

Atoommodel

We duiken nog maar eens in de bevindingen van die oude wetenschappers over de bouw van een atoom en zo. We gaan eerst maar eens op bezoek bij een tijdgenoot van Albert Einstein, de Deen Niels Bohr. Deze Niels Bohr heeft een belangrijke rol gespeeld in het begrijpen van het atoom en vooral de beweging van de elektronen. Maar hij heeft ook de kwantumtheorie vooruit geholpen.

Rutherford had als eerste een plausibel atoommodel bedacht. Maar toch klopte dat niet helemaal. De elektronen cirkelden om de atoomkern en zouden in korte tijd uitgekeld en op de atoomkern neergestort zijn. Niels Bohr, student van Rutherford, worstelde verder met dit model. “Hoe zit dat atoom nu toch in elkaar. Is het een klein zonnestelseltje? En hoe zit het toch met die elektronen? Waarom storten ze niet op de kern neer?”

Elektronen zijn, hoewel men er veel van denkt te weten, misschien wel de meest onbegrijpelijke deeltjes die er zijn. Hoewel ze zeer klein zijn hebben ze toch “massa” en “lading”? Hoeveel? Willen we dat weten? Oké, hier komen ze nog een keer:

Massa elektron:	$9,1095 \times 10^{-31}$ kilogram of $0,51100 \text{ MeV}/c^2$
Lading:	$1,6022 \times 10^{-19}$ Coulomb

Maar wat verstaat men nu precies onder massa en lading? Helaas, nog niemand die dat echt weet!

“W a t i s l a d i n g ? “ “W a t i s m a s s a ? “ Het zijn “intrinsieke” eigenschappen, dat wil zeggen “innerlijke, tot het wezen behorende” eigenschappen, zegt de wetenschap. Ja, dat zal best, maar daar komen we niet verder mee. Helaas, we zullen er mee moeten leren leven tot men er meer van weet, een echte verklaring is er (nog) niet. In ieder geval heeft l a d i n g te maken met kracht: ongelijke ladingen trekken elkaar aan, gelijke stoten elkaar af. Maar hoe?

En m a s s a ? Massa is een soort geconcentreerde energie die in een zwaartekrachtveld als “gewicht” merkbaar wordt. Elektronen hebben massa. Dit betekent dus dat zo’n heel klein elektronnetje in een zwaartekrachtveld wél wat weegt, maar bijvoorbeeld een fotonnetje (of is het fotoontje?) niet, want een foton heeft geen massa! Toch worden fotonen door de zwaartekracht beïnvloed, wist Einstein, en hij heeft dat ook laten bewijzen (bij een zonsverduistering!).

Maar, we hadden het over elektronen. Indertijd heeft men afgesproken dat een elektron een “negatieve” (– min) lading heeft. Dat is puur arbitrair gedaan, het had net zo goed positief (+), plus dus, kunnen zijn. Deze beslissing had later automatisch tot gevolg dat de protonen in de atoomkern, waar die elektronen omheen bewegen, positief moeten zijn. Ook besloot men op zeker moment, dat de lading van een elektron de “elementaire lading” werd, waar alle andere deeltjes mee vergeleken en in uitgedrukt kon worden. De waarde werd dus: -1. Men ontdekte later dat er ook anti-elektronen of “positronen” bestonden, die dus waarde: +1 hebben. Symbool voor een elektron is “ e^- ” en voor een positron “ e^+ ”.

Een “normaal” atoom is neutraal en heeft dus evenveel (positieve) protonen als (negatieve) elektronen. Lading +1 of -1 was dus de elementaire lading. Maar... toen later bleek dat de protonen uit 3 quarks bestonden, moest men toch maar besluiten dat er ook lading $1/3$ en $2/3$ kan bestaan! En... een atoomkern (behalve waterstof) bevat ook neutronen. Hoe zit het dan daarmee? Een neutron is toch neutraal? Ja, maar toch is het heel eenvoudig te snappen (is ook al eens eerder verklaard).

Even herhalen: Up-quarks (**u**) hebben lading $+2/3$, down-quarks (**d**) $-1/3$.

En zo heeft dan een Neutron: “**u.d.d**”: lading: $+2/3 - 1/3 - 1/3 = 0$

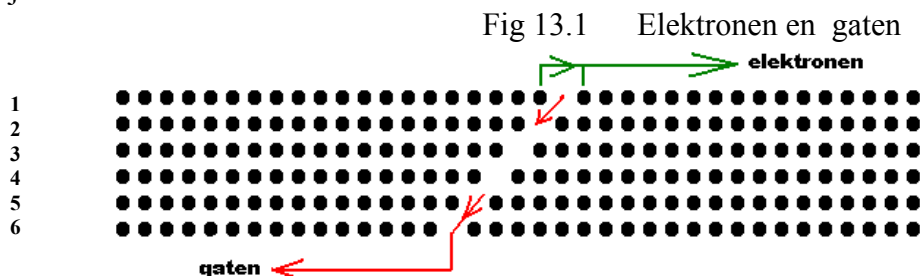
Proton: “**u.u.d**”: lading: $+2/3 + 2/3 - 1/3 = 3/3 = 1$

Nu bestaan er ook “ionen”, atomen met een teveel of te weinig elektronen. Zo’n “ion” kan dus negatief of positief zijn. En wanneer? Bij een:

Tekort aan elektronen: ion is positief: “kation”

Teveel aan elektronen: ion is negatief: “anion”

Dat is begrijpelijk nietwaar? Maar... dit schiep wel meteen een probleem! Men had altijd aangenomen dat elektrische stroom van plus naar min liep, maar uit bovenstaande blijkt dat de elektronen van min (een teveel) naar plus (een te kort) lopen. Helaas heeft men dit, zoals ik al eerder vermeld heb, nooit gecorrigeerd. Maar.... je zou het misschien zó kunnen zien: een elektron beweegt naar een “gat” voor hem en laat een gat achter zich open. Het elektron achter hem beweegt zich naar dit gat en laat ook weer een gat achter zich, waarin dan ook weer enz. enz. Terwijl de elektronen zich vooruit bewegen, gaan de gaten achteruit! Zou je het zo moeten zien?



We weten nu wél wat l a d i n g bij een atoom betekent: een tekort of teveel aan elektronen. Nu nog “even” ontdekken wat het begrip l a d i n g van een elektron, positron of een quark nu eigenlijk inhoudt! Wat doen die deeltjes, wat hebben ze toch in zich waardoor ze kunnen aantrekken of afstoten?

Kijk, een proton dat een positron uitstoot raakt z’n lading kwijt, is dan “neutraal” en wordt dus een neutron! Maar ook geldt: als een proton een elektron absorbeert, dan... wordt het eveneens een neutron. Maar wat heeft een elektron (en een quark) in zich dat hem (of haar) negatief maakt? Is dat een geheimzinnige “stof”, bezitten ze een mysterieuze energie in zich?

Als in onze macrowereld iets “geladen” is, dan zit er wat in! Een vrachtwagen heeft bijvoorbeeld dozen met kauwgomballen als lading, een schuit heeft soms een lading zure appels. Maar wat voor “lading” heeft zo’n “geladen” (elementair) deeltje? Niemand die dat blijkbaar weet. Tja, ik wilde toch “de wereld verklaren?” Ik zal er dus zelf wat over moeten verzinnen en dat zelfde geldt voor het begrip “massa”. Een deeltje met “massa” is in ieder geval niet gevuld met “deeg” (wat het woord “massa” in bepaalde landen wél betekent)!

Spin

Dan is er ook nog de (vind ik) bizarre eigenschap: “s p i n”. Dit is die vreemde eigenschap die steeds weer genoemd wordt, bij deeltjes én (atoom)kernen, want er bestaat ook “kernspin”. Het is iets waarmee men volop werkt, waarmee men rekt, maar die men niet bevredigend kan uitleggen. Het zijn ook nog Nederlanders die deze eigenschap hebben ontdekt, namelijk G.E. Uhlenbeck en S.A. Goudsmit, die later naar de USA vertrokken, om daar verder te “spinnen”? Intussen heeft men gevonden dat bijvoorbeeld elektronen “spin $1/2$ ” hebben maar dat er ook deeltjes zijn met “spin 1”.

- Spin $\frac{1}{2}$ ” betekent dat het elektron 2 maal moet “draaien” om weer in z’n uitgangspositie terug te keren.
- Deeltjes met spin 1 zijn daar dus al na éénmaal draaien.

Maar men weet nog niet eens óf een elektron werkelijk “spint” of niet, men gaat er slechts vanuit dat een deeltje met spin zich gedraagt alsóf het draait!

Spin $\frac{1}{2}$, $1\frac{1}{2}$ enzovoort, noemt men “halfvallige” spin, spin 1,2,3 enzovoort noemt men dus “heeltallige” spin. En dan zijn er ook nog elektronen met “spin up” en “spin down”! Ook een vreemde eigenschap, want dan draai je ze toch gewoon om zou je denken, maar dat blijkt niet zomaar te kunnen! Elektronen zijn namelijk ook nog een soort magneetjes, *Noordpool* boven: spin up, “draait” linksom, *Zuidpool* boven: spin down, “draait” rechtsom. Dat magnetisme van zo’n deeltje, dat zou toch door de draaiing komen, of zie ik dat te simpel?

Een elektron is dus een elementair deeltje (denkt men), een deeltje met zeer weinig massa en een “duaal” karakter. Het kan zich zowel als een golf maar ook als een deeltje gedragen! Het is zeer stabiel, kan vrij bewegen, maar ook gebonden zijn aan een atoomkern. Het kan zich in een proton nestelen, dat dan een neutron wordt.

Het aantal elektronen in het heelal zou, volgens sommigen, vastliggen: er komen er niet bij en er gaan er niet af. Toch kan dit, denk ik, niet helemaal waar zijn, want als een elektron een positron ontmoet, annihileren ze elkaar en komt er gammastraling (fotonen) vrij. Laten we het er maar op houden dat de meeste “eeuwig” bestaan, 10^{35} jaar is toch wel behoorlijk eeuwig! Toch knap van zo’n heel klein deeltje dat eigenlijk deeltje noch golfje (of allebei?) is en linksom of rechtsom draait (of doet alsof?).

Spectraallijnen

Bekijken we nu weer het atoom. In een atoom bewegen de elektronen zich om de atoomkern. Eerst dacht men dat men dit kon vergelijken met ons zonnestelsel: een kern met elektronen in cirkelvormige banen er omheen. Later werden dit “schillen” die op hun beurt weer uit “subschillen” of “orbitalen” bestaan. Thans blijkt dat men de om de kern bewegende elektronen beter kan “zien” als een uit lagen bestaande “elektronenwolk”, waarin deze elektronen zich “ergens” bevinden!

Onze Deense vriend Niels Bohr heeft de wetenschap over het atoommodel en de elektronen een stuk vooruit gebracht. Maar Niels begreep natuurlijk ook niet alles. Hij kreeg hulp van zijn Duitse collega: Wolfgang Pauli. En uiteindelijk vond Niels Bohr verklaringen voor vele toen nog onopgehelderde zaken, zoals o.a. de “waterstoflijnen”. Ze zijn al eerder genoemd, het zijn de lijnen die men bijvoorbeeld in het lichtspectrum van de zon aantreft. Een zekere Fraunhofer had deze lijnen in 1814 al ontdekt.

Hoe ontstaan die lijnen ook alweer? Men had ontdekt dat (wit) licht, dat door een ijl, koud gas valt zwarte lijnen in het spectrum veroorzaakte. Stuur je een stroom door een gas of verhit je het, dan gebeurt het omgekeerde: er ontstaan lichte lijnen in het spectrum. Men noemt ze absorptie- en emissielijnen. Door steeds betere technieken (met “lichttralijs”) verkreeg men steeds nauwkeurigere spectra en kon men de golflengte (en dus ook de frequentie) van de lijnen steeds nauwkeuriger bepalen.

Die lijnen bleken te maken hebben met de elektronen van een atoom. Als atomen energie (in de vorm van energiepakketjes, “fotonen” dus) toegevoerd krijgen, raken ze in “aangeslagen” toestand. Die energie is bijvoorbeeld warmte (IR straling), zichtbaar of UV licht, of, nog sterker: Röntgen en gammastraling. Al deze straling is dus elektromagnetische straling, bestaande uit fotonen van diverse golflengtes!

Als fotonen met voldoende “energie” een atoom raken, kan het gebeuren dat de elektronen naar een meer buitengelegen baan springen. Maar... daar bevalt het hen niet, ze

vallen weer terug en zenden de energie weer uit, in de vorm van fotonen! Formeler gezegd: wanneer een elektron van een “hogere” schil naar een “lagere” schil springt, zendt het een foton uit met een energie gelijk aan het energieverval tussen de twee schillen! Bij dit proces ontstaat er dan een “emissie”lijn in het spectrum, met een golflengte die volgt uit deze energie volgens de Planckformule.

Omgekeerd, in een atoom kan een elektron slechts van een lagere naar een hoger gelegen schil springen als het een foton van de juiste energie absorbeert. Valt er nu intens licht door een koud gas, dan absorberen de gasatomen fotonen van specifieke golflengtes en dan zie je dus zwarte “absorptie”lijnen in het spectrum.

Het zonnenspectrum vertoont heel veel spectraallijnen, hoofdzakelijk Waterstoflijnen, want de zon bestaat voornamelijk uit Waterstof (en Helium) en het uitgestraalde licht passeert veel heet, maar ook minder heet Waterstofgas! De zon is van binnen ongelofelijk heet, miljoenen graden, maar aan de buitenkant “slechts” enige duizenden graden.

Ook in de spectra van het licht van sterren, zien we allerlei lijnen. Sterren zijn ook “zonnen” en over de spectraallijnen in hun spectra is al veel geschreven, want die lijnen hebben ons zeer veel geleerd over de samenstelling van sterren en sterrenstelsels. Ieder element heeft namelijk z’n specifieke spectraallijnen en de plaats van de lijnen in het spectrum hangt dus af van de golflengte van de uitgezonden of opgenomen fotonen.

Als we lijnen “zien” in zo’n spectrum is dit dus in het (voor ons mensen) zichtbare gebied. Dit gebied heeft zoals bekend golflengtes tussen de 380 en de 770 Nm. Maar er zijn ook lijnen die in ’t UV gebied (onder de 380 Nm) en in ’t IR gebied (boven de 770 Nm) liggen, want fotonen kunnen allerlei golflengtes hebben. Zo bezit Waterstof zeer veel “onzichtbare” lijnen (golflengtes), die vanaf het Röntgengebied tot ver in het radiogolvengebied liggen, maar alleen die van 380 – 770 Nm “zien” we! Om de onzichtbare lijnen, die buiten het zichtbare spectrum liggen, te “zien”, ja, dat is minder eenvoudig, maar met nieuwe technieken wel mogelijk.

Ruim honderd jaar geleden waren er al geleerden die deze lijnen bestudeerden, maar nog weinig begrepen van het hoe en waarom. Men begon met de waterstoflijnen, makkelijk want de zon heeft veel Waterstof, staat vlakbij en geeft een mooi duidelijk spectrum.

We onderscheiden thans de volgende spectraallijnen, (van waterstof), genoemd naar hun ontdekkers:

Golflengte in Nm	Naam spectraallijn
< 400 Nm (UltraViolet gebied)	“Lyman”lijnen
400 – 800 Nm (zichtbaar licht)	“Balmer”lijnen
> 800 Nm (InfraRood gebied)	“Paschen”lijnen

Er zijn er nog meer: bijv. de “Brackit” en de “Pfund” lijnen, met nog langere golflengtes.

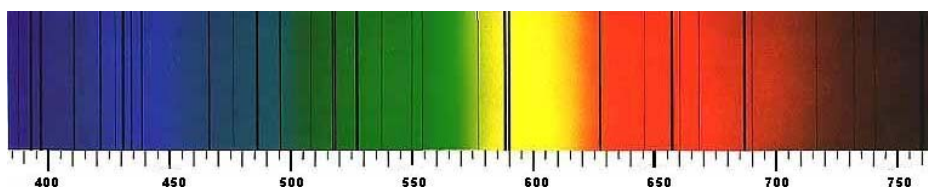


Fig 13.2 spectraallijnen

Die onderzoekers ontwikkelden, al zoekende, een tamelijk eenvoudige formule, waarmee ze de frequentie en dus de golflengte van de lijnen konden berekenen, maar verder

snapten ze er nog weinig van! Daarvoor moesten ze wachten op de Deen Niels Bohr, die eindelijk meer helderheid bracht.

Maar.... wat was dat eigenlijk voor een formule van die onderzoekers? Moeten we die eigenlijk wel weten? Het is een heel eenvoudige formule, dus hier komt hij:

$$v = R (1/n^2 - 1/m^2) \quad (\text{waarin } n \text{ en } m \text{ gehele getallen zijn})$$

Dit is de algemene formule voor de frequentie (“v”) van een waterstoflijn. Balmer is de bedenker van deze de formule (al in 1884) en hij begon met de waarde van 2 voor “n”. Voor “m” nam hij: 3,4,5..... en kreeg zo de Balmerformule:

$$v = R (1/2^2 - 1/m^2)$$

Met $n = 2$ en $m = 3,4,5 \dots$ hebben we dus de Balmerlijnen. Nemen we $n = 1$ en $m: 2,3,4 \dots$ dan krijgen we de Lymanlijnen, $n = 3$ geeft de Paschenlijnen.

“n” Is dus een geheel (kwantum)getal en “m” is $> n$ en n is dus ook een geheel getal. Maar..... wat is “R” eigenlijk? Dat is een constante, de Rydbergconstante, genoemd naar de Zweed Rydberg die óók veel onderzoek naar spectraallijnen deed. Die constante kon men berekenen doordat men de golflengtes van de lijnen in het spectrum behoorlijk nauwkeurig kon bepalen.

Die Rydbergconstante kunnen we nu dus ook zelf uitrekenen want die golflengtes van de H-(waterstof)lijnen van de “Balmerreeks” zijn al ruim 100 jaar bekend:

Waterstoflijn	Golflengte in Nanometer	Frequentie in TeraHertz
• H _α lijn:	656,3 Nm	456,79 Thz
• H _β lijn:	486,1 Nm	616,73 Thz
• H _γ lijn:	434,0 Nm	690,77 Thz

(1 Nanometer = 10^{-9} meter en 1 Terahertz = 10^{12} Hertz)

Nu neem ik aan dat Balmer de formule voor die eerste Waterstoflijn ontwikkeld heeft, de H_α lijn dus, van 456,79 Thz. We zullen eens kijken of wij dat ook kunnen. We nemen m maar eens één groter dan 2, dat betekent dus: $m = 3!$

$$456,79 = R (1/2^2 - 1/3^2) = R (1/4 - 1/9) = R (0,25 - 0,111) = 0,139 R$$

$$R \text{ wordt nu dus: } (456,79 : 0,139) \times 10^{12} = 3286 \times 10^{12} = \underline{\underline{3,286 \times 10^{15}}}$$

Maar klopt dat ook? Nou, niet helemaal, maar we zijn aardig in de buurt. Officieel is de Rydbergconstante:

$$\underline{\underline{3,29033 \times 10^{15}}} \text{ (voor Waterstof)}$$

Iets over de verschillende lijnen:

- **Balmer** onderzocht de lijnen in het zichtbare spectrum. Die formule die hij ervoor bedacht heeft is “empirisch”, dus niet bewezen! Nu vraag ik me af of die toch alsnog bewezen kan worden. Het is zo’n mooie, eenvoudige formule, ik had gehoopt dat de natuur (of God?) dat zo leuk en prettig geregeld had. We kunnen omgekeerd zelf ook

een Balmerlijn berekenen. We nemen $n = 2$ en $m = 3$. We kunnen dan de bijbehorende frequentie (en de golflengte) berekenen:

$$\nu = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

Frequentie =

$$(3,3 \times 10^{15}) \times (1/4 - 1/9) = 3,3 \times 10^{15} \times 0,139 = \mathbf{0,459 \times 10^{15}} \text{ Hz} = 459 \text{ Terahertz.}$$

De golflengte is dan: $3 \times 10^{17} : 0,459 \times 10^{15} = 654 \text{ Nanometer.}$

Deze "Balmerlijn" bevindt zich dus in het "rode" gebied van het zichtbare lightspectrum.

Opmerking. Deze lijn ligt heel dicht bij de H_{α} lijn van 656,3 Nm en 456,79 Thz.

Dat zal, denk ik, wel komen doordat ik c (de lichtsnelheid) niet precies heb genomen.

- **Lyman** zocht veel in het UV gebied. Nemen we bijv. $n = 1$ en $m = 5$, dan krijgen we:

$$\nu = R \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{5^2} \right)$$

$$\text{Frequentie} = (3,3 \times 10^{15}) \times (1 - 1/5^2) = 3,3 \times 10^{15} \times 0,96 = 3,168 \times 10^{15} \text{ Hz.}$$

De golflengte is dan: $3 \times 10^{17} : 3,168 \times 10^{15} = 94,7 \text{ Nanometer.}$ Deze "Lymanlijn" bevindt zich dus dik in het onzichtbare UV gebied!

Nemen we er nog een, $n = 1$ en $m = 18$, dat is dus een relatief zeer grote sprong. De frequentie is dan:

$$\text{Frequentie} = (3,3 \times 10^{15}) \times (1 - 1/18^2) = 3,3 \times 10^{15} \times 0,997 = 3,289 \times 10^{15} \text{ Hz.}$$

De golflengte is dan: $3 \times 10^{17} : 3,289 \times 10^{15} = 91,2 \text{ Nanometer}$

Deze golflengte werd maatgevend voor de "groundstate", omdat dit vergelijkbaar was met een sprong van zéér ver weg naar de "rustbaan" van het elektron van het Waterstofatoom.

- **Paschen** zocht in het langolvige (infrarode) gebied. We nemen bijvoorbeeld $n = 3$ en $m = 4$, we krijgen dan:

$$\nu = R \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{4^2} \right)$$

$$\text{Frequentie} = (3,3 \times 10^{15}) \times (1/9 - 1/16) = 3,3 \times 10^{15} \times 0,0486 = 0,1604 \times 10^{15} \text{ Hz.}$$

De golflengte is dan: $3 \times 10^{17} : 0,1604 \times 10^{15} = 1870 \text{ Nanometer.}$

Deze lijnen zijn dus al in 't micrometergebied ($1 \mu\text{m} = 1000 \text{ Nm}$), inderdaad in 't langolvige gebied!

Stukje wiskunde

Dit was gewoon rekenen, maar nu komt er toch een beetje wiskunde. Het wordt steeds taaier, maar ja, ik ben op zoek en ik wil toch de wereld verklaren?

Die constante van Planck "**h**", daterend uit begin 20^e eeuw, bleek steeds belangrijker te worden. Hij kwam in steeds meer formules voor, het werd een natuurconstante.

"A un momento dado", op een gegeven moment dus, heeft een zekere Paul Dirac, Engelse geleerde, van **h** weer een andere constante gemaakt door **h** te delen door 2π . Deze Paul Dirac is één van de vaders van de kwantummechanica.

Dit getal werd dus de "**constante van Dirac**" en wordt voorgesteld door : \hbar

(**h** met een streepje erdoor of ook \underline{h} , **hstreek** of ***Ah**).

Waarom deed Dirac dit? Wel, ik denk omdat we een elektron van een atoom als een rondlopende golf kunnen beschouwen, dan betreft h dus eigenlijk één rondlopende golf. En, delen we de omtrek van een cirkel door 2π , dan krijgen we de straal r , want de omtrek van een cirkel is $2\pi r$! We kennen h ($0,6626176 \times 10^{-33}$) dus de waarde van \underline{h} is:

$$h/2\pi = 0,6626176 \times 10^{-33} : (2 \times \pi) = 1,05459 \times 10^{-34} \text{ J.s}$$

Afgerond: ***Ah = (hstreep) = 1.05 x 10⁻³⁴ J.s** de “constante van Dirac”

Er is nog een reden voor deze constante: “ $h/2\pi$ ”. Deze \underline{h} blijkt de eenheid van “spin” te zijn, je weet wel, die vreemde “intrinsieke” eigenschap van sommige deeltjes: “Draaien ze nou of draaien ze niet!”

Nog éénmaal wat over het begrip “spin”. Al eerder genoemd in het hoofdstuk “Atoom en theorie”. De spin van een deeltje is het: “baanimpulsmoment” en:

“Onder spin van een deeltje, verstaat men de ‘hoeveelheid draaiing’ of het ‘impulsmoment’ van een roterend deeltje”.

Impulsmoment is dus een combinatie van impuls en moment. Nog even repeteren:

- **Impuls.** Het symbool is “p”. Impuls van een deeltje is: massa x snelheid.
Dus in eenheden: $p = m \times v = \underline{\text{kg.m/s}}$ (officiële eenheid van impuls).
Massa = Gewicht (Newton) : g (m/s^2). Dus in eenheden:
 $\text{impuls } p = N : \text{m/s}^2 \times \text{m/s} = N \times \text{s}^2/\text{m} \times \text{m/s} = \underline{\text{N.s}}$ (Newton.seconde).
- **Moment.** “Moment is kracht maal arm”, dat hebben we, als het goed is, al heel lang geleden geleerd! Dus $M = f \times l$ in Nm (Newtonmeter).
- Nu krijgen we dus de combinatie van beide: “**impulsmoment**” voor iets wat draait.
Spin is dus een “impulsmoment” en wordt volgens de natuurkunde als volgt berekend:
Het **spinimpulsmoment** = $m.\omega.r^2$ (massa x hoeksnelheid x straal²)
 m = massa elektron, ω = de hoeksnelheid in radialen per seconde, r = de straal van het elektron. Nu is snelheid $v = \omega.r$ dus $\omega = v/r$ dus is het spinimpulsmoment: $m.v/r . r^2 = m.v.r$!
Welke eenheid? $m.v.r$ is: impuls p x straal r = Newton.seconde x meter = Newtonmeter x seconde = J.s!

De eenheid van spin is dus: “ $h/2\pi$ ”, “ \underline{h} ” of “hstreep”, de “constante van Dirac”.

“ h ” is de constante van Planck ($0,6626176 \times 10^{-33}$ J.s).

“ \underline{h} ” of hstreep is de constante van Dirac ($1,05459 \times 10^{-34}$ J.s)

Fijnstructuur

Toen men de spectraallijnen met steeds betere apparatuur nauwkeuriger bestudeerde, ontdekte men dat zo’n spectraallijn eigenlijk uit meerdere lijnen bestaat, zo’n lijn heeft een “fijne structuur”. Deze “fijnstructuur” beschrijft men dan ook als “het verschijnsel dat een spectraallijn van een atoom uit een aantal componenten bestaat met onderling kleine verschillen in frequentie c.q. golflengte”, zoals ik ergens las. Nou ja dat zal best waar zijn,

professor Zeeman had het ook al over gesplitste lijnen. Maar hieruit is een, volgens vele geleerden, zeer belangrijke constante ontwikkeld, namelijk de “fijnstructuurconstante”.

Fijnstructuurconstante, symbool: “ α ”

Deze “ α ” wordt, het klinkt eentonig, met een eenvoudige formule berekend. Maar... wat blijkt, er zijn twee formules en die hangen af van het eenhedensysteem dat je gebruikt. Er worden twee eenhedensystemen gebezigd: het “**c g s**” en het “**M k s**” systeem, het is weer het oude liedje: standaardisatie!

c g s systeem: “centimeter, gram, seconde”, eenhedenstelsel uit 1881!

M k s systeem: “Meter, kilogram, seconde”, voorloper van het SI systeem.

Hier komen de formules:

$$\alpha = e^2 / 2 \hbar c \quad (\text{cgs systeem}) \quad \alpha = e^2 / 4 \pi \epsilon_0 \hbar c \quad (\text{Mks systeem})$$

e = elementaire lading van een elektron

\hbar = constante van Dirac = $h / 2\pi$

c = lichtsnelheid

ϵ_0 = diëlektrische constante of “permissiviteit” van het vacuum.

Uit beide formules komt een getal dat ongeveer gelijk is aan $1 / 137$.

Preciezer: $\alpha = 0,007297352568$ of $1/137,03599911$

Ook hier geldt weer dat je allerlei waarden voor deze constante kan vinden. Maar...., waarom is deze constante zo belangrijk, wat maakt hem zo bijzonder? Dat is: omdat het een “dimensieloos” getal is, het is een getal dat niet in eenheden uitgedrukt wordt, die vallen in de formules tegen elkaar weg! Volgens sommigen is het zelfs *de belangrijkste constante in het heelal*. Maar is hij ook werkelijk “constant”? Volgens sommigen niet, volgens de meeste wel!

Enige jaren geleden beweerde men dat uit studies van zeer “oud” licht gebleken was dat deze “ α ” sinds de oerknal iets veranderd is, echter wel zeer weinig: 0,001 %. Magnesium en ijzer zouden, in zeer oud licht (van 7 miljard jaar geleden) van quasars, het licht iets anders absorberen dan nu! Maar de gevestigde wetenschap is niet overtuigd!

Wat is het belang van α ? Deze constante zou “een maat voor de kracht van de elektromagnetische interactie” zijn. Zou de waarde iets anders zijn, zegt men, dan zou het heelal er heel anders uitzien! Wij zouden in ieder geval niet bestaan! En wie zijn de geleerden die dit alles bedacht hebben? Atoomgeleerde en vriend van Einstein: Arnold Sommerfeld, Duits geleerde. Dan hebben we nog Arthur Eddington, die ooit beweerde: “ α bedraagt precies $1 / 136$ ” en later: “Nee toch niet, hij is precies $1 / 137$!” En Wolfgang Pauli vond het zeer frappant dat hij tijdens een conferentie over deze onderwerpen, kamer 137 had! Er deed naderhand ook nog een verhaaltje over Wolfgang Pauli de ronde, dat blijkbaar typerend was voor ’s mans karakter:

Toen Pauli, die nogal bezig was met deze nieuwe natuurconstante, op zeker moment gestorven was en “boven” arriveerde, vroeg hij audiëntie bij God aan en stelde hem de volgende vraag: “God, waarom is α eigenlijk $1 / 137$?” “O, dat kan ik wel uitleggen” zei God en begon vervolgens razendsnel vergelijkingen op te schrijven en uit te rekenen, maar terwijl God bezig was, begon Wolfgang steeds heftiger met z’n hoofd te schudden.....

Elektronenwolk

In 1912 werkte Niels Bohr aan z'n atoommodel. Hij zag een atoom als een klein zonnestelseltje. Hij ontdekte dat elektronen slechts in bepaalde banen om de atoomkern konden "cirkelen" en dat ieder van die banen slechts een beperkt aantal elektronen kunnen

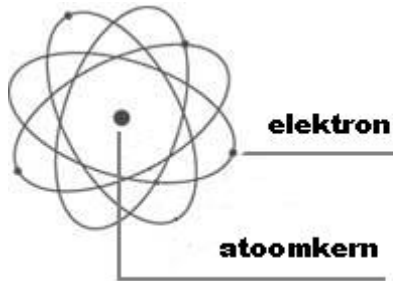


Fig. 13-3 "Bohr"atoom

bevatten. Zeg maar dat er maximaal zeven banen of "schillen" zijn, die op zich weer in "subschillen" of "orbitalen" onderverdeeld zijn. Toen de kwantumtheorie zich steeds verder ontwikkelde bleek het allemaal niet zo simpel als Bohr het eerst voorstelde, maar voor ons, aardse mensen (zoals o.a. ik), met een beperkt voorstellingsvermogen, is het Bohrse atoommodel eigenlijk nog steeds het makkelijkst voor te stellen en uit te leggen.

Bohr stelde dat de elektronen niet zomaar overal rond de kern zwermden, maar slechts bepaalde banen konden volgen. Is een atoom in z'n ruststand, dan bevinden ze zich zoveel mogelijk in de binnenste banen. Elektronen zoeken blijkbaar altijd de plaats met de laagste energie, zeg maar de rustigste plek, in een atoom, 't zijn net oudere mensen!

Iedere baan blijkt een maximum energie te hebben. Nemen we een atoom in grondtoestand en voeren we hieraan energie (in de vorm van licht of andere straling) toe, dan raakt het atoom "aangeslagen": de elektronen springen één of meer banen verder. Iedere baansprong kost een specifieke hoeveelheid energie. Vallen de elektronen weer terug naar hun "ruststand" dan geven ze die energie weer af!

Later bleek dat de elektronen zich niet in banen maar in een soort wolkenlagen ("schillen") om de kern bevinden, waarbij je eigenlijk nooit precies weet waar ze zijn, ze zijn gewoon bijna overal in hun wolk.

Hoewel men dit nu algemeen weet, ziet men toch als afbeelding nog steeds het (achterhaalde) "Bohratoom": een klein zonnestelseltje. Dat is wat makkelijker voor te stellen en wordt dus nog steeds gebruikt!

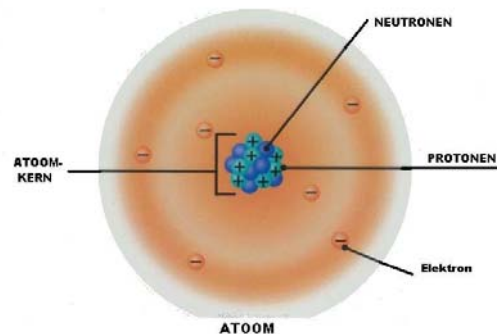


Fig 13-4 Atoom met elektronen"schillen"

Door het werk van Bohr en Planck werden ook de "fotonen" ontdekt, deeltjes die we als pakketjes energie kunnen zien. Einstein, die veel met Bohr en Planck in contact was, begreep hierdoor meteen dat licht niet alleen een golf- maar ook een deeltjeskarakter had en kon eindelijk het foto-elektrisch effect verklaren. Die energiehoeveelheden: "kwanta", zijn dus lichtdeeltjes die later algemeen "fotonen" werden genoemd. En, elektromagnetische straling is dus straling die bestaat uit fotonen, energiepakketjes van een bepaalde golflengte c.q. frequentie. En ook: hoe hoger de frequentie (hoe korter de golflengte) hoe meer energie!

Hoe bereken je die energie? En hoe de energie die nodig is of vrijkomt als een elektron een baansprong maakt? Dat kon men al snel daarna als volgt berekenen! Je begint met Max Plancks formule! Niels Bohr vond, met hulp van Max's formule, dat de energie tussen de elektronenbanen afhing van de frequentie(ν), de Planck constante h en het zog.

“hoofdkwantumgetal” n . Dat laatste getal is een 1, 2, 3 enz. en hangt af van de baan of “schil”, te beginnen bij 1 voor de binnenste elektronenschil. Het is de beroemdste formule van de kwantumtheorie en hij luidt (we kennen hem al):

$$E = n \cdot (h \cdot \nu)$$

Van deze basisformule werden zeer vele formules afgeleid, o.a:

$$E_n - E_m = h \cdot \nu$$

Deze is voor het berekenen van het energieverval tussen de banen. Naar buiten neemt de energie steeds verder af. We moeten dan wel de energie “ E_1 ” van de eerste baan weten. Die is -13,6 eVolt, omgerekend $-2,179 \times 10^{-18}$ Joules. Waarom is die negatief? Omdat dit de “ionisatie-energie” is, de energie die het kost om een elektron uit z’n baan te krijgen, dat gaat het moeilijkst uit baan 1. De hogere banen kunnen we berekenen met:

$$E_n = E_1 : n^2$$

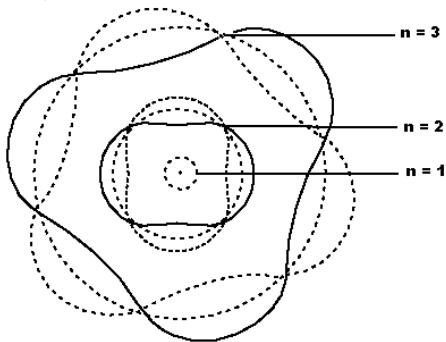
Hierin is n weer het kwantumgetal 1,2,3,4 enz. van de hogere banen!

K schil, $n = 1$:	-13,6 eVolt
L schil, $n = 2$:	$-13,6 : 4 = -3,4$ eVolt
M schil, $n = 3$:	$-13,6 : 9 = -1,51$ eVolt
N schil, $n = 4$:	$-13,6 : 16 = -0,85$ eVolt
O schil, $n = 5$:	$-13,6 : 25 = -0,54$ eVolt

Niels verklaarde en berekende nog veel meer: Hij verklaarde de Balmerlijnen (zichtbaar licht) en later ook de Lyman en Paschenlijnen, die eerder besproken werden. Hij berekende ook de straal van de baan van een elektron, de energie van de elektronensprongen en ontwikkelde er formules voor. Let wel, hij bestudeerde eerst alleen het meest simpele atoom: Waterstof. Toen hij die verklaard had ging hij verder met het toen net ontdekte element nr.2: Helium en later ook nog Lithium. Ga je nog verder dan worden het wel erg ingewikkelde berekeningen, blijktbaar ook voor hem!

Pauliverbod

Maar Bohr snapte een paar dingen niet: Waarom passen er slechts twee elektronen in de eerste schil, maximaal acht in de tweede enzovoort. Daar hielp z’n collega Wolfgang Pauli. Deze is de bedenker van het eerder genoemde “**Pauliverbod**”! Pauli stelde dat in een bepaalde baan slechts **twee** elektronen passen, die dan ook nog tegengestelde spin (“op” of



“neer”) moeten hebben. En, met “baan” wordt hier dus “subschil” of “orbitaal” bedoeld. Dit “Pauliverbod” geldt trouwens alleen voor “fermionen”, waartoe de elektronen behoren. Hoe kan ’t eigenlijk dat die “hoofdkwantumgetallen precies 1, 2, 3 enz. zijn? Nu, dat werd verklaard door een Franse geleerde: “de Broglie”. Hij stelde dat elektronen, net als fotonen, een duaal karakter hebben. Het zijn deeltjes maar ook golven! Als ze zich in een atoom bevinden, golven ze rond de kern, het zijn een soort rondlopende golven! En.... er past alléén een heel aantal golven in de baan!

Fig 13.4 Tek. Eerste 3 banen

En dus: in de eerste baan, het dichtst bij de kern, één golf zodat $n = 1$, in de volgende baan twee golven: $n = 2$ en zo voort.

Willen we echt weten hoe het allemaal zit? Nou mmm...jjja, eigenlijk toch wel! Maar dan wordt het toch wel behoorlijk ingewikkeld! Toch proberen? Mmmm, ja ik wil er toch wel wat meer van weten. Dus, daar gaat ie dan!

Elektronen bewegen zich dus in een soort wolkenlagen, “schillen” genaamd, om de atoomkern. De elektronen bevinden zich het liefst zo dicht mogelijk bij de (atoom)kern, want dan bevinden ze zich in de laagste energietoestand! Als je dus vanaf Waterstof de daaropvolgende atomen bestudeert, zie je dat elektronen eerst de eerste schil vullen, is deze vol dan de tweede schil enz.

Iedere schil bezit z'n eigen energieniveau voor de elektronen, waarbij geldt dat het energieniveau hoger (groter negatief getal) wordt naarmate de baan verder van de kern aflight. Volgens Niels Bohr en zijn geleerde vrienden worden deze elektronenschillen bepaald door 4 “kwantumgetallen” en daarmee heeft men de elektronenwolk als volgt ingedeeld:

- Om te beginnen stelde Bohr dat er maximaal zeven hoofdschillen bestaan, die elk met een letter en een cijfer worden aangegeven.
Vanaf de kern naar buiten hebben we de volgende schillen:
K, L, M, N, O, P, Q met resp. “kwantumcijfer n ”: **1, 2, 3, 4, 5, 6, 7**.
De cijfers zijn de eerder genoemde **Hoofdkwantumgetallen “n”**.
De K, L, M en N schillen kunnen maximaal $2 \cdot (n)^2$ elektronen bevatten.
- Deze (hoofd)schillen bestaan weer uit subschillen of “**orbitalen**”. Die worden verdeeld door het **Nevenkwantumgetal “l”** (kleine letter L) en aangegeven met de letters **s, p, d** en **f**.
Het nevenkwantumgetal **l** volgt uit het hoofdkwantumgetal **n**, en wel volgens: $l = n - 1$.
Dus voor schil K (= 1) wordt **l** dan: $1 - 1 = 0$, voor schil L (= 2) wordt **l**: $2 - 1 = 1$, voor schil M (= 3) krijgt **l** de waarde: $3 - 1 = 2$, enzovoort.
- Deze “orbitalen” worden (soms) ook weer onderverdeeld door het **Magnetisch Kwantumgetal: “ m_l ”** (m met de kleine letter l eronder). Dit magnetische kwantumgetal verdeelt iedere orbitaal in $2 \times l + 1$ sub-orbitalen. Voor de M- schil (3), waarvan **l** = 2 wordt m_l : $2 \times 2 + 1 = 5$ sub orbitalen. Wat betekent dit “soms”? Dat betekent dat wanneer een atoom in een magnetisch of elektrisch veld komt, de elektronen zich enigszins heroriënteren. Een elektron is eigenlijk een klein magneetje en neemt in zo'n veld een bepaalde stand in, afhankelijk van z'n kwantumgetal m_l , dat weer afhangt van het nevenkwantumgetal **l**. De effecten die het gevolg zijn van deze “heroriëntatie”, zijn bestudeerd door respectievelijk prof. Zeeman en een zekere mijnheer Stark.
- Dan hebben we, naast de drie “baankwantumgetallen” nog een vierde kwantumgetal: het **Spin kwantumgetal “s”**. Wat “**spin**” is, is al eerder besproken, dat is die eigenschap: draait ie nou of draait ie niet! En deze spin is voor elektronen halfallig. Dus er zijn voor de elektronen twee getallen, namelijk: $-\frac{1}{2}$ voor spin **up** en $+\frac{1}{2}$ voor spin **down**.

Verder blijkt dat iedere schil maar een bepaald aantal elektronen kan bevatten. Dat aantal kan eenvoudig berekend worden. Het maximum aantal elektronen per schil bereken je namelijk met: $2 \times n^2$. Hieruit volgt dan het volgende lijstje voor de zeven schillen:

K-schil,	n = 1,	vol bij $2 \times 1^2 = 2$	elektronen
L-schil,	n = 2,	vol bij $2 \times 2^2 = 8$	„
M-schil,	n = 3,	vol bij $2 \times 3^2 = 18$	„
N-schil,	n = 4,	vol bij $2 \times 4^2 = 32$	„

Nu nog wat vreemds: de hogere schillen O, P en Q zouden, zo verdergaand, theoretisch respectievelijk 50, 72 en 98 elektronen kunnen bevatten maar dat blijkt niet zo te zijn. Er zijn maar zo'n 100 elementen en er bestaan geen (natuurlijke) atomen met meer dan 92 elektronen in de wolk (nr. 92 is Uranium). Dus zie je dat de hoger gelegen schillen weer terug gaan in aantal en een maximum aantal elektronen van resp. 32, 18 en 8 te hebben! Het lijstje gaat dus verder met:

O-schil,	n = 5,	vol bij 32	elektronen
P-schil,	n = 6,	vol bij 18	„
Q-schil,	n = 7,	vol bij 8	„

Waarom dit zo is, eerst omhoog en dan omlaag? Een echt antwoord zal er misschien wel zijn, maar een eenvoudige verklaring heb ik (nog) niet kunnen vinden!

Deze hoofdschillen zijn dus in maximaal 4 subschillen of orbitalen verdeeld, namelijk de **s**, **p**, **d** en **f** orbitalen. En ook deze orbitalen kunnen slechts een beperkt aantal elektronen bevatten namelijk:

s-orbitaal:	max.	2	elektronen
p-orbitaal:	max.	6	„
d-orbitaal:	max.	10	„
f-orbitaal:	max.	14	„

Er volgt nu een staatje dat één en ander wat duidelijker moet maken. Het is een overzichtje van de orbitalen in de eerste vier schillen: de K, L, M en N schil.

Schil	Orbitalen											
K	1s											
L	2s	2p-x	2p-y	2p-z								
M	3s	3p-x	3p-y	3p-z	3d -1	3d -2	3d -3	3d -4	3d -5			
N	4s	4p-x	4p-y	4p-z	4d -1	4d -2	4d -3	4d -4	4d -5			
					4f -1	4f -2	4f -3	4f -4	4f -5	4f-6	4f-7	

Fig 13.6 Overzicht orbitalen

Wat zien we eigenlijk in deze tabel?

We zien dat de K schil één 1s orbitaal heeft met daarin dus 1 of 2 elektronen. De “1” vóór de s wil zeggen dat deze orbitaal bij de eerste schil, de K schil hoort.

De L schil heeft één 2s orbitaal en drie 2p orbitalen, maximaal 2 plus 3 maal 2 is 8 elektronen. Ook hier weer: de “2” vóór de p wil zeggen: behorende bij de tweede schil, de L schil dus.

De M schil heeft ook weer één 3s orbitaal, drie 3p orbitalen maar ook nog vijf 3d orbitalen. Maximaal dus: $2 + 3 \cdot 2 + 5 \cdot 2 = 18$ elektronen.

De N schil bezit één 4s, drie 4p, vijf 4d maar ook nog zeven 4f orbitalen. Maximaal kan deze schil dus $2 + 3 \cdot 2 + 5 \cdot 2 + 7 \cdot 2 = 32$ elektronen bevatten.

Dit gaat zoals we boven hebben gezien niet zo door, 32 elektronen per schil is het maximum, daarna worden de schillen minder vol, resp. 32, 18 en 8 voor de O, de P en de Q schil.

Maar... hoe kan het dat er toch zoveel elektronen in een schil passen? Volgens het “Pauliverbod” passen er toch slechts twee elektronen in een baan? Ja, dat is inderdaad waar, want volgens Wolfgang Pauli zit het zo:

“In een atoom kunnen nooit twee elektronen met dezelfde waarde voor de vier kwantumgetallen voorkomen!”

In de **s**-orbitaal, dicht bij de kern, zwermen inderdaad slechts één of twee elektronen (met spin up en spin down) rond. Die **s**-baan is dus eenvoudig, die moet een bolvorm hebben. Maar de **p**-orbitaal kan (maximaal) 6 elektronen bevatten en zou volgens het Pauliverbod dus uit drie aparte banen moeten bestaan en dat is ook zo. Die banen lijken op ingesnoerde ballonnen of zandlopers of pinda’s en oriënteren zich dan in 3 richtingen: langs de x-as, de y-as en de z-as. Bij de **d**-orbitaal wordt het nog ingewikkelder. In de volgende figuur kunnen we er enigszins een idee van krijgen.

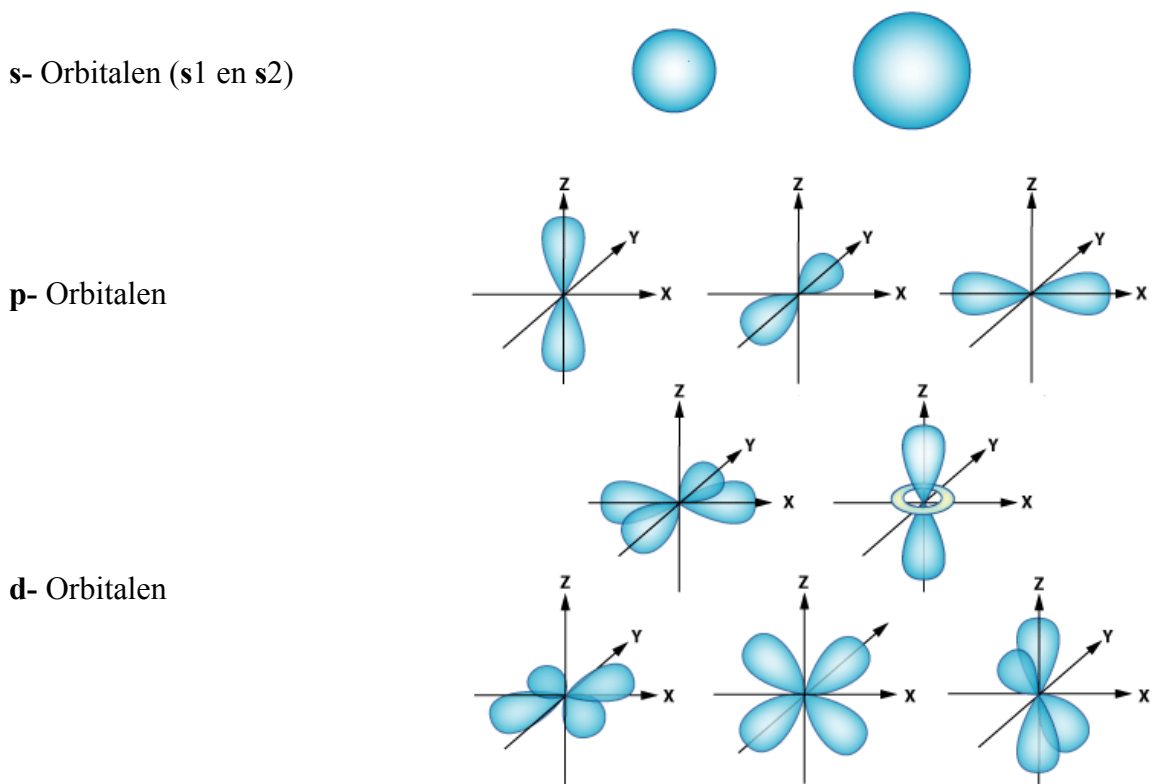


Fig 13.5 S-, P-, en D-orbitalen

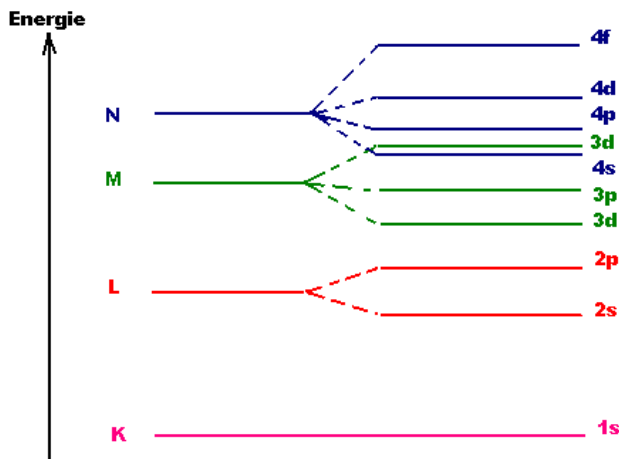
Volgens het “onzekerheidsbeginsel” (van een andere geleerde: Werner Heisenberg), moeten we een orbitaal als een wolk zien en we kunnen dus hoogstens zeggen dat zo’n elektron zich ergens in die wolk bevindt.

Uit het lijstje volgt dat de **d**- en **f**-orbitalen uit respectievelijk 5 en 7 aparte banen (met ieder 2 elektronen) bestaan. Die orbitalen worden dus steeds ingewikkelder, want deze banen staan in allerlei richtingen. Bij de **p**-orbitaal kan men die nog met x, y en z coördinaten aanduiden, maar daarna wordt het zo ingewikkeld dat ook dat niet meer gaat.

Deze **s**- en een **p**-orbitaal kunnen we nog wel enigszins voorstellen, maar de **d**- en de **f**-orbitaal, die gaan in ieder geval boven mijn pet. Ik waag me daar in dit verhaal dus maar niet aan!

In iedere van deze “subbaantjes” van zo’n orbitaal bevinden zich volgens Pauli dus maximaal twee elektronen met tegengestelde spin: “up” en “down” ($\uparrow\downarrow$). Zo’n elektronenpaar heet een “doublet”. Spin up, zo is afgesproken, is de grondtoestand. En al die paren hebben dus steeds andere kwantumgetallen!

Dan nog wat: bekijken we de lijst van elementen en beginnen we bij de eerste: Waterstof, atoomnummer 1, die heeft één elektron in één schil. Gaan we dan verder, dan bevatten de atomen steeds meer elektronen in de “wolken” om de kern en ontstaan er dus steeds meer schillen en orbitalen. Nu hebben de elektronen de neiging om zich te “nestelen” in een niveau (orbitaal) met zo min mogelijk energie!



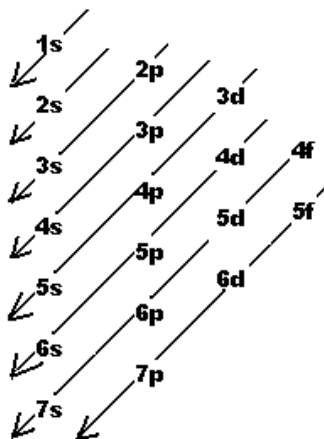
Je zou dus denken dat de orbitalen van iedere schil netjes op volgorde opgevuld zullen worden. Maar... je voelt het al, dat is ook weer niet altijd zo. Het blijkt namelijk dat de 3d orbitaal (van de M-schil dus) meer energie bevat dan de 4s (van de O-schil), de 4d meer dan de 5s, de 4f meer dan de 6s enz. Waarom? Sorry, dit is kwantummechanica! De oorzaak moet het feit zijn dat er niet alleen een wisselwerking tussen de positieve atoomkern en de negatieve elektronen is, maar ook een afstotende werking tussen de elektronen onderling!

Fig. 13.6 Schema schillen en orbitalen

De volgorde van opvulling blijkt uiteindelijk als volgt te zijn:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p

Beginnen we weer bij atoomnr. 1, dan betekent de bovengenoemde volgorde dus dat eerst de s-orbitaal van de K-schil (de eerste) wordt opgevuld met 1 elektron. We hebben dan element nr. 1: Waterstof (H). Dan komt er een s-orbitaal van de K-schil met 2 elektronen, één met spin up en één met spin down, we zijn dan bij element nr.2: Helium (He).



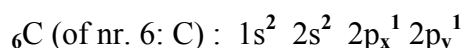
Gaan we verder dan worden de orbitalen s en p van de L-schil (de tweede) opgevuld, 2 elektronen in s en maximaal 6 elektronen in p. Maar... dan wordt van de M-schil (de 3e) wel de s en de p orbitaal opgevuld, maar niet orbitaal d! Eerst wordt orbitaal s van schil N (4) opgevuld met maximaal 2 elektronen, pas daarna wordt orbitaal 3d van schil M (3) opgevuld met maximaal 10 elektronen! Nadat schil M (3) vol is gaat het weer verder met schil N (4), met orbitaal 4p. Enfin, zo gaat het verder, de hele elementenlijst langs.

Fig. 13.7 Diagonaalregel

Het schemaatje laat het wat duidelijker zien (voor de eerste 4 schillen). Men noemt dit de diagonaalregel en de volgorde is dus: 1s – 2s – 2p – 3s – 3p – 4s – 3d – 4p – 5s – 4d – 5p – 6s – 4f – 5d – 6p – 7s – 5f – 6d – 7p.

We hebben ook nog te maken met verschillende “stabiliteitsniveau’s”. De elektronen proberen altijd een zo stabiel mogelijke configuratie te vormen. De stabielste vorm blijkt: de “edelgas”configuratie te zijn, met 8 elektronen in de buitenste schil. Zijn er voldoende elektronen, dan zullen ze proberen de orbitalen volledig (of als er niet genoeg elektronen zijn: half) te bezetten. Een bepaald orbitaal wordt namelijk eerst opgevuld met één elektron (met spin up), daarna pas met doubletten. In de laatste te bezetten orbitaal blijken zich dan ook nog zoveel mogelijk “ongepaarde” elektronen te nestelen. Dit is de “regel van meneer Hund” die dat blijkbaar ontdekt heeft!

Een koolstofatoom heeft bv. De volgende configuratie:



Hierbij betekenen de hooggeplaatste cijfers 1 of 2 het aantal elektronen en de laaggeplaatste letters de oriëntatie (x of y richting) van de desbetreffende orbitaal.

Nu nog even over de edelgassen. De edelgassen hebben de namen “Helium”, “Radon”, “Neon”, “Argon”, “Krypton” en “Xenon”. Het “eenvoudige” edelgas Helium heeft 2 elektronen maar verder hebben ze allen 8 elektronen in de buitenste schil en zijn “inert”, dat wil zeggen, ze verbinden zich nergens mee. Vandaar dat bijvoorbeeld gloeilampen met Argon- of Xenongas gevuld zijn. Er gebeurt dan chemisch niks met de gloeidraden, ze zullen op den duur wel verdampen maar kunnen niet verbranden.

Chemische reacties spelen zich namelijk voornamelijk in de buitenste schil af. Hebben atomen dus een buitenste schil met 8 elektronen, dan vinden ze die lekker “vol” en houden dat graag zo. Hebben atomen buitenschillen met minder dan 8 elektronen, dan “verbinden” ze zich graag met andere atomen die ook minder dan 8 elektronen in de buitenschil hebben, het liefst zó, dat ze er samen 8 hebben!

Waarom doen die elektronen in een atoom zo raar en eigenwijs? Ik ben bang dat men dit niet echt weet en dat de wetenschap al lang blij is dat men weet dat ze doen zoals ze doen. Ikzelf heb in ieder geval geen idee waarom die elektronen zich zo (toch wel enigszins) vreemd gedragen. Je zou haast “geloven” dat ze een soort ordenend denkvermogen hebben! Zou het dan toch zo zijn dat die elektroontjes allen een eigenwijs eigen breintje hebben?

Een zekere mijnheer Shelldrake (en hij niet alleen) denkt inderdaad dat alle materie een soort contact met elkaar heeft. Het is ook al zo vreemd dat zo’n heel klein, vreemd golvend deeltje, miljarden jaren, zonder te versagen, al spinnend en bewegend, kan blijven bestaan! Als we dát nu eens goed zouden begrijpen dan waren we een stuk verder!

Maar, we gaan terug naar de “exacte” wereld. Met de bovenstaande kennis kunnen we nu de verdeling van de elektronen over de schillen in de atomen van de verschillende elementen wat beter begrijpen en beschrijven. Hier een paar voorbeelden:

Atoomnr.	Symbool	Element	elektronenconfiguratie
3	Li	Lithium	$1s^2 2s^1$
6	C	Koolstof	$1s^2 2s^2 2p^2$
19	K	Kalium	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
30	Zn	Zink	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
35	Br	Broom	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Dan volgt hierna voor de zekerheid nog een overzicht van de elektronenconfiguratie van alle elementen:

Fig. 13.8 Tabel van de elektronenschillen en orbitalen van atomen (in de grondtoestand)

Atoom- Nummer	K	L	M	N	O	Atoom- nummer	K	L	M	N	O	P	Q	
	1s-2s	2p-3s	3p 3d-	4s 4p 4d 4f-	5a 5p 5d 5f		1s - 2s	2p - 3s	3p 3d -	4s 4p 4d 4f-5a	5p 5d 5f-6s	6p 6d -	7s	
1 H	1					51 Sb	2-2	6-2	6 10-2	6 10	-2	3		
2 He	2					52 Te	2-2	6-2	6 10-2	6 10	-2	4		
						53 J (I)	2-2	6-2	6 10-2	6 10	-2	5		
3 Li	2-1					54 Xe	2-2	6-2	6 10-2	6 10	-2	6		
4 Be	2-2													
5 B	2-2	1				55 Cs	2-2	6-2	6 10-2	6 10	-2	6	-1	
6 C	2-2	2				56 Ba	2-2	6-2	6 10-2	6 10	-2	6	-2	
7 N	2-2	3				57 La	2-2	6-2	6 10-2	6 10	-2	6	1 -2	
8 O	2-2	4				58 Ce	2-2	6-2	6 10-2	6 10	2-2	6	-2	
9 F	2-2	5				59 Pr	2-2	6-2	6 10-2	6 10	3-2	6	-2	
10 Ne	2-2	6				60 Nd	2-2	6-2	6 10-2	6 10	4-2	6	-2	
						61 Pm	2-2	6-2	6 10-2	6 10	5-2	6	-2	
11 Na	2-2	6-1				62 Sm	2-2	6-2	6 10-2	6 10	6-2	6	-2	
12 Mg	2-2	6-2				63 Eu	2-2	6-2	6 10-2	6 10	7-2	6	-2	
13 Al	2-2	6-2	1			64 Gd	2-2	6-2	6 10-2	6 10	7-2	6	1 -2	
14 Si	2-2	6-2	2			65 Tb	2-2	6-2	6 10-2	6 10	9-2	6	-2	
15 P	2-2	6-2	3			66 Dy	2-2	6-2	6 10-2	6 10	10-2	6	-2	
16 S	2-2	6-2	4			67 Ho	2-2	6-2	6 10-2	6 10	11-2	6	-2	
17 Cl	2-2	6-2	5			68 Er	2-2	6-2	6 10-2	6 10	12-2	6	-2	
18 Ar	2-2	6-2	6			69 Tm	2-2	6-2	6 10-2	6 10	13-2	6	-2	
						70 Yb	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	-2	
19 K	2-2	6-2	6	-1		71 Lu	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	1 -2	
20 Ca	2-2	6-2	6	-2		72 Hf	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	2 -2	
21 Sc	2-2	6-2	6	1 -2		73 Ta	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	3 -2	
22 Ti	2-2	6-2	6	2 -2		74 W	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	4 -2	
23 V	2-2	6-2	6	3 -2		75 Re	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	5 -2	
24 Cr	2-2	6-2	6	5 -1		76 Os	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	6 -2	
25 Mn	2-2	6-2	6	5 -2		77 Ir	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	7 -2	
26 Fe	2-2	6-2	6	6 -2		78 Pt	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	9 -1	
27 Co	2-2	6-2	6	7 -2		79 Au	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 -1	
28 Ni	2-2	6-2	6	8 -2		80 Hg	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 -2	
29 Cu	2-2	6-2	6	10 -1		81 Tl	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 -2 1	
30 Zn	2-2	6-2	6	10 -2		82 Pb	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 -2 2	
31 Ga	2-2	6-2	6	10 -2 1		83 Bi	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 -2 3	
32 Ge	2-2	6-2	6	10 -2 2		84 Po	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 -2 4	
33 As	2-2	6-2	6	10 -2 3		85 At	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 -2 5	
34 Se	2-2	6-2	6	10 -2 4		86 Rn	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 -2 6	
35 Br	2-2	6-2	6	10 -2 5										
36 Kr	2-2	6-2	6	10 -2 6		87 Fr	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 -2 6 -1	
						88 Ra	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 -2 6 -2	
37 Rb	2-2	6-2	6	10 -2 6	-1	89 Ac	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 -2 6 1-2	
38 Sr	2-2	6-2	6	10 -2 6	-2	90 Th	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 -2 6 2-2	
39 Y	2-2	6-2	6	10 -2 6	1 -2	91 Pa	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 2-2 6 1-2	
40 Zr	2-2	6-2	6	10 -2 6	2 -2	92 U	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 3-2 6 1-2	
41 Nb	2-2	6-2	6	10 -2 6	4 -1	93 Np	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 4-2 6 1-2	
42 Mo	2-2	6-2	6	10 -2 6	5 -1	94 Pu	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 6-2 6 -2	
43 Tc	2-2	6-2	6	10 -2 6	5 -2	95 Am	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 7-2 6 -2	
44 Ru	2-2	6-2	6	10 -2 6	7 -1	96 Cm	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 7-2 6 1-2	
45 Rh	2-2	6-2	6	10 -2 6	8 -1	97 Bk	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 9-2 6 -2	
46 Pd	2-2	6-2	6	10 -2 6	10 -	98 Cf	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 10-2 6 -2	
47 Ag	2-2	6-2	6	10 -2 6	10 -1	99 Es	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 11-2 6 -2	
48 Cd	2-2	6-2	6	10 -2 6	10 -2	100 Fm	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 12-2 6 -2	
49 In	2-2	6-2	6	10 -2 6	10 -2	1	101 Md	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 13-2 6 -2
50 Sn	2-2	6-2	6	10 -2 6	10 -2	2	102 No	2-2	6-2	6 10-2	6 10	14-2	6	10 14-2 6 -2

Elektronen-snelheid

Die Niels Bohr heeft dus, met hulp van zijn collega-geleerden, zaken als energie, de straal van de banen en snelheden kunnen berekenen. Dat was in die tijd, maar ook nu nog een geweldige prestatie! Maar... hoe deed hij dat eigenlijk? In ieder geval met formules, wiskunde. Zoals gezegd, hij begon met Waterstof, het eenvoudigste atoom. Een atoom Waterstof heeft een kern met één proton en daaromheen één elektron. Verkeert het atoom in de “groundstate”, dan bevindt het elektron zich in de eerste schil “K” met hoofdkwantumgetal $n=1$.

Indertijd is men het volgende over zo’n elektron te weten gekomen:

De massa van een elektron is $9,109534 \times 10^{-31}$ kg

De rustenergie van een elektron in de eerste baan is 13,58 eV.

Daarbij is $1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19}$ joule, dus $13,58 \text{ eV} = 21,76 \times 10^{-19}$ joule.

De gemiddelde straal van de eerste “schil” zou $0,529167 \times 10^{-10}$ m zijn, dit noemt men de “Bohrstraal”.

Hoe kwamen die geleerden eigenlijk aan deze getallen? Ze zijn al vrij lang bekend en dat hebben we te danken aan een aantal hardnekkige onderzoekers van begin vorige eeuw! De waarde van de “Bohrstraal” vindt men van weinig waarde, het is een gemiddelde van een heleboel waardes, de straal van een golf kan je niet zo exact definiëren. Maar de massa, hoe kwam men daar aan?

- Massa van een elektron:

In het bepalen van de massa van een elektron heeft de eigenlijke ontdekker van het elektron, J.J. Thomson een belangrijke rol gespeeld. Hij stoeide met kathodestraalbuizen, de voorloper van onze “kijkbuis”, en bestudeerde de afbuiging van “deeltjes” die door een magnetisch en elektrisch veld vlogen. In zo’n kathodestraalbuis bevindt zich een “elektronenkanon” en metalen plaatjes waar je een spanning op kunt zetten, waardoor er een veld ontstaat. Door dit veld worden geladen deeltjes (elektronen) afgebogen.

Die afbuigende deeltjes maakte hij zichtbaar in zo’n eerder beschreven “nevelkamer”, waar deeltjes “sporen in de mist” trekken. Hij wist de verhouding tussen lading (e) en massa (m) te berekenen. Deze verhouding noemt men ook wel de “specifieke lading”.

Uit z’n metingen berekende hij ook dat deze deeltjes een massa moesten hebben van ongeveer 1/1000 van een Waterstof-ion. En wat is een Waterstof-ion? Juist, een Waterstofkern of “proton”! Hij noemde de deeltjes “elektronen”, een naam die eerder was verzonnen door de Ier: Johnstone Stoney.

Onze eigen professor Zeeman uit Zonnemaire (Zeeland) was ook aan ’t zoeken en berekende samen met z’n collega Lorentz, dat een elektron 1/1600 van de massa van een proton (Waterstof-ion) had, dat was al een stuk nauwkeuriger (het is 1/1836)!

Maar... hoe deden ze dát dan? Tja, ik was er niet bij. Ik was wel ooit in Zonnemaire, maar Pieter Zeeman was toen al naar de eeuwige jachtvelden vertrokken, een klein monumentje rest nog. Pieter stoeide met zout (Natrium) in een gasvlam tussen de spoelen van een elektromagneet en bestudeerde het lichtspectrum. De gele Natriumlijn bleek door de magneet breder te worden! Samen met Hendrik Lorentz (de beroemde) berekenden ze uit de verbreding (door de “Lorentzkracht”) de verhouding van de massa van elektron en proton, hoewel ze die deeltjes eigenlijk niet eens precies kenden!

Maar... wij willen de massa van een elektron zelf weten! Die hebben we te danken aan ene Millikan, die met een.... parfumverstuiver werkte. Hij verstoof daarmee wat olie

tussen twee elektrisch geladen platen van een condensator. Hij speelde met de spanning op de platen en ontdekte dat, bij een bepaalde veldsterkte, de kleinste druppeltjes bleven zweven, totdat... het veld uitgeschakeld werd, dan vielen ze omlaag. Hij kon dan de valsnelheid bij een bepaalde veldsterkte meten en ontdekte zo dat er, bij verschillende veldsterktes, steeds verschillen van $1,6 \times 10^{-19}$ Coulomb optraden. Hij besloot dat dit de lading van die “elektronen” moest zijn. (Preciezer: $1,6022 \times 10^{-19}$ Coulomb)

Met hulp van de eerdere gegevens over de verhouding “e/m”, kon hij uiteindelijk vrij nauwkeurig de massa van een elektron berekenen. Thomson en Millikan kregen voor hun ontdekkingen beiden de Nobelprijs, resp. in 1906 en 1923, een prijs ingesteld door een zekere Nobel! Die mijnheer Nobel had veel geld verdiend met zijn uitvinding van dynamiet (TNT), maar voelde zich later schuldig, want z’n uitvinding werd voornamelijk voor oorlogvoering gebruikt. (Wat vreemd nu, had hij daar eerder niet aan gedacht?) Zijn fonds ondersteunt nog steeds wetenschappelijke onderzoekers met een flinke zak geld, voorwaar een “nobel” streven! Ook Zeeman en Lorentz kregen al in 1902 deze nobele Nobelprijs!

Later, met steeds verfijndere methodes, bleek een proton 1836 maal meer massa dan een elektron te hebben en kwam men op een (rust)massa van: $9,10939 \times 10^{-31}$ Kg voor een elektron. De verhouding proton / elektron massa (m_p) is nu een belangrijke heelaalconstante en bedraagt:

$$m_p = 1836,1526670(39)$$

- De energie in de “groundstate”

Die wist Bohr ook te berekenen en de spectraallijnen bevestigden z’n gelijk. Met de formules van Planck en Einstein kan je immers frequentie, golflengte en de energie van de sprongen berekenen?

De Lymanreeks (UV-lijnen) ging over sprongen naar het grondniveau. De grootste sprong, met de kleinste golflengte ($n = 18$ met $91,2$ Nm) moest volgens Bohr c.s. de grondenergie van een elektron in de eerste baan (schil) van het Waterstofatoom zijn en werd met de Planckformule bepaald op (-)13,58 eVolt.

Bohr berekende deze 13,58 eVolt met een moeilijke formule die ik, uit curiositeit, toch wel wilde weten. Hij luidt:

$$E_n = - \{ (Z^2 \cdot e \cdot m) : 8 \epsilon \} \cdot (1/n^2)$$

Hierin is: n: kwantumgetal, voor de 1^{ste} schil =1

Z: het atoomgetal (waterstof = 1)

e: de lading van een elektron

m: de massa van een elektron

ϵ : de permissiviteit van het vacuüm

Geïnteresseerden kunnen aan ’t rekenen gaan!

- De snelheid.

Met een bekende formule uit de mechanica kunnen we nu de “rustsnelheid” van het elektron berekenen. Deze formule kennen we natuurlijk (bij mechanica in m’n jeugd al geleerd):

$$E = \frac{1}{2} m v^2$$

Hierin is “E” de energie in joules, “m” de massa in kg en “v” de snelheid in meters per seconde. We kennen E en m, de berekening gaat dus als volgt:

$$E = 13,58 \times (1,6 \times 10^{-19}) = \frac{1}{2} \times (9,109534 \times 10^{-31}) \times v^2$$

$$\text{Dan is: } 13,58 \times 1,6 \times 10^{-19} : 0,5 \times 9,109534 \times 10^{-31} = v^{2x}$$

$$v^2 = 21,728 \times 10^{-19} : 4,554767 \times 10^{-31} = 4,77 : 10^{-12}$$

Delen is vermenigvuldigen met het omgekeerde dus de snelheid in 't kwadraat is:

$$v^2 = 4,77 \times 10^{12} \text{ . dus } v = \sqrt{(4,77 \times 10^{12})} = 2,184 \times 10^6 \text{ m/sec.}$$

Dit is dus 2184 km per seconde! Elektronen bewegen zich dus met een snelheid van ruim 2000 km per seconde om de kern! (Zou dat echt zo zijn?)

- **De Straal van de eerste baan**

Nu nog even de straal van de eerste elektronenbaan. Hoe komen we die te weten? Bohr heeft die met een vrij moeilijke formule berekend. Ik geef hem voor de “curiositeit” want de formule is tamelijk moeilijk, maar wel begrijpelijk. Moeilijker is natuurlijk de afleiding, “die buiten het bestek van deze zoektocht valt” (m.a.w te moeilijk voor mij).

$$R_{\text{Bohr}} = \left\{ \frac{h^2}{4\pi^2 \cdot m \cdot q^2} \right\}$$

Hierin is “h” de constante van Planck, “m” de massa v/h elektron en “q” de lading v/h elektron!

Die getallen kennen we intussen:

$$h = 6,62606876 \times 10^{-34} \text{ j.s}$$

$$m = 9,10939 \times 10^{-31} \text{ kg}$$

$$q = 1,6 \times 10^{-19} \text{ coulomb}$$

Maar... er moet toch een makkelijkere methode zijn? In de eerste schil “K” met kwantumgetal $n = 1$, loopt het elektron toch als één golf rond. Als we die golflengte weten en die delen door 2π , moeten we de straal krijgen want de omtrek van een cirkel is $2\pi r$! Maar hoe vinden we die golflengte? Het is een enkele golf die rond “loopt” met een snelheid van $2,184 \times 10^6 \text{ m/sec}$. De lengte van die golf is dus $2\pi \times$ “Bohr”straal:

$$2 \times 3,14 \times 0,529167 \times 10^{-10} \text{ m} = 3,323 \times 10^{-10} \text{ m} = 0,3323 \text{ Nm}$$

We kunnen hier beter “picometer” (10^{-12} m) van maken. De golflengte van het elektron is dus 332,3 Pm!

Maar hoe kunnen wij die golflengte makkelijker berekenen? Met Plank’s formule gaat het niet, want die is voor fotonen die met lichtsnelheid bewegen! Ik ga er dus maar vanuit dat het met de eerder genoemde Bohrstraalformule moet kunnen. Er zijn nog wel meer formules, maar die zijn nog moeilijker.

- **R. P. S. :** het aantal omwentelingen per seconde.

In een (niet-aangeslagen) waterstofatoom beweegt het elektron dus met een snelheid van ruim 2000 km per seconde om de kern. Nu nog even het aantal omwentelingen uitrekenen, dan hebben we dus eigenlijk de frequentie van het elektron!

Om deze te berekenen moeten we de omloopsnelheid delen door de omtrek van de (gemiddelde) cirkelbaan van het elektron. Dus:

$$n = v \text{ (in m)} : 2 \pi \cdot r \text{ (in meter) dus } n = 2184000 : (2 \times 3,14 \times 0,529167 \times 10^{-10}) =$$

$$n = 657204 \times 10^{10} = \underline{\underline{\pm 6,6 \times 10^{15} \text{ omwentelingen per seconde!}}}$$

Dat is wel heel snel, je kunt inderdaad zeggen dat het elektron bijna overal tegelijk is! Dat wordt ook beaamd door de kwantumtheorie die dit soort berekeningen eigenlijk maar zinloos vindt. Maar.... voor een eenvoudig atoom als Waterstof kunnen we ons nu toch een beetje voorstellen “hoe het zit”!

Dan ook nog: hoe groot is een elektron eigenlijk? Volgens de huidige inzichten zou die vraag geen zin hebben, daar een elektron eigenlijk een golfje is. Maar toen men nog niet zoveel wist en een elektron als een bolletje voorstelde, heeft men de grootte berekend en dat noemt men nu de “klassieke straal” van het elektron. Deze straal zou bedragen:

$$R_{\text{klassiek}} = 2,82785 \times 10^{-15} \text{ Meter (= 2827,85 picometer).}$$

Let wel, dit is de straal van het elektron zelf, eerder hadden we het over de straal *van de baan* van een elektron. (Hoe zouden ze die “klassieke” straal nu weer berekend hebben?) We hebben ook nog de “Compton” straal. Compton ontdekte het “comptoneffect”, dat wil zeggen dat fotonen die hun energie afstaan aan elektronen steeds groter worden. Logisch want dan wordt hun golflengte langer volgens de Planckformule!

De “klassieke” straal van het elektron werd berekend uit de lading en de massa/energie, maarwaarom kan dat zo maar? De formule is:

$$R_{\text{klassiek}} = e^2 / m \cdot c^2 ,$$

Waarin e de lading, m de massa van het elektron is en c = de lichtsnelheid.

En de Compton radius (straal)? Die bedraagt $3,86151 \times 10^{-13}$ Meter. Die is dus meer dan 100 maal zo groot! Hoe kan dat? Wie het weet mag het zeggen, ik tast in het duister en Compton? Die is in 1962 gestorven. Hij zat in ieder geval “op een andere golflengte”! Laten we het er maar op houden dat hij een andere manier van rekenen had! En die “stralen”? Die zijn leuk om te weten, maar volgens de wetenschap achterhaald en niet meer (zo) belangrijk!

- **Spin**

Het onderwerp spin blijft mij maar bezig houden. En dan vooral “elektronenspin”, want er is ook “kernspin”. Wat is nu precies “spin”?

“Onder spin van een deeltje, verstaat men de ‘hoeveelheid draaiing’ of het ‘impulsmoment’ van een roterend deeltje”.

Dit roept meteen vragen op. Draait een deeltje met spin dan toch? Wat is impuls, wat is moment, kortom wat is ‘impulsmoment’ en waarin wordt het gemeten?

- **Impuls.**

Het symbool is “p”. Impuls van een deeltje is: massa x snelheid.
Dus in eenheden: $p = m \times v = \underline{\text{kg.m/s}}$ (officiële eenheid van impuls).

Opmerking: dit is eigenlijk een vreemde eenheid want de eenheid van massa, de Kilogram, kan je ook schrijven als: Gewicht : g (valversnelling) of N : m/s²
Door de methode om eenheden in plaats van getallen in te vullen in een formule krijgen we het volgende:

$$\text{Impuls } p = \text{N} : \text{m/s}^2 \times \text{m/s}$$

delen is vermenigvuldigen met het omgekeerde dus:

$$p = \text{N} \times \text{s}^2/\text{m} \times \text{m/s} = \underline{\text{N.s}}$$
 (Newton.seconde).

Maar als je die Newton.seconde nu vermenigvuldigt met de straal (meters) om het “baanimpulsmoment” te krijgen, dan heb je N.m.s en daar 1 Newtonmeter = 1 Joule is, zien we dat Newtonmeter.seconde gelijk aan “J.s” en dat blijkt inderdaad de eenheid van spin te zijn: **jouleseconden!**

- **Moment.**

“Moment is kracht maal arm”, daar hebben we het in dit hoofdstuk al eerder over gehad (bij het “stukje wiskunde”) over de “constante van Dirac. We kunnen dus schrijven: Moment = “force” x lengte = f x l, in Nm (Newtonmeter).

Nu krijgen we dus de combinatie van beide begrippen: “impulsmoment” voor iets wat draait. We gaan uit van één elektron van een waterstofatoom (dat deed Bohr ook) en laten we dus ook maar aannemen dat dit elektron om de kern cirkelt en zelf ook roteert.

(Zoals eerder opgemerkt heeft men later ontdekt dat een elektron helemaal niet zo netjes om de kern “cirkelt” en dat “spin” niet wil zeggen dat hij (het elektron) echt draait! Wat moeten we toch met die geleerden?)

We hebben dus te maken met twee impulsmomenten:

- Het **baanimpulsmoment**: dat is impuls $p \times r = m.v \times r$.
 $p = \text{massa elektron “m”} \times \text{snelheid “v”}$, $r = \text{straal van de baan}$.
- Het **spinimpulsmoment**: wordt volgens de natuurkunde berekend volgens:
 $m.\omega.r^2$ (massa x hoeksnelheid x straal²)
 $m = \text{massa elektron}$, $\omega = \text{de hoeksnelheid in radialen per seconde}$, $r = \text{de straal van het elektron}$. Dit is eigenlijk de zelfde formule want $v = \omega.r$!

Die hoeksnelheid, radialen per seconde, dat is wel erg lang geleden. Maar niet zo moeilijk. Wat is een “radiaal”? Een cirkelhoek! In een cirkelomtrek zitten 2π radialen. Als “n” het aantal omwentelingen per seconde is, dan is dus de hoeksnelheid $\omega = 2\pi \times n$ radialen per seconde.

Hoe groot een radiaal is, dat is eigenlijk niet zo belangrijk. Wil je de waarde toch berekenen? Één radiaal is gelijk aan: $360^0 : 2\pi$, want een cirkel is 360^0 en de omtrek bestaat volgens afspraak uit 2π radialen!

Nou vooruit: reken je dit uit, dan blijkt dat 1 radiaal (rad) = $57^0 17' 45''$.

Praten we over het impulsmoment van een (elementair) deeltje dan bestaat dat dus uit de som van baan- en spinimpulsmoment. Voor beiden is de eenheid: “h/2π”. Deze eerder

genoemde eenheid wordt zoals bekend de “constante van Dirac” genoemd, “h” is natuurlijk weer de beroemde constante van Planck ($0,6626176 \times 10^{-33}$).

De “constante van Dirac” wordt meestal voorgesteld door een h met een streepje erdoor: \underline{h} (“hstreep”) of $*Ah$. Waarom deed hij dit ook alweer? Ook al besproken: omdat we een elektron van een atoom als een rondlopende golf kunnen beschouwen! Dan betreft h dus eigenlijk één rondlopende golf. En, delen we de omtrek van een cirkel door 2π , dan krijgen we de straal r , want de omtrek van een cirkel is $2\pi r$!

$$h = 0,6626176 \times 10^{-33}$$

Dus de waarde van de Dirac-constante, \underline{h} is:

$$h/2\pi = 0,6626176 \times 10^{-33} : (2 \times \pi) = 1,05459 \times 10^{-34} \text{ J.s}$$

Afgerond: $* Ah = (\underline{hstreep}) = 1.05 \times 10^{-34} \text{ J.s} = \hbar$

Deze Paul Dirac was één van de vaders van de kwantummechanica en deze \underline{h} blijkt dus de eenheid van “spin” te zijn, die vreemde “intrinsieke” eigenschap van sommige deeltjes: “Draaien ze nou of draaien ze niet!”

Wat doen we nu? Daar de “spin” van een elektron $\frac{1}{2}$ bedraagt, dus $0,5 (h / 2\pi)$, zouden we nu dus kunnen gaan rekenen en kijken of al die geleerde mannen gelijk hebben met hun gegevens! Ik waag me er maar niet aan!