(2 \cdot 6^2 = 72)^*$
7	Q	$(2 \cdot 7^2 = 98)^*$

* Waarde wordt niet bereikt

- $\Rightarrow$ Model Bohr: e^- bewegen in energieniveaus/ e^- -schillen.
- $\Rightarrow$ Uitzenden/opslorpen v. elektromagnetische stralen = verspringen v. elektronen n.e. lager/hoger niveau/schil

1.3.5. Nog meer kwantumgetallen

- Hoofdkwantumgetal n (hoofdennergieniveau) **1→7** (schillen)
- Nevenkwantumgetal ℓ (subenergieniveau) **0→n-1**
- Magnetisch kwantumgetal m_ℓ (in aanwezigheid v.: magnetisch subniveau) **$-\ell \rightarrow \ell$**
- Spinkwantumgetal $m_s = -\frac{1}{2}$ (= e^- komt alleen voor) **$m_s = \frac{1}{2}$** (= e^- komt in paar voor)

1.3.6. Golfmechanisch atoommodel

- > Orbitaal: e. golf functie/vergelijking waarin de 3 ruimte-coördinaten (x,y,z) voorkomen, dat gegevens over de energie-inhoud v.h. elektron verwerkt.
 - Geeft waarschijnlijkheidsverdeling waar h. elektrton zich het vaakst vertoeft weer.

1.3.7. Verband orbitalen&kwantumgetallen +1.3.8.spinkwantumgetal

1) Hoofdkwantumgetal n (1→7)

= Bepaalt energie-inhoud v.h. elektron, en zijn gemiddelde afstand tot de kern. $n\hbar = E\hbar$

2) Nevenkwantumgetal ℓ 0→n-1

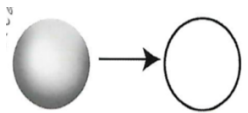
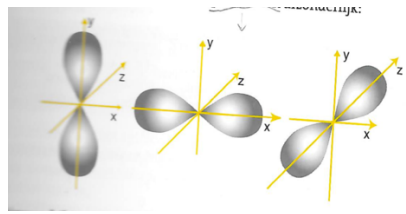
= Bepaalt de vorm v.h. orbitaal

$$E_s < E_p < E_d < E_f$$

$\ell = 0$	$\ell = 1$	$\ell = 2$
		d-elektronen d-orbitaal
		$\ell = 3$
s-elektronen s-orbitaal	p-elektronen p-orbitaal	f-elektronen f-orbitaal

3) Magnetischkwantumgetal m_ℓ – $\ell \rightarrow \ell$

= Bepaalt oriëntering v.h. orbitaal

$\ell = 0$	$\ell = 1$	$\ell = 2$	$\ell = 3$
$m_\ell = 0$	$m_\ell = -1, 0, 1$	$m_\ell = -2, -1, 0, 1, 2$	$m_\ell = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$
$1s^2$ $1s^2$ ↑↓ $2s^2$ ↑↓ (alle s-. $e^- > 1$ zonder blokje) 	$2p^6 = 2p_x^2, 2p_y^2, 2p_z^2$ $2p^6$ ↑↓ ↑↓ ↑↓ = $2p_x^2$ $2p_y^2$ $2p_z^2$ ↑↓ ↑↓ ↑↓ 	$3d^{10} = 3d_a^2, 3d_b^2, \dots t. e. m. 3d_j^2$ $3d^{10}$ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ... = $3d_a^2$ $3d_b^2$ $\dots$ $3d_j^2$ ↑↓ ↑↓ ... ↑↓	$4f^{14}$ Te moeilijk

$m_\ell = -2, -1, 0, 1, 2$
da, db, dc, dd, de

4) Spinkwantumgetal $m_s = -\frac{1}{2} \vee \frac{1}{2}$

= Verband m.d. omwenteling v.h. elektron rond eigen ingebeelde as

↑ = eenzame elektronen met één spinniveau

↑↓ = elektronenpaar met tegengestelde 'spin', magnetische velden trekken elkaar aan.

↑↑ = elektronenpaar met gelijke 'spin', magnetische velden stoten elkaar af.

1.3.9. Uitsluitingsprincipe v. Pauli

Regel: In éénzelfde atoom kunnen nooit 2 elektronen voorkomen met 4 dezelfde kwantumgetalwaarden.

Gevolg: In éénzelfde orbitaal zitten maximaal 2 elektronen met een tegengestelde spin.

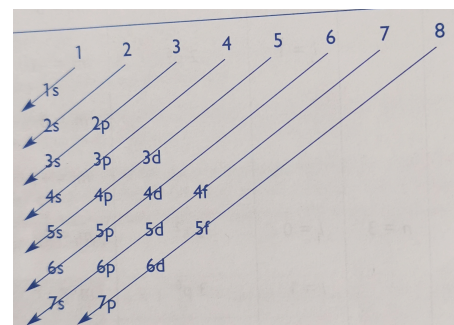
1.4. Elektronenconfiguratie v.d. atomen

1.4.1. Opvulling v.d. orbitalen volgens stijgende energie

Regel v. Hund: Elektronen magnetisch subniveau wordt eerst éénmaal bezet op alle plaatsen, vooraleer die een tweede keer bezet kan worden, in antiparallelle spin.

1.4.2. Voorstelling v. elektronenconfiguraties

- Buitenste schil v. elk atoom kan nooit meer als 8 elektronen bevatten



1.4.3. Inversies

Z = 24, 29, 41, 42, 44, 46, 47, 64, 79, 96

> Inversies: wanneer bij enkele ztomen blijkt dat de opvulregel v. Hund niet gerespecteerd wordt.

1.5. Periodiek systeem

Groepen →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	Main-group elements																		
	s-block												p-block						
	1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A	
Periode1	←1s→																		←1s→
Periode2	←2s→																		
Periode3	←3s→																		
Periode4	←4s→																		
Periode5	←5s→																		
Periode6	←6s→																		
Periode7	←7s→																		
			Transition elements d-block = overgangselementen																
			3B	4B	5B	6B	7B	8B	1B	2B									
			3d										2p						
			4d										3p						
			5d										4p						
			6d										5p						
													6p						
													</						

Inner-transition

c elements

f-block

Periodes: aantal schillen of die rijd (horizontaal)

1. Eerste periode = voorperiode: Z1-Z2
2. Tweede periode = korte periode: Z3-Z10
3. Derde periode = korte periode: Z11-Z18
4. Vierde periode: Z19-Z36
5. Vijfde periode: Z37-Z54
6. Zesde periode: Z55-Z86 met Z58-71 in f-niveau
7. Zevende periode: Z87-Z112

A-groepen of hoofdgroepen

Groepen: aantal valentie-elektronen per groep (18 tot) (verticaal)

Hoofdgroepen:

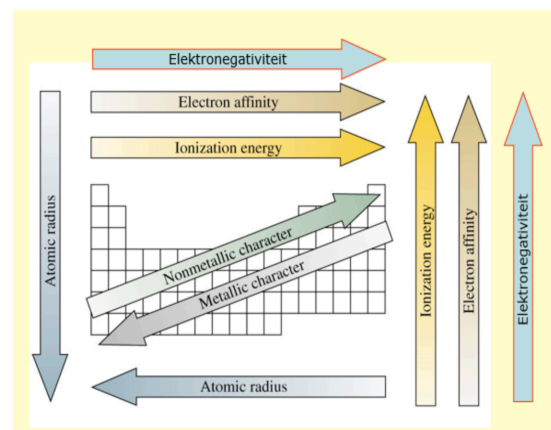
1. Hoofdgroepen a-groepen: de groepen waarin de elementen waarvan de opvullingen enkel op s&p-niveau (alkalimetalen, aardalkalimetalen, boor-aluminiumgroep, koolstofgroep, stikstofgroep, zuurstofgroep, halogenen, edelgassen)
2. Nevengroepen b-groepen: de groepen die de overgangselementen bevatten, of de metalen die elektronen afgeven om de elektronenconfiguratie te bereiken, hun opvullingen gaan tot het d-niveau.
3. Lanthaniden c-groepen: de elementen die een opvulling op hun f-niveau hebben.
4. Actiniden c-groepen: de elementen die een opvulling op hun f-niveau hebben.
5. Edelgassen (groep 0)

Z(≥93) tot 112: kunstmatige elementen, komen niet voor in de natuur, sommige zijn te jong om in de tabel te staan.

Thema 2: Chemische binding

Mini samenvatting, enkel kaders

- > Sigma-binding: door overlapping v. 2 atoomorbitalen ontstaat e. molecuulorbitaal d.e. elektronenpaar bevat, als deze ladingswolk cilindrisch symmetrisch rond de verbindingssas is, of m.a.w. de kortste weg tussen de atomen is, dan i.h.e. sigmabinding.
- > Promotie v. elektronen: bij het aangaan v.e. covalente binding kunnen s-elektronen worden gepromoveert t.e. p-orbitaal/p-elektron, dit kan max. 4x.
- > Formele lading: wanneer in een lewisformule een covalent gebonde atoom in zijn onmiddellijke omgeving meer of minder valentie-elektronen heeft dan in ongebonden toestand, draagt dat atoom e. negatieve of positieve formele lading.



Tekortkomingen v.d. lewisnotatie:

- Mesomerie: wanneer een molecule of polyatomisch ion meerdere correcte lewisformules heeft die enkel verschillen qua elektronverdeling dan is de werkelijke verdeling een hybride van de verschillende grensstructuren.
- Gevallen wr. D. octetstructuur niet bereikt of overschreden wordt
- Geometrie: bindingshoek
- Aard v. bindingen
- > Polaire binding: binding waarin de elektronen asymmetrisch verdeeld zijn over de bindende atomen
- > Elektronegativiteit: een getal dat uitdrukt in welke mate een atoom covalent gebonden elektronen naar zich toe trekt.
- > Polaire binding: symmetrische moleculen waarbij beide moleculen een verschillende elektronegativiteit hebben, of als het centrum van de positieve lading(kernen) niet samenvalt met dat van de negatieve ladingen (elektronen)

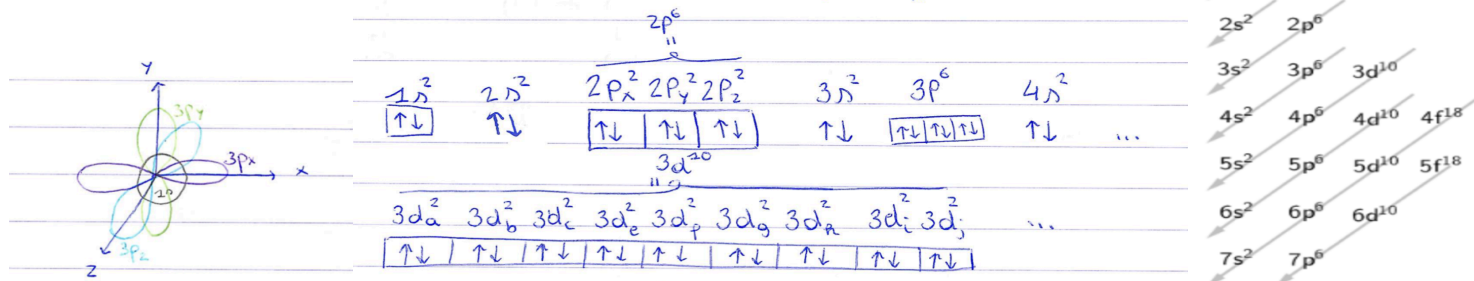
Naam van het ion	Symbol met bijhorende lading
waterstof	H ⁺
natrium	Na ⁺
kalium	K ⁺
zilver	Ag ⁺
magnesium	Mg ²⁺
calcium	Ca ²⁺
barium	Ba ²⁺
aluminium	Al ³⁺
kwik	Hg ⁺ , Hg ²⁺
tin	Sn ²⁺ , Sn ⁴⁺
koper	Cu ⁺ , Cu ²⁺
lood	Pb ²⁺ , Pb ⁴⁺
ijzer	Fe ²⁺ , Fe ³⁺
fluoride	F ⁻
chloride	Cl ⁻
bromide	Br ⁻
jodide	I ⁻
oxide	O ²⁻
sulfide	S ²⁻

Naam van het ion	Formule
hydroxide	OH ⁻
nitraat	NO ₃ ⁻
nitriet	NO ₂ ⁻
chloraat	ClO ₃ ⁻
sulfaat	SO ₄ ²⁻
sulfiet	SO ₃ ²⁻
carbonaat	CO ₃ ²⁻
fosfaat	PO ₄ ³⁻
broomaat	BrO ₃ ⁻
jodaat	IO ₃ ⁻
ammonium	NH ₄ ⁺

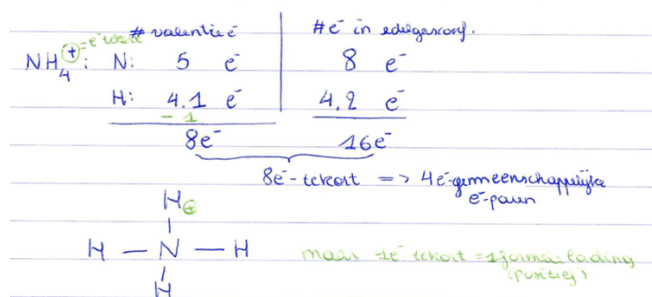
Notities hybridisatie & orbitalen

Atoomnummer gegeven (Z=...)

1) Bepaal elektronenconfiguratie

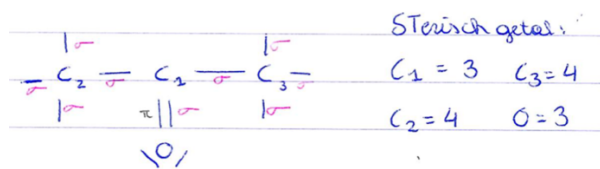


2) Bepaal lewisstructuur



3) Bepaal sterisch getal

> Sterisch getal: som v.d. sigma-bindingen + #vrije elektronenparen (per atoom)

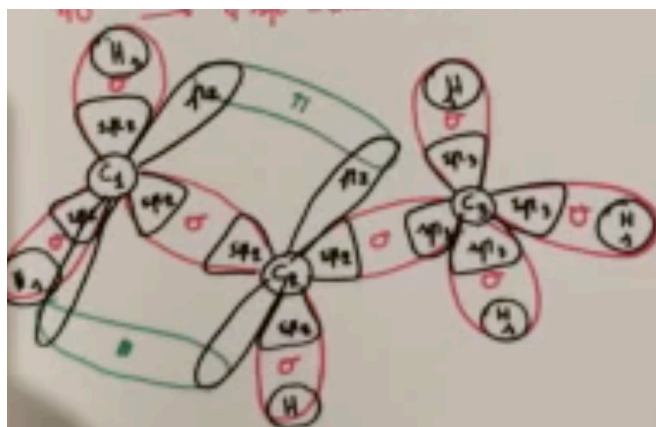


4) Bepaal hybridisatie & structuur

> Hybridisatie: het 'versmelten' van 1 s- en 1 p- elektronen/orbitalen tot 2 nieuwe sp-orbitaal

SG	hybridisatie	geometrie	elektronen-configuratie
4	sp^3	tetraëder: Piramide vorm 109°	$s p p p \rightarrow sp^3 \quad sp^3 \quad sp^3 \quad sp^3$
3	sp^2	trigonaal: V-vorm 120°	$s p p \rightarrow sp^2 \quad sp^2 \quad sp^2 + 1\pi$
2	sp	lineair/digonaal: 180°	$s p \rightarrow sp \quad sp + 2\pi$

5) Teken



Samenvatting Redoxreacties (mini)

Oxidatietrappen v. elementen bepalen:

- OT geldt vr 1 deeltje
- OT v.e. enkelvoudige stof = 0
- OT v. Zuurstof (O) = -2 = -II (BEHALVE: H_2O_2 dan is OT Zuurstof = -1 = -I)
- OT v. Waterstof (H) = +1 = +I
- Som v. alle OT's i.e. molecule = lading v. molecule

REDOXVGL oplossen:

- 1) OT's bepalen
- 2) Elektronen-overdracht & reductor/oxidator

Reductie: $oxi + e^- \rightarrow red$

→ Reductor kan e^- afgeven, reactie wordt negatiever

Oxidatie: $red \rightarrow oxi + e^-$

→ Oxidator kan e^- opnemen, reactie wordt positiever

- 3) Som v.d. deelreacties

→ Zouten, zuren & basen splitsen in ionen

Zuur	Base	Zout
H_xZ	$M(OH)_y$ NH_4OH	M_xZ_y

- 4) Vereenvoudigde redox vgl
- 5) Ladingsbalans

→ Zuur milieu: H^+

→ Basisch milieu: OH^-

- 6) Atoombalans

→ Gesplitste ionen weer toevoegen

- 7) reactievgl