

# Spectrul atomic discret

## Obiective

Scopul principal al acestei lucrări de laborator este observarea naturii discrete a spectrului atomic de emisie. De asemenea, pornind de la un spectru atomic cunoscut, cel al neonului, se va realiza o analiză cantitativă a spectrului atomic al mercurului.

## Teorie

Modelul atomic al lui Rutherford, elaborat în 1911, este primul model planetar al atomului. Conform acestui model atomul este format din nucleu, în care este concentrată sarcina pozitivă, și electroni care se rotesc în jurul nucleului pe orbite circulare. Cel mai simplu atom, cel de H, este alcătuit din nucleu care este format dintr-un proton și un electron ce se rotește în jurul nucleului. Deoarece orbita este circulară electronul se mișcă accelerat. În acord cu teoria lui Maxwell a electromagnetismului, electronii aflați în mișcare accelerată emit radiație electromagnetică pierzând astfel energie. Deoarece pierde energie electronul ar trebui să se miște pe o traiectorie în formă de spirală și, în cele din urmă, ar "cădea" pe nucleu (Fig.1 ). Conform legii lui Larmor, rata cu care este radiată energie electromagnetică de către un electron care se mișcă accelerat este:

$$\frac{dE}{dt} = -\frac{q^2 a^2}{6\pi\epsilon_0 c^3} \quad (1)$$

unde  $q$  este sarcina fundamentală  $1.6 \times 10^{-19}$  C,  $a$  este accelerația electronului,  $\epsilon_0$  este permitivitatea electrică a vidului  $8.854 \times 10^{-12}$  F/m iar  $c$  este viteza luminii  $3 \times 10^8$  m/s. Folosind relația de mai sus se poate calcula timpul de viață a unui atom de H ca fiind de aproximativ  $10^{-10}$  s. Bineînțeles că în realitate

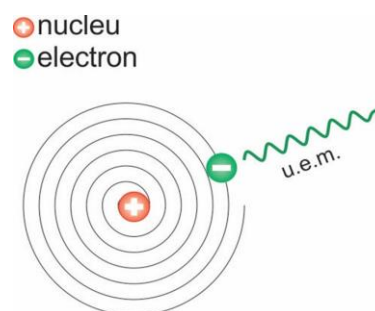


Fig. 1 Un electron în mișcare accelerată pierde energie prin emisia de unde electromagnetice.

atomul este stabil, electronul nu colapsează pe nucleu, ceea ce înseamnă că teoria clasică a electromagnetismului nu poate explica stabilitatea atomilor.

Cheia înțelegerii structuri atomice este spectrul atomic. Acesta reprezintă spectrul frecvențelor sau a lungimilor de undă a luminii emise de un atom. Spectrul atomic se poate studia cel mai simplu în gaze rarefiate (care se află la presiune

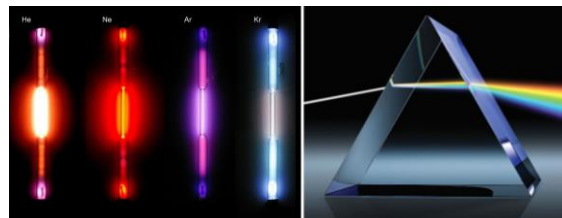


Fig. 2 Exemple de tuburi de descărcare conținând diferite gaze. Descompunerea luminii la trecerea printr-o prismă optică datorită dispersiei cromatice.

mai mică decât presiunea atmosferică). Dacă avem un tub ce conține un gaz rarefiat (se mai numește și tub de descărcare) și trecem prin el un curent electric, acesta emite lumină. Procesul prin care are loc fenomenul de emisie a luminii va fi explicat mai jos. Spectrul emis de un tub cu gaz rarefiat se poate descompune cu ajutorul unei prisme optice grație dispersiei cromatice (Fig.2).

Să considerăm momentan că modelul planetar al atomului este corect și că electronul se mișcă pe o traiectorie în spirală înspre proton. Deoarece frecvența de rotație a electronului crește pe măsură ce se apropie de proton și frecvența undelor electromagnetice emise ar trebui să crească. Astfel, ne așteptăm ca electronul să emită unde electromagnetice cu spectru de frecvențe (culori pentru ochiul uman) continuu. În figura 3 este prezentat spectrul de emisie a atomului de H alături de spectrul vizibil continuu. Este evident faptul că atomul de hidrogen emite lumină numai de anumite frecvențe sau lungimi de undă bine definite și nu emite un spectru continuu. Aceasta ne indică faptul că teoria clasică a electromagnetismului nu poate explica nici spectrul atomic de emisie.

Pornind de la aceste observații experimentale, în anul 1915 Niels Bohr a modificat modelul lui Rutherford și a postulat că electronii aflați în jurul nucleului se mișcă pe anumite orbite de energie constantă, numite orbite staționare. În mișcarea lor pe aceste orbite electronii nu emit unde electromagnetice. Conform modelului lui Bohr, trecerea electronului de pe o orbită staționară pe

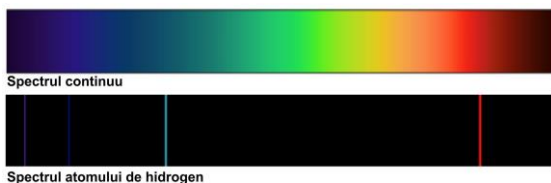


Fig. 3 Spectrul vizibil continuu și spectrul vizibil discret al atomului de hidrogen.

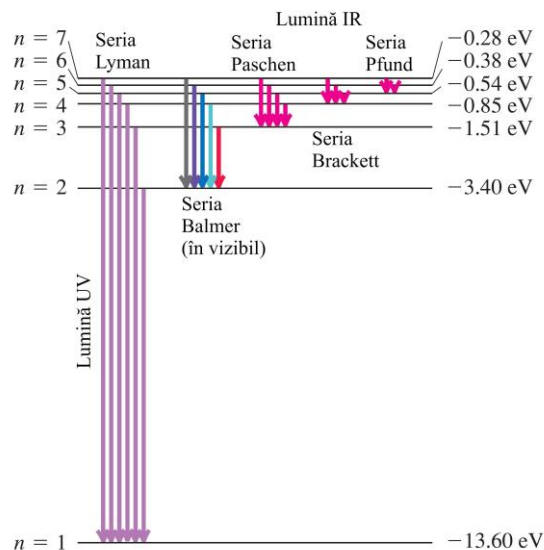


Fig. 4 Spectrul vizibil continuu și spectrul vizibil discret al atomului de hidrogen.

alta, adică de pe un nivel energetic pe altul, se poate realiza numai cu absorbția sau emisia de energie sub formă de unde electromagnetice. Prezența nivelelor energetice explică spectrul atomic discret de emisie. În figura 4 se poate observa valoarea determinată experimental pentru primele 7 nivele energetice ale atomului de H. Cu săgeți sunt indicate posibilele tranziții care au loc cu emisia de lumină. Pentru atomul de H există tranziții posibile cu emisie de lumină UV (seria Lyman), IR (seria Paschen, Brackett, Pfund) și parțial în vizibil (seria Balmer). Seria Balmer se poate observa parțial și în spectrul discret din Fig. 3.

Observație. De obicei energia nivelelor atomice este dată în eV (electron-volt), această unitate de măsură pentru energie este echivalentă cu energia unui electron accelerat la o diferență de potențial de 1 V și este egală cu:  $1\text{ eV} = 1.6 \times 10^{-19} \text{ J}$ .

Cu toate că modelul lui Bohr explică spectrul atomic discret acesta nu clarifică originea nivelelor energetice, prezența acestora fiind postulată. Originea nivelelor energetice în atomul de H a fost explicată în anul 1926 de către Schrödinger în formalismul mecanicii cuantice, acesta fiind primul mare succes al mecanicii

cuantice(<https://onlinelibrary.wiley.com/doi/abs/10.1002/andp.19263840404>).

Nu vom discuta aici originea cuantică a nivelelor de energie. Aceasta se va discuta la curs. În schimb o să discutăm pe scurt mecanismul fizic prin care are loc tranziția unui electron între două nivele de energie. În modelul cuantic tranziția între două nivele de energie se poate realiza prin emisia sau absorbția unei cuante de lumină, numită și foton. Pentru foton există o relație simplă între energie ( $E$ ) și frecvență ( $\nu$ ):

$$E = h\nu, \quad (2)$$

unde  $h$  este constanta lui Planck  $h = 6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}$ . Ca să treacă de pe un nivel de energie joasă pe un nivel de energie înaltă un electron trebuie să primească energie din exterior. Acest lucru se realizează prin absorbția unui foton, iar ca să treacă de pe un nivel de energie înaltă pe un nivel de energie joasă acesta trebuie să piardă energie prin emisia unui foton. De exemplu, în cazul sistemului din figura 5 pentru ca electronul să tranziționeze de pe  $E_2$  pe  $E_3$  trebuie să absoarbă un foton de energie  $h\nu_{23} = E_3 - E_2$  iar ca să treacă de pe  $E_3$  pe  $E_2$  trebuie să emită un foton de energie  $h\nu_{32} = E_3 - E_2$ . Astfel, fiecărei linii spectrale identificate îi corespunde un anumit tip de foton cu o anumită frecvență sau și energie.

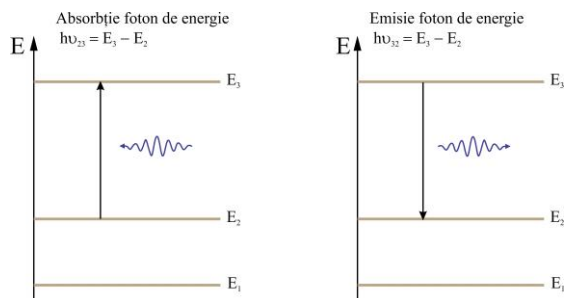


Fig. 5 Absorbția și emisia unui foton la tranziția unui electron între două nivele de energie.

În continuare vom descrie procesul prin care are loc emisia de lumină de către un tub de descărcare. În interiorul tubului de sticlă ce conține gazul rarefiat (Fig. 2) există doi electrozi metalici (catod și anod) între care se aplică o tensiune continuă de ordinul sutelor de volți. În mod normal, între cei doi electrozi nu o să avem un curent electric deoarece atomii care formează gazul sunt neutrii din punct de vedere electric și nu conduc curentul electric. Cu toate acestea, datorită agitației termice sau datorită radiațiilor cosmice pot să apară procese locale de ionizare care duc la formarea unei populații reduse de ioni pozitivi și electroni liberi negativi. Atât ionii cât și electronii liberi vor fi accelerați de câmpul electric dintre catod și anod, aceștia vor câștiga energie cinetică și în cele din urmă se vor ciocni cu alți atomi de gaz. În urma ciocnirilor atomii de gaz fie vor fi ionizați la rândul lor și vor participa la procese de ciocnire ulterioare, fie vor trece într-o stare excitată, adică electronii din atom o să treacă pe nivele de energie superioară. Atomii excitați se vor dezexcita spontan prin tranziția electronilor spre nivele de energie inferioară (Fig. 4) și emisia de fotoni.

Este de menționat faptul că spectrul atomic depinde de configurația electronică a atomului și este tipic pentru fiecare atom. Astfel, prin analiza spectrală este posibilă identificarea elementului chimic căruia îi aparține.

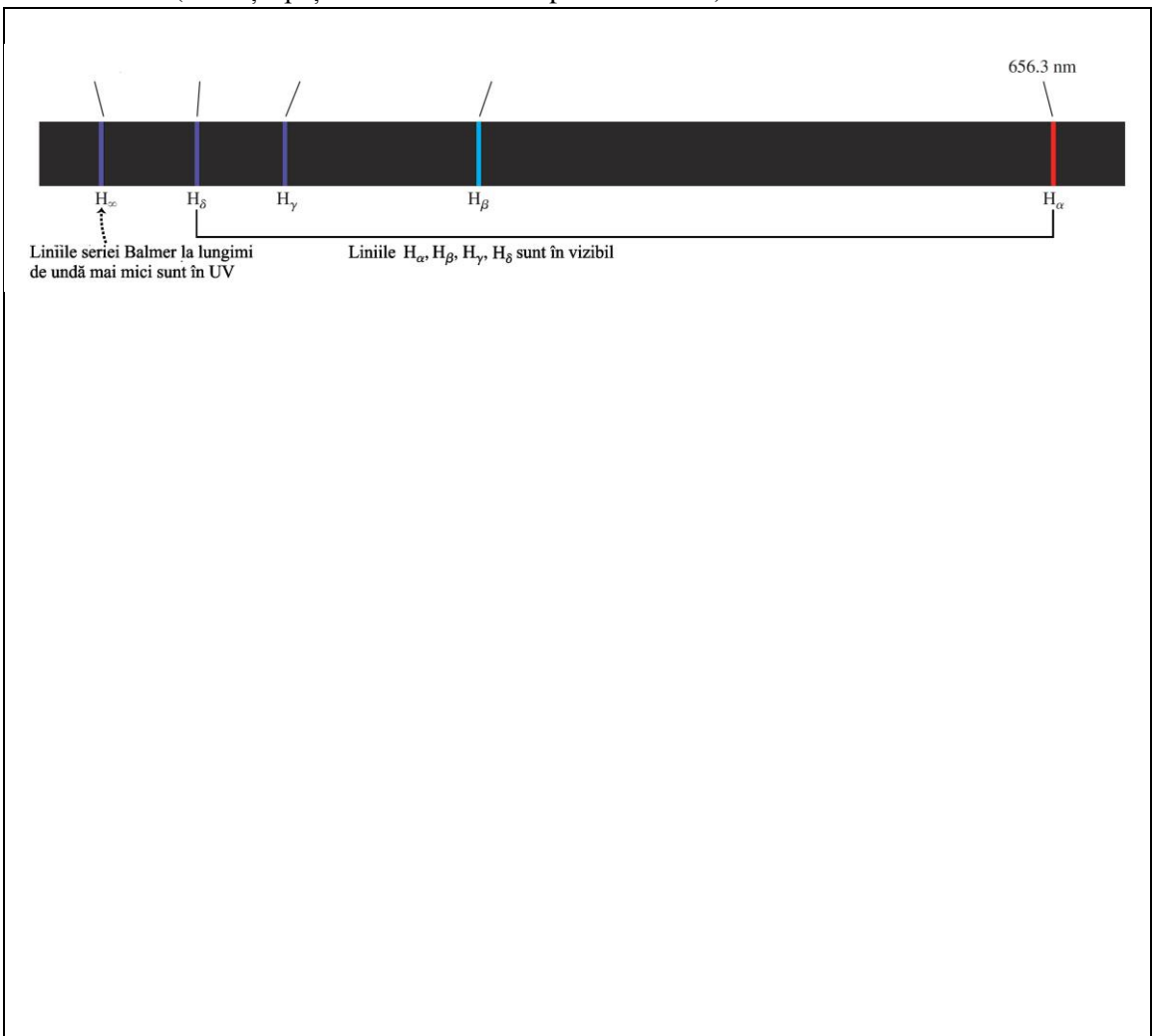
Înainte de a realiza experimentul *răspundeți la următoarele întrebări:*

- 1) Ce reprezintă spectrul atomic de emisie ?

- 2) Ce observații experimentale relative la atom și la spectrul atomic nu pot fi explicate în cadrul teoriei lui Maxwell ?

3) Calculați valoarea constantei lui Planck în eVs ?

4) Folosind datele din figura 4 completați și celelalte lungimi de undă ale linilor spectrale din seria Balmer ale H. (folosiți spațiul liber din chenar pentru calcule)



## Procedura experimentală

Pentru vizualizarea spectrului de emisie se va folosi spectroscopul de tip Bunsen-Kirchhoff (Fig. 7). Acesta este format din: (1) prisma optică, care descompune lumina datorită dispersiei cromatice; (2) colimatorul sursei de lumină, are rolul de a paraleliza fasciculul de lumină care pătrunde printr-o față reglabilă și este direcționat spre prismă; (3) lunetă, cu ajutorul căreia se vizualizează spectrul descompus de prismă; (4) colimator prin intermediul căruia se proiectează o scală de măsură pe fața prisme și apoi se reflectă în câmpul vizual al lunetei.

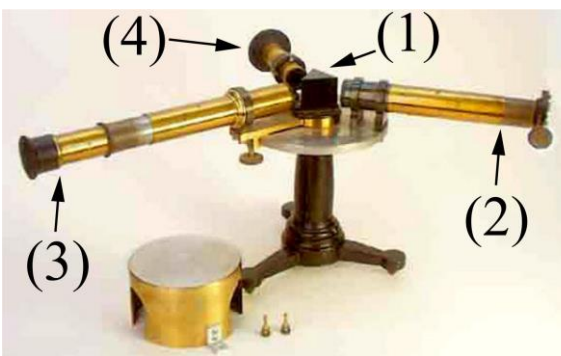


Fig. 7 Spectroscopul de tip Bunsen-Kirchhoff.

Tuburile de descărcare sunt similare cu cele din figura 2.

Realizarea experimentului presupune următoarele etape:

- 1) Se montează tubul de descărcare ce conține Ne în fața fantei colimatorului (2).
- 2) Se amorsează descărcarea tubului. *Atenție! Descărcarea luminescentă are loc pentru tensiuni de ordinul sutelor sau miilor de volți. Aceste tensiuni sunt extrem de periculoase! Această procedură se va realiza numai în prezența cadrului didactic.*
- 3) Folosind informațiile din tabelul #1 se identifică liniile de spectrale ale Ne și se înregistrează în tabelul #2 lungimea de undă și poziția linilor.

- 4) Se schimbă tubul de descărcare cu unul care conține alt gaz.
- 5) Se înregistrează culoarea linii și poziția acesteia în tabelul #3.

Pentru determinarea lungimilor de undă a ale linilor spectrale ale gazului din cel de-al doilea tub este necesar să etalonăm spectroscopul. Pentru acesta, folosind datele din tabelul #2 se reprezintă grafic  $\lambda = f$  (poziția liniei) și se realizează o regresie liniară a datelor. Apoi, prin interpolare sau cu ajutorul ecuației dreptei obținute mai sus se determină lungimile de undă a linilor spectrale. În final se calculează frecvența și energia fotonilor corespunzători linilor spectrale observate.

Tabel #1 Descrierea unor linii din spectrul Ne.

Nr. crt.	Culoare linie	Int. rel.	$\lambda$ (nm)
1	Roșie aprinsă	10	640
2	roșie portocalie, stânga dintre cele două linii apropiate	10	614
3	portocalie, prima vizibilă în stânga față de linia galbenă	5	595
4	galbenă	20	585
5	verde deschis, prima linie vizibilă după linia galbenă	4	576
6	linia verde din stânga din cele două linii separate	8	540
7	linia verde din dreapta din cele două linii separate	6	533
8	linia verde din dreapta din cele cinci linii echidistante	5	503
9	Albastră-verde	8	485

# Spectrul atomic discret

## *Raport de Laborator*

### TABELUL DE DATE #2

**Scop:** Determinarea poziției liniilor spectrale ale Ne.

Spectrul studiat		Roșu aprins	Roșu portocaliu	Portocaliu	Galben	Verde deschis	Verde stânga	Verde dreapta
Ne	Poziție linie (u.a)							
	Lungime de undă (nm)							

### TABELUL DE DATE #3

**Scop:** Determinarea poziției, frecvenței și energiei liniilor spectrale ale gazului din cel de-al doilea tub.

Spectrul studiat	Culoare linie					
	Poziție linie (u.a)					
	Lungime de undă (nm)					
	Frecvență (Hz)					
	Energie (eV)					