



Wrocław
University
of Science
and Technology

Fizyka

semestr letni

2020/2021

Grupa B: Piątek, 15:00 - 16:30

Grupa A: Piątek, 16:40 - 18:10

sala wirtualna

– zajęcia online

Sylwia Majchrowska

sylwia.majchrowska@pwr.edu.pl

<https://majsylw.netlify.app/teaching/>

pokój 213, budynek L-1

Na podstawie podręcznika Fizyka dla szkół wyższych. Tom 3

<http://www.e-fizyka.info>



Wprowadzenie do fizyki kwantowej

Na początku XX w. znano wiele wyników eksperymentalnych, które wskazywały na to, że atomy zawierają elektrony. Z faktu, że atomy są elektrycznie obojętne wnioskowano, że mają one również ładunek dodatni równy ujemnemu. Ponadto, ponieważ masa elektronów jest bardzo mała w porównaniu z masą najlżejszych nawet atomów oznaczało to, że ładunki dodatnie związane są ze znaczną masą.

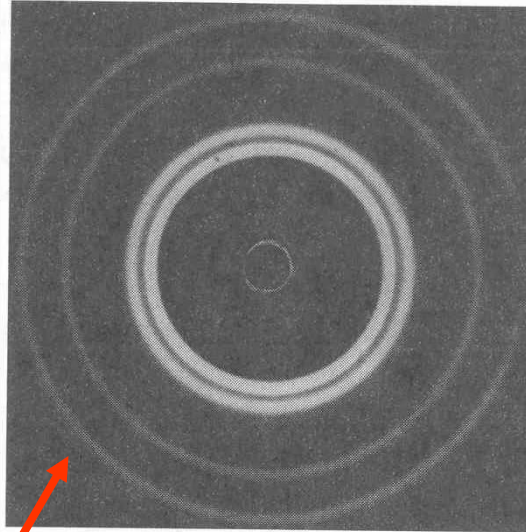




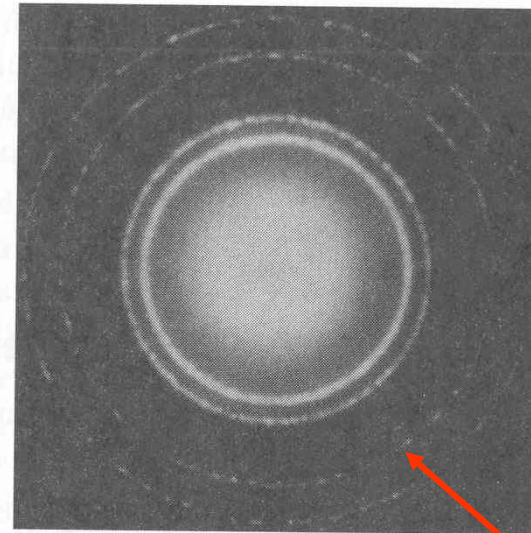
Wrocław
University
of Science
and Technology

https://www.youtube.com/watch?v=KU7sw_St09g

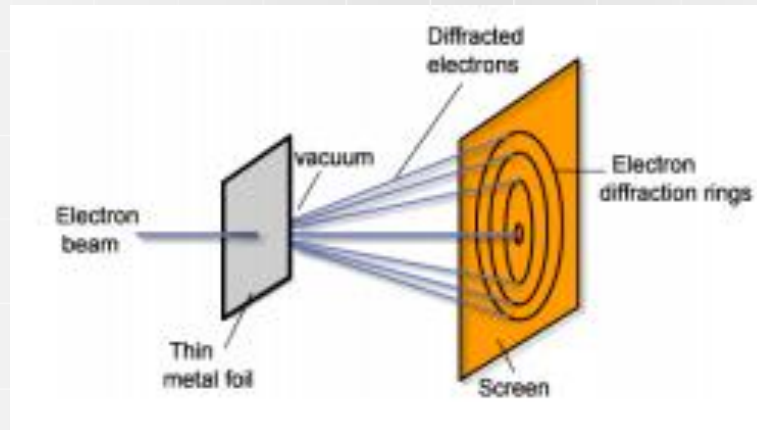
Dyfrakcja na polikrystalicznej folii aluminiowej (G.P. Thomson, 1927r.)



Dyfrakcja promieniowania X



Dyfrakcja elektronów

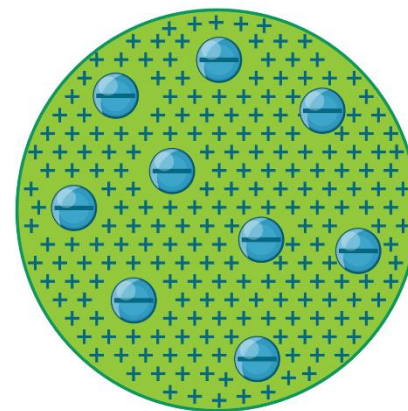




Model budowy atomu według J. Thomsona

Joseph John Thomson w 1897 r. dokonał przełomowego odkrycia w fizyce i budowie materii. Kiedy badał przewodnictwo gazów, stwierdził, że naelektryzowanie przenoszone jest za pomocą cząsteczek mających pewien ładunek ujemny. Thomsonowi udało się również określić stosunek ich ładunku do masy. Cząsteczką, którą odkrył brytyjski fizyk, był elektron. Thomson dowiódł, że źródłem pochodzenia elektronów są atomy, i tym samym obalił powszechną wówczas ideę o niepodzielności atomu.

Na podstawie późniejszych badań elektron okazał się cząstką niosącą elementarną, czyli podstawową, ilość ładunku elektrycznego.

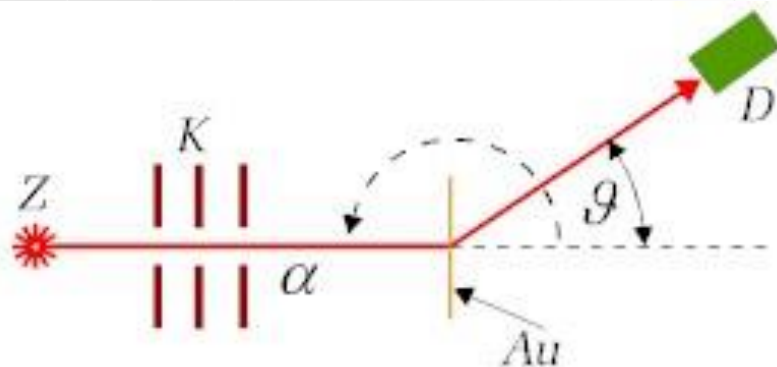


Model atomu Thomsona, zwany modelem „ciasta z rodzynkami” lub „puddingu z rodzynkami”



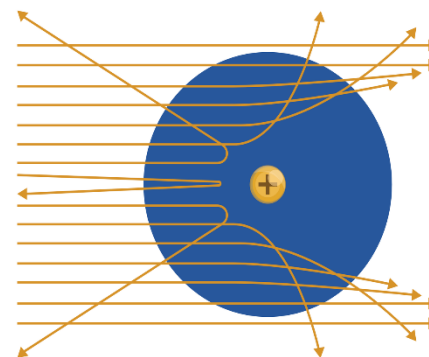
Doświadczenie Rutherforda

Gdyby cząstki rozpraszane były na atomach o strukturze odpowiadającej modelowi Thomsona, to prawdopodobieństwo rozproszeń pod dużymi kątami byłoby bardzo niewielkie ze względu na równomiernie rozłożony ładunek dodatni w całej objętości atomu. (Rozproszenia na elektronach można zaniedbać ze względu na ich bardzo małą masę w stosunku do masy cząstki.) W doświadczeniu obserwowano jednak błyski świetlne także pod dużymi kątami włączając w to rozproszenia "do tyłu" czyli pod kątami większymi niż 90° , co było zupełnie nieprawdopodobne w ramach modelu Thomsona.



Nie tłumaczy stabilności (trwałości) atomów

Rutherford założył więc, że atom ma inną strukturę. Wysunął hipotezę, że cały dodatni ładunek atomu i prawie cała jego masa skupione są w bardzo małym obszarze zwanym jądrem atomowym. Rozproszenia cząstek wynikają wówczas z odpychania elektrostatycznego cząstki od prawie punktowego jądra, kiedy ta znajduje się w jego pobliżu. Wykonując obliczenia trajektorii cząstek można określić kształt rozkładu kątowego cząstek rozproszonych. Rozkład obliczony okazał się zgodny z wynikami pomiarów, co umożliwiło także oszacowanie rozmiarów jądra atomowego, które okazało się być o kilka rzędów wielkości mniejsze od rozmiarów atomu tj. rzędu 10^{-14}m . Hipoteza Rutherforda okazała się słuszna, i z jego nazwiskiem wiąże się odkrycie jądra atomowego.





Przykład 1.1

Model atomu – rzędy wielkości

Średnica atomu jest rzędu 10^{-10} m, a średnica jądra to 10^{-15} m. Oblicz średnicę atomu w modelu, w którym średnica jądra wynosi 1 cm.

$$d_j = 1\text{cm}$$

$$d_j = 10^{-5}d_a$$

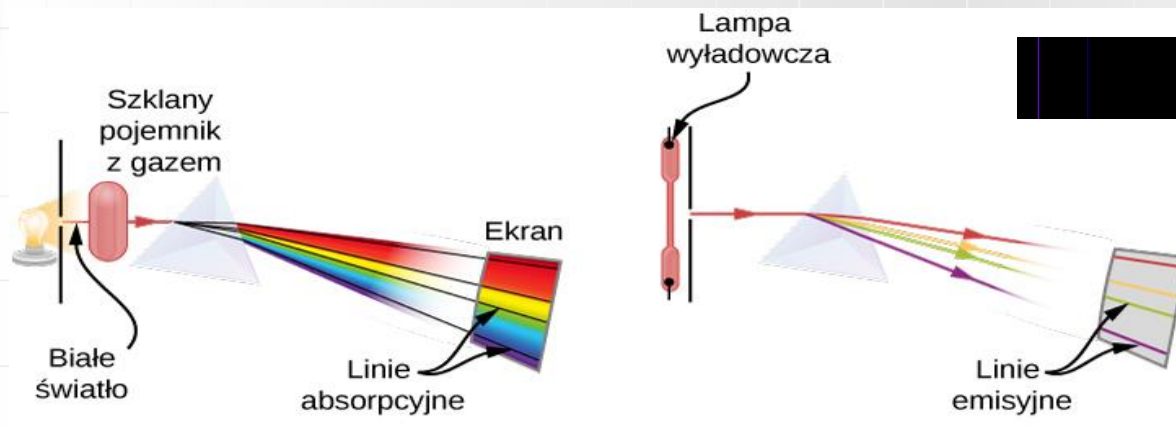
$$d_a = 10^5d_j$$

$$d_a = 10^{-2} * 10^5\text{m} = 10^3\text{m}$$



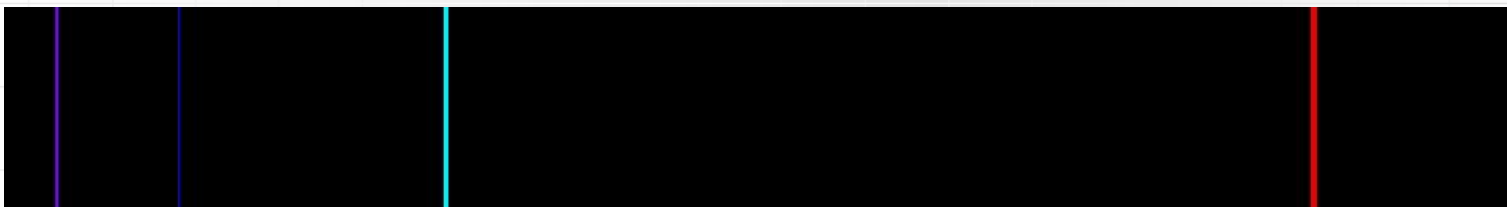
Widmo emisyjne i absorpcyjne

Gdy użyje się pryzmatu do analizy światła słonecznego, w obserwowanym widmie zauważyć można wiele ciemnych linii, nazywanych liniami Fraunhofera (ang. Fraunhofer lines), od nazwiska Josepha von Fraunhofera (1787–1826), który dokładnie zmierzył odpowiadające im długości fali. W latach 1854–1861, Gustav Kirchhoff i Robert Bunsen, analizując widmo światła emitowanego podczas podgrzewania różnych pierwiastków chemicznych (zwane widmem emisyjnym (ang. emission spectrum)), odkryli, że obserwowane w nim linie pasują dokładnie do czarnych miejsc w widmie Fraunhofera (będącego przykładem widma absorpcyjnego (ang. absorption spectrum)). Różnica między widmem absorpcyjnym a emisyjnym wyjaśniona jest na rysunku. Widmo absorpcyjne powstaje, gdy światło przechodzi przez gaz i obserwuje się je w postaci czarnych linii na tle ciągłego spektrum. Położenie ciemnych linii odpowiada długości zaabsorbowanych fal świetlnych. Widmo emisyjne obserwujemy, gdy światło emitowane jest przez rozgrzany gaz i składa się z kolorowych linii na czarnym tle. Położenie jasnych linii emisyjnych odpowiada długościom wyemitowanej fali świetlnej. Każdy pierwiastek ma swoje własne charakterystyczne widmo emisyjne, a linie tego widma znajdują się zawsze w tym samym miejscu co ciemne linie w jego widmie absorpcyjnym. Oznacza to, że atomy danego pierwiastka absorbują tylko fale o pewnych długościach, tych samych co długości emitowanego przez nie promieniowania.





Wzór Balmera



Widma emisyjne pierwiastków mają skomplikowaną strukturę, zwłaszcza dla pierwiastków o wyższych liczbach atomowych. Najprostsze widmo, przedstawione na rysunku, należy do atomu wodoru. Tylko cztery linie widoczne są ludzkim okiem. Od prawej do lewej są to: czerwona (656nm), zwana linią H- α , niebiesko-zielona (486nm), niebieska (434nm) i fioletowa (410nm). Linie odpowiadające długościom fal mniejszym niż 400nm znajdują się w ultrafioletowej części widma i są niewidoczne dla ludzkiego oka.

Empiryczny wzór opisujący położenie (długość fali) λ linii emisyjnych wodoru w tej serii podany został w 1885 roku przez Johanna Balmera (1825–1898) i znany jest jako wzór Balmera (ang. Balmer formula)

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

$n_f = 1$ – seria Lymana
 $n_f = 2$ – seria Balmera
 $n_f = 3$ – seria Paschena ...

gdzie $R_H = 1.097\,37 \cdot 10^7 \text{m}^{-1}$ to stała Rydberga dla atomu wodoru. We wzorze powyżej dodatnia liczba całkowita n przyjmuje wartości $n=3,4,5,6$ dla czterech widzialnych linii w tej serii. Seria linii emisyjnych opisywana przez wzór Balmera nazywana jest serią Balmera (ang. Balmer series) dla wodoru. Inne linie emisyjne wodoru odkryte zostały w XX wieku i opisywane są przez wzór Rydberga (ang. Rydberg formula), podsumowujący wszystkie wyniki doświadczalne

$$\frac{1}{\lambda} = R_H * \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right), \text{ gdzie } n_i = n_f + 1, n_f + 2, \dots$$

$n_f = 4$ – seria Bracketta
 $n_f = 5$ – seria Pfunda
 $n_f = 6$ – seria Humphreysa



Przykład 1.2

Granice serii Balmera

Obliczmy największą i najmniejszą długość fali w serii Balmera.

Możemy skorzystać z wzoru Rydberga lub z będącego jego szczególnym przypadkiem wzoru Balmera. Najdłuższą falę otrzymamy, gdy $1/n_i$ ma największą wartość, czyli dla $n_i = n_f + 1 = 3$, ponieważ $n_f = 2$ w serii Balmera. Najkrótsza fala odpowiada najmniejszemu $1/n_i$, czyli $\frac{1}{n_i} \rightarrow 0$, gdy $n_i \rightarrow \infty$.

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) \rightarrow \lambda = 656.3 \text{ nm (najdłuższa fala)}$$

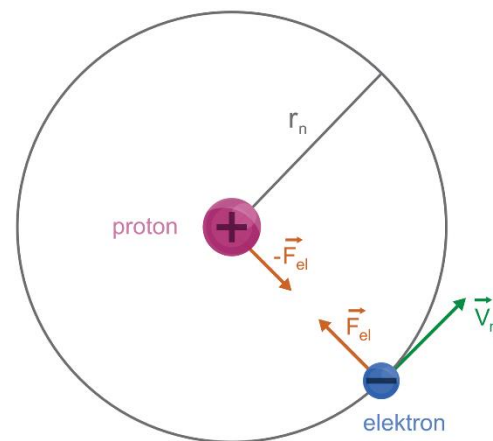
$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - 0 \right) \rightarrow \lambda = 364.6 \text{ nm (najkrótsza fala)}$$

Zauważmy, że między tymi granicami jest nieskończenie wiele linii widmowych.



Model budowy atomu wodoru stworzony przez Bohra (1913 r.)

Duński fizyk Niels Bohr był uczniem Thomsona, ale bardziej cenił sobie współpracę z Ernestem Rutherfordem. Budowa atomu odkryta przez Rutherforda stała się podstawą do rozważań Bohra nad niezrozumiałymi faktami dotyczącymi tego modelu, np. czemu atom jest stabilny.



Bohr korzystał z modelu atomu Rutherforda i przyjął, że atom wodoru zbudowany jest z dodatnio naładowanego jądra – protonu, wokół którego krąży ujemnie naładowany elektron. Cząstki te przyciągają się wzajemnie siłami zgodnymi z prawem Coulomba. Fizyk rozpatrywał energię całkowitą atomu jako sumę energii kinetycznej elektronu i energii potencjalnej układu proton – elektron. Jednak aby wyjaśnić stabilność atomów oraz kwestię emisji i absorpcji energii przez atom, przyjął dwa postulaty.



Postulaty Bohra

Elektron krążący wokół jądra nie wysyła energii (jak wynikało to z fizyki klasycznej), jeżeli promień tej orbity i prędkość elektronu spełniają warunek

$$rmv = \frac{nh}{2\pi}, \text{ gdzie } n = 1, 2, 3, \dots$$

r – promień orbity

m – masa elektronu

v – prędkość liniowa krążącego elektronu

n – liczba całkowita (numer orbity)

Procesowi przejścia elektronu z jednej orbity na drugą towarzyszy albo wysłanie, albo zaabsorbowanie pewnej ściśle określonej porcji energii (kwantu energii, fotonu).

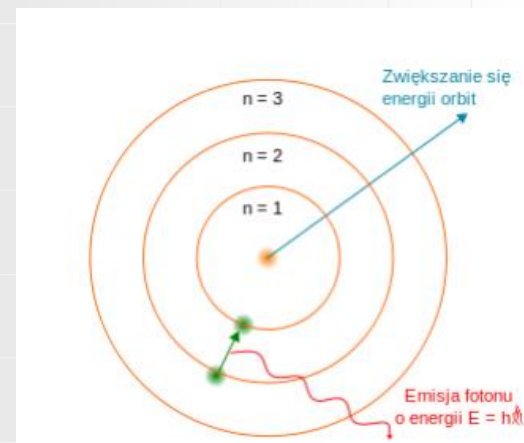
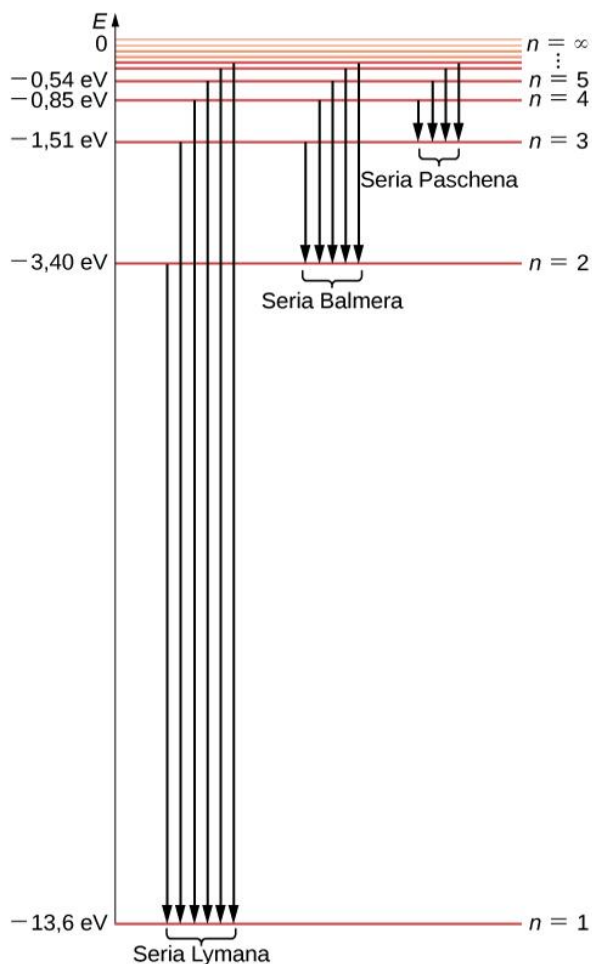
$$\Delta E = E_n - E_k = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

Rozważania i obliczenia uwzględniające siły, jakimi działają na siebie jądro wodoru i elektron, związek energii całkowitej atomu z energią kinetyczną elektronu i energią potencjalną układu proton–elektron w połączeniu z I postulatem Bohra doprowadziły do otrzymania zależności:

$$\text{Promień orbity stacjonarnej można wyrazić wzorem } r = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 k_0 e^4 m} = n^2 r_0.$$

$$\text{Energję całkowitą atomu wodoru można przedstawić wzorem } E_n = -\frac{1}{n^2} \frac{4^2 k_0^2 e^4 m}{2h^2} = -\frac{1}{n^2} \frac{m e^4}{8\epsilon_0^2 h^2}.$$

Jak widać, obie zależności zawierają wielkość oznaczoną literą n , która nazywana jest główną liczbą kwantową.





Przykład 1.3

Energia jonizacji

Doświadczalnie stwierdzono, że energia jonizacji atomu wodoru wynosi $E_j = 13,6 \text{ eV}$. Należy sprawdzić, czy tę wartość można otrzymać, stosując wzór na energię elektronu w atomie wodoru.

Energia jonizacji to praca, jaką trzeba wykonać, aby oddalić elektron znajdujący się początkowo w stanie podstawowym atomu ($n=1$) poza zasięg sił elektrostatycznego przyciągania jądra, umownie – do nieskończoności. Zatem, po podstawieniu do wzoru $n=1$, otrzymamy:

$$\begin{aligned} E_{1,\infty} &= |E_1| = -\frac{4^2 k_0^2 e^4 m}{2h^2} = -\frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \\ &= \frac{9.1094 * 10^{-31} \text{ kg} * (1.6022 * 10^{-19} \text{ C})^4}{8 * \left(8.8542 * 10^{-12} \frac{\text{V}}{\text{m}}\right)^2 * (6.6261 * 10^{-34} \text{ Js})^2} = 2.18 * 10^{-18} \text{ J} \\ &= 13.6 \text{ eV} \end{aligned}$$

Zauważmy, że między tymi granicami jest nieskończenie wiele linii widmowych.

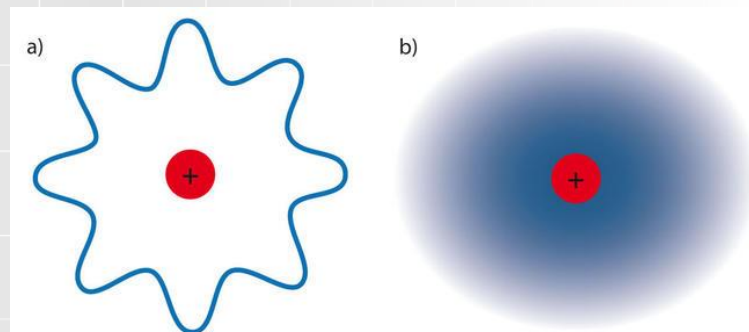


Teoria Schrödingera atomu wodoru

Obowiązujący obecnie **kwantowy model atomu** został zaproponowany w roku 1925 przez austriackiego fizyka **Erwina Schrodinger**a. Opiera się on na podstawowych założeniach **mechaniki kwantowej** tj. na **hipotezie Louisa de Broglie`a** oraz **zasadzie nieoznaczoności Wernera Heisenberga**.

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} = \frac{\hbar}{2} \text{ (dla położenia i pędu)}$$
$$\Delta E \Delta t \geq \frac{h}{4\pi} = \frac{\hbar}{2} \text{ (dla energii i czasu)}$$

Model ten zakłada, że w mikroświecie nie obowiązują prawa fizyki klasycznej oraz, że wszystkie obiekty tego świata posiadają podwójną naturę - zarówno **falową**, jak i **korpuskularną**. W modelu tym niemożliwe jest dokładne określenie położenia **elektronu**. Jego stan w atomie opisany jest poprzez **funkcję falową**, która dotyczy stojącej fali materii otaczającej jądro. Kwadrat amplitudy tej funkcji jest prawdopodobieństwem znalezienia **elektronu** na danym obszarze wokół jądra.



Kwantowy model atomu. a) stojąca fala materii otaczająca jądro atomu, b) rozkład prawdopodobieństwa znalezienia elektronu na danym obszarze.

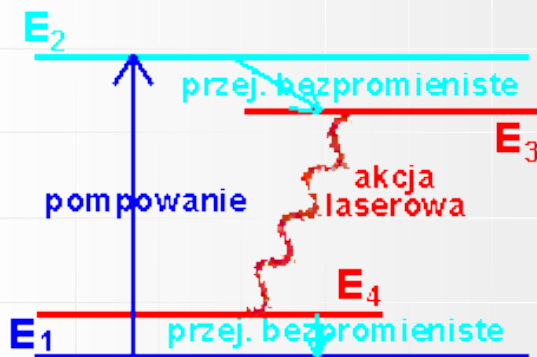


LASER

LASER to akronim od „Light Amplification by Stimulated Emission of Radiation” (wzmocnienie światła poprzez wymuszoną emisję promieniowania). Mówiąc prostym językiem: cząsteczki światła (fotony) pobudzone przez energię elektryczną emitują energię w formie światła. To światło jest skupiane w wiązce. W ten sposób powstaje wiązka laserowa.

Wszystkie lasery składają się z trzech elementów:

- Zewnętrzny układ pompujący.
- Wzbudzony ośrodek czynny.
- Rezonator optyczny.



Aby uzyskać silną emisję wymuszoną, konieczne jest utworzenie optycznej komory rezonansowej.

Układ pompujący powoduje wzbudzenie elektronów z poziomu niższego w stan wzbudzony, który tworzy pasmo energetyczne o sporej szerokości dlatego łatwo fotony z kość szerokiego przedziału mogą wzbudzać elektrony. Średni czas przebywania na poziomie wyższym jest krótki, elektrony wracają szybko do stanów niższych. Wiele z nich przechodzi bezpromieniście (część energii zostaje przekazana sieci krystalicznej i dlatego taki laser musi być chłodzony) na poziom pośredni. Średni czas życia na nim jest dość długi wynosi około i dlatego nazywamy go metastabilnym. Pompowanie optyczne powoduje masowe przechodzenie elektronów do stanu pośredniego nazywamy pompowaniem optycznym. Następuje inwersja obsadzeń.



Słownik

absorber (ang. absorber)

- każde ciało absorbujące promieniowanie

atom wodoropodobny (ang. hydrogen-like atom)

- zjonizowany atom z jednym elektronem krążącym wokół jądra

cząstka α (ang. α -particle)

- podwójnie zjonizowane jądro helu

emiter (ang. emitter)

- każde ciało emitujące promieniowanie

energia jonizacji (ang. ionization energy)

- energia potrzebna do uwolnienia elektronu z atomu

eksperyment Rutherforda (ang. Rutherford's gold foil experiment)

- pierwszy eksperyment odkrywający istnienie jądra atomowego

eksperyment z dwiema szczelinami (ang. double-slit interference experiment)

- eksperyment Younga z dwiema szczelinami, który pokazuje interferencję fal z dwóch źródeł

jądrowy model atomu (ang. nuclear model of the atom)

- zaproponowany przez Rutherforda model, w którym ciężkie jądro jest zlokalizowane w centrum atomu i otoczone przez elektrony

kąt rozproszenia (ang. scattering angle)

- kąt pomiędzy wiązką rozproszoną a wiązką padającą

liczba falowa (ang. wave number)

- wartość wektora falowego

linie Fraunhofera (ang. Fraunhofer lines)

- ciemne linie absorpcyjne w ciągłym widmie promieniowania słonecznego

liczba kwantowa (ang. quantum number)

- liczba numerująca poziomy energetyczne

model atomu wodoru Bohra (ang. Bohr's model of the hydrogen atom)

- pierwszy model atomu z elementami mechaniki kwantowej; opisuje widmo promieniowania

promieniowanie α (ang. α -ray)

- strumień cząstek α

promieniowanie β (ang. β -ray)

- strumień elektronów



Słowniczek

promień Bohra (ang. Bohr radius of hydrogen)

- promień pierwszej orbity w modelu Bohra

promieniowanie γ (ang. γ -ray)

- strumień wysokoenergetycznych fotonów

postulaty modelu Bohra (ang. postulates of Bohr's model)

- trzy postulaty leżące u podstaw modelu Bohra

rozpraszanie nieelastyczne (ang. inelastic scattering)

- rozpraszanie, w którym energia kinetyczna padającej cząstki nie jest zachowana

skwantowane wartości energii (ang. quantized energies)

- dyskretne (nieciągłe) porcje energii

seria Balmera (ang. Balmer series)

- linie w widmie odpowiadające przejściom elektronów ze (lub do) stanu $n=2$ atomu wodoru, opisane wzorem Balmera

seria Bracketta (ang. Brackett series)

- linie w widmie odpowiadające przejściom elektronów ze (lub do) stanu $n=4$ atomu wodoru

stany wzbudzone atomu wodoru (ang. excited energy states of a hydrogen atom)

- wszystkie stany poza stanem podstawowym

stan podstawowy atomu wodoru (ang. ground state of the hydrogen atom)

- energia elektronu na pierwszej orbicie w modelu atomu Bohra

seria Humphreysa (ang. Humphreys series)

- linie w widmie odpowiadające przejściom elektronów ze (lub do) stanu $n=6$ atomu wodoru

seria Lymana (ang. Lyman series)

- linie w widmie odpowiadające przejściom elektronów ze (lub do) stanu podstawowego atomu wodoru

seria Paschena (ang. Paschen series)

- linie w widmie odpowiadające przejściom elektronów ze (lub do) stanu $n=3$ atomu wodoru



Słownik

seria Pfunda (ang. Pfund series)

- linie w widmie odpowiadające przejściom elektronów ze (lub do) stanu $n=5$ atomu wodoru

stała Rydberga dla atomu wodoru (ang. Rydberg constant for hydrogen)

- stała fizyczna we wzorze Balmera

wektor falowy (ang. propagation vector)

- wektor o długości $2\pi/\lambda$ wskazujący kierunek rozchodzenia się fali (lub, inaczej mówiąc, kierunek pędu fotonu)

widmo absorpcyjne (ang. absorption spectrum)

- długości fal promieniowania zaabsorbowanego przez atomy i cząsteczki

wzór Balmera (ang. Balmer formula)

- opisuje widmo emisyjne atomu wodoru w zakresie fal widzialnych

widmo emisyjne (ang. emission spectrum)

- długości fal promieniowania emitowanego przez atomy i cząsteczki

widmo energii atomu wodoru (ang. energy spectrum of hydrogen)

- zbiór dozwolonych dyskretnych wartości energii elektronu w atomie wodoru

wzór Rydberga (ang. Rydberg formula)

- empiryczny wzór opisujący położenie linii w widmie atomu wodoru

zredukowana stała Plancka (ang. reduced Planck's constant)

- stała Plancka podzielona przez 2π

zasada nieoznaczoności Heisenberga (ang. Heisenberg's uncertainty principle)

- podaje granicę dokładności jednoczesnego pomiaru pędu i położenia cząstki

zakaz Pauliego (ang. Pauli's exclusion principle)

- żadne dwa elektrony w atomie nie mogą mieć tych samych wartości wszystkich czterech liczb kwantowych (n, l, m_l, m_s)

elektron walencyjny (ang. valence electron)

- elektron na zewnętrznej powłoce atomu, który bierze udział w wiązaniu chemicznym



Słowniczek

emisja wymuszona (ang. stimulated emission)

– działanie fotonu o ściśle określonej energii, który powoduje przejście elektronu ze stanu metastabilnego do stanu podstawowego i prowadzi do emisji dodatkowego fotonu

fluorescencja (ang. fluorescence)

– promieniowanie powstałe na skutek stopniowego powrotu wzbudzonego elektronu do stanu podstawowego

główna liczba kwantowa (ang. principal quantum number)

– liczba kwantowa związana z całkowitą energią elektronów w atomie wodoru

grupa chemiczna (ang. chemical group)

– grupa pierwiastków chemicznych z tej samej kolumny układu okresowego pierwiastków, które posiadają podobne właściwości chemiczne

inwersja obsadzeń (ang. population inversion)

– stan, w którym większość elektronów w atomie jest w stanie metastabilnym

konfiguracja elektronowa (ang. electron configuration)

– opis rozmieszczenia elektronów w atomie na powłokach i podpowłokach

laser (ang. laser)

– urządzenie emitujące spójne światło wytwarzane przez kaskady elektronów spadających z poziomu metastabilnego do poziomu podstawowego

magnetyczna liczba kwantowa (ang. angular momentum projection quantum number)

– liczba kwantowa określająca z-ową składową orbitalnego momentu pędu elektronu w atomie

orbitalna (poboczna) liczba kwantowa (ang. angular momentum orbital quantum number)

– liczba kwantowa związana z orbitalnym momentem pędu elektronów w atomie

orbital atomowy (ang. atomic orbital)

– obszar w przestrzeni, który cechuje pewne prawdopodobieństwo (zwykle około 90%) znalezienia się w nim elektronów

orbitalny magnetyczny moment dipolowy (ang. orbital magnetic dipole moment)

– miara wielkości pola magnetycznego związanego z orbitalnym momentem pędu elektronu



Praca domowa

- wytyczne

1. Format: plik pdf lub skan/zdjęcie (upewnij się, że Twoje pismo jest czytelne!)
2. Czytaj uważnie polecenia i wykonuj zawarte w nich zadania.
3. Pamiętaj aby **podpisać** swoją pracę.
4. Do rozwiązania dołącz:
 1. Rysunek – szkic sytuacji przedstawionej w zadaniu lub wykres wraz z danymi z zadania.
 2. Obliczenia – razem z przekształceniami wzorów, jeśli jest to konieczne.
 3. Wnioski sformułowane na podstawie dokonanej analizy.
5. Pamiętaj aby przesłać rozwiązania w terminie na swoją przestrzeń na dysku gogle (lub na adres email prowadzącej).



Wrocław
University
of Science
and Technology

Terminy

	LUTY	MARZEC					KWIECIEŃ				MAJ					CZERWIEC			LIPIEC	
PN	22	1	8	15	22	29	5	12 Pn N	19	26	3	10	17	24	31	7	14	21	28	5
WT	23	2	9	16	23	30 Pt P	6	13	20	27	4	11	18	25	1	8	15	22	29	6
ŚR	24	3	10	17	24	31	7	14	21	28	5	12	19	26	2 Cz P	9	16	23	30	7
CZ	25	4	11	18 H1	25 H2	1	8 H3	15 H4	22 H5	29 H6	6 H7	13 H8	20 H9	27 H10	3	10	17	24	1	8
PT	26	5	12	19	26	2	9	16	23	30	7	14	21	28	4	11	18	25	2	9
SO	27	6	13	20	27	3	10	17	24	1	8	15	22	29	5	12	19	26	3	10
N	28	7	14	21	28	4	11	18	25	2	9	16	23	30	6	13	20	27	4	11
P - PARZYSTY N - NIEPARZYSTY	N	P	N	P	N	P	N	P	N	P	N	P	N	P	N	P	N	P	N	P

H9: 21.05.21 godz. 12:00

Email: sylwia.majchrowska@pwr.edu.pl