

Bohrs atomteori fylder 100 år

Med Niels Bohrs atomteori fra 1913 indledtes et nyt og frugtbart kapitel i fysikhistorien. I denne jubilæumsartikel fortæller Helge Kragh om, hvordan teorien blev til, og hvad den egentlig gik ud på.



Forfatter



Helge Kragh, professor
Inst. for Fysik og Astronomi,
Videnskabsstudier,
Aarhus Universitet
helge.kragh@ivs.au.dk

Ædelgassen helium hører til de letteste af grundstofferne, mens det radioaktive metal radium hører til de tungeste. Bohr søgte at forklare strukturen af begge atomer.

Når Niels Bohr har en så høj status i dansk og international videnskabshistorie skyldes det ikke mindst den teori for atomets struktur, han som 27-årig foreslog i 1913, for netop 100 år siden. Teorien blev ikke blot belønnet med en Nobelpris, den blev også indledningen til den kvantemekanik, der i 1920'erne skulle revolutionere fysikkens verdensbillede og i hvis fortolkning Bohr spillede en afgørende rolle. Det hele startede med en dybt original, men ganske ufilosofisk artikel fra 1913, hvori Bohr gav et overraskende, ja endda provokerende nyt billede af atomets arkitektur.

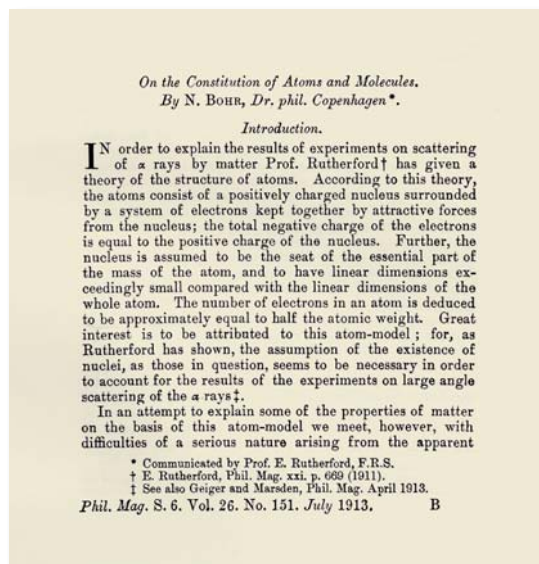
I foråret 1912 befandt Bohr sig som postdoc i Manchester, hvor han arbejdede under Ernest Rutherford, der året før havde foreslået ideen om en atom-

kerne, nemlig at næsten hele atomets masse er koncentreret i en ganske lille, positivt ladet kerne, hvorom de negative elektroner bevæger sig. Rutherfords kernemodell vakte kun ringe interesse, men Bohr var overbevist om dens sandhed og besluttede sig for at udvikle den til en egentlig atomteori. I sommeren 1912, umiddelbart før han vendte hjem til Danmark, kunne han præsentere Rutherford for grundtrækkene i sin nye og sære teori for strukturen af atomer og molekyler.

I denne tidlige version havde Bohr indført kvantehypotesen i atomets arkitektur, men endnu uden at anvende den på de spektrale, lysende atomer udsender. Der var tale om en kladde, hvilket den langsomt og metodisk arbejdende Bohr udmærket var klar over. For ham at se var det vigtigste, at han kunne redegøre for kerneatomets stabilitet og derved retfærdiggøre Rutherfords ide om atomets opbygning. Det tog et helt år, før Bohr fik omformet sin kladde til en gennemarbejdet teori for atomer og molekyler. Resultatet var tre banebrydende artikler – kendt som Bohrs "trilogi" – der udkom i sommeren og efteråret 1913 i det engelske fysiktidsskrift *Philosophical Magazine*.

En kvanteteori for atomet

Bohr baserede sin teori for det simple brintatom – hvor en enkelt elektron bevæger sig cirkulært omkring kernen – på postulater eller grundantagelser. Disse var af en radikal karakter, idet de stred mod den kendte fysiks love, men han hævdede, at de ikke desto mindre var nødvendige for at forklare atomets stabilitet og andre eksperimentelle kendsgerninger.



Den første side af Bohrs banebrydende afhandling fra 1913.

Artiklen kommer fra tidsskriftet *Aktuel Naturvidenskab*: aktuelnaturvidenskab.dk

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

GROUP 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

PERIOD 1 2 3 4 5 6 7

Atomic Number
Symbol
Element Name
Atomic Weight

Legend:

- METALLOIDS
- OTHER NONMETALS
- HALOGENS
- NOBLE GASES
- ALKALI METALS
- ALKALINE EARTH METALS
- LANTHANOIDS
- ACTINOIDES
- TRANSITION METALS
- POSTTRANSITION METALS

Ifølge det første postulat kan atomet kun eksistere i visse *stationære tilstande* svarende til bestemte energier og afstande mellem kernen og elektronen. Alle andre energier og afstande er "forbudte". Ved at gøre brug af den kvantekonstant, Max Planck havde indført i 1900, og som har symbolet h , kunne Bohr angive brintatomets radius i dets laveste energitilstand, kaldet grundtilstanden. Denne radius, der har værdien ca. 0,05 nm, benævnes stadig Bohrradien.

Et atom kan altså kun befinde sig i diskrete energitilstande, men ifølge Bohrs andet postulat kan atomet ændre sin tilstand, ved at en elektron "springer" fra en stationær bane til en anden. Gennem et sådant "kvantespring" til en lavere bane vil forskellen i energi, ΔE , udsendes som lys af en bestemt frekvens ν , givet ved $\Delta E = h\nu$. Denne mekanisme for lysudsendelse stred ganske mod den etablerede opfattelse, hvorefter lysets frekvens måtte svare til elektronens omløbs- eller vibrationsfrekvens.

De to postulater kunne ikke selv eftervises eksperimentelt, men det kunne de konsekvenser, der fulgte af dem og som derved retfærdiggjorte postulatene.

Først og fremmest kunne Bohr ud fra simple argumenter forklare brints spektrum, sådan som det havde været kendt siden 1885, da den svejtsiske skolelærer Johann Balmer først bemærkede det matematiske mønster i spektret (se boks). Med Bohrs forklaring blev Balmers empiriske lovmæssighed udledt fra fundamental fysik, hvilket gjorde stort indtryk på samtidens fysikere.

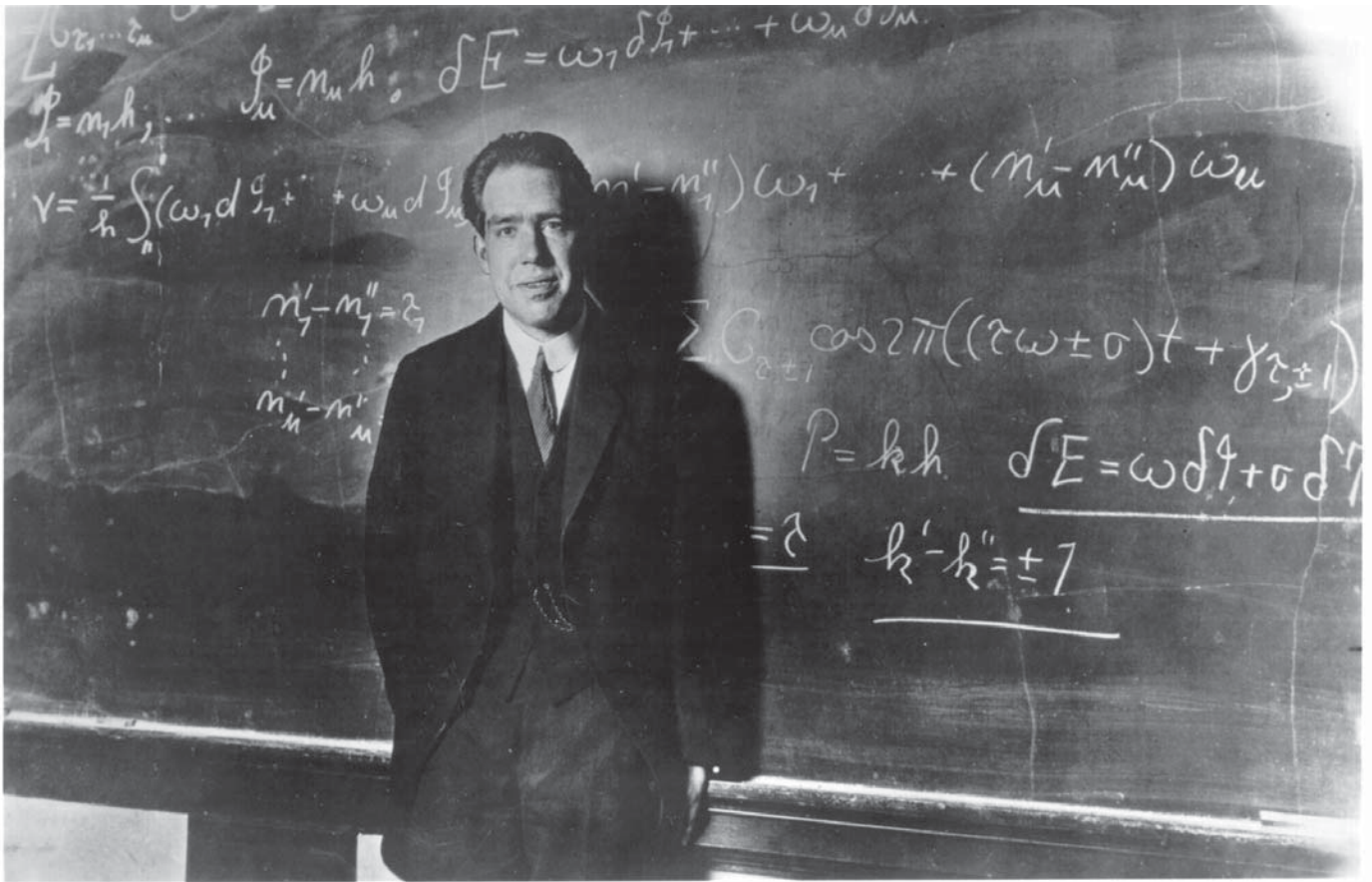
Eksperimenter og forudsigelser

Selv de fysikere, der var skeptiske over for Bohrs teori (og dem var der mange af), måtte erkende dens store empiriske styrke: teorien havde ikke blot stor forklaringskraft, den forudsagde også en række fænomener, der endnu ikke var kendte og som derfor kunne bruges til at teste teorien. Især for brintatomet viste Bohrs forudsigelser sig at passe perfekt med målinger, hvilket kan illustreres af hans beregnede værdi for den energi, der skal til for at frigøre elektronen fra et brintatom og således ionisere det. Bohr fandt for ioniseringsenergien 13,6 eV, mens samtidens grove eksperimenter viste ca. 11 eV for samme størrelse. Da eksperimenterne med tiden blev bedre, fandt man netop de 13,6 eV som Bohr havde beregnet.

Det fulgte desuden fra Bohrs teori, at frekvensen af lys måtte afhænge en lille smule af atomkernens masse, også selv om atomerne havde identiske elektronsystemer. Dette skyldes, at elektronen bevæger sig om det fælles massemidtpunkt for elektron og kerne, og at dette midtpunkt afhænger af kernens masse. Denne indsigt brugte Bohr i 1913 til at forklare forskellen i det lys, der udsendes fra et brintatom (^1H) og fra et ioniseret heliumatom ($^4\text{He}^+$), hvor der i begge tilfælde er en enkelt elektron i omløb om kernen.

Bohr indså også, at spektrallinjerne af to isotoper af samme grundstof måtte være ganske lidt forskudt i forhold til hinanden. Denne isotopeffekt blev først påvist i 1920 for molekyler og tolv år senere for brintatomet, nemlig da den amerikanske kemiker Harold Urey opdagede den tunge brintisotop kaldet deute-

Bohrs atomteori fra 1913 var en milepæl i videnskabshistorien, og et nødvendigt skridt på vejen mod en dybere forståelse af det periodiske systems "indbyg- gere". Foto: Colorbox.



Bohr forelæser om korrespondensprincippet i New York 1923.

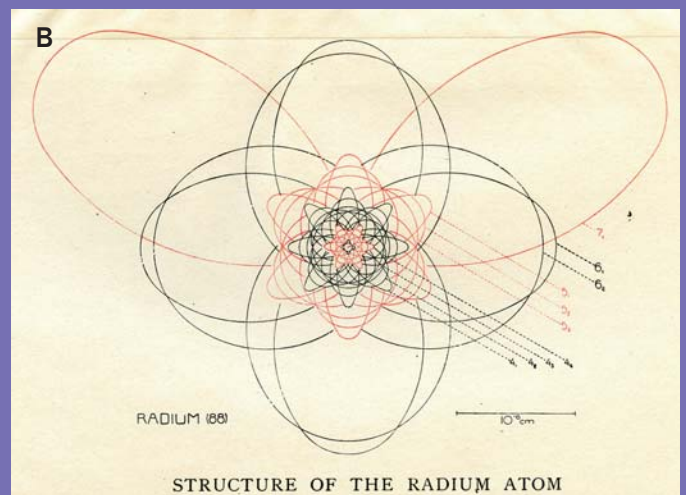
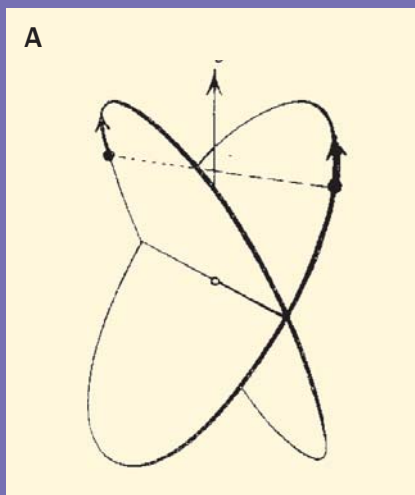
rium (^2H). Ureys vigtige opdagelse, der blev belønnet med en Nobelpris, var direkte baseret på Bohrs teori for isotopeffekten.

De mange bekræftede forudsigelser af Bohrs teori var dog i det væsentlige begrænset til brintatomet og andre atomsystemer med blot en enkelt elektron (som He^+ og ^2H). Heliumatomet har to elektroner omkring kernen, og selv for dette simple system kunne Bohr og andre fysikere ikke opnå en tilfredsstillende overensstemmelse mellem teori og eksperimen.

Deres herkuliske anstrengelser førte i starten af 1920'erne til en model for heliumatomet, hvor de to elektroners baner skærer hinanden. Det var en god model, men desværre ikke god nok. Problemet med helium var den første antydning af, at Bohrs succesrige teori havde sine begrænsninger og måske levede på lånt tid. Et andet problem var bindingen af atomer til molekyler, som Bohr havde søgt at løse i sin afhandling fra 1913. Heller ikke dette problem, der var af indlysende betydning for kemien, lykkedes det at løse.

A. Bohrs model af heliumatomet fra 1921.

B. Bohrs model af radiumatomet, som han viste det i forelæsninger fra starten af 1920'erne.



Den videre udvikling

I betragtning af den radikale natur af Bohrs teori blev den overraskende positivt modtaget af fysiker-samfundet, sådan at den senest 1920 blev anset for den eneste troværdige model for atomets struktur.

Den havde på den tid en næsten paradigmatisk status. Når dette var tilfældet, skyldtes det primært dens instrumentelle dyder, altså dens evne til at forklare og forudsige fysiske fænomener med en ofte forbløffende præcision. Bohr selv var dybt optaget af eksperimenter og betragtede altid sin teori som intimt forbundet med arbejdet i laboratoriet. Han var endnu ikke blevet den sokratiske kvantefilosof, han i dag ofte bliver betragtet som.

Selv om de fleste fysikere anerkendte den nye model for atomet, så var der i lang tid skepsis over for dens grundlag i form af de to kvante-postulater, der af mange blev opfattet som vildt mærkelige.

Det er karakteristisk, at da Bohr i 1920 blev nomineret til Nobelprisen, afviste komiteen i Stockholm indstillingen med den begrundelse, at de to postulater var i modstrid med anerkendte fysiske love. Men det var just hele pointen med Bohrs teori!

To år senere fik han nu alligevel den eftertragtede pris. I sit Nobelforedrag fra december 1922 gav han en fremstilling af sine nyeste ideer om atomernes opbygning, der på mange måder adskilte sig fra dem, han oprindeligt havde foreslået. Bohr argumenterede optimistisk, at han nu var i stand til at forstå strukturen af alle atomer i det periodiske system ud fra antagelsen om, at elektronerne bevægede sig i symmetriske mønstre af ellipsebaner. Det var en fascinerende og pittoresk teori, men den viste sig snart at være mere fascinerende end sand.

En frugtbar fejltagelse

Ifølge Bohrs model for atomet bevæger elektronerne sig i pæne cirkulære eller elliptiske baner omkring kernen, på samme måde som planeterne bevæger sig omkring Solen. Denne modelforestilling er grundlæggende forkert, sådan som det stod klart, da den nye kvantemekanik i 1925 afløste Bohrs kvanteteori for atomet. Hvis Bohrs teori blot var en fejltagelse, hvorfor da gøre så megen stads af den? Fik han Nobelprisen for en forkert teori?

I en hvis forstand ja, men i en anden og vigtigere forstand nej. Selv om atommodellen er forkert, så har dens grundlag i form af stationære tilstande og kvantespring overlevet den kvantemekaniske revolution. Bohr selv var meget bevidst om, at hans model var en analogi snarere end en sand gengivelse af atomet. Denne analogi mellem kvanteverdenen og den klassiske verden formulerede han i 1918 i det såkaldte korrespondensprincip, der viste sig yderst frugtbar i den videre udvikling af atomfysikken.

Da den unge Werner Heisenberg i 1925 skabte grundlaget for den nye kvantemekanik, omtalte han sin teori som en "matematisk generalisering af Bohrs korrespondensprincip." Dette var også Bohrs opfattelse. "Hele formuleringen af kvantemekanikken kan meget vel anses som en skærpelse af dette princip indhold," skrev han i efteråret 1925.

Jo, Bohrs berømmede atomteori fra 1913 var forkert, men den var en yderst frugtbar og næsten nødvendig fejltagelse. Lad os huske på, at næsten alle banebrydende teorier i videnskabshistorien har været forkerte. Det afgørende er ikke, om de er sande eller falske, men om de fører til fremskridt i erkendelsen. Set i det perspektiv er der særdeles god grund til at fremhæve Bohrs atomteori som en milepæl i videnskabshistorien. ■

Videre læsning

John Rosendahl Nielsen (2007): Kvantenspring i det 20. Århundrede (København: Fysikforlaget).

Helge Kragh (2012): Niels Bohr and the Quantum Atom (Oxford: Oxford University Press).

Bohrs 1913-afhandling: <http://web.ihep.su/dbserv/compas/src/bohr13/eng.pdf>

Brintspektrret

Alle linjer i det synlige brintspektrum kan gengives ved Balmers formel for lysets frekvens,

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

– eller den tilsvarende formel for bølglængden,

$$\lambda = \frac{4}{R} \frac{n^2}{n^2 - 2^2}$$

– hvor $n = 3, 4, \dots$ og hvor c og R betegner henholdsvis lysets hastighed og et empirisk bestemt tal kendt som Rydbergs konstant. Bohr forklarede formelen som overgange fra anslåede tilstande med $n > 2$ til tilstanden $n = 2$. Desuden kunne han forklare Rydberg-konstanten ud fra fundamentale naturkonstanter som elektronens ladning e og masse m og Plancks konstant h . Med datidens enhedssystem (cm-gram-sekund) fik han:

$$R = \left(\frac{2\pi^2 m e^4}{ch^3} \right)$$

