

Waterstof

In dit practicum gebruiken we een gasontladingslamp en een spectroscop om de emissielijnen van waterstof te onderzoeken.

Je hebt nodig:

- carrousel met gasontladingslampen
- voeding voor carrousel
- spectroscop
- fietslicht
- ...

Gasontladingslamp

Veel gassen van zuivere stoffen komen bij kamertemperatuur als moleculen voor (waterstof zuurstof stikstof). De atomen zijn dan gepaard (H_2 , N_2 , O_2). Het waterstofgas in onze lamp zit daar onder lage druk. De moleculen krijgen energie uit de hoogspanning die over de lamp staat. Dat werkt als volgt. Er zijn altijd enkele moleculen geladen. Zij worden versneld door het elektrisch veld en botsen uiteindelijk tegen een ander deeltje in de buis. Als er een voldoende hoog vacuüm heerst, is de afstand tussen de atomen groot genoeg om atomen over langere afstand te versnellen. De vrije weglengte (de gemiddelde afstand die atomen afleggen tussen twee botsingen) is dan groot genoeg om bij een botsing de elektronen in een hogere baan te brengen, atomen te ioniseren, of om gasmoleculen te dissociëren in afzonderlijke atomen. De ionen en vrije elektronen die zo ontstaan worden op hun beurt versneld en zorgen voor nieuwe botsingen. Als elektronen terugvallen in de grondtoestand, komt de energie vrij in de vorm van straling. In de buis ontstaat zo een plasma, een dynamisch mengsel van atomen, ionen en elektronen dat straling uitzendt. We gaan zien dat de energie die vrij komt aan een heel bepaalde regelmaat voldoet. Eerst moet het waterstofmolecuul ontbinden in twee waterstofatomen. Het scheikundeboek leert dat hier 436 kJ mol^{-1} voor nodig is.

Vragen

1. Bereken de energie (in eV) die nodig is voor de dissociatie van één H_2 molecuul.
2. Bereken ook de overeenkomstige golflengte.
3. Uit de aangeslagen toestand vallen de atomen weer terug, uiteindelijk naar de grondtoestand. De energie komt vrij in de vorm van licht.

Spectraallijnen

De overgangen tussen de verschillende toestanden liggen heel nauw vast, en dat resulteert in een spectrum dat uit nauwe banden bestaat. De lijnen in het zichtbaar licht zijn geanalyseerd door een Zwitserse leraar Johann Balmer (1825-1998). Hij wist nog niet van het bestaan van het

Bohrmodel, maar hij vond wel een empirische voorwaarde waar de golflengte van het licht aan voldeed, die we nu als volgt kunnen formuleren

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

De formule staat bekend als de Rybergformule. De constante R is de Rydbergconstante, genoemd naar een andere onderzoeker die aan deze wetmatigheid werkte. n zijn gehele getallen groter dan 2 ($n=3, 4, 5, \dots$).

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right), i = \text{initial}, f = \text{final}$$

Voor de Balmer serie is $n_f = 2$. Nadat Balmer zijn serie had beschreven zijn er nog meer series gevonden (voor andere n). Een verklaring bleef nog even uit. De energie van een foton ($E_f = hc/\lambda$) is omgekeerd evenredig met de golflengte van de straling. De linkerkant van de Rydbergformule is dus evenredig met de energie van het foton. De rechterkant geeft een verschil aan. Het deel tussen haakjes is dimensieloos. Het zijn alleen telbare toestanden: Welkom in de kwantumwereld. Het is het verschil van niveaus waar de elektronen zich in kunnen bevinden. De Rydbergconstante heeft dus als dimensie $<m^{-1}>$. **[De afleiding van de Rydbergconstante en de straal van het Bohr-atoom (klassiek) vind je in extra (ref. derivation, PMN)]**

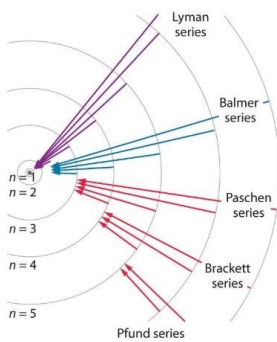


Fig. 1: waterstofseries

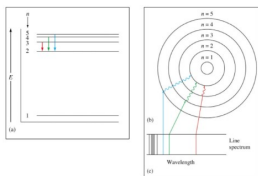


Fig. 2: energieschema

Fig. 1 laat de verschillende series zien. In de Lyman serie is $n_f = 1$. In deze serie zijn de grootste stappen mogelijk. Het uitgezonden licht is dan ook UV. De Balmer-serie ($n_f = 2$) ligt voornamelijk in het zichtbare licht). De Paschen-serie ($n_f = 3$ en hoger) liggen in het infrarood. Historisch is de Balmer serie het eerst ontdekt, daarna de Lyman, daarna de Paschen series (IR metingen zijn lastig).

In fig. 2 staat het energiediagram, de overgangen in het Bohrmodel, en hun plaats in het spectrum. **veel te klein** Let op, de lijnen in [fig.2 a en c] stellen iets heel anders voor. De overgangen tussen de afgemeten energieniveaus komen overeen met de scherpe lijnen in het spectrum.

Het experiment

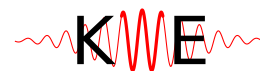
In de groene carrousel (zie fig. 3) zit een aantal gasontladingslampen (zie fig. 4). Je kunt een lamp selecteren door de carrousel rond te draaien. De hoogspanningsgenerator zit in de carrousel en activeert steeds de lamp die vooraan staat. Wij doen ons experiment met de waterstoflamp (lamp nr. 1). Het knopje om het apparaat aan te zetten zit aan de achterkant.



Fig. 3: carrousel



Fig. 4: waterstoflamp



de spectroscop

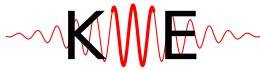
Met de handspectroscop (fig. 5) bij deze opstelling kun je spectra analyseren en golflengten van spectraallijnen meten. Je kijkt door het venster voor de lange buis vanuit het zwarte gedeelte terwijl je de buis op de lichtbron richt. Vooraan de lange buis zit een instelbare smalle spleet. De spleet is in breedte instelbaar door aan de ring te draaien. Hoe smaller je deze instelt hoe nauwkeuriger de lijnen zichtbaar worden. Dit gaat echter ten koste van de lichtopbrengst. Als de spleet te smal is ingesteld, heb je dus kans dat je de zwakkere lijnen niet meer ziet. Via de korte buis wordt een schaalverdeling op het spectrum geplot. Het spectrum en de schaalverdeling zijn allebei scherp te stellen door de buizen langer en korter te maken. Als het te donker is kun je de schaal verlichten door het bijgevoegde LED lampje in de korte buis te schijnen.

4. Kijk naar buiten met de handspectroscop. Niet direct in de zon kijken! Kijk ook eens naar een TL-lamp en naar een gloeilamp. Beschrijf de verschillende spectra van deze verschillende bronnen.
5. Gebruik de spectroscop om de drie helderste waterstoflijnen zo nauwkeurig mogelijk op te meten. Er zijn nog twee lijnen te vinden aan de blauwe kant. Lukt het je om ze te meten? Mocht het helemaal niet lukken, dan kan de assistent je een spectrogram van de waterstoflamp geven.
6. Download het bestand KWE-waterstof.xlsx van de download sectie van **KWE**.
7. Meet de golflengte van de maxima in het spectrum en zet die in de tabel (zie fig.6) op de lichtgroene plaatsen (van rood naar blauw).

				x-as	y-as
	ni	λ (nm)	1/n1 ²	1/n2 ²	1/n1 ² - 1/n2 ²
		nm			1/m
balmer	2	3	0.25	0.111111	0.138889 #DIV/0!
		4	0.25	0.0625	0.1875 #DIV/0!
		5	0.25	0.04	0.21 #DIV/0!
		6	0.25	0.027778	0.222222 #DIV/0!
	7	0.25	0.020408	0.229592 #DIV/0!	
	inf	364.6	0.25	0	0.25 2742731.76
					=slope(E7:E12,H7:H12)
					jouw Rydberg const# #DIV/0!

Eén waarde is al ingevuld omdat die buiten het bereik van onze spectroscop valt (364,6 nm). De spreadsheet berekent automatisch de andere kolommen. Maak een grafiek (scatterplot, losse punten) met op de Y-as de gegevens uit kolom H en op de X-as de gegevens uit kolom G. In de spreadsheet zijn dat de getallenparen van de oranje kolommen. Je kunt een trendlijn toevoegen en de vergelijking in de grafiek weergeven. De richtingscoëfficiënt wordt echter niet met voldoende nauwkeurigheid weergegeven, maar de trendlijn geeft je wel een goed beeld of de data op een lijn liggen. De helling van de grafiek wordt daarom apart uitgerekend. Het levert je de Rydbergconstante. Vergelijk jouw waarde met

Fig. 6: indeling van het werkblad



Kwantum Wereld Experimenten

die in de literatuur. Bereken de procentuele afwijking.

Rydbergconstante	
R gemeten =	
R literatuur =	
Procentuele afwijking	

Sla het bestand op onder jouw naam. Gebruik de grafiek in je presentatie. De methode die wij toepassen is ook toepasbaar op de andere series. Immers, alle overgangen in het waterstofatoom voldoen aan de Rydberg wetmatigheid. Dus alle spectraallijnen liggen volgens de bovenstaande formule op een lijn. De Lyman series (UV) is de reeks voor $n_f=1$. Als $n_i \rightarrow \infty$ is, komt het elektron vrij van het atoom. In jouw grafiek treedt dit op bij de x-waarde van 1.

$$\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} = \frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2} = 1$$

Bepaal door extrapolatie (of reken uit, nog makkelijker) bij welke y-waarde (1/golflengte) dit plaatsvindt. Bereken hiermee de energie die nodig is om een elektron van een waterstofatoom vrij te maken. Gebruik hiervoor

$$\Delta E = \frac{h\nu}{q\lambda}, (\text{in eV})$$

In dit practicum hebben we wetmatigheden van het waterstofatoom onderzocht. De scherpe lijnen in het waterstofspectrum blijken overeen te komen met aftelbare toestandsovergangen (kwantumwereld!). Je kunt de evenredigheidsconstante (Rydbergconstante, de ionisatie-energie van het waterstofatoom en de dissociatie energie van het waterstofmolecuul berekenen. Als toetje kun je de Bohrstraal berekenen, de Rydbergconstante afleiden een het Ritz-principe toepassen. [\[allemaal toevoegen in extra\]. error op website](#)