Bohrs atommodel - energier og bølgelængder

Energier i de forskellige baner i hydrogenatomet

Formel: $E_n = -\dfrac{h \cdot c \cdot R}{n^2} = -\dfrac{2{,}17987 \cdot 10^{-18}\ \mathrm{J}}{n^2}$

Eksempel for $n = 3$: $E_3 = -\dfrac{2{,}17987 \cdot 10^{-18}\ \mathrm{J}}{3^2} = -2{,}4221 \cdot 10^{-19}\ \mathrm{J}$

Beregn på samme måde energien i hver af de resterende baner nedenfor:

Bane nummer n	Atomets energi E_n (J)
1	
2	$-5{,}4497 \cdot 10^{-19}$
3	$-2{,}4221 \cdot 10^{-19}$
4	
5	
6	
7	

Konstanter

Plancks konstant: $h = 6{,}62607 \cdot 10^{-34}\ \mathrm{J \cdot s}$

Lysets hastighed: $c = 299792458\ \mathrm{m/s}$

Rydbergs konstant: $1{,}09737 \cdot 10^{7}\ \mathrm{m^{-1}}$

Fotonenergier og bølgelængder i Balmerserien

Formler:

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

$$E_{foton} = h \cdot f = h \cdot \frac{c}{\lambda} \quad \Leftrightarrow \quad \lambda = \frac{h \cdot c}{E_{foton}} = \frac{1{,}98645 \cdot 10^{-25}\ \mathrm{J \cdot m}}{E_{foton}}$$

Sammenhæng mellem frekvens og bølgelængde

$$f \cdot \lambda = c \quad \Leftrightarrow \quad f = \frac{c}{\lambda}$$

Eksempel for overgangen $3 \rightarrow 2$:

$$E_{foton} = E_3 - E_2 = \left(-2{,}4221 \cdot 10^{-19}\ \mathrm{J}\right) - \left(-5{,}4497 \cdot 10^{-19}\ \mathrm{J}\right) = 3{,}0276 \cdot 10^{-19}\ \mathrm{J}$$

$$\lambda = \frac{1{,}98645 \cdot 10^{-25}\ \mathrm{J \cdot m}}{E_{foton}} = \frac{1{,}98645 \cdot 10^{-25}\ \mathrm{J \cdot m}}{3{,}0276 \cdot 10^{-19}\ \mathrm{J}} = 6{,}561 \cdot 10^{-7}\ \mathrm{m} = 656{,}1\ \mathrm{nm}$$

Beregn på samme måde fotonenergien og bølgelængden for hver af de resterende banespring nedenfor:

Elektronovergang	Fotonenergi (J)	Bølgelængde (nm)
3 → 2	$3{,}0276 \cdot 10^{-19}$	656,1
4 → 2		
5 → 2		
6 → 2		
7 → 2		

Hydrogenatom med elektronbaner

Indtegn elektronovergangene i Balmerserien (slutbanen er $n = 2$) med pile og skriv den udregnede bølgelængde ved siden af.