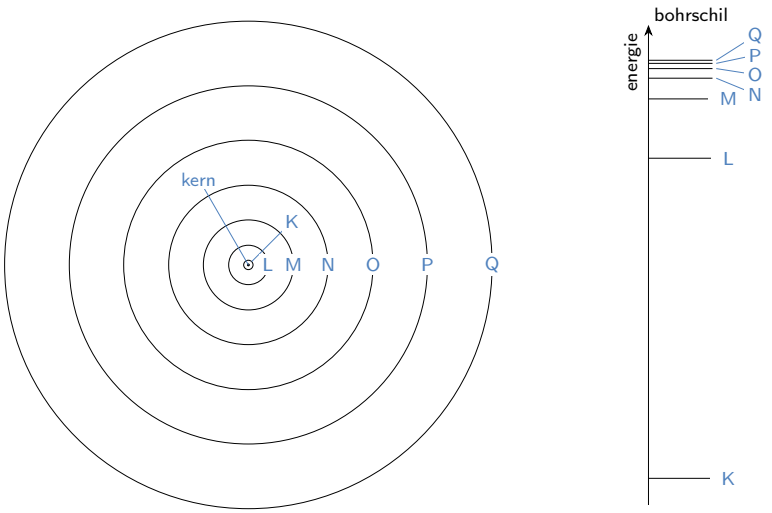
Elektronenconfiguratie en kwantumgetallen

Een elektron beweegt niet om het even waar in de elektronenwolk. Het bezit een zekere energie-inhoud en naargelang de hoeveelheid energie bevindt het zich op bepaalde plaatsen ten opzichte van de kern.

De **elektronenconfiguratie** (of **elektronenstructuur**) geeft de positie en energie-inhoud weer van alle elektronen in een welbepaald atoom, en karakteriseert elk elektron door **vier kwantumgetallen**:

hoofdkwantumgetal n,	waarden 1 tot $+\infty$	(energieniveau of bohrschil)
nevenkwantumgetal ℓ,	waarden $0 \leqslant \ell \leqslant (n-1)$	(vorm orbitaal)
magnetisch kwantumgetal m,	waarden $-\ell \leqslant m \leqslant +\ell$	(oriëntatie orbitaal)
spinkwantumgetal s,	waarden $-\frac{1}{2}$ of $+\frac{1}{2}$	(rotatie elektron)

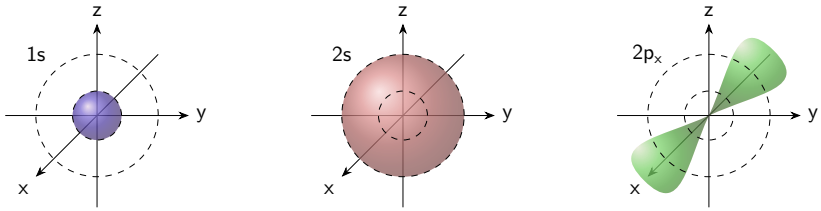
Het **hoofdkwantumgetal** wordt beschreven in het **atoommodel van Bohr** van 1913, waarin elektronen zich bewegen op welbepaalde energieniveau's of banen, ook **bohrschillen** genoemd (zie figuur 1). Deze cirkelvormige banen of schillen bevinden zich op een welbepaalde afstand van de kern en ze worden volgens toenemende afstand tot de kern *genummerd* met een geheel getal n, het **schilnummer** of **hoofdkwantumgetal**. Dikwijls worden echter ook de de *letters* K, L, M,... gebruikt voor de bohrschillen.
Het hoofdkwantumgetal n bepaalt het **energieniveau** van het elektron: hoe verder een elektron zich van de kern bevindt, hoe hoger de waarde van n en hoe hoger het energieniveau.
In de meest stabiele toestand hebben atomen het hoofdkwantumgetal ten hoogste 7, en hoofdkwantumgetallen groter dan 7 zullen in deze cursus niet voorkomen.



Figuur 1 – Voorstelling van de bohrschillen (afstanden niet op schaal).

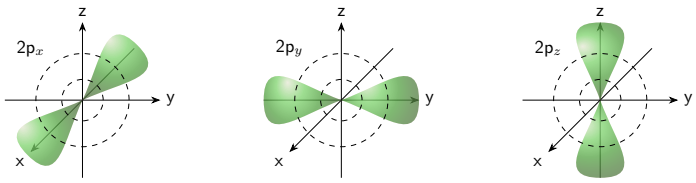
De andere kwantumgetallen komen pas voor in de verfijning van het model van Bohr door Arnold Sommerfeld in 1922. De belangrijkste verandering is hierbij dat de elektronen niet langer exact op *cirkelvormige* schillen rond de kern bewegen, maar dat ze enkel een zekere *waarschijnlijkheid* krijgen om in bepaalde omgevingen van deze schillen voor te komen. De omgeving waar een elektron met grootste waarschijnlijkheid voorkomt noemen we een **orbitaal**. Het aantal en de mogelijke ruimtelijke vormen van dergelijke orbitalen wordt bepaald door de schil en dus door het hoofdkwantumgetal.
Het **nevenkwantumgetal** ℓ beschrijft de **vorm van het orbitaal**, dus de *vorm* van de ruimte waarbinnen een elektron met de hoogste waarschijnlijkheid voorkomt. Het nevenkwantumgetal ℓ is een geheel getal tussen 0 en $n-1$ (met n de waarde van het hoofdkwantumgetal). De orbitaaltypes die overeenkomen met $\ell = 0, 1, 2, 3$ worden aangeduid met de letters **s, p, d** en **f**. Een s-orbitaal is bolvormig, een p-orbitaal haltervormig, en de verdere orbitalen hebben complexere vormen.
Binnen een gegeven bohrschil heeft een elektron met een hoger nevenkwantumgetal ℓ ook een hoger energieniveau, en de nevenkwantumgetallen bepalen dus behalve de vorm van de orbitalen ook **subschillen**.

CC BY-NC-SA 4.0
KU Leuven (2026/02/20H.35)



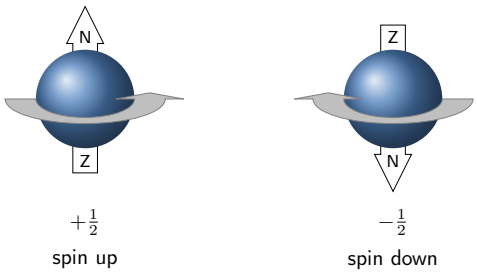
Figuur 2 – Schematische voorstelling van de 1s-, 2s- en 2p-orbitalen.

Het **magnetische kwantumgetal** m beschrijft de **oriëntatie van het orbitaal** in een magnetisch veld. Het is een geheel getal met waarden gaande van $-\ell$ tot en met $+\ell$ (met ℓ de waarde van het nevenkwantumgetal). Het aantal mogelijke waarden voor m is dus gelijk aan $2\ell + 1$, en naarmate ℓ toeneemt, zijn er meer mogelijkheden voor m dus meer mogelijke oriëntaties.
Een s-orbitaal is een bol, en een bol heeft maar één mogelijke oriëntatie in de ruimte. Een s-orbitaal heeft dus slechts één mogelijk magnetisch kwantumgetal $m = 0$. De p-orbitalen zijn haltervormig en kunnen drie verschillende oriëntaties hebben, met magnetisch kwantumgetal $m = -1, 0$ of $+1$. Deze drie p-orbitalen staan onderling loodrecht op elkaar volgens een x-, y- en z-richting, en worden genoteerd als p_x, p_y en p_z.



Figuur 3 – Schematische voorstelling van de $2p_x$-, $2p_y$- en $2p_z$-orbitalen.

Het **spinkwantumgetal** s beschrijft een (virtuele) draairichting waarin de elektronen rond een denkbeeldige as door hun middelpunt lijken te draaien ('to spin' in het Engels). Deze draaibeweging of spin introduceert een magnetisch veld rond het elektron waarvan de oriëntatie afhangt van de draairichting van het elektron. Het elektron kan in wijzerszin draaien of in tegenwijzerszin draaien, en dat wordt aangegeven door spinkwantumgetal $s = +1/2$ voor een opwaarts gericht magnetisch veld ("spin up") en $s = -1/2$ voor een neerwaarts gericht magnetisch veld ("spin down").
Bij twee elektronen met *tegengestelde* spin wordt de onderlinge *afstoting* omwille van de twee negatieve ladingen deels gecompenseerd door de onderlinge *aantrekking* wegens de tegengesteld gerichte magnetische velden. Daardoor ontstaat een **elektronenpaar**.



Figuur 4 – Spin van een elektron met de oriëntatie van het magnetisch veld.

Samengevat:
Er zijn orbitalen op elke schil, en ze worden genoteerd als het schilnummer n gevolgd door de letter s, p, d of f. Zo is 1s het bolvormige s-orbitaal op de eerste schil (dus met $n = 1$ en $\ell = 0$), en dat heeft dezelfde vorm maar is wel veel kleiner dan het 2s-orbitaal op schil 2. En 2p is een haltervormig p-orbitaal op schil 2, van dezelfde vorm maar kleiner dan het orbitaal 3p op schil 3.
Als je ook de oriëntatie (of dus het magnetisch kwantumgetal) wil aangeven, gebeurt dat zoals al vermeld met subscripts, dus $2p_x$ of $3p_z$.

CC BY-NC-SA 4.0
KU Leuven (2026/02/20H.35)

De binnenste schillen zien er dus uit als volgt:

schil $n = 1$: een (bolvormig) s-orbitaal, genoteerd **1s**.

schil $n = 2$: een (bolvormig) s-orbitaal, genoteerd **2s**, dat heel wat groter is dan het 1s-orbitaal. Er geldt net zoals voor 1s dat $\ell = 0$ en $m = 0$.

en drie p-orbitalen, genoteerd **$2p_x$, $2p_y$ en $2p_z$**, en ze hebben $\ell = 1$ en $m = -1, 0, 1$.

n	ℓ	**subschil**	m	**orbitalen**
1	0	1s	0	1s
2	0	2s	0	2s
2	1	2p	-1,0,+1	$2p_x$,$2p_y$,$2p_z$
3	0	3s	0	3s
3	1	3p	-1,0,+1	$3p_x$,$3p_y$,$3p_z$
3	2	3d	-2,-1,0,+1+2	$3d_{xy}$, $3d_{yz}$, $3d_{xz}$, $3d_{x^2-y^2}$, $3d_{z^2}$

Tabel 1 – Kwantumgetallen n, ℓ, en m en met ruimtelijke oriëntaties van de orbitalen.

De d-orbitalen worden in deze cursus niet verder besproken.

CC BY-NC-SA 4.0