Bohr og hydrogenatomet

I 1913 skrev Niels Bohr (1885-1962) en banebrydende artikel, som var kraftigt medvirkende til, at han i 1922 modtog Nobelprisen i fysik. I artiklen, som omhandlede atomer, fremsatte han to postulater om atomer, som brød med de hidtidige forestillinger.

Postulat 1

Et atom kan kun befinde sig i en række ganske bestemte *stationære tilstande*, hver med deres energi.

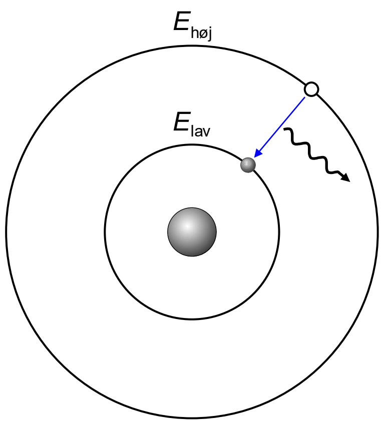
Postulat 2

Et atom kan overgå fra en stationær tilstand med en høj energi til en stationær tilstand med en lav energi ved at udsende en foton (*emission*) med en energi givet ved

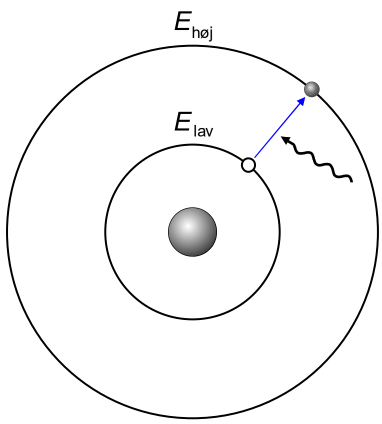
(1) $$E_{foton} \;=\; E_{høj} - E_{lav} \;=\; h \cdot f$$

hvor $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\,\mathrm{J \cdot s}$ er *Plancks konstant* og f er fotonens frekvens. Omvendt kan et atom også overgå fra en stationær tilstand med en lav energi til en stationær tilstand med høj energi ved at optage en foton (*absorption*) med energi og frekvens, som ligeledes er givet ved (1).

Vi skal – ligesom Niels Bohr selv gjorde – specielt betragte hydrogenatomet. Dette simpleste af alle atomer har kun en enkelt elektron. At atomet befinder sig i en bestemt stationær tilstand, skal vi tænke på som at elektronen befinder sig i en bestemt bane/skal omkring kernen. Atomet kan derved skifte stationær tilstand ved at elektronen skifter bane. Indholdet af postulat 2 kan derved afbildes således:



Emission



Absorption

hvor fotonen er illustreret ved en bølgepil. Atomet afgiver altså energi, hvis elektronen springer til en bane med en lavere energi, hvorimod atomet skal have tilført energi for at elektronen kan springe ud i en bane med højere energi.

Niels Bohr var i stand til at angive en formel for den energi, som hydrogenatomet har, når elektronen befinder sig i den n'te bane:

$$(2) \qquad E_n = -\frac{h \cdot c \cdot R}{n^2} = -\frac{2{,}18 \cdot 10^{-18}\,\mathrm{J}}{n^2}$$

hvor $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\,\mathrm{J \cdot s}$ er Plancks konstant, $c = 3{,}00 \cdot 10^{8}\,\mathrm{m/s}$ er lysets hastighed i vakuum og $R = 1{,}097 \cdot 10^{7}\,\mathrm{m}^{-1}$ er *Rydbergs konstant*. I det sidste lighedstegn i (2) har vi blot udregnet hvad de tre konstanter ganget sammen giver i alt. Dermed bliver formlen nemmere at bruge. Banerne nummereres indefra: 1, 2, 3, …

Eksempel 1

Vi ønsker at bestemme energi, frekvens og bølgelængde for den foton, som udsendes, når en elektron hopper fra bane 7 til bane 2. Det er klart, at det er bane 7, som har den høje energi og bane 2 den lave.

Fotonens energi

Vi bruger både (1) og (2):

$$E_{foton} = E_7 - E_2 = -\frac{2{,}18 \cdot 10^{-18}\,\mathrm{J}}{7^2} - \left(-\frac{2{,}18 \cdot 10^{-18}\,\mathrm{J}}{2^2}\right) = 5{,}0051 \cdot 10^{-19}\,\mathrm{J}$$

Fotonens frekvens

Vi bruger den anden del af (1): $E_{foton} = h \cdot f \;\Leftrightarrow\; f = \dfrac{E_{foton}}{h}$.

$$f = \frac{E_{foton}}{h} = \frac{5{,}0051 \cdot 10^{-19}\,\mathrm{J}}{6{,}63 \cdot 10^{-34}\,\mathrm{J \cdot s}} = 7{,}5492 \cdot 10^{14}\,\mathrm{Hz}$$

Fotonens bølgelængde

Vi benytter bølgeligningen $v = \lambda \cdot f$ som i vores tilfælde bliver til $c = \lambda \cdot f$ eftersom elektromagnetisk stråling bevæger sig med lysets hastighed. Vi isolerer bølgelængden i formlen: $c = \lambda \cdot f \;\Leftrightarrow\; c/f = \lambda$.

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3{,}00 \cdot 10^{8}\,\mathrm{m/s}}{7{,}5492 \cdot 10^{14}\,\mathrm{Hz}} = 3{,}97 \cdot 10^{-7}\,\mathrm{m} = 397\,\mathrm{nm}$$

Der er tale om UV-lys, netop udenfor det synlige spektrum fra 400-700 nm.

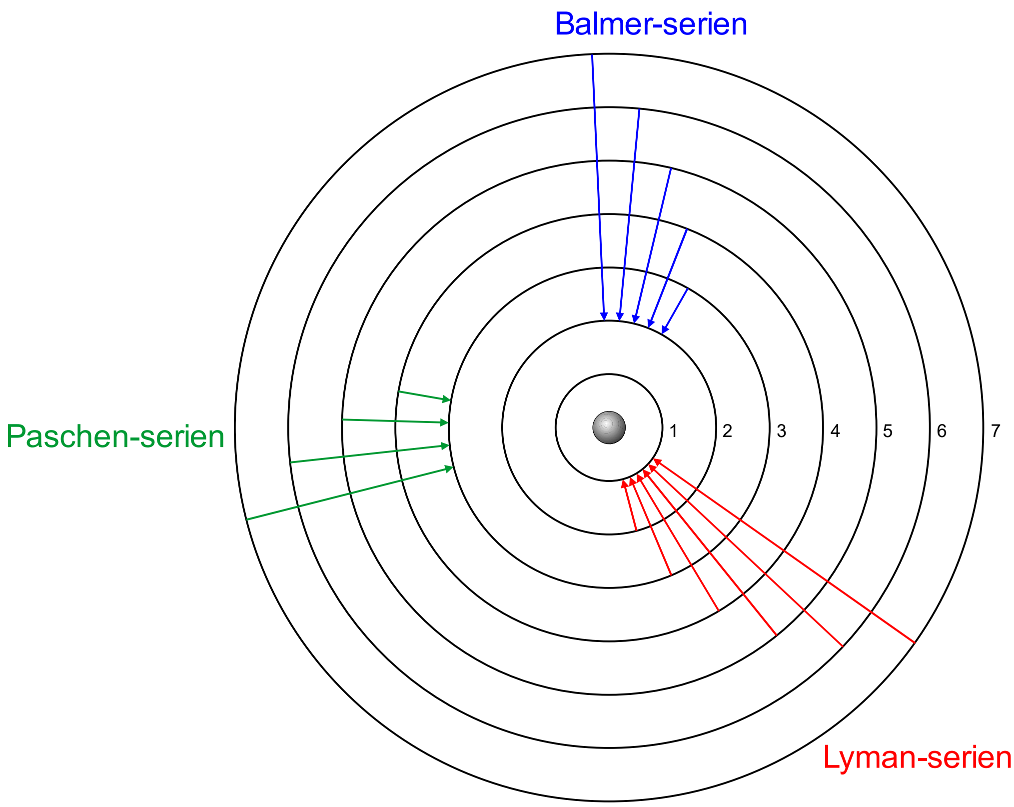
□

Bemærkning 2

Man kan selvfølgelig også gå direkte fra fotonens energi til dens bølgelængde uden at skulle over frekvensen først. Man kan bare kombinere to af formlerne ovenfor:

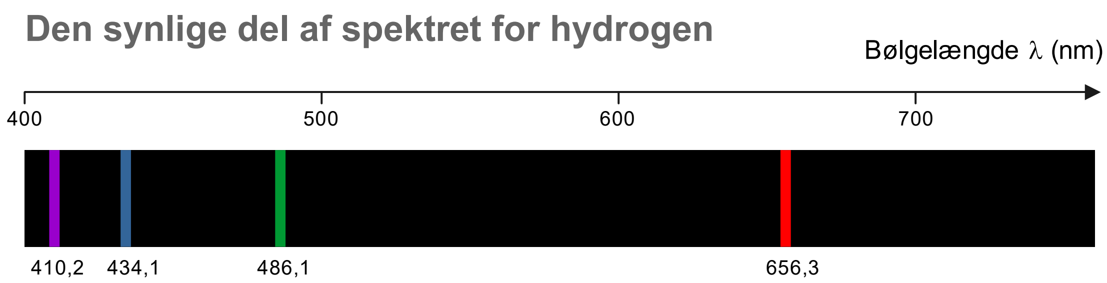
$$(3) \qquad \lambda = \frac{h \cdot c}{E_{foton}}$$

Man har inddelt elektronovergangene i hydrogenatomet i en række serier: Overgangene, hvor elektronen falder ind i bane 1 udgør *Lyman-serien*. Dem, der falder ind til bane 2 kaldes *Balmer-serien*, mens dem, som falder ind til bane 3 kaldes *Paschen-serien*. Og selvfølgelig er serierne opkaldt efter fysikere.



Spektrum

Som vi har set i eksempel 1, kan man for hver elektronovergang i hydrogenatomet udregne bølgelængden af den udsendte stråling. Disse bølgelængder vælger man undertiden at anbringe på en akse. Derved fås det, man kalder *spektret* fra hydrogen. Nedenfor er afbildet den synlige del af hydrogens spektrum. Der er tale om et *linjespektrum* fordi der kun er tælleligt mange forskellige bølgelængder. Langt det meste er sort, svarende til at der ikke er stråling med den pågældende bølgelængde. De synlige spektrallinjernes farve er også vist.



Opgave 1 (Regne på elektronovergange)

Resultaterne af beregningerne for elektronovergang 7 → 2 i eksempel 1 kan ses i tabellen nedenfor, afrundet passende.

Overgang	Fotonenergi (J)	Frekvens (Hz)	Bølgelængde (nm)	Type str.
$3 \to 2$				
$4 \to 2$				
$5 \to 2$				
$6 \to 2$				
$7 \to 2$	$5{,}01 \cdot 10^{-19}$	$7{,}55 \cdot 10^{14}$	397	UV
$2 \to 1$				
$7 \to 3$				

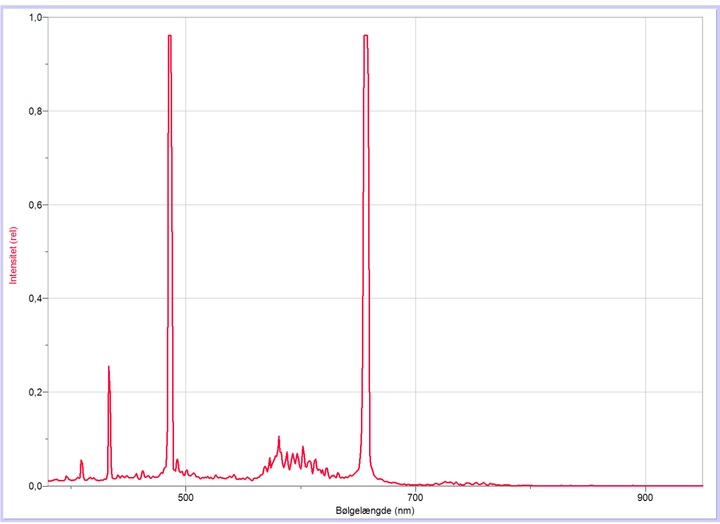
a) Benyt metoden i eksempel 1 til at udfylde de tomme felter i tabellen. Bemærk, at du bør tage nogle ekstra decimaler med i mellemregninger for at undgå, at afrundingsfejl hober sig op.

b) Hvilke serier hører de enkelte elektronovergange i tabellen til?

c) Elektronovergange i Balmer-serien var de første, som blev opdaget. Prøv at give et bud på, hvad mon grunden til det kan være.

Opgave 2 (Spektrometer øvelse)

Hvis du er i besiddelse af et spektrometer, som kan levere et linjespektrum, som vist nedenfor, så udnyt det til at optage et spektrum fra et hydrogenrør. Aflæs bølgelængderne. Hvilke elektronovergange i tabellen i opgave 1 svarer det til?



Opgave 3 (Elektronvolt (eV) og baneenergier)

I eksempel 1 regnede vi på uhyre små energier. Det kan være uhensigtsmæssigt at regne i Joule (J), fordi talværdierne bliver så små. Derfor regner atomfysikerne ofte i enheden *elektronvolt*, forkortet eV. Her er $1\,\mathrm{eV} = 1{,}602\cdot 10^{-19}\,\mathrm{J}$.

Lad os for eksempel udregne energien i bane 1 i hydrogenatomet i både Joule og elektronvolt. Dertil bruger vi formel (2), hvor vi indsætter $n = 1$:

$$E_1 \;=\; -\frac{2{,}18\cdot 10^{-18}\,\mathrm{J}}{1^2} \;=\; -2{,}18\cdot 10^{-18}\,\mathrm{J} \;=\; \frac{-2{,}18\cdot 10^{-18}}{1{,}602\cdot 10^{-19}}\,\mathrm{eV} \;=\; -13{,}6\,\mathrm{eV}$$

Vi kan skrive det ind i en tabel med baneenergier:

Bane nummer	Baneenergi (J)	Baneenergi (eV)
1	$-2{,}18\cdot 10^{-18}$	$-13{,}6$
2		
3		
4		
5		
6		
7		

Udfyld resten af skemaet. Bemærk, at atomet har en negativ energi i alle tilfælde.

Bemærkning: Overvej eventuelt hvorfor man kan angive banernes energi i eV ved:

$$E_n \;=\; -\frac{13{,}6\,\mathrm{eV}}{n^2} \tag{4}$$