

NIELS BOHR OG ATOMMODELLEN

TIL UNDERVISEREN

Dette undervisningsmateriale tager udgangspunkt i programserien "Store Danske Videnskabsfolk" og specifikt udsendelsen om Niels Bohr.

Før Bohrs atommodel fra 1913 havde fysikere opstillet matematiske formler til at beregne de udsendte bølgelængder fra hydrogen-atomet. Der var ingen anden begrundelse for formlerne, end de passede med de målte bølgelængder. Atommodellen kunne ikke alene forklare hvordan atomet udsender lys, men også bestemme bølgelængderne af det udsendte lys. Modellen blev dermed det teoretiske fundament for de formler, der var fundet ved at prøve sig frem. Bohrs atommodel, hvor elektronerne cirkulerer rundt om kernen uden at udsende stråling, var i modstrid med den klassiske fysik, og derfor starten på den nye kvantefysik.

Det er meningen, at udsendelsen anvendes som indgangsvinkel til arbejdet med Niels Bohrs teorier, der gjorde ham verdensberømt, blandt andet gennem Nobelprisen i fysik som han fik modtog i 1922.

Efter at have set hele eller dele af udsendelsen arbejdes der videre med undervisningsmaterialet, der tilsammen sætter eleverne i stand til at:

- beregne fotoners energi ud fra bølgelængden
- beregne de synlige spektrallinjer fra hydrogenatomet ^{.not}_{def} forstå hvordan hydrogenatomet kan udsende og absorbere lys ^{.not}_{def} indblik i Bohrs komplementaritetsbegreb.

Dette passer ind i læreplanen for både Fysik C og Fysik B:

- Kernestoffet på fysik C er *lyd og lys*
- *det elektromagnetisk spektrum og fotoner*
- Kernestoffet på fysik B er *kvantefysik*
- *fotoners energi, atomare systemers emission og absorption af stråling, spektre*

Tidsforbruget svarer til et undervisningsmodul.

Find udsendelsen om Niels Bohr på www.dr.dk/videnskabsfolk



BALMERS FORMEL

De synlige linjer udsendt fra hydrogen-atomet

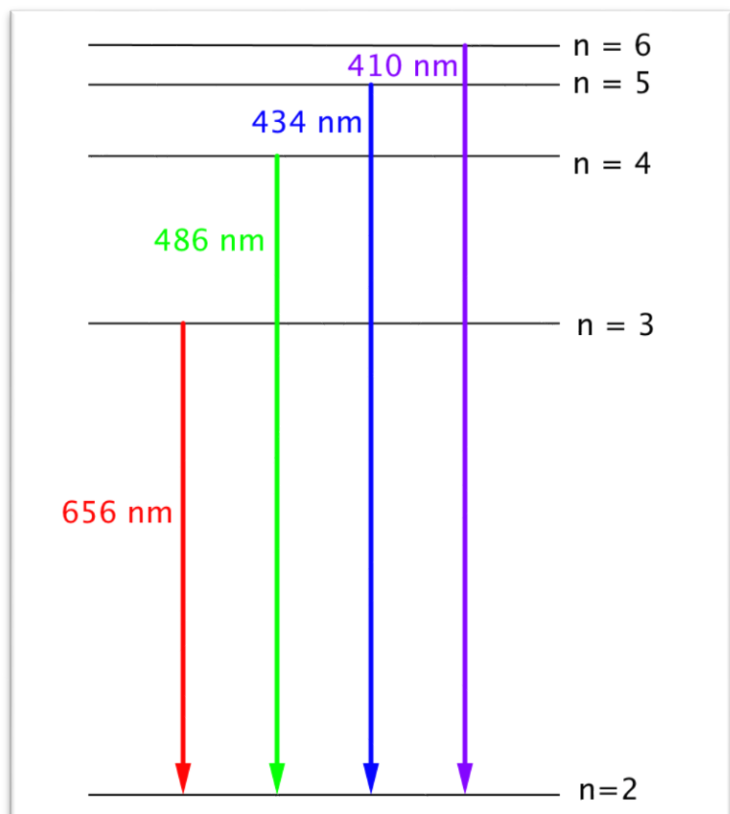
Hydrogen-atomer kan udsende lys med helt bestemte bølgelængder, som vist på figuren nedenfor. Disse linjer kaldes for hydrogens spektrallinjer. Fysikeren Johan Balmer fandt i 1885 frem til en formel, der kunne frembringe disse bølgelængder. Lysets bølgelængde er meget lille, så det er praktisk at måle den i nanometer (nm), der er en milliontedel af en millimeter (mm):

$$\lambda_n = 364,5 \text{ nm} \cdot \frac{n^2}{n^2 - 2^2}$$

Bølgelængderne fås ved at indsætte tallene $n = 3, n = 4, n = 5$ og $n = 6$. Det kaldes en matematisk model ud fra data, fordi den passer med hydrogens spektrallinjer, men formelen mangler en begrundelse, da den blev fremsat.

Bølgelængden af hydrogenatomets røde spektrallinje

$$\begin{aligned} \lambda_3 &= 364,5 \text{ nm} \cdot \frac{3^2}{3^2 - 2^2} \\ &= 364,5 \text{ nm} \cdot \frac{9}{5} \\ &\approx 656 \text{ nm} \end{aligned}$$



Opgave 1

Beregn bølgelængderne af den grønne linje ($n = 4$), den blå ($n = 5$) og den violette ($n = 6$) ved at indsætte i Balmers formel

FOTONENS ENERGI OG BØLGELÆNGDE

Enheden elektronvolt

I atomernes verden er det praktisk at benytte enheden elektronvolt, hvor energien af fotonerne i det synlige lys ligger i intervallet fra 1,8 eV for det røde lys til 3,1 eV for det blå lys.

Formel for fotonenergi

Lys kan både opfattes som en bølge og som en strøm af partikler – fotoner. I en artikel fra 1905¹ postulerede Einstein, at energien af en foton E_{foton} er omvendt proportional med lysets bølgelængde λ .

$$E_{\text{foton}} = \frac{1240\text{eV} \cdot \text{nm}}{\lambda}$$

I denne formel skal bølgelængden indsættes i enheden nanometer (nm) for at få fotonenergien ud i eV. Bølgelængden, som jo er en egenskab ved lyset som en bølge, bestemmer en egenskab ved lyset som partikler, nemlig den enkelte fotonens energi.

Energi af den røde foton fra hydrogenatomet

$$E_{\text{foton}} = \frac{1240\text{eV} \cdot \text{nm}}{656\text{nm}}$$

$$E_{\text{foton}} \approx 1,9\text{eV}$$

Opgave 2

Beregn energien af den grønne, blå og violette foton ved at benytte bølgelængderne fra Balmer's formel.

BOHRS ATOMMODEL

I den første af tre artikler fra 1913 alle med titlen *On the constitutions of Atoms and Molecules* fremsætter Bohr sin atommodel

1. Til hver cirkelbane er der en bestemt energi, og denne energi vokser, jo længere væk fra kernen elektronen kommer.
2. Når elektronerne befinder sig i disse baner, udsendes ikke stråling.

¹ *On a heuristic point of View Concerning the Generation and Conservation of light*

3. Det er muligt for elektronen at skifte bane, men disse kvantespring er forbundet med udsendelse og optagelse af energi i form af lys opfattet som partikler (fotoner).

Hydrogen-atomet kan optage eller afgive energi i form af en foton:

- *Absorption af lys:* Elektronen i hydrogen-atomet kan kun absorbere en foton, og dermed skifte til en ydre bane, hvis fotonens energi svarer til energiforskellen mellem de to baner.
- *Udsendelse af lys:* Elektronen kan kun opholde sig meget kort tid i en ydre bane, og når elektronen skifter til en indre bane med mindre energi, så udsendes energiforskellen som en foton.

Energyniveauer i hydrogen-atomet

Elektronen i banen omkring kernen har negativ energi, fordi det kræver energi at få elektronen væk fra kernen.

$$E_n = \frac{-13,6eV}{n^2}$$

Elektronens energi i forskellige baner. Elektronens energi i bane 1

$$\begin{aligned} E_1 &= \frac{-13,6eV}{1^2} \\ &= -13,6eV \end{aligned}$$

Elektronen i grundtilstanden (laveste energitilstand) har energien $-13,6$ eV, fordi det kræver $13,6$ eV at fjerne den negative elektron helt fra den positive kerne. Elektronens energi i bane 2

$$\begin{aligned} E_2 &= \frac{-13,6eV}{2^2} \\ &= -3,4eV \end{aligned}$$

Befinder elektronen sig i bane nummer 2, kræver det kun $3,4$ eV at få den løsrevet fra kernen.

Opgave 3

Beregn energien af en elektron i bane 3, 4, 5 og 6.

Energi af absorberede fotoner

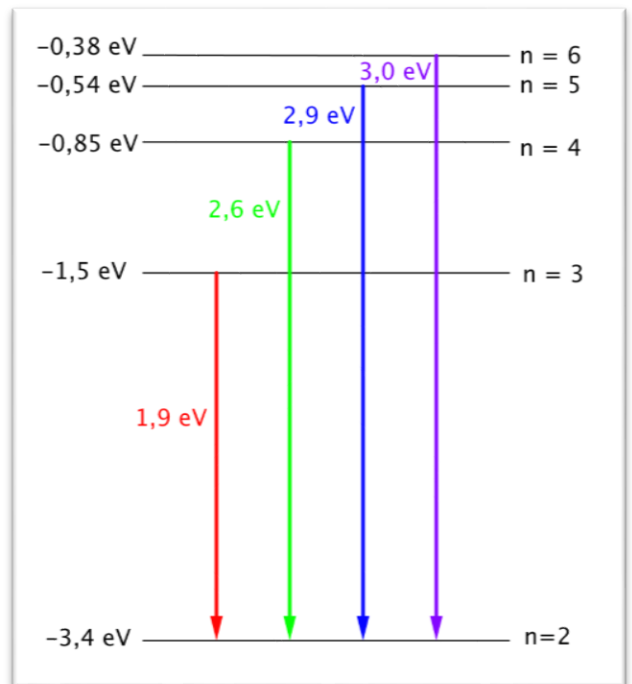
Hvis en elektron skal foretage et kvantespring fra bane 2 til bane 3, skal der tilføres en energi, der svarer til energiforskellen mellem de to niveauer. Der skal tilføres 1,9 eV for at hæve elektronens energi fra

-3,4 eV til -1,5 eV

fordi

$-3,4 \text{ eV} + 1,9 \text{ eV} = -1,5 \text{ eV}$

Elektronen kan få denne energi ved at absorbere en rød foton med bølgelængden 657 nm. Når elektronen springer tilbage igen, udsendes den tilsvarende energi som en rød foton. På den måde begrundes Bohrs atommodel bølgelængderne fra Balmers formel.



Opgave 4

Hvor meget energi skal der tilføres for at løfte en elektron fra bane 3 til bane 4?

Når elektronen springer tilbage igen, udsendes den tilsvarende energi som en grøn foton.

BOHRS KOMPLEMENTARITETSBEGRÆB

Elektronbanerne er en forenkling

I kvantefysik – fysikken om stoffets mindste dele – kan man kun beregne sandsynligheder for at finde elektronen i bestemte afstande fra kernen, *hvis* man måler på den.

Partikler eller bølger

Elektroner og fotoner bevæger sig som bølger, men opfører sig som partikler, når de udveksler energi. Når partiklerne observeres af et måleapparat, bliver energien altid leveret i et enkelt punkt, selvom partiklen opførte sig som en bølge hele vejen hen til apparatet. Det kaldes partikelbølge-dualismen. I ethvert eksperiment får man enten partikelegenskaben eller bølgeegenskaben frem, men ikke begge dele samtidigt. Partikel- og bølgeegenskaben er to gensidigt udelukkende, men samtidigt supplerende aspekter af det, vi kalder en elektron eller en foton. De to egenskaber siges at være komplementære, og det er ifølge Bohr et grundvilkår i atomernes verden.

Man kan ikke måle uden at forstyrre

Hvis man vil finde ud af, hvor en elektron befinder sig, må man lyse på den, men når man lyser, skubber fotonen til elektronen. Vi kan ikke finde ud af, hvor elektronen *i virkeligheden er*, men kun hvor den er, *hvis vi måler på den*.