Het atoommodel van Bohr

Morgen, op 7 oktober, is het precies 132 jaar geleden dat de bekende Deense natuurkundige Niels Bohr werd geboren. De geboortedag van Bohr is een mooi moment om eens stil te staan bij een van zijn vele belangrijke bijdragen aan de natuurkunde: zijn atoommodel.



Afbeelding 1. Niels Bohr (1885-1962).Niels Bohr op een foto die genomen is rond 1922. Foto: AB Lagrelius & Westphal.

Atomen

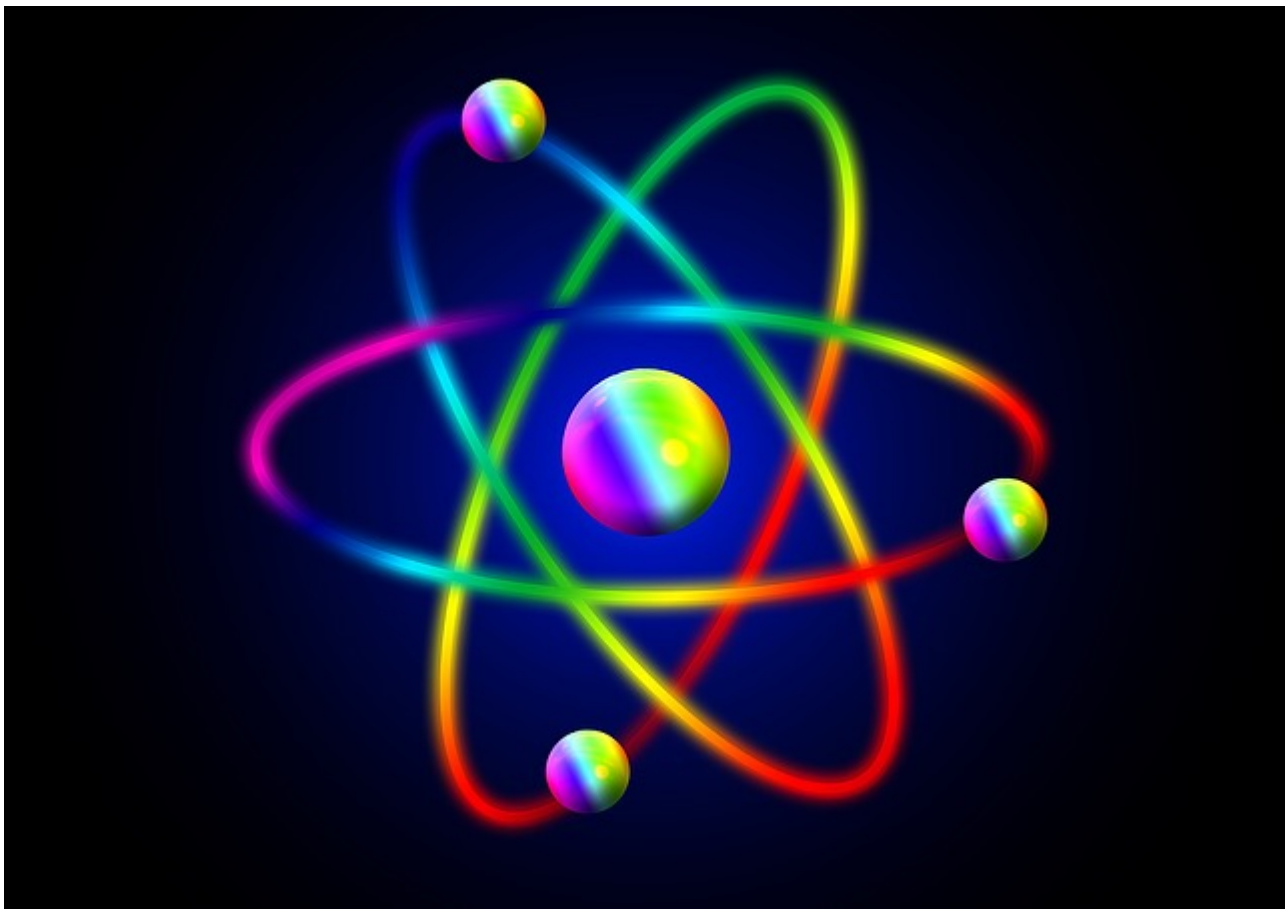
Het idee dat materie is opgebouwd uit kleine “legoblokjes” – atomen – is al heel oud. De Griekse wijsgeer Democritos had dit idee bijvoorbeeld al in de vijfde eeuw voor Christus. Dat die atomen inderdaad bestaan, en hoe ze er precies uit zien, weten we echter pas sinds een ruime eeuw. De eerste wetenschapper die een atoommodel voorstelde dat enigszins overeenkomt met het beeld dat we vandaag de dag hebben, was J.J. Thomson. Thomson zelf

had in 1897 het bestaan van het elektron ontdekt (een interessant verhaal waar we zeker ook nog eens op terugkomen), en stelde in 1904 voor dat atomen zijn opgebouwd uit die negatief geladen deeltjes, gevangen in een soort “brei” met positieve lading.

Al snel werd uit experimenten met radioactiviteit duidelijk dat Thomson het met zijn “brei” niet helemaal bij het juiste eind had. Radioactieve atomen konden ook positief geladen deeltjes uitzenden, en dus zat de positieve lading niet overal in het hele atoom, maar was die óók gelokaliseerd in kleine, puntvormige deeltjes.

Het model van Rutherford

Dat leidde Ernest Rutherford tot een nieuw atoommodel: de positieve lading zou zich bevinden in deeltjes die de kern van het atoom vormden, en de negatief gelad elektronen cirkelden daaromheen. Eén van de redenen om dit model voor te stellen, en niet juist een negatief geladen kern met positieve deeltjes die eromheen draaien, was dat het veel makkelijker is om elektronen uit een atoom los te maken dan de positief geladen deeltjes. Wrijf maar eens met een wolled trui over je haar: de negatieve lading uit sommige atomen uit de trui komt dan op je haar terecht, en je haar zal recht overeind gaan staan.



Afbeelding 2. Het model van Ruthrford.Ook vandaag de dag worden atomen nog vaak weergegeven als in het model van Rutherford: als een (positief geladen) kern waaromheen (negatief geladen) elektronen cirkelen. Afbeelding: Gerd Altmann (CC0).

Het model van Rutherford had echter twee problemen. Het eerste was dat de kern van het atoom meerdere positief geladen deeltjes moest bevatten – tegenwoordig bekend onder de naam *protonen*. Atomen zijn immers elektrisch niet geladen, en dus moet er voor elk negatief geladen elektron precies één positief geladen proton zijn. Maar waarom zouden al die protonen netjes bij elkaar in de kern blijven zitten? Deeltjes met gelijke lading stoten elkaar immers af! Rutherford stelde, twintig jaar later, zelf een oplossing voor: wellicht zou er nog een derde type deeltje zijn dat niet geladen was, en dat als een soort “lijm” aan de protonen vastplakt en ze zo bij elkaar houdt. In 1932 liet James Chadwick zien dat dit *neutron* inderdaad bestaat.

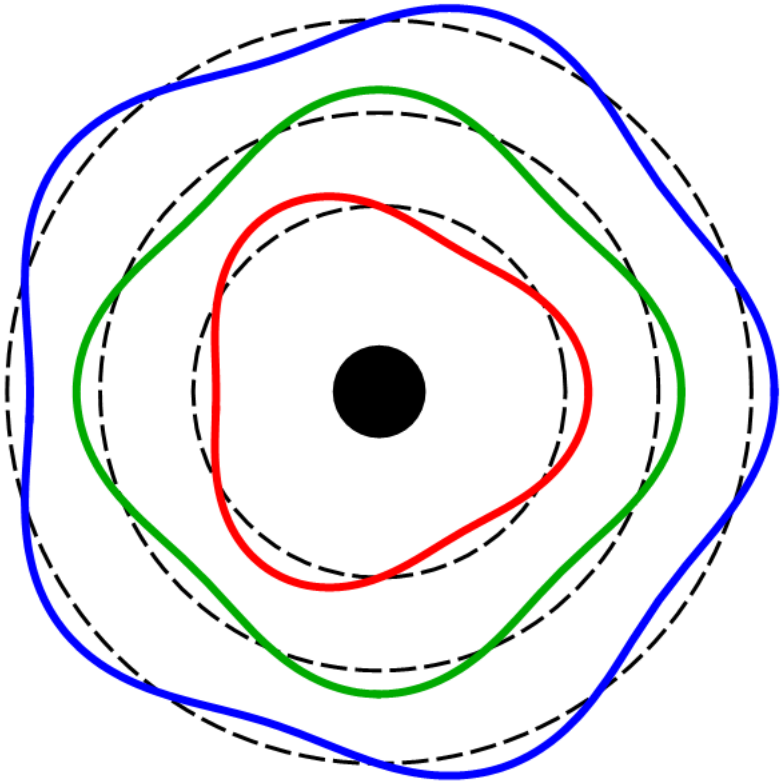
Van deeltjes naar golven

Voor het tweede probleem had Rutherford geen oplossing. Het was bekend (zie bijvoorbeeld

ook dit artikel) dat ronddraaiende elektrische lading, dus in het bijzonder een elektron dat rond een kern cirkelt, straling uitzendt. Het uitzenden van straling kan natuurlijk niet zomaar: dat kost energie. En dus zou je verwachten dat een elektron gaandeweg zijn energie verliest, en langzaam maar zeker naar de positief geladen kern toe valt. We zien dat in de praktijk echter niet: de meeste atomen zijn stabiel, en de elektronen erin kunnen eeuwen of soms zelfs miljarden jaren hun “rondjes rond de kern blijven draaien”.

Om dit probleem op te lossen waren twee dingen nodig. Ten eerste: de ontdekking van de quantummechanica – zie ons dossier over quantumfysica voor heel veel over dat onderwerp. Ten tweede: een slimme natuurkundige die inzag dat juist de quantummechanica het bovenstaande probleem oplost. Die slimme natuurkundige was Niels Bohr.

Bohr wist uit de quantummechanica dat je alle deeltjes – dus ook elektronen – moet zien als een soort “kansgolven“: golven die de kans bepalen waar je het deeltje kunt aantreffen. Een golf heeft een eigenschap die een gewoon deeltje niet heeft: een golf heeft een golflengte. Als je een kansgolf voor een elektron rond een atoomkern “vouwt”, dan moet die golf er na één rondje natuurlijk weer precies hetzelfde uitzien als voor je aan het rondje begon. Met andere woorden: de golflengte van de elektrongolf moet precies een geheel aantal malen rond de atoomkern “passen”. Dat maakt – zie afbeelding 3 hieronder – dat elektronen alleen in heel specifieke banen om de kernen heen kunnen draaien. Ze kunnen wel van één baan naar de andere springen, maar dat kost een flinke hoeveelheid energie. Een klein beetje energie uitzenden en een klein beetje naar binnen spiraliseren kan echter niet – en daarom zijn elektronbanen stabiel en zenden de elektronen in zo’n stabiele baan geen straling uit!



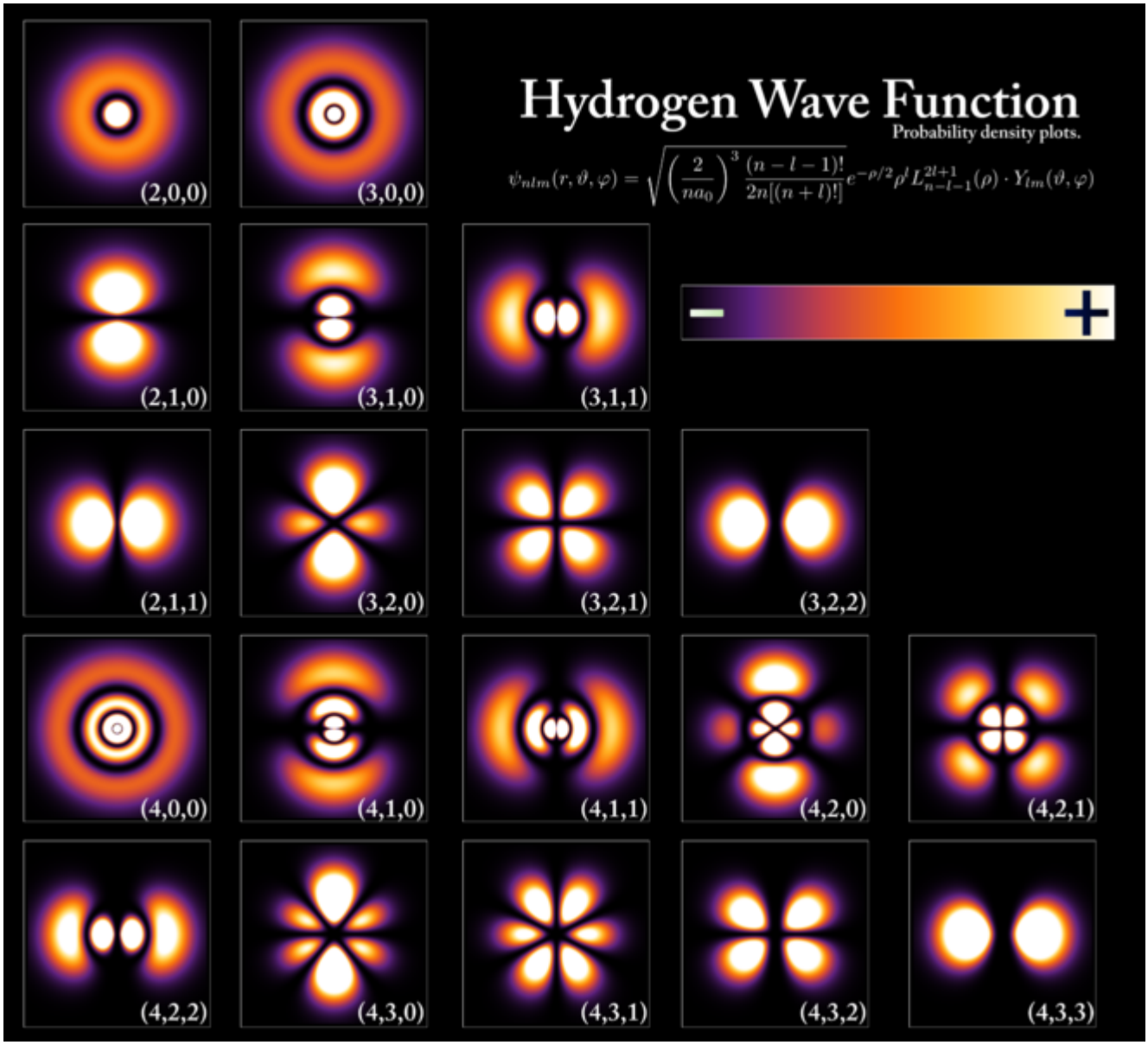
Afbeelding 3. Het model van Bohr.In Bohrs atoommodel zijn de enige toegestane “banen” van elektronen de golven waarvan de golflengte precies een geheel aantal malen rond de kern past.

Een succesvol model

Het Bohrmodel van atomen bleek erg succesvol. Niet alleen klopten de door Bohr berekende waarden van de verschillende energieniveaus exact met wat er in experimenten werd waargenomen; het model verklaarde ook waarom bepaalde atomen alleen licht van bepaalde kleuren (en dus: energieën) kunnen opnemen of uitzenden. Bij het opnemen moet het invallende lichtdeeltje (het *foton*) het elektron immers precies naar een volgende baan kunnen “tillen”, en bij het uitzenden is de energie van het foton juist precies de vrijkomende energie bij het “vallen” naar een lagere baan.

Overigens bleek ook Bohrs model uiteindelijk een benadering van de werkelijkheid. Pas toen Erwin Schrödinger de quantummechanica in wiskundig detail beschreef met de naar hem vernoemde Schrödingervergelijking, werd duidelijk hoe de “Bohrse banen” er precies uitzien, en dat die een stuk ingewikkelder waren dan simpele sinusvormige golven die precies rond een cirkel passen. Het onderliggende idee van Bohr was echter wel juist, en niet alleen dat: ook de waarden die hij voor de energieën vond klopten vrijwel exact. We kunnen zijn model

dus met recht het eerste echt quantummechanische model van het atoom noemen.



Afbeelding 4. Golffuncties voor een elektron.De “echte” golffuncties zoals een elektron die in een waterstofatoom kan hebben. De vorm van de golven, die berekend kan worden met de Schrödingervergelijking, is duidelijk complexer dan in afbeelding 3 geschetst. De energieën die met dat model afgeleid kunnen worden zijn echter wel juist! Afbeelding: Wikipedia-gebruiker PoorLeno.