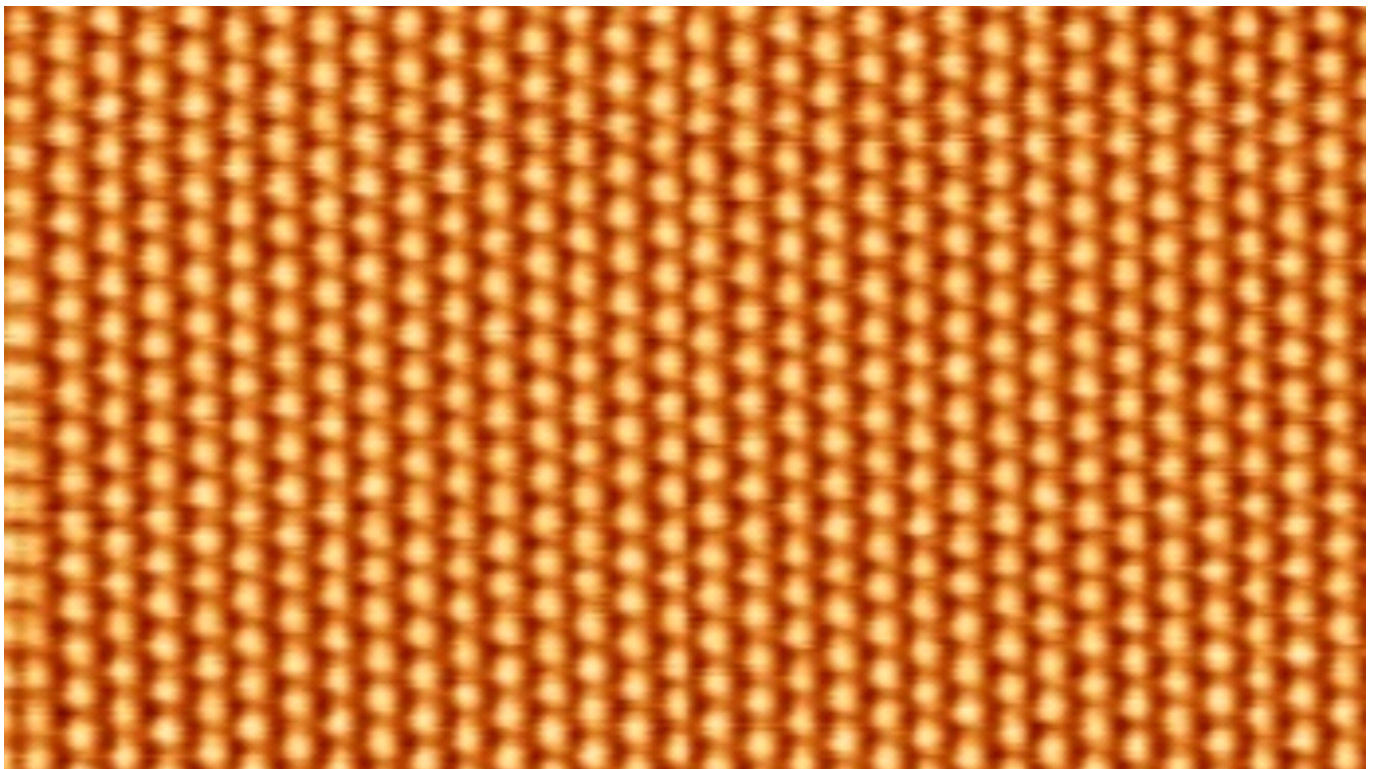


# Smeren met elektronen

**Jij en ik, een boom en een boek; alles wat je ziet bestaat uit atomen. En ieder atoom bestaat uit een atoomkern met daaromheen een zwerm van elektronen. Als we verder inzoomen, kunnen we echter niet zomaar zeggen waar ieder elektron precies zit. Hoe zit dat?**



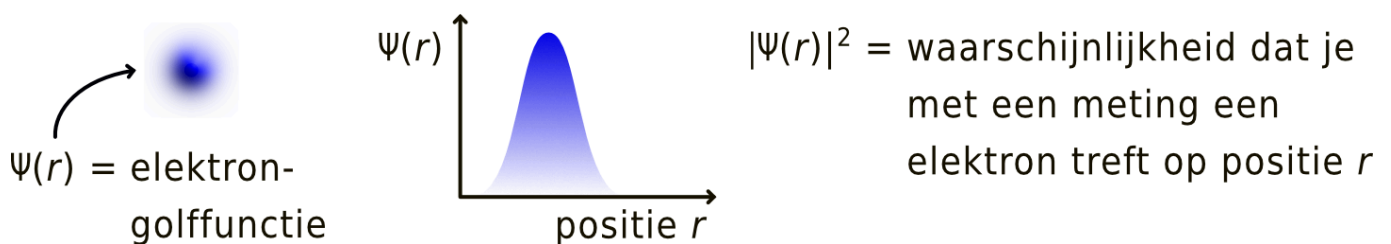
**Afbeelding 1. Atomen in een kristal** Deze afbeelding is gemaakt aan de hand van een meting met een scanning tunneling microscope. De lichte bolletjes zijn individuele atomen. Gemeten door Rebekah Chua, National University of Singapore.

## Balletjes

Een [atoom](#) kun je in het algemeen nog goed beschrijven als een klein balletje. Zo zien atomen er in het algemeen ook uit, als je ze bekijkt met een speciale ‘scanning tunnelling’-microscoop (afbeelding 1). In het midden van ieder atoom bevindt zich de atoomkern, bestaand uit protonen en neutronen. Hieromheen bevinden zich negatief geladen elektronen, precies evenveel als het aantal positief geladen protonen in de kern. De twee onderdelen –

kern en elektronen – hebben een even grote, tegenovergestelde elektrische lading en worden bijeengehouden door de [elektromagnetische kracht](#), een van de vier fundamentele natuurkrachten.

Maar het voorstellen van elk elektron als een klein hard balletje dat om de atoomkern heenvliegt, dat werkt niet. Omdat de elektronen proberen om de positieve lading in de kern af te schermen, smeren ze zichzelf uit, en vormen ze een schil om de kern heen. Voor balletjes kun je dat ‘uitsmeren’ niet voorstellen, maar elektronen worden beschreven door een quantummechanische [golffunctie](#). Deze naam verwijst naar het feit dat elektronen zich grotendeels gedragen als golven. Het ‘uitsmeren’ verwijst nu naar het feit dat de golffunctie van een enkel elektron zich over de ruimte kan verspreiden, net zoals een golf van water. Het kwadraat van de golffunctie geeft de waarschijnlijkheid dat je een elektron zult treffen op de desbetreffende locatie. (Zie voor meer informatie over golffuncties ook onze [serie over quantumfysica](#).)



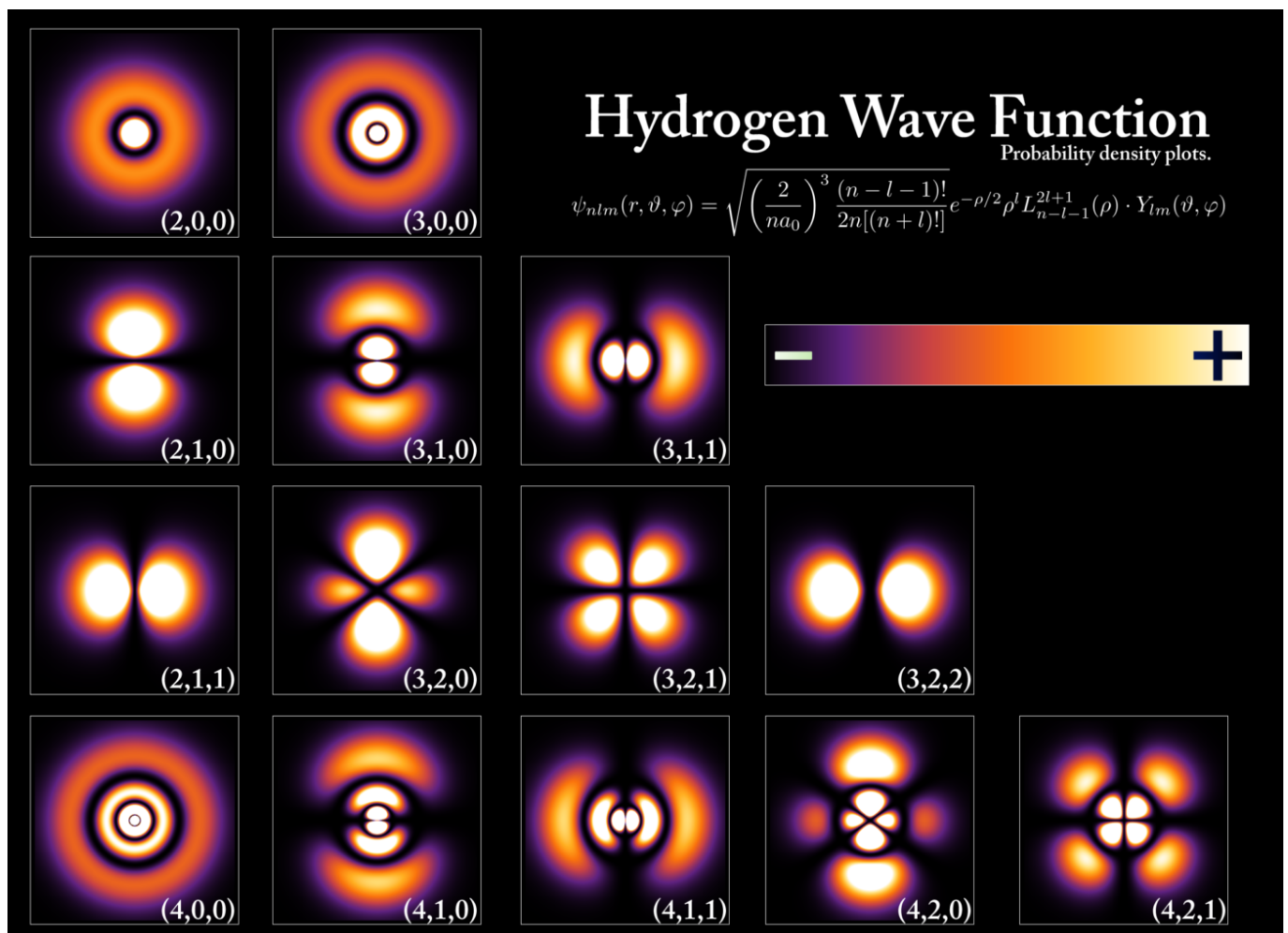
**Afbeelding 2. Een elektron wordt beschreven door een golffunctie** Een elektron is geen hard balletje, maar een golfpakketje dat zich kan verspreiden over de ruimte. De golffunctie wordt aangegeven door de Griekse letter  $\Psi$ , en hangt af van positie  $r$ . Het kwadraat van de golffunctie geeft je de waarschijnlijkheid dat je het elektron tegenkomt op de desbetreffende locatie. Afbeelding: Jans Henke.

## Rare vormen

Een elektron is dus geen minuscuul hard balletje, maar eerder een vage waarschijnlijkheidswolk. En ondanks dat elektronen fundamenteel gezien niet van elkaar te onderscheiden zijn, hebben hun golffuncties niet allemaal dezelfde vorm. Een elektron mag zich, volgens de regels van de quantummechanica, zelfs uitspreiden over het hele heelal, zolang de waarschijnlijkheid dat je het elektron *ergens* vindt in totaal maar 100% is.

Een elektron in een atoom is natuurlijk gebonden aan de atoomkern, en kan zich dus niet

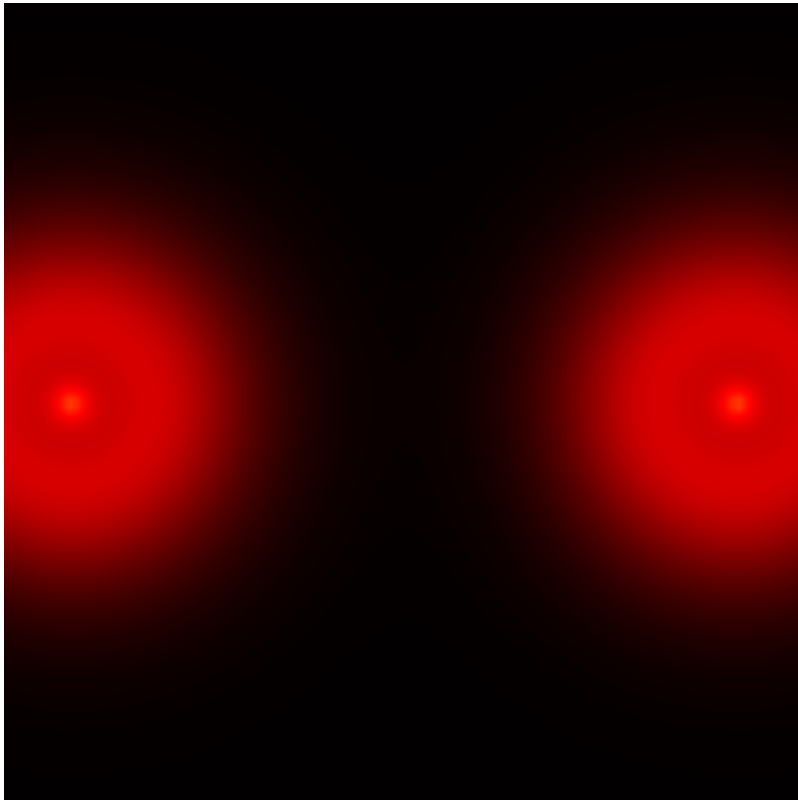
zomaar over het hele heelal uitsmeren. Met gebruik van de beroemde [Schrödingervergelijking](#) kunnen we precies de vorm van de golffuncties van elektronen om een waterstofatoomkern heen uitrekenen - zie afbeelding 3. Iedere soort berekende golffunctie geeft een type *orbitaal* aan, waarin twee elektronen met tegenovergestelde [spin](#) mogen zitten. Dat er rare vormen ontstaan, komt doordat twee elektronen nooit in precies dezelfde toestand op dezelfde plek mogen zitten; dit is het beroemde [uitsluitingsprincipe van Pauli](#). Uit de vormen van de orbitalen is meteen duidelijk dat een orbitaal tegelijkertijd links en rechts van de atoomkern kan zitten, of tegelijkertijd erboven en eronder.



**Afbeelding 3. Voorbeelden van orbitalen in een waterstofatoom** Dit zijn tweedimensionale weergaves van de elektron-golffuncties in een waterstofatoom, waarbij de kleur aangeeft hoe waarschijnlijk het is dat een elektron zich ergens zal bevinden. Ieder plaatje is één orbitaal, waarin zich twee elektronen zich kunnen bevinden. Afbeelding: [PoorLeno](#).

Het wordt nog ingewikkelder wanneer je meerdere atomen bij elkaar brengt. In dat geval

beïnvloeden de elektronen elkaar, en wordt het al snel heel moeilijk om exact uit te rekenen wat er gebeurt. Elektronen stoten elkaar onderling af, omdat ze dezelfde negatieve lading hebben, maar atomen kunnen ook chemische bindingen vormen, wat betekent dat hun buitenste elektronen een nieuwe, gezamenlijke toestand (of orbitaal) vinden met een lagere energie. In een gebonden toestand waarin verschillende atomen bijvoorbeeld een molecuul vormen, hebben elektronische golf functies weer een andere vorm.



**Afbeelding 4. De vorming van een zuurstofmolecuul**

De elektronen (rood) vervormen zich om een nieuwe grondtoestand (toestand met de laagst mogelijke energie) te vinden. Afbeelding: [Kilohn limahn](#).

**Verder uitsmeren**

We kunnen natuurlijk nog groter denken dan alleen moleculen. Alles wat wij met ons blote oog kunnen zien is opgebouwd uit *miljarden maal miljarden maal miljarden* atomen, die ieder hun eigen elektronen hebben. Een standaard goudstaaf van 12,4 kilogram bevat bijvoorbeeld al zo'n 38.000.000.000.000.000.000.000 atomen. Uitrekenen wat elektronen doen in een omgeving met zoveel atoomkernen en andere elektronen is moeilijk, en staat centraal in veel

natuurkundig onderzoek. Verschillende samenstellingen van atomen vertonen namelijk compleet verschillende eigenschappen, en we blijven materialen ontdekken met merkwaardige eigenschappen die zomaar heel nuttig zouden kunnen zijn.

Met behulp van enkele vereenvoudigende aannames komen we gelukkig al een heel eind. We kunnen bijvoorbeeld gebruik maken van het feit dat de atoomkernen in goud een netjes gerangschikt [kristalrooster](#) vormen, waardoor de elektron-golffuncties de periodiciteit van het rooster moeten volgen. Ook kunnen we meestal aannemen dat alleen de elektronen zich verplaatsen terwijl de atoomkernen stilstaan, omdat de kernen veel zwaarder zijn dan de elektronen.

Wat blijkt? De golffuncties van de buitenste elektronen van de goudatomen smeren zich uit over het hele kristal. In natuurkundige termen zeggen we dat deze elektronen *gedelokaliseerd* zijn. Deze elektronen zijn dus niet zomaar aan te wijzen als zijnde 'hier' of 'daar'; nee, ze zitten een beetje overal in het materiaal. Als je dus ooit zelf wilt smeren met elektronen, stop dan vooral zoveel mogelijk atomen bij elkaar.