

**UNIVERSITATEA "POLITEHNICA" BUCUREȘTI
DEPARTAMENTUL DE FIZICĂ**

**LABORATORUL DE FIZICA ATOMICA SI FIZICA NUCLEARA
BN-031 B**

**DETERMINAREA CONSTANTEI
RYDBERG**

DETERMINAREA CONSTANTEI RYDBERG

1. Scopul lucrării

Determinarea constantei implicate în seriile spectrale ale atomilor hidrogenoizi.

2. Teoria lucrării

Atomii fiecărui element chimic emit, atunci când sunt excitați (de exemplu într-o descărcare în gaz), un spectru optic caracteristic de radiații, astfel că fiecare element poate fi identificat după spectrul său. Aceasta este esența analizei spectrale calitative. De asemenea, atomii pot fi excitați prin absorbție de radiație, spectrul de absorbție fiind identic cu cel de emisie. Spectrele elementelor chimice sunt cu atât mai complicate, cu cât numărul lor de ordine Z este mai mare. Spectrele optice ale atomilor sunt datorate electronilor optici, adică electronilor ce se găsesc pe orbita periferică.

Spectroscopiștii experimenterii au stabilit că toate liniile din diferitele serii spectrale ale atomului de hidrogen pot fi descrise printr-o relație generală care dă lungimea de undă a liniilor spectrale /1-4/:

$$\tilde{\nu}_{mn} = \frac{1}{\lambda_{mn}} = T(m) - T(n) = \frac{R_H}{m^2} - \frac{R_H}{n^2} = R_H \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (1)$$

unde n și m sunt numere întregi, $T(m)$ și $T(n)$ sunt termeni spectrali, iar R_H este constanta Rydberg. $\tilde{\nu}_{mn}$ este numărul de undă (cunoscut și ca frecvență spațială), definit ca inversul lungimii de undă λ_{mn} . Relația (1) este formularea matematică a principiului de combinare Rydberg-Ritz: toate frecvențele (sau numerele de undă) ale atomului de hidrogen pot fi scrise ca diferența a doi termeni spectrali iar dacă există în spectru frecvențele (spațiale) $\tilde{\nu}_{mk}$ și $\tilde{\nu}_{nk}$, atunci există de asemenea diferența lor $\tilde{\nu}_{mn}$.

Explicarea liniilor spectrale ale atomului de hidrogen a constituit o verificare de succes a teoriei atomului de hidrogen, dată de Niels Bohr în 1913 (și pentru care a primit premiul Nobel pentru fizică în 1922). Bohr afirmă că nu există decât anumite orbite permise pentru electron, corespunzătoare unor stări staționare.

Astfel, el emite următoarele postulate:

I. Atomul se poate afla într-un șir discret de stări staționare, determinate de șirul discret $E_1, E_2, \dots, E_n \dots$ de valori ale energiei totale. În aceste stări atomul nici nu emite, nici nu absoarbe energie.

II. Energia atomului poate varia discontinuu, prin trecerea de la o stare staționară de energie totală E_{m_0} la altă stare staționară de energie totală E_m . Frecvența fotonului absorbit sau emis este dată de relația:

$$\nu_{mn} = \frac{|E_{m_0} - E_m|}{h}, \quad (2)$$

procesul de absorbție având loc în cazul în care electronul trece de pe o orbită mai apropiată de nucleu pe una mai depărtată, iar emisia atunci când parcurge drumul invers.

III. Mărimea momentului cinetic al electronului pe orbitele circulare permise în jurul nucleului trebuie să fie egală cu un număr întreg de \hbar :

$$M = mvr = n\hbar \quad (3)$$

unde $\hbar = \frac{h}{2\pi}$ este constanta lui Planck redusă, h este constanta lui Planck iar n se numește număr cuantic principal și poate lua valorile $n = 1, 2, 3, \dots$

Astfel, considerând modelul planetar al atomului cu nucleul (protonul) imobil, se obține că energia totală E_n (compusă din energia cinetică a electronului în mișcarea sa în jurul nucleului și energia electrostatică de interacție coulombiană nucleu-electron) pe orbita n este cuantificată:

$$E_n = -\frac{e^4 m}{8\varepsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{1}{n^2} \quad (4)$$

unde m este masa electronului, e este sarcina electronului și ε_0 este permitivitatea electrică a vidului.

Cea mai scăzută energie a atomului de hidrogen (numită și stare fundamentală) corespunde numărului numărului cuantic $n = 1$ și are valoare de $-13,6$ eV. Ionizarea atomului de hidrogen, adică spargerea lui într-un nucleu și un electron corespunde unei depărtări practic infinite dintre aceste particule, energia minimă a acestui sistem fiind zero. Energia minimă necesară pentru a ioniza atomul de hidrogen aflat în starea fundamentală se numește energie de ionizare și are valoarea de $13,6$ eV.

În mecanica cuantică energia atomului de hidrogen, expresia (4), se află prin integrarea ecuației Schrödinger, fără a se mai introduce condiția (3).

Energia totală a atomului de hidrogen este negativă (ecuația (4)), ceea ce exprimă faptul că electronul se află legat în câmpul electromagnetic al nucleului.

Folosind relațiile (2) și (4) se obține:

$$\frac{1}{\lambda_{mn}} = \frac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^3 c} \cdot \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (5)$$

care comparată cu (1), conduce la relația:

$$R_H = \frac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^3 c}, \quad (6)$$

expresie obținută în cazul modelului în care s-a considerat protonul imobil.

Din relația (2) pot fi găsite toate lungimile de undă ale liniilor diferitelor serii spectrale ale hidrogenului. O serie spectrală reprezintă totalitatea liniilor spectrale care au un nivel energetic de bază comun (fig.1).

Astfel există seria Lyman la care nivelul energetic comun este corespunzător lui $m=1$ (în relația (5)), iar $m \geq 2, \dots$ și are liniile în domeniul ultraviolet (adică seria Lyman conține toate tranzițiile în care este prezent nivelul fundamental de energie); seria Balmer (vizibil) la care $m = 2$ și $n = 3, 4, 5, 6, 7, \dots$ (adică seria Balmer conține toate tranzițiile în care este prezent primul nivel excitat de energie); seria Paschen la care $m = 3$ și $n = 4, 5, \dots$ iar liniile spectrale au lungimile de undă corespunzătoare radiațiilor din infraroșu etc.

3. Principiul experimentului

În această lucrare se va studia seria spectrală Balmer, determinându-se lungimile de undă pentru liniile $H_\alpha, H_\beta, H_\gamma, H_\delta, H_\epsilon$ și H_∞ (limita seriei Balmer). Astfel, liniile spectrale de mai sus ale hidrogenului înregistrate pe o placă fotografică (spectrogramă) plasată în planul focal al unui spectroscop cu prismă sunt prezentate în partea de sus a figurii 2.

Pentru determinarea lungimilor de undă ale liniilor hidrogenului, se folosește un spectru cunoscut, înregistrat la același spectroscop și în condiții identice, al mercurului. Lungimile de undă ale liniilor mercurului, de la stânga la dreapta în spectrograma din figura 2, sunt 623.4, 612.3, 579.0, 577.0, 546.1, 491.6, 435.8, 434.7, 433.9, 407.8 și 404.7 nm. Astfel, spectrul mercurului este folosit pentru etalonarea în lungimi de undă a spectrogramei.

În cazul seriei Balmer, relația (1) devine:

$$\tilde{\nu}_n = \frac{1}{\lambda_n} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad \text{unde } n = 3, 4, 5, 6, \dots \quad (7)$$

de unde rezultă constanta Rydberg:

$$R_H = \frac{4n^2}{\lambda_n(n^2 - 4)} \quad (8)$$

Simbol	m	n
H _α	2	3
H _β	2	4
H _γ	2	5
H _δ	2	6
H _ε	2	7

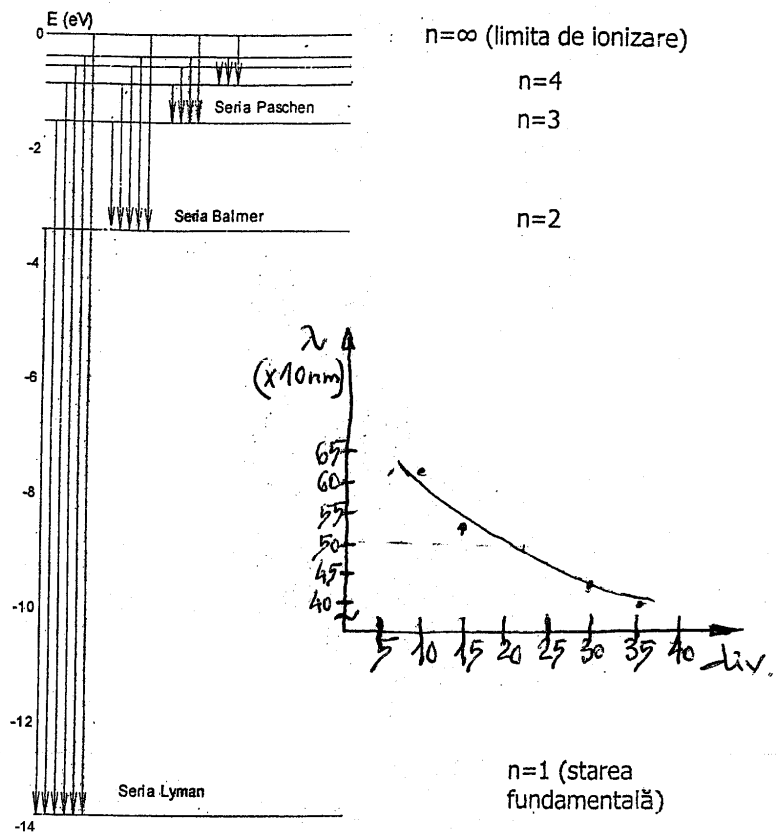


Fig. 1

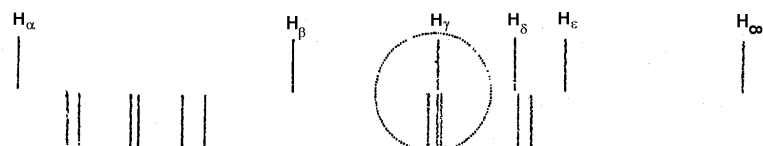


Fig. 2

4. Dispozitivul experimental

Studierea spectrogramei se face cu un microscop. Măsuța microscopului poate fi deplasată în plan orizontal, pe două direcții perpendiculare, cu ajutorul a două șuruburi. Deplasarea în lungul spectrului permite măsurarea poziției unei linii spectrale pe o riglă gradată în mm folosind un vernier cu precizia de 0,1 mm. Pentru fixarea poziției liniei dorite, ocularul microscopului este prevăzut cu un fir reticular.

Pentru efectuarea lucrării sunt necesare: spectrograma cu spectrul hidrogenului atomic vizibil (seria Balmer), cu spectrul mercurului și un microscop.

5. Modul de lucru și prelucrarea datelor experimentale

Se identifică spectrul mercurului și al hidrogenului privind întâi spectrograma cu ochiul liber și apoi la microscop.

Privind prin ocular, se potrivește oglinda microscopului pentru a avea o bună iluminare a spectrogramei. Se deplasează măsuța microscopului în plan orizontal astfel încât zona de pe spectrogramă înconjurată cu un cerc din figura 2 să fie pe axa obiectivului microscopului. Pentru a nu se sparge spectrograma, poziția verticală inițială a microscopului trebuie să fie cu obiectivul lipit de spectrogramă. Se ridică treptat tubul microscopului, până când liniile spectrale apar clare. Se verifică paralelismul între liniile spectrale și firul reticular, așezarea paralelă a firului reticular făcându-se prin rotirea ocularului.

Se citesc pe rigla gradată (prin suprapunerea firului reticular cu fiecare linie) pozițiile x_j ale celor 11 linii ale mercurului și se completează tabelul de mai jos. Atenție : tabelul poate fi completat atât de la dreapta la stânga cât și de la stânga la dreapta. Priviți cu ochiul liber spectrograma aflată pe măsuța microscopului (fără a o atinge) și figura 2 pentru a ști din care parte începeți completarea tabelului.

Tabelul 1 : Etalonarea spectrogramei cu ajutorul spectrului mercurului

λ (nm)	623.4	612.3	579.0	577.0	546.1	535.4	435.8	434.7	433.9	407.8	404.7
x (mm)											
$\frac{1}{\lambda^2}$ (μm^{-2})											

Se citesc, de asemenea, pe rigla gradată pozițiile x_j ale celor 6 linii din seria hidrogenului ($H_\alpha, H_\beta, H_\gamma, H_\delta, H_\epsilon$ și H_∞) și se trec în tabelul 2.

Tabelul 2 : Determinarea spectrului hidrogenului (seria Balmer) și a constantei Rydberg

Linia	x (mm)	λ (nm)	n	R_H	$\langle R_H \rangle$	$\sigma_{\langle R_H \rangle}$
H_α						
H_β						
H_γ						
H_δ						
H_ϵ						
H_∞						

Se trasează pe hârtie milimetrică curba de etalonare $\lambda = f(x_i)$ pentru mercur. De fapt, curba de etalonare o constituie dependența $x(\lambda)$ dar pentru motive ce vor fi explicate în continuare, preferăm reprezentarea $\lambda(x)$. Am amintit că spectrograma a fost înregistrată cu un spectroscop cu prismă. Elementul dispersiv al spectroscopului – prisma – are un indice de refracție a cărui dependență într-o formă simplificată este liniară în $\frac{1}{\lambda^2}$ (formula lui Cauchy /5/). Poziția unei linii spectrale pe spectrogramă este aproximativ proporțională cu indicele de refracție al prismei adică, în cele din urmă, este liniară în $\frac{1}{\lambda^2}$ (sau, echivalent, funcția $\frac{1}{\lambda^2}$ este liniară în x). Astfel, pe același grafic, pe axa verticală din dreapta, se reprezintă graficul $\frac{1}{\lambda^2} = f(x_i)$. Astfel, această ultimă reprezentare permite o mai bună determinare a lungimilor de undă ale liniilor spectrale ale hidrogenului care se găsesc în afara domeniului acoperit de spectrul mercurului. Și dependența $x\left(\frac{1}{\lambda^2}\right)$ sau $\frac{1}{\lambda^2}(x)$ poate fi considerată – în sens extins – curbă de etalonare.

Având pozițiile x_j ale celor 6 linii ale hidrogenului, se scot din curba de etalonare lungimile de undă ale liniilor $H_\alpha, H_\beta, H_\gamma \dots$ necesare pentru calcularea constantei lui Rydberg.

Se calculează constanta Rydberg conform relației (8); valorile obținute se trec în tabelul 2.

Se calculează valoarea medie $\langle R_H \rangle = \frac{\sum_{i=1}^6 R_{H_i}}{6}$ și deviația standard a valorii medii

$$\sigma_{\langle R_H \rangle} = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^6 (R_{H_i} - \langle R_H \rangle)^2}{6 \cdot 5}}$$

și rezultatul final se scrie sub forma $R_H = \langle R_H \rangle \pm \sigma_{\langle R_H \rangle}$.

6. Întrebări (întrebările 12-16 sunt facultative)

1. Ce sunt liniile spectrale ?
2. Ce este lungimea de undă ? Dar numărul de undă ? În ce relații se găsesc acestea cu frecvența radiației ? Dar cu energia radiației ?
3. Ce este o serie spectrală a hidrogenului? Câte linii spectrale conține o serie spectrală ? Ce este limita unei serii spectrale ?
4. Ce este un termen spectral?
5. Ce reprezintă principiul de combinare Rydberg-Ritz în studiul liniilor spectrale emise de atomi ? Care este utilitatea lui ? Ce este mai simplu de cunoscut : liniile spectrale sau termenii spectrali ? Justificați răspunsul.