
Bohrs vei fra metallenes elektronteori til atomenes struktur

Reidun Renstrøm *

Innledning

Det finnes to versjoner av historien om hvordan kvantefysikken ble til. Den ene, som fortelles i fysikklærebøkene, er en etterrasjonalisering med mange besynderlige historiske forvrengninger. Her begynner gjerne Niels Bohrs utvikling av en teori for atomstrukturen med en presentasjon av Rutherford's kjernemodell som samtiden forkastet fordi den var "strålingsustabil" og ikke kunne forklare spektrene. Disse manglene ved modellen skal Bohr straks ha grepet fatt i da han kom til Rutherford i Manchester, i mars 1912. Han løste dem ved å innføre to postulater som stred mot klassisk fysikk. Ved å anvende klassisk mekanikk og kvantisert impulsmoment, beregnet han energien til eksiterte tilstander i hydrogenatomet og frekvensene til linjene i spekteret. Resultatet stemte perfekt med Balmers formel. Det revolusjonerende var at Bohr tillot elektroner å sirkulere uten å sende ut stråling.

Den andre versjonen, basert på historiske kilder og presentert i historiografisk litteratur, forteller en annen historie. Her leser vi at Bohr ble opptatt av atomstrukturen da han fant feil i sin venn Darwins artikkel om α -absorpsjon, tre måneder etter at han kom til Rutherford. Det bekymret slett ikke Bohr at Rutherford's kjernemodell var strålingsustabil og ikke kunne forklare spektrene. Det var derimot et stort problem at modellen var mekanisk ustabil og manglet karakteristisk radius. Bohr arbeidet kun med disse problemene for atomenes laveste energitilstand helt frem til desember-januar 1912–1913. En avhandling om atomstrukturen av J. Nicholson, ledet Bohr til å vurdere muligheten for flere energitilstander med høyere energi. Bohr skrev likevel i et brev til Rutherford 31. januar 1913, at han overhodet ikke var opptatt av linjespektrenes frekvenser. 7. februar skrev han til sin venn Hevesy at avhandlingen som Rutherford snart ville få tilsendt, ville inneholde atomvolumets variasjon med valensen, eksitasjonsenergi for karakter-

istiske røntgenstråler, dispersjon, magnetisme og radioaktivitet. Ikke underlig at Rutherford ble overrasket da han i mars 1913 fikk Bohrs avhandling *On the Constitution of Atoms and Molecules*⁽¹⁾ for kommentarer og eventuell publikasjon. Den handlet nemlig om eksiterte tilstander og spektrenes frekvenser.

Hva fikk Bohr til plutselig å interessere seg for spektrene? Bohr hadde i mellomtiden møtt H.M. Hansen som gjorde ham kjent med Balmers formel. Skulle Bohr få sin teori for atomstrukturen til å stemme overens med Balmers formel, måtte han oppgi en akseptert og eksperimentelt bekreftet konsekvens av den elektromagnetiske teorien: Stråling med en gitt frekvens blir dannet av ladning som vibrerer med samme frekvens. Verken Planck eller Einstein hadde utfordret denne "sannheten".

Før historien om hvordan Bohr utviklet sin atomteori presenteres, vil vi gi en oversikt over de atommodellene som var blitt foreslått og diskutert før Bohr publiserte sin teori.

Strålingsustabile atommodeller

Etter at elektronet var blitt oppdaget i 1897,⁽²⁾ ble alle tidligere atommodeller forkastet. Newtons og Maxwells forestilling om atomet som en hard og udelelig kule, stemte ikke overens med den nye erfaringen. En fremtidig modell av atomet måtte beskrive et elektrisk nøytralt og stabilt system med karakteristisk masse og størrelse, og i tillegg gjøre rede for spektrene. Få hadde mot til å ta denne utfordringen. Ladde partikler frastøter eller tiltrekker hverandre og sender ut elektromagnetisk stråling når de akselererer. Hvordan i all verden kan en samling ladde partikler da bygge opp en stabil konfigurasjon? Oppgaven forekom de fleste fysikere uløselig, og det er den også innenfor klassisk fysikk.

Thomsons modell

J.J. Thomson var den første som presenterte en modell for et atom med elektroner.⁽³⁾ Egentlig videreutviklet han en modell foreslått av Lord Kelvin, der elektronene er i ro i en sfære av positiv ladning. Thomson utførte beregninger som viste at elektroner fordelt i ringer i den positive ladningen, utgjorde en stabil konfigurasjon. Verken Thomson eller Kelvin kunne forklare hvilke krefter som holdt den positive ladningen sammen; coulombkrefter kunne det ikke være. Målinger av forholdet mellom elektronets ladning og dets masse, e/m , viste at elektronets masse er mye mindre enn massen til det letteste grunnstoffet, hydrogen. Thomson antok at den positive ladningen ikke bidro til atomets masse, så selv det letteste atomet måtte inneholde tusenvis av elektroner. Denne antakelsen stemte overens med de mange linjene i atomspektrene, for det var opplagt for samtidens fysikere at hver spektrallinje svarte til et elektrons vibrasjonsfrekvens. Så man bort fra frastøtningskrefter i den positive ladningen, tilfredsstilte denne modellen kravet om stabilitet. Et resultat av Ampères arbeid er at magnetisme skyldes ladninger i bevegelse, og Thomson lot derfor elektronene bevege seg i sirkler for å gjøre rede for magnetismen. Men det følger av Maxwells elektromagnetiske teori at elektroner i akselerert bevegelse gir anledning til utstråling av energi. Elektronenes sirkelbevegelse ville derfor etter kort tid opphøre.

Thomson prøvde å løse dette problemet, men uten hell. Modellen han publiserte i 1904 var mekanisk stabil, men "strålingsustabil". I 1906 oppdaget Thomson at hans modell hadde en enda større svakhet. Beregninger av α -partiklers spredning i gasser viste at antall elektroner i et atom er av samme størrelsesorden som atomvekten. Hva utgjorde da massen, og hvordan kunne få elektroner frembringe det store antall frekvenser som spektrene viste? Thomson gjorde ingen forsøk på å løse disse problemene.

Nagaokas planetmodell

Samme år som Thomson publiserte sin modell, foreslo den japanske fysikeren H. Nagaoka en planetmodell for atomet: elektroner i sirkelbevegelse rundt en positiv kjerne.⁽⁴⁾ Det var et essay av Maxwell fra 1856 om stabiliteten til Saturns ringer, som hadde inspirert Nagaoka til å utvikle modellen. Men i tillegg til strålingustabilitet på grunn av elektroner i sirkelbevegelse, var modellen mekanisk ustabil. Elektronene blir tiltrukket av den positive

kjernen, men frastøtt av hverandre. Selv om elektronene hadde jevn avstand i ringer rundt kjernen, ville en liten forstyrrelse utenfra, f.eks. kollisjon med et annet atom, øyeblikkelig føre til sammenbrudd. Det stemte dårlig overens med erfaringen. Linjespektrene gjorde Nagaoka ikke forsøk på å forklare.

Rutherford's kjernemodell

I mai 1909 presenterte Geiger og Madsen resultater fra spredningsforsøk med α -partikler gjennom platina- og gullfolie utført i Manchester under ledelse av Ernest Rutherford.⁽⁵⁾ Noen få α -partikler fikk sin bane avbøyd med en vinkel $> 90^\circ$. En positiv ladning fordelt over hele atomet kunne umulig frembringe et elektrisk felt sterkt nok til å sørge for så store spredningsvinkler. Selv om resultatet var overraskende, fikk artikkelen liten oppmerksomhet. Ingen andre laboratorier utførte forsøket, og fra teoretikerne kom det ingen nye modeller. Det ble Rutherford som påtok seg teoretikerens rolle og forklarte de store spredningsvinklene. I en artikkel i *Philosophical Magazine* i 1911,⁽⁶⁾ forklarte han spredningsvinklene ved å gi atomet et sentralligeme med ladning $\pm Ne$, der N er antall elektroner i atomet og e er elementærladningen. Hans ubestemthet i forhold til positiv eller negativ ladning i sentrum, viser at det ikke spiller noen rolle for α -partiklens spredningsvinkel om kjernens ladning er positiv eller negativ. Senere omtalte han likevel kjernen som positivt ladet. Det var ingen planetmodell Rutherford presenterte. Han beskjefte seg utelukkende med spredningsvinkler, og i de beregningene spiller elektronfordelingen ingen rolle. Han behandlet elektronene som jevnt fordelt i atomet, som Thomsons positive ladning. Først i boken *Radioaktive stoffer og deres stråling* som kom ut i slutten av 1913, lar han elektronene kretse omkring kjernen. Rutherford kjente Nagaokas modell og dens problemer med stabilitet. Nagaoka var på besøk hos Rutherford da spredningsforsøkene ble utført, og de har helt sikkert diskutert disse problemene.

Beregningene av α -partiklers spredningsvinkler ut fra kjernemodellen, stemte overens med de eksperimentelle resultatene. Likevel gjorde Rutherford lite for å gjøre sin modell kjent. Hans artikkel fikk liten oppmerksomhet, kun en kort notis i tidsskriftet *Nature*. På den første Solvaykonferansen, høsten 1911, nevnte ikke Rutherford kjernemodellen i det hele tatt, selv om andre atommodeller ble diskutert.

Nicholsons kvantiserte planetmodell

I en avhandling om atomstrukturen fra juni 1912,⁽⁷⁾ benyttet John Nicholson fra Cambridge kvanteteori på en overraskende måte. Modellen likner Nagaokas: elektroner i sirkelbevegelse rundt en positiv ladning. Nicholson studerte atomtilstander med høy energi og forklarte stråling fra atomene ut fra en idé om at elektronene vibrerte samtidig som de sirkulerte rundt kjernen. Han tolket disse vibrasjonsfrekvensene som svarende til spektrenes. Modellen kunne gjøre rede for noen linjer i et stjernespekter. Videre kom han til at elektronenes impulsmoment var kvantisert. Til nå hadde kvantisering vært brukt i forbindelse med energi; å kvantisere impulsmomentet medførte at radien og vinkelfrekvensen ikke endret seg kontinuerlig. Bølgelengden som ville svare til elektronenes vibrasjoner, viste seg å være gitt ved tredje potens av elektronenes impulsmoment, og dermed var også spektrenes frekvenser kvantisert og deres adskilte frekvenser forklart.

Niels Bohr entrer scenen

I mai 1911 forsvarte Niels Bohr sin doktoravhandling *Studier over metallernes elektrontheori*. Avhandlingen var først og fremst en kritisk analyse av andres artikler, og han fant feil i arbeidene til blant andre Thomson og Poincaré. Bohr sendte kopier til ledende fysikere i Europa. Noen svarte ikke, antakelig fordi de ikke forsto dansk. En mislykket engelsk oversettelse av en venn som ikke forsto fysikk, gav avhandlingen et uvanlig fysikkspråk.

Bohr og Thomson

I september reiste Bohr til Cambridge for å arbeide som "post-doc" hos den ledende spesialisten på kvanteteori, J.J. Thomson. Thomson var kjent som en fremragende inspirator og veileder for sine studenter. Han var teoretiker, men ledet verdens førende senter for eksperimentell fysikkforskning. Det fortelles at hans omgang med eksperimentell apparatur var klønete og uvøren; flere ganger var han årsak til uhell på laboratoriet. Studentene varslet hverandre når Thomson var på vei inn i laboratoriet for å veilede dem: "Gjem unna fintfølende apparatur og nylig fremkalte filmer!" Men hvis apparater av uforklarlige årsaker sluttet å fungere, og ingen visste råd, ble Thomson tilkalt. Etter å ha studert apparatet, gikk han bort til sitt

arbeidsbord i hjørnet, regnet og tegnet, gjerne på baksiden av en konvolutt, og kom tilbake med en skisse som viste feilen og hvordan den kunne rettes. Studentene elsket ham for denne evnen.

Bohr hadde sett frem til å diskutere spørsmål vedrørende kvanteteorien med Thomson, og ikke minst gjøre ham oppmerksom på feilene i hans arbeid. Men Thomson var opptatt med andre spørsmål; han hadde mistet interessen for kvanteteorien og var ikke interessert i å høre den entusiastiske studentens bemerkninger og kommentarer. I tillegg kom at Bohr snakket svært dårlig engelsk. Avhandlingen var skrevet på et elendig engelsk, og Thomson var ikke innstilt på den praksis som Bohr allerede hadde utviklet, å forfine ideer og argumenter gjennom lange konversasjoner. Bohr var skuffet over ikke å få Thomson engasjert i en diskusjon om sin avhandling. *Cambridge Philosophical Society* avsto å publisere den, i hvert fall uten forkortelser. Det lyktes aldri Bohr å få sin doktoravhandling publisert i et tidsskrift, og den fikk først en god engelsk oversettelse etter hans død.

Bohr, Rutherford og Darwin

I mars 1912 reiste Bohr til Manchester for å studere hos Rutherford. Det var ikke uvanlig at en utenlandsstudent med stipend søkte utdanning ved flere enn ett laboratorium. Manchester var verdens førende senter for eksperimentell forskning på radioaktivitet. Det var Bohrs interesse for radioaktivitet som førte ham til Rutherford. Bohr kjente til Rutherfords kjernemodell, men var ikke opptatt av atomstrukturen eller problemer knyttet til modellen. Han ble satt til eksperimentell forskning på radioaktivitet og ble ferdig med de obligatoriske arbeidene 1. mai. Deretter gikk han i gang med selvbestemte teoretiske oppgaver. Stadig lå kvanteteorien ham på sinnet, og han håpet å få avhandlingen publisert. I et brev til sin bror, Harald,⁽⁸⁾ skrev han 28. mai 1912: ... *jeg har slett ingen her, der virkelig interesserer seg for saadan noget* ... Det tyder på at han heller ikke i Manchester hadde noen å diskutere kvanteteorien med. Helt siden 1909 hadde kvanteteorien vært hans forskningsprogram, det var der hans store ideer var. Men så skjer det noe som får ham til å legge problemene med kvanteteorien på hylla. Det første tegnet på en forandring, finner vi i et brev til Harald, sendt 12. juni:⁽⁹⁾ *Det gaar mig ikke saa helt daarligt i Øjeblikket, jeg havde for et Par Dage siden en lille Ide med Hensyn til Forstaaelsen af Absorp-*

tion af α -stråler (det gik til paa den Maade, at en ung Matematiker, C.G. Darwin (Sønnesøn av den rigtige Darwin) lige har offentliggjort en Theori om dette spørgsmaal, og jeg syntes, at den ikke alene ikke var helt rigtig i det mer matematiske (det var dog kun temmelig lidt) men noget utilfredsstillende i Grundopfattelsen), og har udarbejdet en lille Theori derom, der selv om den er meget lille, maaske dog kan kaste lidt Lys over nogle ting med hensyn til Atomernes Bygning. Jeg tænker meget snart at offentliggøre en lille Afhandling derom ... Rutherford har i de sidste Aar udarbejdet en Theori om Atomers Bygning, som synes at være helt anderledes solidt begrundet end hvad man tidligere har haft ...

C.G. Darwin beregnet α -partiklers fartstap ved passering gjennom tynne metallplater på basis av Rutherfords kjernemodell. Han betraktet elektronene som frie partikler i den korte tiden støtet varte; bindingen til kjernen så han bort fra. Resultatene av hans beregninger stemte godt overens med observerte kurver.

Da Bohr tilfeldig kom over Darwins artikkel, ble han straks interessert. Passering av ladde partikler gjennom stoff var et problem nært beslektet med sentrale sider i elektronteorien. Han innså med det samme at Darwins antakelse om å se bort fra elektronenes binding til kjernen, førte galt av sted. Bohr utførte nye beregninger med elektronene elastisk bundet til kjernen, og resultatet var bedre enn Darwins. Det viktigste var likevel ikke forbedrede resultater, men at Bohr innførte kvanteteori i atomet. Han kvantiserte vibrasjonsenergien til elektronene på samme måte som Planck hadde kvantisert energien til de elektriske oscillatorene. Artikkelen om dette emnet var ikke ferdig da Bohr dro hjem, men ble fullført og levert Rutherford høsten 1912.

Denne begivenheten, møtet med Darwin og hans arbeid med α -partiklers energitap, inspirerte Bohr til å ta fatt på problemer knyttet til atomets struktur. I et brev til Harald 19. juni, forteller Bohr om atomer med samme engasjement som tidligere har vært reservert elektronteorien. Men Rutherford var ikke innstilt på å trekke konsekvenser av sin modell. Dessuten var han travelt opptatt med å skrive en lærebok der han gav en annen forklaring på radioaktivitetens årsak enn den Bohr hadde. Brevet til Harald 17. juli,⁽¹⁰⁾ gir oss et klart inntrykk av en optimistisk, men travel Bohr: *Det gaar mig temmelig godt, for jeg tror jo, at jeg har fundet ud af nogle fosrkellige Ting; men det er rigtignok ikke gaaet saa hurtig med at udarbejde dem, som jeg straks var så dum at tro. Jeg haaber at faa en lille*

Afhandling færdig og at vise Rutherford den førend jeg rejser, og jeg har derfor saa travlt, saa travlt ...

I tillegg til artikkelen om α -absorpsjon, arbeidet Bohr med et notat som oppsummerte hans resultater. Han ville levere det til Rutherford før hans tid i Manchester løp ut. Notatet, som blir kalt Rutherfordnotatet,⁽¹¹⁾ fikk tittelen *On the Constitution of Atoms and Molecules*. Bohr innleder dette notatet med å slå fast at hvis ikke elektronene er i bevegelse, kan det ikke være snakk om noen likevektstilstand. Deretter undersøker han hvilke betingelser som må være oppfylt for at en ring med n elektroner rundt en kjerne med positiv ladning ne , kan danne et stabilt system. Bohr skriver: ... *det kan meget enkelt vises, at en sådan ring ikke besidder nogen simpel stabilitet i sædvanlig mekanisk forstand ... og stabilitetsproblemet må derfor behandles fra et helt andet synspunkt*. Videre skriver han at kjernemodellen ikke gir anledning til å beregne atomets radius. Elektronene kan rotere med alle mulige frekvenser rundt kjernen, og hver frekvens svarer til en bestemt radius.

Bohr valgte å innføre en betingelse for den stabile, normale tilstanden (grunntilstanden): Et elektrons kinetiske energi W i en stabil tilstand er gitt ved elektronets vinkelfrekvens ν multiplisert med en konstant K :

$$W = \frac{1}{2}m\nu^2 = K\nu$$

Lærebøkene i fysikk forteller at Bohr straks var opptatt av kjernemodellens strålingsproblem og manglende evne til å forklare spektrene. Det stemmer ikke. Betingelsen ovenfor, og ordinær mekanikk anvendt på elektroner i en ring rundt kjernen, gav Bohr at atomets radius r , elektronenes vinkelfrekvens ν og energi W , kunne uttrykkes ved K . Bohr gir her ingen sammenheng mellom K og Plancks konstant h , og bringer verken eksiterte tilstander eller spektrene inn i bildet. Rutherfordnotatet ble først utgitt etter at Bohr var død.

Bohr i København

24. juli reiste Bohr hjem til København og giftet seg med sin forlovede Margrethe, 1. august. De nygiftes bryllupsreise gikk til England, ikke til Norge som først planlagt. I Cambridge gjorde Bohr ferdig sin avhandling om α -partiklers fartstap, og i Manchester leverte han den til Rutherford for kommentarer før utgivelse. Paret var tilbake i København i begynnelsen av september.

Høsten 1912 arbeidet Bohr som assistent for Martin Knudsen ved universitetet i København. Arbeidet var så tidkrevende at det ikke ble tid til å arbeide videre med ideene presentert i Rutherford-notatet. Han skriver:⁽¹²⁾ *Jeg hadde meget å gjøre, da jeg i en kort periode blev Knudsens assistent ... og hele dagen arbejdede jeg med gassers friksjon ved meget lave trykk ... Og det tok tid, forstår I ... Så jeg tok op til Knudsen og sagde, at jeg helst ville være fri, forstår I ... Jeg tok på landet med min kone, og vi skrev en meget lang artikel om disse forskjellige ting.*

4. november skriver Bohr til Rutherford⁽¹³⁾ at han har gjort fremgang, men at han dessverre har løpt inn i store vanskeligheter på grunn av systemets mekaniske ustabilitet (han er fortsatt ikke opptatt av strålingsustabilitet) og kan derfor ikke utføre beregninger i den utstrekning han ønsket. Men Bohr er optimistisk og avslutter med å si at han håper å ha avhandlingen ferdig om et par uker. Rutherford svarte 11. november:⁽¹⁴⁾ *Don't hurry, I do not think anyone is likely to be working on that subject.*

31. januar får Rutherford et nytt brev.⁽¹⁵⁾ Bohr har studert Nicholsons avhandlinger om atomstrukturen og blitt ledet til å overveie muligheten av flere stasjonære energitilstander med kinetisk energi $W = \tau K\nu$, der τ er et naturlig tall og ν elektronets vinkelfrekvens. For å få samsvar med Nicholsons resultater, måtte han sette $K = h/2$, der h er Plancks konstant. Bohr understreker likevel i samme brev at han ikke er opptatt av spektrenes frekvenser: *I do not at all deal with the question of calculation of the frequencies corresponding to the lines in the visible spectrum. I have only tried, on the basis of the simple hypothesis, which I used from the beginning, to discuss the constitution of the atoms and the molecules in their "permanent" state ...* Og 7. februar forteller Bohr i brev til sin venn George Hevesy, at hans avhandling vil handle om atomvolumets avhengighet av valensen, dispersjon, magnetisme, radioaktivitet og eksitasjonsverdier karakteristisk for røntgenstråler. Han gjentar i brevet at kjernemodellens hovedproblem er mekanisk ustabilitet og manglende karakteristisk radius.

Sentralt i Bohrs forståelse av emisjon var at atomet først måtte være ionisert. Det var under reorganisering av atomet, når elektronene igjen falt på plass, at de underveis var i eksiterte tilstander og kunne vibrere. Disse vibrasjonsfrekvensene svarte til spektrenes frekvenser.

Balmers formel tvinger Bohr til å skille strålingens frekvenser fra elektronenes

Noen dager etter at brevet til Hevesy var sendt, kom en tidligere studievenn, H.M. Hansen, på besøk. Bohr, som var blitt interessert i eksiterte tilstander og beregnet vibrasjonsfrekvenser til elektroner i eksiterte tilstander, ville høre hva Hansen, som var ekspert på området, mente. Hansen svarte med å spørre om hans beregninger stemte overens med Balmers formel. Bohr kjente ikke til formelen som gir frekvensen for linjene i hydrogenspekteret, men svarte at han ville se etter. Balmers formel kan skrives som:

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

der ν er en linjes frekvens, $R = 3,29025 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$ kalles Rydbergs konstant, og n er et helt tall > 2 .

Bohrs tidligere beregninger på grunnlag av hypotesen $W = K\nu$, gav at hydrogenelektronets vinkelfrekvens er omvendt proporsjonal med tredje potens av K , en relasjon som vanskelig kunne forenes med Balmers formel for strålingsfrekvensen. Derimot opptrer K , med samme potens som n i Balmers formel, i energiuttrykket for elektronet:

$$W = \frac{\pi^2 m e^4}{2 K^2}$$

Ved å sette $K = \tau h/2$ inn i uttrykket, og anvende Plancks sammenheng mellom energi og strålingsfrekvens, $E = h\nu$, ville Bohr få Rydbergs konstant med en nøyaktighet på 7 %. Bohr kunne nå "utlede" Balmers formel ved å dividere differansen mellom to energinivåer med h .

Hvis det faktisk var slik Bohr resonnerte da han så Balmers formel, er det ikke så underlig at han flere ganger senere uttrykte at straks han så Balmers formel, sto alt klart for ham. Frekvensen til linjene i spekteret tolker Bohr som energidifferansen mellom to tilstander dividert med Plancks konstant, h . Et elektrons overgang fra en energitilstand til en annen, vil forårsake stråling med frekvens som ikke er lik elektronets frekvens i noen av tilstandene. Endelig, og for første gang, er strålingens frekvens skilt fra mekaniske frekvenser i atomet. Det hadde verken Planck eller Einstein gjort. Plancks elektriske oscillatorer svinger med samme frekvens som emittert og absorbert stråling, i overensstemmelse med Maxwells teori. Å skille strålingens frekvens fra elektronenes frekvenser i atomet, var det mest originale og dramatiske i Bohrs atomteori.

Bohrs "utledninger" av Balmers formel

Bohr måtte begrunne sitt valg $K = h/2$, ellers ville det hele minne om en genial lek med tall og formler. Her vil vi se på to forsøk som presenteres i første del av *On the Constitution of Atoms and Molecules* som Rutherford fikk i mars, og som ble publisert i *Philosophical Magazine* i juli 1913. Del 2 og 3 ble publisert i september og november samme år.

Bohr innleder med å betrakte et elektron med ladning $-e$ og masse m i en elliptisk bane rundt en kjerne med ladning Ze . Ellipsens store akse er $2a$, og elektronets vinkelfrekvens ω er da gitt ved:

$$\omega = \sqrt{\frac{2}{m}} \frac{W^{\frac{3}{2}}}{\pi e Z e}, \quad 2a = \frac{e Z e}{W}$$

For hydrogenatomet er $Z = 1$. Her er ω valgt for elektronets frekvens, for ikke å forveksle med strålingens frekvens.

Deretter, og for første gang, tar Bohr opp problemet modellen har på grunn av elektronenes akselererte bevegelse. Han sier at det er sentralt i Maxwells teori at ladde partikler i akselerert bevegelse sender ut kontinuerlig elektromagnetisk stråling. Likevel, ifølge Plancks lov, sender en atomvibrator med energi $\tau h \nu$ ut τ diskrete strålingskvanter med frekvens ν . Han konkluderer med at dette tyder på at Maxwells teori ikke gjelder i et atomært system.

Bohr utleder energien til en tilstand τ , ikke ved å anvende kvantisert impulsmoment og klassisk mekanikk, men ved å betrakte en prosess der et fritt elektron blir bundet til en kjerne og tar plass i tilstanden τ . Han antar at strålingsfrekvensen ν er halvparten av elektronets vinkelfrekvens ω_τ i tilstanden τ . Energien til tilstanden τ settes lik energien til utsendt stråling, $E = \tau h \nu$:

$$W_\tau = \tau h (\omega_\tau / 2)$$

Innsatt i

$$\omega = \sqrt{\frac{2}{m}} \frac{W^{\frac{3}{2}}}{\pi e Z e}$$

gir dette:

$$W_\tau = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^2 \tau^2}$$

Differansen mellom to energinivåer blir:

$$W_{\tau_1} - W_{\tau_2} = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^2} \left(\frac{1}{\tau_1^2} - \frac{1}{\tau_2^2} \right)$$

Senere i artikkelen kommer Bohr tilbake til denne utledningen. Han innser at den sterke analogien mellom Plancks oscillator og atomet må dempes. Ifølge Planck, vil en elektrisk oscillator med

energi $E = \tau h \nu$ emittere τ energikvanter, alle med frekvens ν . Oscillatorens frekvens er uavhengig av energien, og all stråling har samme frekvens. Slik er det ikke i atomet. Bohrs tolkning av Balmers formel innebærer at for en gitt τ_1 , er frekvensen avhengig av τ_2 , altså atomets energi før utstrålingen. Bohr må finne en ny begrunnelse for kvantebetingelsen $W_\tau = \tau h (\omega_\tau / 2)$. Men han finner ingen.

I stedet ser Bohr på et generelt uttrykk for kvantebetingelsen: $W_\tau = f(\tau) h \omega_\tau$, der $f(\tau)$ er en ukjent funksjon. Skal han få noe som minner om Balmers formel, må han sette $f(\tau) = c \tau$, der c er en konstant. For å bestemme c , gjør Bohr bruk av et nytt prinsipp, *korrespondanseprinsippet*. Han minner om at for lave frekvenser faller Plancks strålingslov sammen med de klassiske forutsigelsene. For atomet består den lavfrekvente forbindelsen mellom klassisk teori og kvanteteori i å sette likhetstegn mellom den mekaniske frekvensen ω_τ og strålingsfrekvensen $\nu_{\tau, \tau-1}$ for store verdier av τ . Dette resonnementet resulterte i verdien $1/2$ for c , og dermed var $W_\tau = \tau h (\omega_\tau / 2)$ tilbake.

Bohr understreket at selv om klassisk fysikk gir riktig strålingsfrekvens for lave frekvenser, er mekanismen bak strålingen ikke slik klassisk elektromagnetisme beskriver. *Utsendt stråling fra atomer skyldes overgang mellom to energitilstander*.

I løpet av høsten 1913 ble Bohr overbevist om at det var villedende å bruke Plancks oscillatorer som grunnlag for kvantebetingelsen. Men han finner ikke noe nytt grunnlag og fortsetter uten kvantebetingelsen. I et foredrag i Fysisk Forening i desember 1913, velger Bohr Balmers formel som utgangspunkt; og ved hjelp av korrespondanseprinsippet utledet han Rydbergs konstant.

I siste del av *On the Constitution of Atoms and Molecules*, viser Bohr til Nicholsons kvantisering av impulsmomentet som en mulighet til å kvantisere mekaniske størrelser i stedet for energien. Problemet med impulskvantisering trodde Bohr, var at den bare kunne anvendes på sirkelbaner, der kinetisk energi er konstant, og ikke på eksiterte tilstander som kunne være ellipser.

Bohr innså at en konsekvens av hans teori var at Balmers formel kunne anvendes på andre atomer med ett elektron, for eksempel ionisert helium. Rydbergs konstant skulle bare multipliseres med $Z^2 = 4$. I 1896 oppdaget Charles Pickering linjer i et stjernespekter som han tilskrev hydrogen. Harvard Fowler registrerte de samme linjene i laboratoriet i 1912. Bohr fant at frekvensene svarte til energiovergang i et atom med $Z = 2$ og ett elektron, altså

ionisert helium. I løpet av sommeren protesterte Fowler. I en artikkel i *Nature*⁽¹⁶⁾ gjorde han Bohr oppmerksom på at frekvensene ikke passet med de eksperimentelt bestemte dersom 4-tallet ikke ble erstattet med 4,0016. I oktober svarte Bohr Fowler ved å gjøre ham oppmerksom på at han i utledningen av Rydbergs konstant hadde latt kjernenes masse være uendelig stor i forhold til elektronets.⁽¹⁷⁾ Bruker man de riktige massene, får man at den nye konstanten er 4,00163 *R*; en usedvanlig god overensstemmelse mellom teori og eksperimentelt resultat.

Reaksjoner på 'On the Constitution of Atoms and Molecules'

20. mars svarte Rutherford på Bohrs artikkel.⁽¹⁸⁾ Han sier at han har lest artikkelen med stor interesse og synes ideen om mekanismen bak spektrene er genial, men at sammenblandingen av Plancks ideer med gammel mekanikk gjør det vanskelig å danne seg et bilde av ideens basis. Om Bohrs skille mellom elektronenes mekaniske frekvenser og strålingsfrekvenser, skriver Rutherford: *How does an electron decide what frequency it is going to vibrate at when it passes from one stationary state to another? It seems to me that you would have to assume that the electron knows beforehand where it is going to stop.*

I slutten av september fikk Bohr et brev fra Hevesy.⁽¹⁹⁾ Han har vært på en kongress og møtt Einstein i Wien, og forteller at da Einstein hørte at modellen stemte for ionisert helium, utbrøt han: *Så avhenger altså lysets frekvens ikke i det hele tatt av elektronets frekvens. Dette er et enormt fremskritt.* Dette var Einsteins første reaksjonen på Bohrs teori. Arnold Sommerfeld skrev og gratulerte Bohr 4. september.⁽²⁰⁾ Han skriver at selv om han er skeptisk overfor atommodeller, er Bohrs utledning av Rydbergs konstant et fremskritt. Først i 1936 skrev J.J. Thomson at Bohrs artikkel i 1913 var det mest verdifulle bidrag kvantefysikken har bidratt med til fysikken.⁽²¹⁾ I forelesninger om atomstrukturen så sent som i 1932, nevnte han ikke kvanteteorien.

Da Lord Rayleigh ble spurt om hva han syntes om Bohrs teori, svarte han at han hadde kikket på den, men visste ikke hva den skulle brukes til. Å gjøre oppdagelser på den måten, passet ham ikke, sa han. James Jeans hørte Bohr legge frem sin teori i Birmingham i desember 1913, og skrev i *Nature* at Bohr var kommet frem til en overbevisende og genial forklaring på lovene for spektrale serier.

Sommeren 1914 foreleste Bohr sin atomteori i Göttingen. Skepsisen var stor blant mange av de store tyske fysikerne. Mange ristet på hodet: *Hvis det hele ikke var noe vrøvl, var det i alle fall meningsløst.* Max Born var likevel ikke helt sikker:⁽²²⁾ *Det er alt sammen så dypt sært og utrolig, men denne danske fysiker likner i så stor grad et originalt geni, at jeg tør ikke nekte for at det kan være noe i det ...* Nagaoka skriver i et brev til Bohr: *Heartly thanks for your kindness in sending me several papers on atomic structure, it seems to be intimately connected with Saturnian atom, with I was occupied about ten years ago.*

Paul Ehrenfest skrev i et brev til H.A. Lorentz at hvis dette var veien til målet, ville han ikke drive med fysikk mer. Ehrenfest ble snart en nær venn av Bohr, og en stor beundrer av hans teori. Den siste reaksjonen vi tar med, ble skrevet av Henry Moseley,⁽²³⁾ en ung begavet fysiker som ble drept ved fronten i 1915: *Deres teori har en storartet innflytelse på fysikken, og jeg tror at når vi virkelig vet hva et atom er, hvilket vi utvilsomt gjør i løpet av et par år, vil Deres teori ha en stor del av æren, selv om den måtte være feil i sine detaljer.*

Takk

Jeg vil takke Ole Knudsen som har veiledet underveis, lest artikkelen og gitt kommentarer.

Referanser

1. N. Bohr: *On the Constitution of Atoms and Molecules*. *Phil. Mag.* **26**, 1 (1913)
2. P.C. Hemmer: *Moderne fysikk 100 år*. Fra Fysikkens Verden **59**, 37 (1997)
3. J.J. Thomson: *Electricity and Matter*. Scribner, New York (1904)
4. H. Nagaoka: *Nature* **69**, 392 (1904)
5. H. Geiger og E. Marsden: *Proc. Roy. Soc. A* **82**, 495 (1909)
6. E. Rutherford: *The Scattering of α and β Particles and Matter and the Structure of the Atom*. *Phil. Mag.* **21**, 669 (1911)
7. J.W. Nicholson: *The Constitution of the Solar Corona*. *Mon. Not. Roy. Astro. Soc.* **72**, 677 (1912)
8. *Collected Works (CW), Niels Bohrs samlede verker* Vol. 1, s. 551 North-Holland, Amsterdam (1972–)
9. CW, Vol. 1, s. 593
10. CW, Vol. 1, s. 561
11. CW, Vol. 2, s. 136

12. A. Pais: *Niels Bohr's Times*. Oxford Univ. Press (1994) s. 163
13. CW, Vol. 2, s. 577
14. CW, Vol. 2, s. 578
15. CW, Vol. 2, s. 578
16. A. Fowler: *The Spectra of Helium and Hydrogen*. Nature **92**, 95 (1913)
17. N. Bohr: *The Spectra of Helium and Hydrogen*. Nature **92**, 231 (1913)
18. CW, Vol. 2, s. 583
19. CW, Vol. 2, s. 532
20. CW, Vol. 2, s. 603
21. J.J. Thomson: *Recollections and Reflections*. Bell, London (1936) s. 425
22. A. Pais: *Niels Bohr's Times*. Oxford Univ. Press (1994) s. 176
23. CW, Vol. 2, s. 544

∞

*Høgskolen i Agder