

Podstawy fizyki kwantowej i budowy materii

prof. dr hab. Aleksander Filip Żarnecki

Zakład Cząstek i Oddziaływań Fundamentalnych
Instytut Fizyki Doświadczalnej

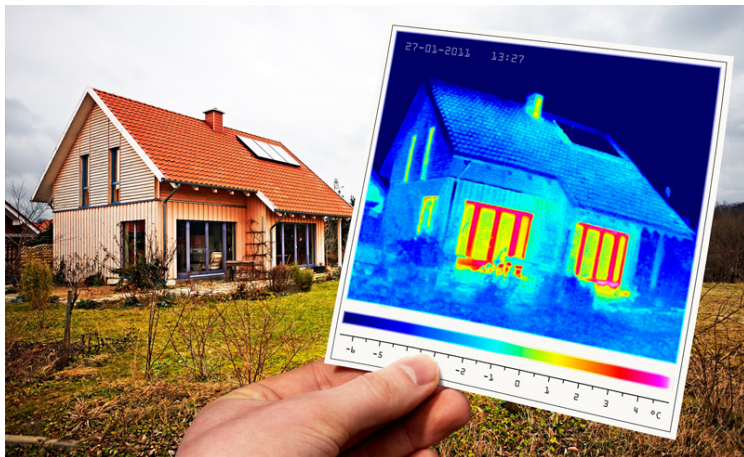


Wykład 10
4 grudnia 2017

- 1 Linie widmowe
- 2 Modele atomów
- 3 Model Bohra
- 4 Doświadczenie Francka-Hertza
- 5 Charakterystyczne promieniowanie rentgenowskie
- 6 Chronologia wydarzeń

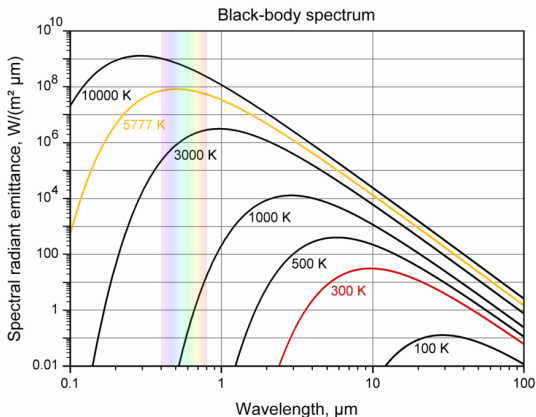
- 1 Linie widmowe
- 2 Modele atomów
- 3 Model Bohra
- 4 Doświadczenie Francka-Hertza
- 5 Charakterystyczne promieniowanie rentgenowskie
- 6 Chronologia wydarzeń

Każde ciało (o temperaturze powyżej 0 K) jest źródłem promieniowania elektromagnetycznego, które nazywamy **promieniowaniem termicznym**!



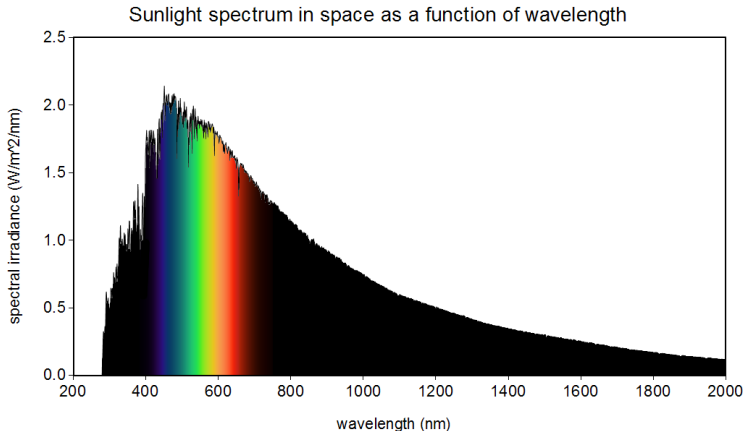
Promieniowanie ciała doskonale czarnego

Najsilniej promieniuje ciało całkowicie pochłaniające wszystkie padające na nie promieniowanie - **ciało doskonale czarne**.



Promieniowanie ciała rzeczywistego

Kształt widma promieniowania termicznego Słońca:



czy jest wyłącznie efektem "nie doskonałości" powierzchni?

Linie Fraunhofera

W roku 1814 Joseph Fraunhofer, niemiecki producent doskonałej jakości sprzętu optycznego, odkrył, że spektrum Słońca nie jest ciągłe.

Są w nim obecne wyraźne ciemne linie, które nazwane zostały **liniami Fraunhofera**.

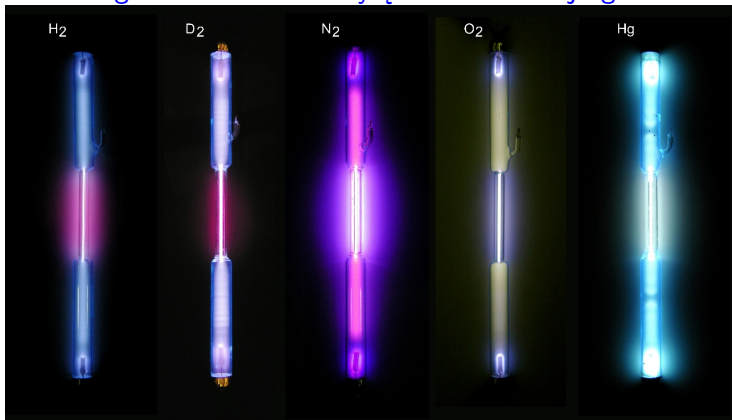


Na wyjaśnieniu ich natury trzeba było trochę poczekać...

Rurki Plückera

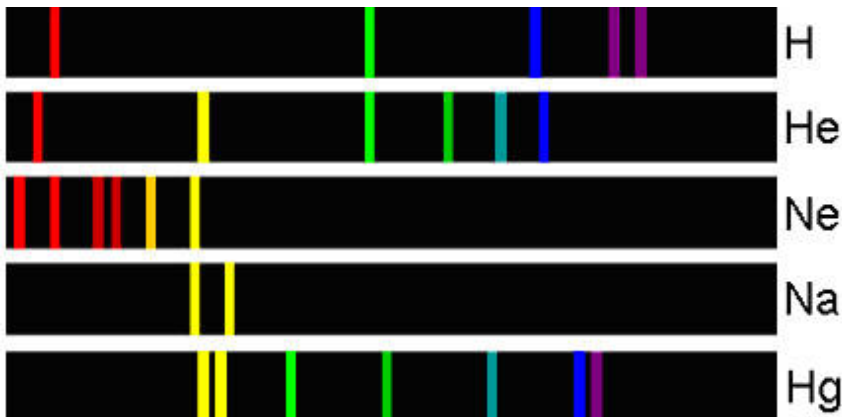
W roku 1858 Juliusz Plücker, fizyk niemiecki, prowadził doświadczenia nad naturą elektryczności. Przykładając wysokie napięcie do baniek wypełnionych rozrzedzonym gazem zaobserwował ich świecenie.

Kolor emitowanego światła zależał wyłącznie od rodzaju gazu!



Linie emisyjne

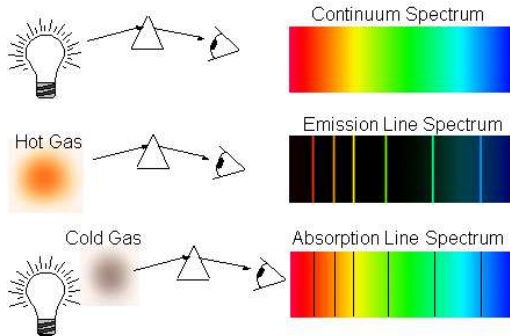
Badania spektroskopowe pokazały, że każdy pierwiastek ma swoje charakterystyczne widmo, które emituje gdy jego atomy są pobudzone



Linie absorpcyjne

Odkrycie widma emisyjnego wytłumaczyło też pochodzenie ciemnych linii w widmie Słońca (linii Fraunhofera). Powstają one w wyniku pochłaniania promieniowania przez atomy gazów w atmosferze Słońca i Ziemi.

Linie atomowe są “wyjadane” z widma termicznego



Jeśli atom wzbudzony emituje promieniowanie o określonej częstotliwości to atom w stanie podstawowym dokładnie tą częstotliwość może absorbować

Seria Balmera

W 1884 szwedzki nauczyciel Johann Balmer, po wielu latach studiów nad precyzyjnie mierzonymi długościami fali promieniowania wodoru odkrył, że długości fali czterech pierwszych można przedstawić jako:

$$\lambda_1 = \frac{9}{5} \lambda_0$$

$$\lambda_2 = \frac{4}{3} \lambda_0$$

$$\lambda_3 = \frac{25}{21} \lambda_0$$

$$\lambda_4 = \frac{9}{8} \lambda_0$$

$$\lambda_0 = 3645.6 \text{ \AA}$$

Seria Balmera

W 1884 szwedzki nauczyciel Johann Balmer, po wielu latach studiów nad precyzyjnie mierzonymi długościami fali promieniowania wodoru odkrył, że długości fali czterech pierwszych można przedstawić jako:

$$\lambda_1 = \frac{9}{5} \lambda_0$$

$$\lambda_2 = \frac{16}{12} \lambda_0$$

$$\lambda_3 = \frac{25}{21} \lambda_0$$

$$\lambda_4 = \frac{36}{32} \lambda_0$$

$$\lambda_0 = 3645.6 \text{ \AA}$$

Seria Balmera

W 1884 szwedzki nauczyciel Johann Balmer, po wielu latach studiów nad precyzyjnie mierzonymi długościami fali promieniowania wodoru odkrył, że długości fali czterech pierwszych można przedstawić jako:

$$\lambda_1 = \frac{9}{5} \lambda_0$$

$$\lambda_2 = \frac{16}{12} \lambda_0$$

$$\lambda_3 = \frac{25}{21} \lambda_0$$

$$\lambda_4 = \frac{36}{32} \lambda_0$$

$$\lambda_0 = 3645.6 \text{ \AA}$$

Co prowadzi do ogólnej postaci:

$$\lambda_m = \frac{m^2}{m^2 - n^2} \lambda_0$$

gdzie $n = 2$ i $m = 3, 4, 5, \dots$

- 1 Linie widmowe
- 2 Modele atomów**
- 3 Model Bohra
- 4 Doświadczenie Francka-Hertza
- 5 Charakterystyczne promieniowanie rentgenowskie
- 6 Chronologia wydarzeń

Seria Balmera

Zależność odkrytą przez Balmera można też zapisać jako (Rydberg, 1890):

$$\frac{1}{\lambda_m} = \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) R_H$$

gdzie R_H to tzw. liczba Rydberga dla wodoru $R_H = 10\,967\,758\, m^{-1}$

Seria Balmera

Zależność odkrytą przez Balmera można też zapisać jako (Rydberg, 1890):

$$\frac{1}{\lambda_m} = \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) R_H$$

gdzie R_H to tzw. liczba Rydberga dla wodoru $R_H = 10\,967\,758\text{ m}^{-1}$

W chwili odkrycia tych zależności nie można ich było w żaden sposób wytłumaczyć. Wewnętrzna budowa atomów wciąż pozostawała tajemnicą...

Seria Balmera

Zależność odkrytą przez Balmera można też zapisać jako (Rydberg, 1890):

$$\frac{1}{\lambda_m} = \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) R_H$$

gdzie R_H to tzw. liczba Rydberga dla wodoru $R_H = 10\,967\,758\text{ m}^{-1}$

W chwili odkrycia tych zależności nie można ich było w żaden sposób wytłumaczyć. Wewnętrzna budowa atomów wciąż pozostawała tajemnicą...

Przykłady proponowanych modeli atomu:

- model planetarny (J.Perrin, 1901)
elektrony na orbitach wokół dodatniego centrum
- model "saturnopodobny" (H.Nagaoka, 1904)
pierścien ujemnych ładunków wokół dodatniego centrum
- model "ciasta z rodzynkami" (J.J.Thomson, 1906)

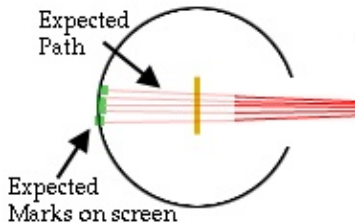
Doświadczenie Rutherforda

Rozpraszanie cząstek α na cienkiej złotej folii

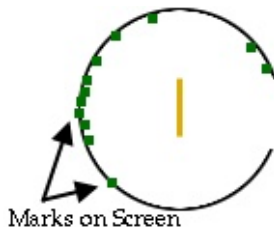
Obserwowano błyski wywoływane przez padające cząstki na ekranie scyntylacyjnym - położenie błysku dawało ocenę kąta rozproszenia

Wyniki pomiarów przeprowadzonych przez H.Geigera i E.Marsdena (1909):

Oczekiwane



Uzyskane



Rutherford zaproponował **jądrowy model atomu** (1911):

cały dodatni ładunek atomu (10^{-10} m) skupiony jest w praktycznie **punktowym jądrze** (10^{-14} m) otoczonym przez chmurę elektronów.

Model Rutherforda

Model opisywał wyłącznie rozkład masy i ładunku dodatniego w atomie
⇒ skupione są w praktycznie punktowym jądrze

Model nie mówił nic o ładunkach ujemnych (elektronach),
ani o tym jak powstają linie widmowe...

Choć od 1905 przypuszczano, że linie te wiążą się z przejściami atomu
pomiędzy różnymi stanami...

Model Rutherforda

Model opisywał wyłącznie rozkład masy i ładunku dodatniego w atomie
⇒ skupione są w praktycznie punktowym jądrze

Model nie mówił nic o ładunkach ujemnych (elektronach),
ani o tym jak powstają linie widmowe...

Choć od 1905 przypuszczano, że linie te wiążą się z przejściami atomu
pomiędzy różnymi stanami...

Problemem było też to, że nie były jeszcze dokładnie znane ładunki jąder,
nie było więc też wiadomo ile dany atom ma elektronów.

W 1911 niektóre modele proponowały do 8 elektronów w atomie wodoru.

Dopiero w 1913 roku udało się wyznaczyć ładunki podstawowych jąder...

Proton został "odkryty" (wskazany jako elementarny składnik jądra) w 1919...

- 1 Linie widmowe
- 2 Modele atomów
- 3 Model Bohra**
- 4 Doświadczenie Francka-Hertza
- 5 Charakterystyczne promieniowanie rentgenowskie
- 6 Chronologia wydarzeń

Postulaty Bohra

Bohr oparł swój model atomu na następujących postulatach

- Elektron krąży dookoła jądra po **orbicie kołowej** pod wpływem przyciągania kulombowskiego, zgodnie z **mechaniką klasyczną**

Postulaty Bohra

Bohr oparł swój model atomu na następujących postulatach

- Elektron krąży dookoła jądra po **orbicie kołowej** pod wpływem przyciągania kulombowskiego, zgodnie z **mechaniką klasyczną**
- Dozwolone są tylko takie orbity, dla których orbitalny moment pędu L elektronu jest całkowitą wielokrotnością \hbar : $L = n \hbar$
Klasycznie nie ma ograniczeń, liczba orbit jest nieskończona

Postulaty Bohra

Bohr oparł swój model atomu na następujących postulatach

- Elektron krąży dookoła jądra po **orbicie kołowej** pod wpływem przyciągania kulombowskiego, zgodnie z **mechaniką klasyczną**
- Dozwolone są tylko takie orbity, dla których orbitalny moment pędu L elektronu jest całkowitą wielokrotnością \hbar : $L = n \hbar$
Klasycznie nie ma ograniczeń, liczba orbit jest nieskończona
- Elektron znajdujący się na orbicie dozwolonej nie promieniuje energii **mimo, że cały czas porusza się z przyspieszeniem**

Postulaty Bohra

Bohr oparł swój model atomu na następujących postulatach

- Elektron krąży dookoła jądra po **orbicie kołowej** pod wpływem przyciągania kulombowskiego, zgodnie z **mechaniką klasyczną**
- Dozwolone są tylko takie orbity, dla których orbitalny moment pędu L elektronu jest całkowitą wielokrotnością \hbar : $L = n \hbar$
Klasycznie nie ma ograniczeń, liczba orbit jest nieskończona
- Elektron znajdujący się na orbicie dozwolonej nie promieniuje energii **mimo, że cały czas porusza się z przyspieszeniem**
- Promieniowanie elektromagnetyczne wysyłane jest tylko wówczas, gdy elektron zmienia orbitę po której się porusza.

Zgodnie z hipotezą Einsteina, przy przejściu ze stanu o energii E_1 do stanu E_2 ($E_2 < E_1$) emitowany jest foton o energii $h\nu = E_1 - E_2$

Stany dozwolone

Klasyczny potencjał kulombowski (atom wodoru, przybliżenie $m_p \gg m_e$):

$$V(r) = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

Dla ciała na orbicie kołowej (mechanika klasyczna):

$$m \frac{v^2}{r} = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} \quad \Rightarrow \quad E_{kin} = \frac{1}{2} m v^2 = \frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r} = -\frac{1}{2} V(r)$$

Moment pędu na orbicie kołowej powinien wynosić:

$$L = mvr = n\hbar \quad \Rightarrow \quad v = \frac{n\hbar}{mr}$$

Wstawiając wyznaczoną wartość v do związku między E_{kin} i $V(r)$:

$$\frac{1}{2} m \left(\frac{n\hbar}{mr} \right)^2 = \frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r}$$

Stany dozwolone

Otrzymujemy wyrażenie na promień dozwolonych orbit Bohra:

$$r_n = \frac{4\pi\epsilon_0\hbar^2 n^2}{m e^2} = n^2 r_1 \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

gdzie promień orbity stanu podstawowego ($n = 1$), tzw. **promień Bohra**:

$$a_0 = r_1 = \frac{4\pi\epsilon_0\hbar^2}{m e^2} = 0.529 \text{ \AA}$$

Stany dozwolone

Otrzymujemy wyrażenie na promień dozwolonych orbit Bohra:

$$r_n = \frac{4\pi\epsilon_0\hbar^2 n^2}{m e^2} = n^2 r_1 \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

gdzie promień orbity stanu podstawowego ($n = 1$), tzw. **promień Bohra**:

$$a_0 = r_1 = \frac{4\pi\epsilon_0\hbar^2}{m e^2} = 0.529 \text{ \AA}$$

Energia elektronu na orbicie n :

$$E_n = V(r_n) + E_{kin} = V(r_n) - \frac{1}{2}V(r_n) = -\frac{m e^4}{32\pi^2\epsilon_0^2\hbar^2} \cdot \frac{1}{n^2} = \frac{1}{n^2} \cdot E_1$$

Energia stanu podstawowego:

$$E_1 = -\frac{m e^4}{32\pi^2\epsilon_0^2\hbar^2} = -13.6 \text{ eV}$$

Linie widmowe

Ze znalezionego wyrażenia na dozwolone wartości energii elektronu wynika bezpośrednio liniowy charakter widma. Obserwować możemy wyłącznie przejścia między dyskretnymi poziomami n i m :

$$h \nu_{nm} = E_m - E_n = |E_1| \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

W czasach Bohra zmierzona była “widzialna” **seria Balmera** odpowiadająca $n = 2$ oraz “**seria Paschena**” w podczerwieni (1908), odpowiadająca $n = 3$.

Model przewidywał istnienie serii $n = 1$ w ultrafiolecie: **seria Lymana** (1914)

Linie widmowe

Ze znalezionej wyrażenia na dozwolone wartości energii elektronu wynika bezpośrednio liniowy charakter widma. Obserwować możemy wyłącznie przejścia między dyskretnymi poziomami n i m :

$$h \nu_{nm} = E_m - E_n = |E_1| \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

W czasach Bohra zmierzona była “widzialna” seria Balmera odpowiadająca $n = 2$ oraz “seria Paschena” w podczerwieni (1908), odpowiadająca $n = 3$.

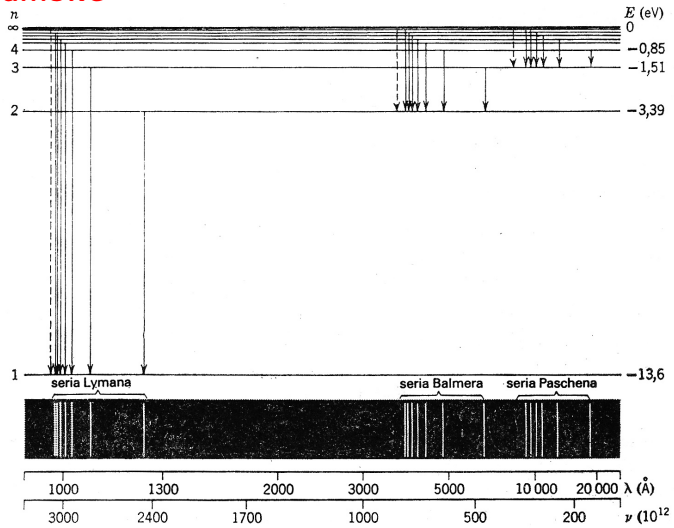
Model przewidywał istnienie serii $n = 1$ w ultrafiolecie: seria Lymana (1914)

Porównując znalezione wyrażenie ze wzorem Rydberga otrzymujemy:

$$R_H = \frac{m e^4}{8 \epsilon_0^2 h^3 c} = \frac{m e^4}{64 \pi^3 \epsilon_0^2 \hbar^3 c}$$

wartość teoretyczna w bardzo dobrej zgodności z wartością doświadczalną

Linie widmowe



z książki: R.Eisberg, R.Resnick, Fizyka kwantowa, PWN 1983

Zasada korespondencji

Klasycznie częstość promieniowania emitowanego przez krążący w atomie elektron powinna być równa częstości ruchu orbitalnego.

W modelu Bohra wynika ona z różnicy energii poziomów dozwolonych.

Zasada korespondencji

Klasycznie częstość promieniowania emitowanego przez krążący w atomie elektron powinna być równa częstości ruchu orbitalnego.

W modelu Bohra wynika ona z różnicy energii poziomów dozwolonych.

Dla przejścia między dwoma kolejnymi, wysokowzbudzonymi poziomami:

$$m = n + 1 \gg 1$$

$$h \nu_{nm} = |E_1| \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) = |E_1| \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{(n+1)^2} \right) \approx |E_1| \frac{2}{n^3}$$

Zasada korespondencji

Klasycznie częstość promieniowania emitowanego przez krążący w atomie elektron powinna być równa częstości ruchu orbitalnego.

W modelu Bohra wynika ona z różnicy energii poziomów dozwolonych.

Dla przejścia między dwoma kolejnymi, wysokowzbudzonymi poziomami:

$$m = n + 1 \gg 1$$

$$h \nu_{nm} = |E_1| \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) = |E_1| \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{(n+1)^2} \right) \approx |E_1| \frac{2}{n^3}$$

Klasycznie, dla ciała na orbicie kołowej ($\omega = 2\pi\nu$):

$$m \frac{v^2}{r} = m \omega^2 r = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} \quad \Rightarrow \quad v^2 = \frac{e^2}{16\pi^3 \epsilon_0 m r^3}$$

Podstawiając wzór na promień orbity n dostajemy

$$\nu = \frac{2}{n^3} \cdot \frac{m e^4}{64\pi^3 \epsilon_0^2 \hbar^3} = \frac{2}{n^3} \cdot \frac{|E_1|}{h}$$

\Rightarrow elektron na “wysokiej” orbicie promieniuje quasi-klasycznie...

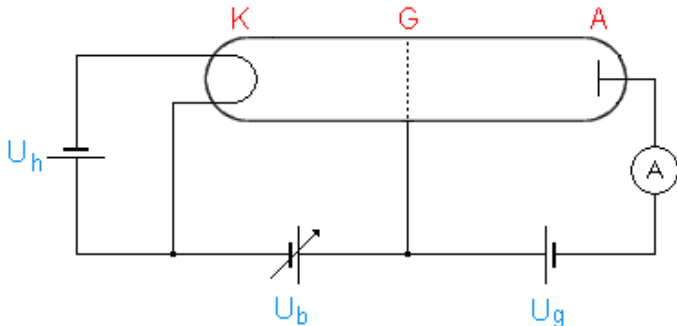
- 1 Linie widmowe
- 2 Modele atomów
- 3 Model Bohra
- 4 Doświadczenie Francka-Hertza**
- 5 Charakterystyczne promieniowanie rentgenowskie
- 6 Chronologia wydarzeń

Doświadczenie Francka-Hertza

Układ doświadczalny

James Franck i Gustav Hertz badali przepływ prądu w parach rtęci. Celem ich eksperymentu było zbadanie mechanizmu jonizacji atomów.

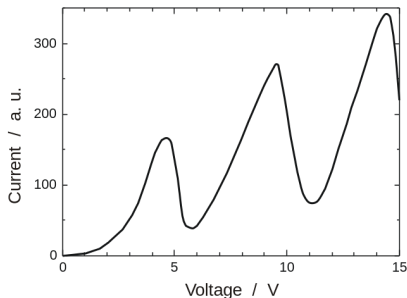
Elektrony z katody K są rozpędzane napięciem dodatnim do siatki G, a następnie hamowane trochę niższym potencjałem anody A:



Wyniki 1914

Zaobserwowali bardzo dziwne zachowanie układu.

Płynący prąd rósł do napięcia $U_b \approx 4.9 \text{ V}$, a następnie gwałtownie spadał:



Niskoenergetyczne elektrony rozpraszają się elastycznie na atomach Hg. Prąd spada gdy elektrony tracą energię na zderzenia nieelastyczne.

Franck i Hertz nie znali wyników Bohra i początkowo interpretowali swoje pomiary jako wynik pomiaru energii jonizacji atomów rtęci.

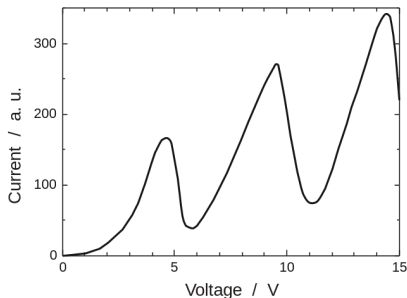
$$\Delta E = E_{\text{jonizacji}} = -E_1$$

⇒ było to **sprzeczne z modelem Bohra**

Wyniki 1914

Zaobserwowali bardzo dziwne zachowanie układu.

Płynący prąd rósł do napięcia $U_b \approx 4.9 \text{ V}$, a następnie gwałtownie spadał:



Niskoenergetyczne elektrony rozpraszają się elastycznie na atomach Hg. Prąd spada gdy elektrony tracą energię na zderzenia nieelastyczne.

Dopiero po trzech latach przyznali, że mierzą energię wzbudzenia, czyli różnicę energii dwóch poziomów

$$\Delta E = E_2 - E_1$$

a doświadczenie potwierdza **słuszność modelu Bohra**

- 1 Linie widmowe
- 2 Modele atomów
- 3 Model Bohra
- 4 Doświadczenie Francka-Hertza
- 5 Charakterystyczne promieniowanie rentgenowskie**
- 6 Chronologia wydarzeń

Promieniowanie rentgenowskie

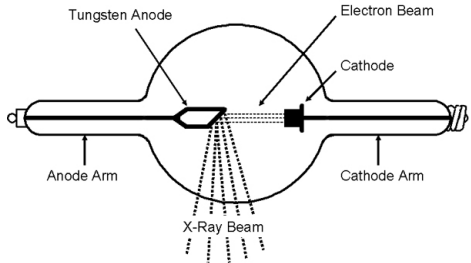
Odkryte przez Röntgena w 1895 roku (nagroda Nobla 1901)

Długości fali: rzędu 1 nm do 0.01 nm (10 \AA do 0.1 \AA)

Energie fotonów: rzędu 1 keV do 100 keV

Lampa rentgenowska

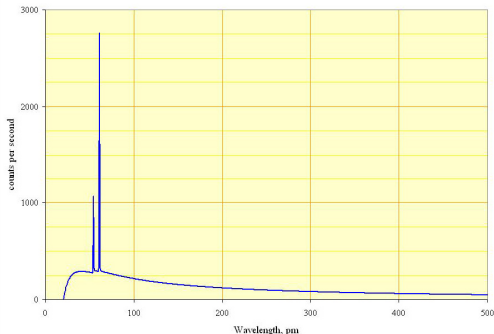
Uproszczony schemat lampy rentgenowskiej



Źródłem **promieniowania ciągłego** są rozpędzone elektrony hamujące w gęstym materiale anody \Rightarrow promieniowanie hamowania
Linie charakterystyczne pochodzą od wzbudzonych atomów anody.

Widmo

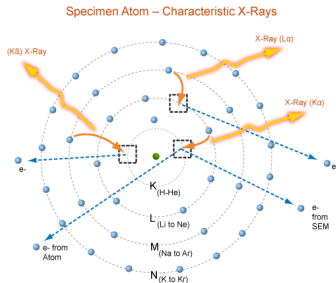
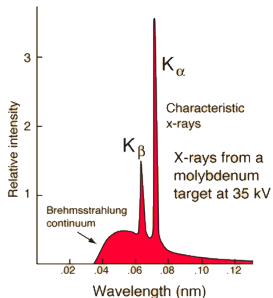
Widmo promieniowania lampy z anodą rodową przy napięciu 60 kV



Wąskie linie widmowe przy 50 i 60 pm: promieniowanie charakterystyczne
Emitowane gdy wybity zostanie elektron z wewnętrznej powłoki atomu.

Linie charakterystyczne

Emitowane są gdy wybity zostaje elektron z wewnętrznej powłoki atomu

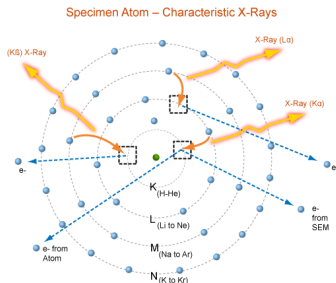
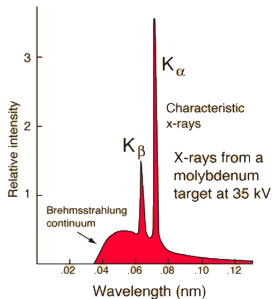


Linie K emitowane gdy wybity elektron z pierwszej powłoki ($n = 1$)

Linie L , M , N ... odpowiadają wybiciu elektronu z powłoki $n = 2, 3, 4$...

Linie charakterystyczne

Emitowane są gdy wybity zostaje elektron z wewnętrznej powłoki atomu



Linie K emitowane gdy wybity elektron z pierwszej powłoki ($n = 1$)

Linie L , M , N ... odpowiadają wybiciu elektronu z powłoki $n = 2, 3, 4$...

Indeksy α , β , γ ... wskazują dodatkowo, z której powłoki nastąpił przeskok elektronu powodujący emisję $m = n + 1, n + 2, n + 3$...

Linie charakterystyczne

Mierząc linie charakterystyczne mierzymy różnice energii poziomów

Przykładowo:

$$K_{\alpha} : h\nu = E_2 - E_1 \quad 2 \rightarrow 1$$

$$K_{\gamma} : h\nu = E_4 - E_1 \quad 4 \rightarrow 1$$

$$L_{\alpha} : h\nu = E_3 - E_2 \quad 3 \rightarrow 2$$

$$M_{\beta} : h\nu = E_5 - E_3 \quad 5 \rightarrow 3$$

⇒ potrafimy wyznaczyć rozkład poziomów energetycznych w atomie

Jednocześnie linie charakterystyczne są “odciskiem palca” każdego atomu.

Potrafimy zidentyfikować nawet śladowe ilości substancji...

Linie charakterystyczne

Indukowana wiązka protonów lub jonów emisja promieniowania X pozwala na bardzo precyzyjne określenie składu chemicznego



Badanie obrazu “Portret mężczyzny” Antonello da Messina (INFN, Włochy)

Linie charakterystyczne

Poziom podstawowy elektronu w atomie wodoru: $E_1 = -13.6 \text{ eV}$

Energie fotonów linii charakterystycznych są rzędu 10-100 keV.

Jak to wytłumaczyć?

Linie charakterystyczne

Poziom podstawowy elektronu w atomie wodoru: $E_1 = -13.6 \text{ eV}$

Energie fotonów linii charakterystycznych są rzędu 10-100 keV.

Jak to wytłumaczyć?

Jeśli rozważymy elektron krążący wokół ładunku $+Ze$:

$$E_1^{(Z)} = - \frac{m Z^2 e^4}{32\pi^2 \epsilon_0^2 \hbar^2} = -13.6 \cdot Z^2 \text{ eV}$$

Linie charakterystyczne

Poziom podstawowy elektronu w atomie wodoru: $E_1 = -13.6 \text{ eV}$

Energie fotonów linii charakterystycznych są rzędu 10-100 keV.

Jak to wytłumaczyć?

Jeśli rozważymy elektron krążący wokół ładunku $+Ze$:

$$E_1^{(Z)} = - \frac{m Z^2 e^4}{32\pi^2 \epsilon_0^2 \hbar^2} = -13.6 \cdot Z^2 \text{ eV}$$

Linie charakterystyczne dla przypadku z pojedynczym elektronem krążącym dookoła jądra odpowiadałyby dokładnie liniom wodoru

$$\nu_{nm}^{(Z)} = Z^2 \cdot \nu_{nm}^H$$

Linie charakterystyczne

Poziom podstawowy elektronu w atomie wodoru: $E_1 = -13.6 \text{ eV}$

Energie fotonów linii charakterystycznych są rzędu 10-100 keV.

Jak to wytłumaczyć?

Jeśli rozważymy elektron krążący wokół ładunku $+Ze$:

$$E_1^{(Z)} = -\frac{m Z^2 e^4}{32\pi^2 \epsilon_0^2 \hbar^2} = -13.6 \cdot Z^2 \text{ eV}$$

W atomie jest wiele elektronów, ale te na wewnętrznych orbitach widzą "prawie" cały ładunek jądra. Dlatego dla danej linii (np. K_α)

$$\nu_{nm}^{(Z)} \approx a_{nm} \cdot (Z - b_{nm})^2 \quad \text{prawo Moseleya}$$

gdzie a_{nm} i b_{nm} zależą od typu linii. Dla K_α

$$a_{12} \approx cR_H \left(1 - \frac{1}{2^2}\right) = \nu_{12}^H \quad b_{12} \approx 1$$

- 1 Linie widmowe
- 2 Modele atomów
- 3 Model Bohra
- 4 Doświadczenie Francka-Hertza
- 5 Charakterystyczne promieniowanie rentgenowskie
- 6 Chronologia wydarzeń**

Rozwój koncepcji budowy atomu

- 1814 – linie Fraunhofera w widmie Słońca
- 1858 – linie widmowe atomów (J.Plücker)
- 1884 – formuła Balmera opisująca widmo wodoru
- 1895 – odkrycie promieni X Nobel 1901
- 1897 – odkrycie elektronu
- 1905 – hipoteza foton Einsteina Nobel 1921
- 1911 – model atomu Rutherforda
- 1913 – model atomu Bohra Nobel 1922
- 1914 – doświadczenie Francka-Hertza Nobel 1925
- 1923 – hipoteza de Broiglie'a Nobel 1929
- 1926 – równanie Schrödingera Nobel 1933

Model Bohra i teoria poziomów energetycznych w atomach rozwinęła się w znacznym stopniu zanim powstała teoria kwantowa...