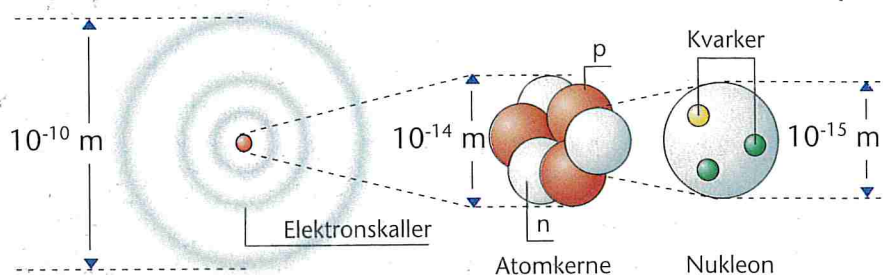


2. Atomers opbygning

Et atom består af en kerne og et antal elektroner. Kernen består af protoner og neutroner, som under ét betegnes som nukleoner. Figur 2.1 illustrerer størrelsesforholdene i et atom. Atomer er meget små og består mest af tomt rum. For at få en ide om størrelsesforholdene i et atom kan man forestille sig, at nukleonerne var på størrelse med appelsiner. Så ville atomkernen være ca. en halv meter i diameter, og elektronskallerne ville have en omkreds på flere kilometer.

Figur 2.1
Størrelsesforholdene i et atom.
Elektronerne er fordelt i et antal elektronskaller. Skallerne er ikke fysiske genstande, men områder i rummet, hvori elektronerne befinder sig. Nukleonerne er opbygget af kvarker.



Som eksempel ser vi nu på stoffet chlor. Chlor er opbygget af chloratomer, som alle har 17 protoner i kernen. Antallet af neutroner i kernen er forskelligt, men det mest almindelige for chloratomer er 18 neutroner. Chlor er et eksempel på et grundstof.

Et grundstof er en stofmængde bestående af atomer med samme antal protoner i kernen. Protontallet kaldes *atomnummeret* Z og bestemmer grundstoffets placering i grundstoffernes periodesystem. Chloratomer har altså $Z = 17$. Antallet af neutroner i kernen kaldes N (*neutrontallet*), og det samlede antal protoner og neutroner i kernen betegnes *nukleontallet* A .

Atomer med samme atomnummer Z , men forskelligt neutronantal N , kaldes *isotoper* (af græsk: isotop = samme sted i periodesystemet). Den hyppigst forekommende chlorisotop har $N = 18$ og dermed $A = 35$. Den betegnes med symbolet $^{35}_{17}\text{Cl}$, idet chlor har det kemiske symbol Cl. Læg mærke til, at vi ud fra A og Z kan beregne neutrontallet N , se boksen *Atom*.

Atom

$^A_Z X$ Den generelle betegnelse for et atom af grundstoffet med det kemiske symbol X , protontallet Z og nukleontallet A .

Z atomnummeret,
 N neutrontallet og
 A nukleontallet.

Med disse betegnelser er:

$$A = Z + N$$

Tabel 2.2 viser nogle egenskaber af de atomare byggesten.

Partikel	Symbol	Masse	Ladning	Opbygning
proton	p	1,007 u	+e	2 up- og 1 down-kvark
neutron	n	1,009 u	0	2 down- og 1 up-kvark
elektron	e ⁻	5,486 · 10 ⁻⁴ u	-e	udelelig

Tabel 2.2

Egenskaber ved atomers byggesten.

Kvarker blev omtalt i kapitel 2, Stof og form, side 28.

De elektriske ladninger er udtrykt ved den elektriske elementarladning e , som er den mindste ladning, der er målt eksperimentelt for en fri partikel.

Da ladningerne af protonen og elektronen er lige store, men med modsatte fortegn, er antallet af elektroner i et neutralt atom det samme som antallet af protoner. Hvis atomnummeret er Z , er der altså Z elektroner i atomet.

To af de fire naturkræfter (omtalt i kapitel 2, Stof og form, side 29) spiller en vigtig rolle for at holde sammen på atomer. Elektronerne holdes på plads i deres skaller af den elektriske tiltrækningskraft mellem elektroner og protoner. Inde i kernen frastøder protonerne hinanden, da de alle er positivt ladede, men kernen holdes sammen af den stærke kernekraft. Den stærke kernekraft virker mellem alle nukleoner, men kun når nukleonerne praktisk talt rører ved hinanden.

Da alle atomets partikler har en masse, påvirker de også hinanden med tyngdekraften. Denne kraft er imidlertid så lille i forhold til de to andre kræfter, at den ikke spiller nogen rolle i atomerne.

Atomers masse

Massen af atomer og atomare partikler måles i den atomare masseenhed u .

$$1 \text{ u} = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

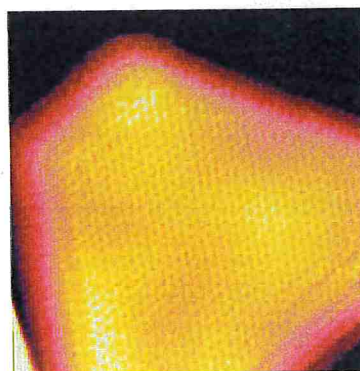
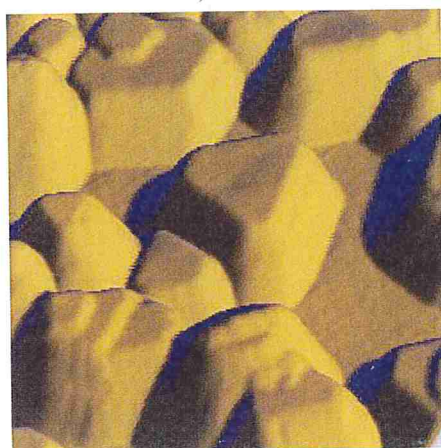
Massen m af en isotop med nukleontal A kan med god tilnærmelse findes ud fra formlen:

$$m({}_Z^AX) \approx A \cdot u$$

Det skyldes, at protoner og neutroner med god tilnærmelse har massen 1 u , mens massen af en elektron kun er ca.

$$\frac{1}{1820}$$

heraf. Nukleontallet A kaldes derfor også for massetallet.



Figur 2.3

På billedet til venstre ser vi, hvordan der dannes såkaldte nanokrystaller, når palladium afsættes på en overflade af Al_2O_3 . Til højre ser vi et nærbillede af en enkelt krystaloverflade. Størrelsen af dette billede er $70 \cdot 10^{-9} \text{ m}$ gange $70 \cdot 10^{-9} \text{ m}$, og det viser tydeligt de enkelte Pd-atomer. Billedet er optaget med et STM (scannende tunneltmikroskop) på CAMP (Center for Atomic-scale Materials Physics), Aarhus Universitet. Metaloxidoverflader spiller en stor rolle fx i forbindelse med mikroelektronik, visse katalysatorer og sensorer.

Øvelser

2.1 Bestem Z , N og A for isotoperne ^1_1H , ^2_1H , ^3_1H , $^{14}_7\text{N}$, $^{15}_7\text{N}$.
Beregn tilnærmede værdier for deres masser.

2.2 Den atommasse, du finder for et grundstof i grundstoffernes periodesystem, er den gennemsnitlige atommasse af atomerne i det naturligt forekommende grundstof. I denne øvelse skal du beregne den gennemsnitlige atommasse af naturligt forekommende chlor.

I naturligt forekommende chlor findes der to isotoper, hvis atommasser er

$$m(^{35}_{17}\text{Cl}) = 34,9688527 \text{ u} \quad \text{og} \quad m(^{37}_{17}\text{Cl}) = 36,9659026 \text{ u}$$

De to chlorisotoper forekommer med relative hyppigheder på henholdsvis 75,77 % og 24,23 %.

Beregn den gennemsnitlige atomvægt for atomerne i naturligt forekommende chlor og sammenlign med værdien i grundstoffernes periodesystem.

2.3 Denne øvelse handler om neutronstjerner. En neutronstjerne er et objekt med omtrent samme masse som Solen. En neutronstjerne består formentlig af neutroner pakket tæt sammen som i en atomkerne. Solens masse er $M_{\text{sol}} = 2 \cdot 10^{30} \text{ kg}$.

a. Beregn densiteten af en neutron, idet rumfanget af en kugle er givet ved

$$V = \frac{4}{3} \pi \cdot r^3$$

b. Beregn radius i en neutronstjerne, hvis densiteten af neutronstjernen er lig densiteten af en neutron.

3. Bohrs atommodel

Vores viden om atomer og atomare partikler er sammenfattet i kvantefysikken. Den danske fysiker Niels Bohr (1885-1962) spillede en vigtig rolle i udviklingen af kvantefysikken i 1920'erne.

I 1913 offentliggjorde Bohr den atommodel, der kom til at danne grundlaget for kvantefysikken. Forudsætningerne for den nye atommodel var først og fremmest følgende 3 forhold:

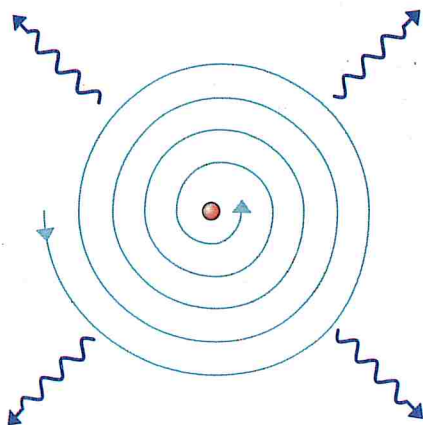
- Datidens atommodel kunne ikke forklare, at atomer er stabile.
- Utallige eksperimenter viste, at atomer udsender lys med helt bestemte bølgelængder, men man havde ikke nogen teoretisk forklaring herpå.
- En ny opdagelse havde i 1901 vist, at lys er sammensat af lyspartikler – som vi i dag kalder fotoner.

Forudsætningerne for Bohrs atommodel

Før 1913 forestillede man sig, at elektronerne i atomer bevæger sig rundt om atomets kerne i baner, som minder om planeternes baner omkring Solen. Men fysikerne var godt klar over, at denne planetmodel ikke kunne forklare, at atomer er stabile. For at blive i en bane om kerne må elektronerne hele tiden ændre retning, og ifølge den klassiske teori for elektricitet vil en ladet partikel, der skifter retning, udsende stråling og tabe noget af sin energi. Elektronen ville derfor hele tiden

miste energi, og som vist på figur 3.2 bevæge sig i en spiralformet bane ind mod kernen. Beregninger viste, at atomet ville kollapse inden for nogle brøkdele af et sekund. Planetmodellen kunne altså ikke være rigtig.

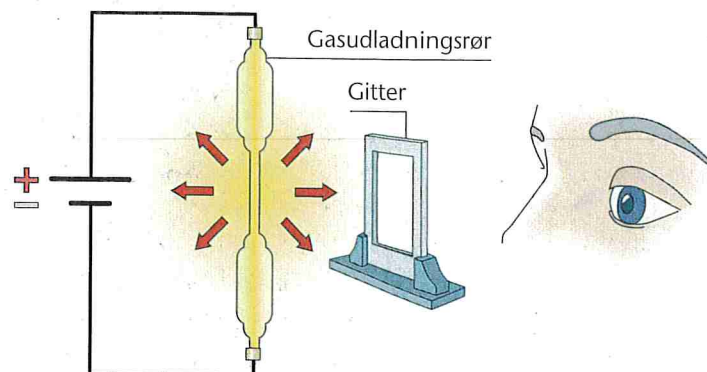
En anden forudsigelse fra den klassiske teori for elektricitet var, at bølgelængden af strålingen fra atomet



Figur 3.1
Niels Bohr (1885-1962). En af de førende skikkelser i udviklingen af den moderne fysik, modtog Nobelprisen i 1922. Hans teori for hydrogenatomet fra 1913 gav forklaringen på lysudsendelsen fra atomer. Den brød på afgørende måde med datidens tanker og kom til at spille en afgørende rolle i udviklingen af den moderne kvantefysik. I 1919-22 udarbejdede han teorien for det periodiske system. Senere fulgte vigtige arbejder om bl.a. spaltning af atomkerner. Under 2. Verdenskrig deltog han i arbejdet med at udvikle atombomben. Efter 2. Verdenskrig arbejdede han for fredelig udnyttelse af kernekraften. Han organiserede den første Atoms for Peace Conference i Genève i 1955 og modtog herfor to år senere den første Atoms for Peace pris.

Figur 3.2
Ifølge den gældende fysik i begyndelsen af 1900-tallet ville atomets elektroner udsende elektromagnetisk stråling og bevæge sig i en spiralbane ind mod kernen.

ville variere jævnt inden for et stort interval. Men det var ikke, hvad eksperimenterne viste.



Figur 3.3

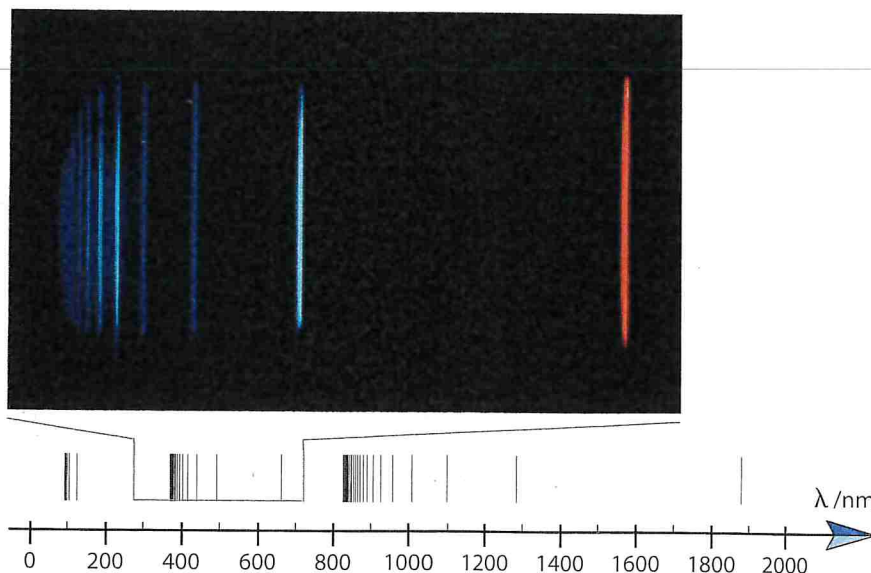
Gasudladningsrøret er tilsluttet en højspændingskilde. Hvis du ser på lyset fra gasudladningsrøret gennem et optisk gitter, ser du et linjespektrum.

Figur 3.3 viser et såkaldt gasudladningsrør. Røret er fyldt med en gas af hydrogen, helium, kviksølv, natrium eller lignende. Forbindes rørets ender med en højspændingskilde, lyser det. Ser du direkte på det med det blotte øje, har lyset en farve, der er karakteristisk for gassen. Ser du på det gennem et optisk gitter, bliver lyset sorteret i bølgelængder, og du ser en række klart adskilte linjer. Du ser det, man kalder et *linjespektrum*.

Figur 3.4 viser et linjespektrum af hydrogen. Linjespektrene var velkendte og grundigt beskrevne allerede fra slutningen af 1800-tallet, men datidens fysiske teorier kunne ikke forklare dem.

En ny og bedre model for atomer skulle altså kunne forklare, hvorfor atomer kun udsender lys med helt bestemte bølgelængder.

Bohr blev inspireret af en ny teori for elektromagnetisk stråling fremsat af den tyske fysiker Max Planck (1858-1947) i 1901. Planck havde

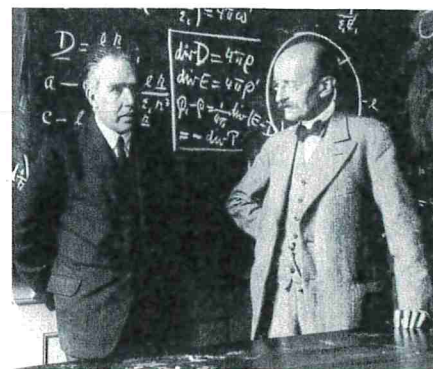


Figur 3.4

Linjespektret fra et gasudladningsrør med hydrogen. Fotografiet viser spektret optaget med en film, der er lysfølsom fra rødt og en smule ind i det ultraviolette område, dvs. bølgelængdeområdet fra ca. 350 nm til ca. 700 nm. Det nederste spektrum er det beregnede spektrum i et større bølgelængdeområde. Kun fire af linjerne ligger i det synlige område.

Er lys bølger eller partikler?

Plancks antagelse om, at lys er opbygget af fotoner, var i 1901 i modstrid med den almindelige opfattelse af lyset, nemlig at lys er udbredelse af bølger. I dag ved vi, at lys (og andre former for elektromagnetisk stråling) har både bølge- og partikelegenskaber. En lysstråle består af et meget stort antal fotoner, som enkeltvis kan absorberes af eller udsendes fra atomer. Men fotonerne har både partikel- og bølgeegenskaber, og lysstrålen kan i nogle sammenhænge beskrives ved en bølgemodel. Denne bølgemodel anvendes fx i forbindelse med lysets afbøjning, brydning og spejling. Bølgebeskrivelse er kun en model, idet der ikke – som for andre former for bølger – er tale om udbredelse af svingninger i et stof.



Figur 3.5
Niels Bohr og Max Planck.

opdaget, at man kan forklare bølgelængdesammensætningen af varmestråling (se øvelse 4.2, Varmestråling i kapitel 5, *Lyd, lys og sanser*, side 106), hvis man antager, at lyset udsendes i klumper eller lyspartikler, der kaldes fotoner. Fotoner har i modsætning til de fleste andre partikler ikke nogen masse. De har også den specielle egenskab, at de ikke kan bringes til hvile, og i vakuum bevæger de sig altid med hastigheden c . Fotoner kaldes også energikvanter (kvant kommer af latin: quantum = mængde).

På denne baggrund opstillede Bohr en helt ny atommodel.

Bohrs atommodel

Niels Bohr antog, at et atom kan eksistere i *stationære tilstande* (stationær = stillestående, varig), hvor det ikke udsender stråling. I hver stationære tilstand har atomet en bestemt energi.

Ifølge Bohrs atommodel er der to måder, hvorpå et atom kan springe fra en stationær tilstand til en anden:

Absorption. Et atom kan absorbere (optage) en foton og derved springe til en stationær tilstand med højere energi.

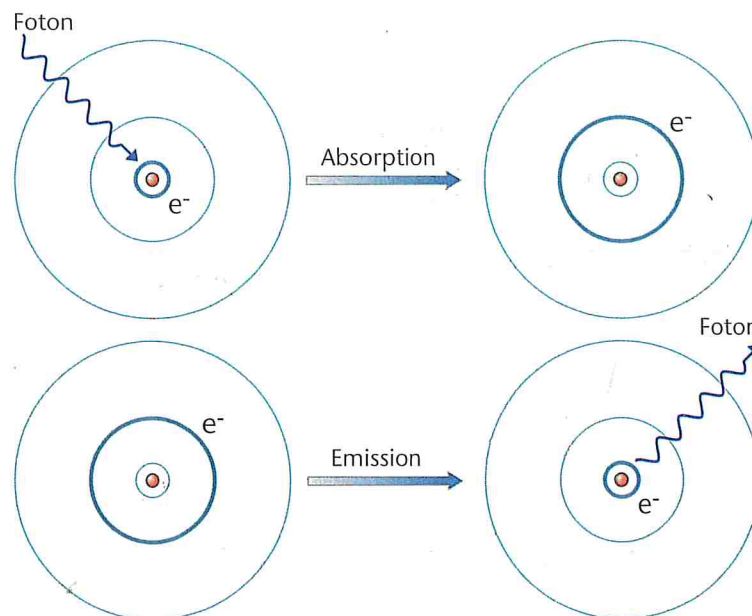
Emission. Et atom kan springe til en stationær tilstand med lavere energi ved at emitte (udsende) en foton.

Elektronvolt

Inden for atomfysik anvender man ofte energienheden eV (elektronvolt) givet ved:

$$1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Figur 3.6
Ved absorption eller emission af en foton går atomet fra en stationær tilstand til en anden og elektronen skifter bane. Skiftet sker ikke gradvist. Elektronen er aldrig mellem de to baner, for elektronen kan kun befinde sig i en bane, som hører til en stationær tilstand. Et linjespektrum opstår ved emission af fotoner.



Bohr fandt frem til, hvordan energierne af de stationære tilstande i hydrogen kan beregnes. Energierne kan illustreres i et energiniveaudia-gram.

Figur 3.7 viser et energiniveaudia-gram for hydrogenatomet. Vi har indtegnet energierne af de stationære tilstande og markeret nogle af de energiovergange, der danner hydrogens linjespektrum. Tilstanden med $n = 1$ har den lavest mulige energi. Den kaldes *grundtilstanden*. Med voksende værdier af n nærmer energien sig til 0, som angiver den øvre grænse for energier i hydrogenatomet. Energier større end 0 svarer til, at elektronen er blevet frigjort fra kernen. Vi siger, at atomet er *exciteret* (anslået), når det befinder sig i en tilstand, hvis energi er større end grundtilstandens energi.

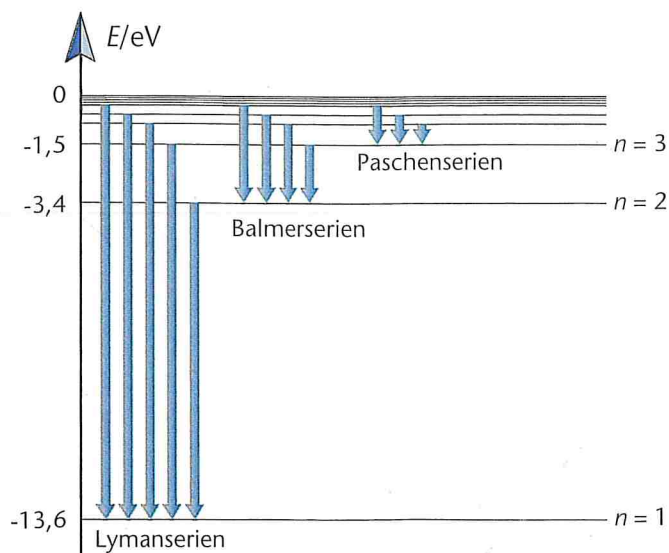
Energiniveauer i hydrogen

Energiniveauerne i hydrogenatomet kan beregnes som:

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

hvor n skal være et helt tal ($n = 1, 2, 3, \dots$). Energiniveauerne på figur 3.7 er beregnet med denne formel.

Bohrs atommodel forklarer således hydrogens linjespektrum (som vi viste i figur 3.4). Større atomer er mere komplicerede, fordi der indgår flere elektroner. Det viser sig, at forskellige atomer har forskellige energiniveauer og dermed forskellige linjespektre. Et atoms linjespektrum er derfor som et "fingeraftryk" af atomet.



Figur 3.7

Energiniiveaudiagram for hydrogenatomet. Overgangene i hydrogenatomet er ordnet i serier navngivet efter nogle af de første fysikere, som målte bølglængderne af de forskellige linjer. F.eks. kaldes overgangene til grundtilstanden ($n = 1$) for Lymanserien. Der er uendeligt mange serier af overgange i hydrogenatomet.

Bohrs atommodel

Bohrs atommodel kan sammenfattes i to postulater:

1. Stationære tilstande

Et atom kan eksistere i stationære tilstande. I hver stationær tilstand har atomet en bestemt energi.

2. Frekvensbetingelsen

Ved overgange mellem to stationære tilstande med energierne E_m og E_n kan atomet absorbere (optage) eller emitte (udsende) en foton med energien

$$E_{\text{foton}} = E_m - E_n$$

hvor

$$E_{\text{foton}} = h \cdot f$$

f er fotonens frekvens og h er Plancks konstant givet ved

$$h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} = 4,14 \cdot 10^{-15} \text{ eV} \cdot \text{s}$$

Øvelser

3.1 Den røde linje i hydrogens linjespektrum vist i figur 3.4 kaldes H_α og har bølgelængden 656 nm.

- Beregn frekvensen af H_α .
- Beregn fotonenergien af H_α .
- Hvilken overgang i energiniveaudiagrammet (figur 3.7) stammer H_α fra?

3.2 Forestil dig et hydrogenatom, som er exciteret.

- Tegn et energiniveaudiagram for hydrogenatomet og forklar, at det kan udsende to fotoner ved at falde tilbage fra den stationære tilstand $n = 3$ til grundtilstanden. Indtegn de to energiovergange i diagrammet.
- Forestil dig, at atomet er exciteret til tilstand $n = 4$ og henfalder til grundtilstanden. Indtegn i energiniveaudiagrammet alle de måder, hvorpå det kan lade sig gøre. Forklar for hver mulighed, hvor mange fotoner der bliver udsendt.