

Bohrs atommodel (supplement til Naturfag 2 side 57-59)

Nyttige formler:

- Energi for en foton med frekvensen f beregnes som

$$E_{\text{foton}} = h \cdot f \quad (1)$$

hvor $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ er Plancks konstant.

- Sammenhængen mellem frekvens f , bølgelængden λ og lysets hastighed c er

$$f \cdot \lambda = c \quad \text{eller} \quad \lambda = c/f \quad (2)$$

hvor lysets hastighed $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$.

- Der frigøres energi, når en elektron i et hydrogenatom springer fra en tilstand med høj energi $E_{\text{høj}}$ til en tilstand med lavere energi, E_{lav} . Når det sker, udsendes der samtidig en foton, og fotonens energi er lige så stor som den energi, elektronen mister:

$$E_{\text{foton}} = E_{\text{høj}} - E_{\text{lav}} \quad (3)$$

Kombineres (1) og (3) får man et udtryk hvor fotonens frekvens f kan beregnes ud fra energierne i de to tilstande

$$h \cdot f = E_{\text{høj}} - E_{\text{lav}} \quad (4)$$

Formlen for energien i det n 'te energiniveau er $E_n = -\frac{13,6 \text{ eV}}{n^2}$ (5)

I tabellen til højre er de to laveste energier beregnet. Fx energien E_2 :

$$E_2 = -\frac{13,6 \text{ eV}}{2^2} = -\frac{13,6 \text{ eV}}{4} = -3,4 \text{ eV}$$

n	E_n / eV
1	-13,6
2	-3,4
3	
4	
5	
6	

Opgave Beregn de øvrige energier i tabellen til højre.

For at springe fra 1. til 2. bane skal elektronen have tilført energi. Elektronen befinder sig i en tilstand med (den lave) energi $-13,6 \text{ eV}$, og skal springe til en tilstand med (den høje) energi $-3,4 \text{ eV}$. Det kræver en energitilførsel på $E_{\text{høj}} - E_{\text{lav}} = -3,4 \text{ eV} - (-13,6 \text{ eV}) = 13,6 \text{ eV} - 3,4 \text{ eV} = 10,2 \text{ eV}$. Og når elektronen senere springer tilbage fra tilstand 2 til tilstand 1, så frigives en tilsvarende energimængde.

Vi kan nu beregne frekvensen for den foton, der udsendes når elektronen springer fra 2. til 1. tilstand.

$$\begin{aligned} h \cdot f &= -3,4 \text{ eV} - (-13,6 \text{ eV}) = 13,6 \text{ eV} - 3,4 \text{ eV} = 10,2 \text{ eV} \\ f &= \frac{10,2 \text{ eV} \cdot 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ Js}} = 2,4646 \cdot 10^{15} \text{ Hz} \end{aligned}$$

Og vi kan omregne fra frekvens til bølgelængde, fordi der er sammenhængen $\lambda = c/f$ (2) mellem frekvens og bølgelængde

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{2,4646 \cdot 10^{15} \text{ Hz}} = 122 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 122 \text{ nm}$$

Opgave Udfyld skemaet herunder med energier, frekvenser og bølgelængder, og angiv om der er tale om UV-lys, synligt lys eller IR-lys.

Elektronspring		$E_{høj}$	E_{lav}	$E_{høj} - E_{lav}$	f	λ	UV/farve/IR
fra (høj)	til (lav)	eV	eV	eV	Hz	nm	
2	1	-3,4	-13,6	10,2	$2,4646 \cdot 10^{15}$	122	UV
3	1						
3	2						
4	2						
5	2						
6	2						
4	3						
5	3						
5	4						

Opgave Indtegn energierne og energispringene i et diagram som det, du ser herunder. Skriv bølgelængder og farver på.

