

Atom przed równaniem Schrödingera

Plan wykładu:

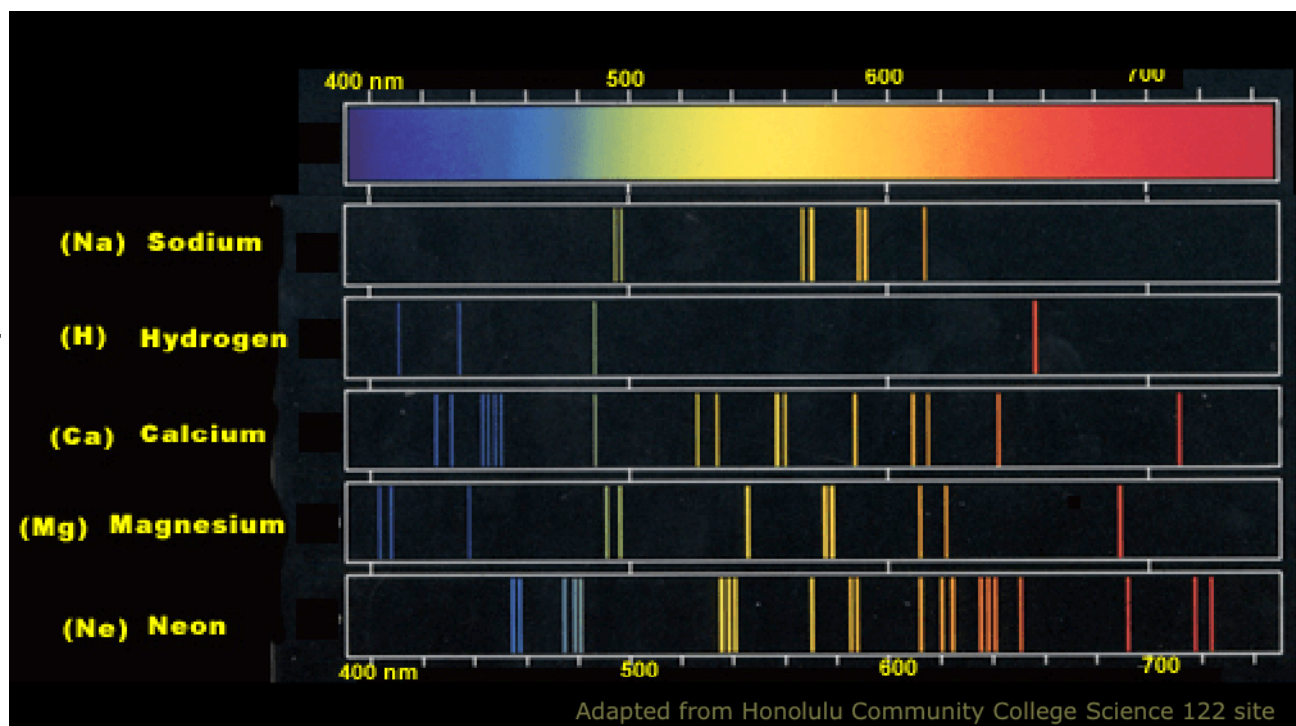
1. Model Thomsona, odkrycie jądra przez Rutheforda
2. Pół-klasyczny model Bohra atomu wodoru
3. Doświadczenie Francka-Hertza

0. Wstęp

- Atom jako najmniejszy składnik materii – pojęcie wprowadzone przez Demokryta
- W chemii mniej więcej od 1800 roku ugruntowuje się pozycja atomów (opis Daltona reakcji chemicznych, używa się pojęcia masy atomowej)
- 1897 odkrycie elektronu

ważne do zrozumienia
struktury atomu:

badania widm atomowych –
światła emitowanego np. przy
spalaniu pierwiastków w
płomieniu palnika albo przez
zjonizowane gazy



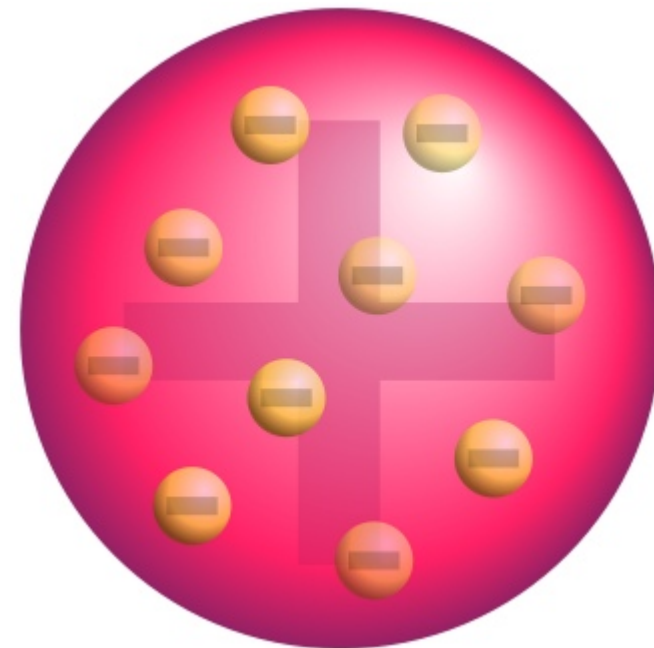
1. Model Thomsona „ciasta z rodzynkami”

1904, J. J. Thomson (odkrywca elektronu)

Atom składa się z ujemnych elektronów
otoczonych dodatnio naładowaną materią
Średnica $\sim 10^{-10} \text{ m} = 1 \text{ Å}$



Joseph John Thomson
1856-1940



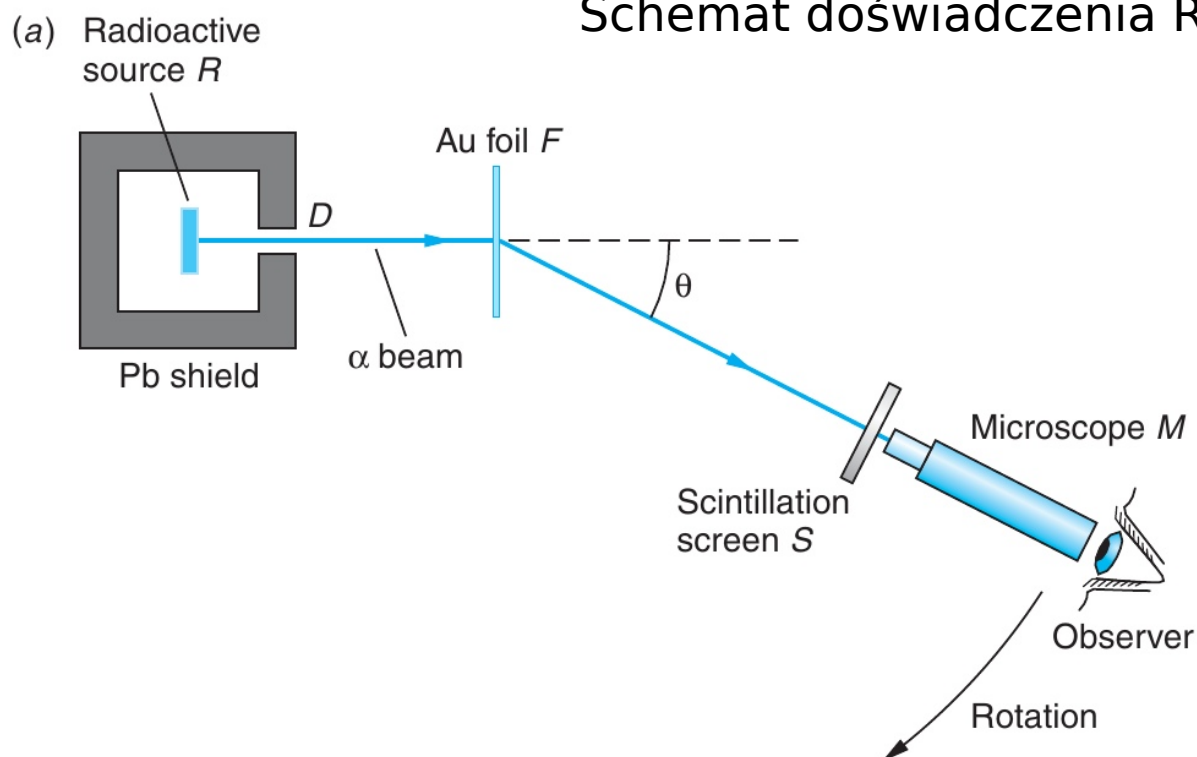
1.2 Odkrycie jądra atomowego

1911, Rutheford (były student Thomsona) + Marsden i Geiger

Rutheford prowadził badania nad promieniotwórczością,
wprowadził nazwy promieniowania α i β , emitowanego z uranu

Cząstki α to 2x zjonizowane atomy helu (ładunek $2+$), co Rutheford już wiedział. Małe i o dużej energii

Schemat doświadczenia Rutheforda

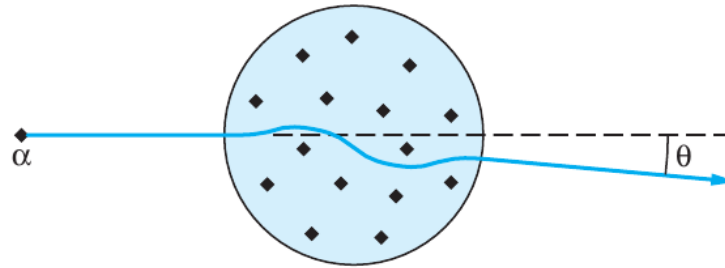


Cząstki α emitowane ze źródła R przechodzą przez cienką folię złota i rozpraszają się na atomach Au pod kątem Θ . Mierzy się liczbę rozproszonych cząstek w funkcji kąta.

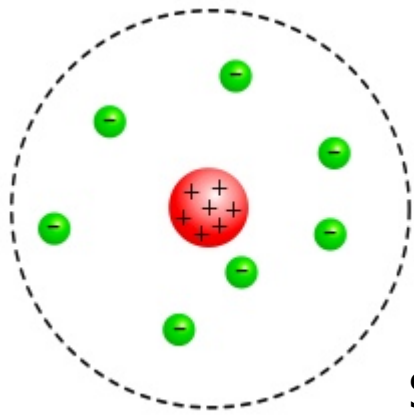
1.3 Odkrycie jądra atomowego

1911, Rutheford (były student Thomsona) + Marsden i Geiger

→ Wynik przewidywany dla “ciasta z rodzynkami” - słabe rozproszenie cząstek, tylko małe kąty



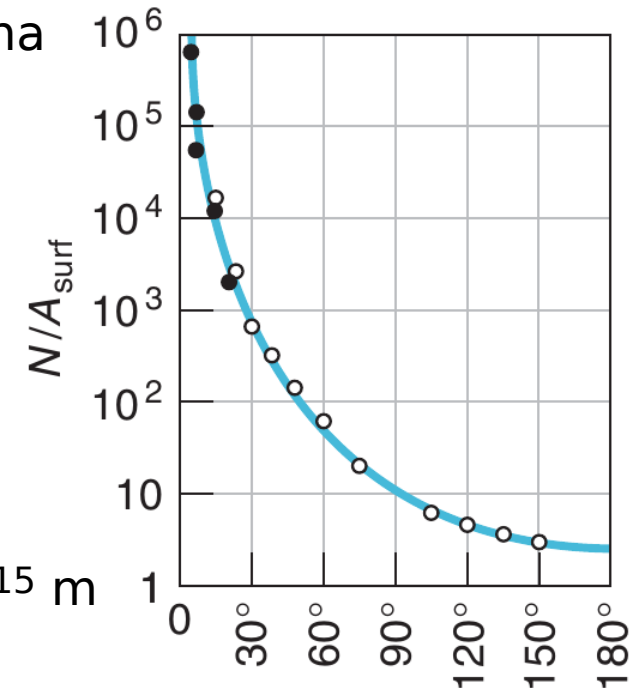
→ Wynik zaobserwowany - pewna liczba cząstek rozproszona pod dużymi kątami. “pocisk odbijający się od chusteczki”



(nie w skali)

→ Wynik wytłumaczony przy założeniu, że cała masa i ładunek dodatni skupiony w centrum atomu - jądrze - o rozmiarach $< 10^{-14}$ m

Średnica atomu $\sim 10^{-10}$ m a jądra $\sim 10^{-15}$ m

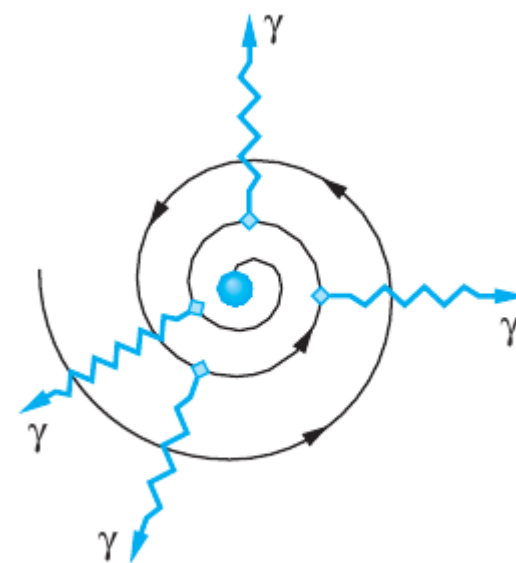
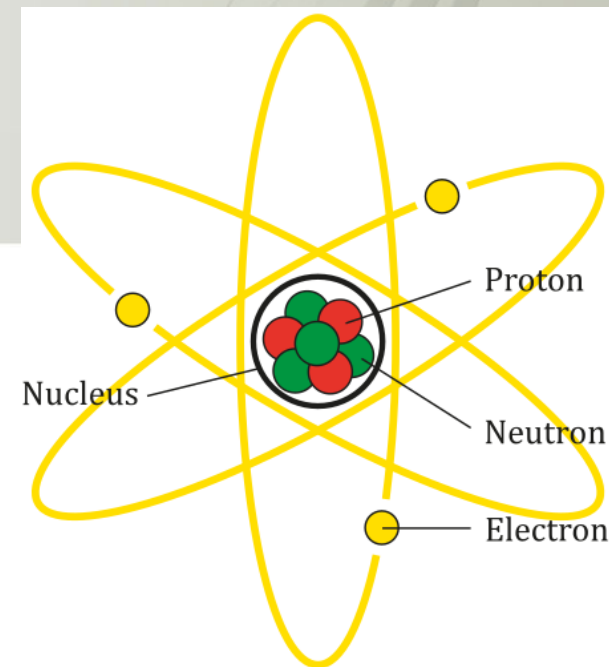


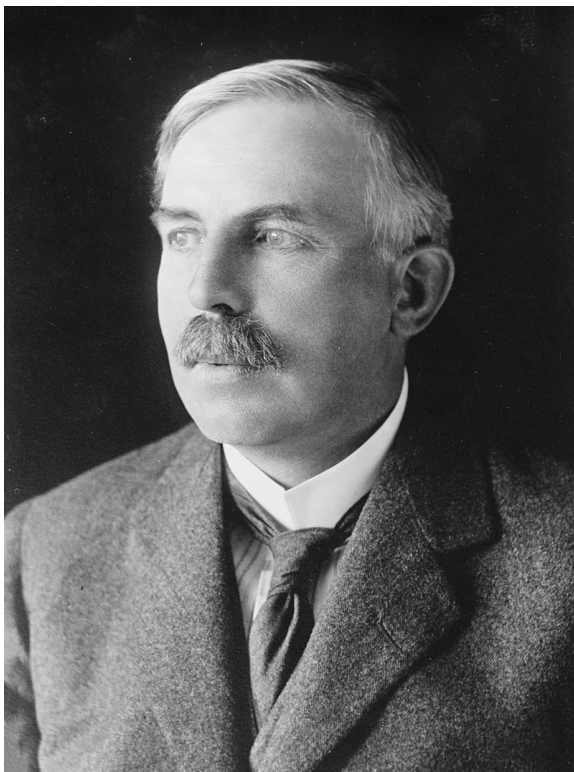
Atom = rozmiar boiska piłkarskiego, jądro = ziarenko piasku na środku θ

1.4 Model planetarny

Po odkryciu jądra zaproponowano „model planetarny” atomu – elektrony poruszają się wokół jądra po orbitach, analogicznie do ruchu planet wokół Słońca. Rolę siły dośrodkowej pełni elektrostatyczne przyciąganie

Problem: w takim przypadku elektron porusza się ruchem przyspieszonym, więc zgodnie z klasyczną elektrodynamiką, powinien emitować fale EM, tracić energię, i po $t < 1 \mu\text{s}$ powinien spaść na jądro => czyli atomy powinny być niestabilne, a (na szczęście) nie są.





**Ernest
Rutherford 1871-
1937**

2. Model Bohra

1913, Niels Bohr, współpracował z Thomsonem i Ruthefordem

Zmodyfikował model planetarny, wprowadzając 3 postulaty:

1. W atomie istnieją **orbity stacjonarne**, na których elektron porusza się nie emitując promieniowania
2. Atom emituje promieniowanie o częstotliwości f , kiedy elektron **przeskakuje pomiędzy orbitami**

$$hf = E_i - E_f$$

3. W granicy dużych orbit i dużych energii, obliczenia **kwantowe** muszą być **zgodne** z obliczeniami **klasycznymi** (zasada korespondencji Bohra)

Orbity stacjonarne mają skwantowany momentu pędu:

$$L = n\hbar$$



Niels Bohr
1885-1962

2.2 Model Bohra atomu wodoru

Wyprowadzenie wzoru na promienie orbit i poziomy energetyczne elektronu w atomie wodoru ($Z = 1$) lub $Z-1$ razy zjonizowanym innym atomie (tzw. wodoropodobnym, z 1 elektronem)



$$\frac{Zke^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$$



$$r_n = \frac{n^2 \hbar^2}{mkZe^2} = \frac{n^2 a_0}{Z}$$

$$L = mvr = n\hbar$$

$$a_0 = \frac{\hbar^2}{mke^2} = 0.529 \text{ \AA} = 0.0529 \text{ nm}$$

energia:

$$E = E_k + E_p = \frac{mv^2}{2} - \frac{kZe^2}{r} \quad E_n = -\frac{mk^2Z^2e^4}{2\hbar^2n^2} = -E_0 \frac{Z^2}{n^2} \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

$$\frac{v}{c} = \frac{ke^2}{\hbar c} = \frac{1.44 \text{ eV} \cdot \text{nm}}{197.3 \text{ eV} \cdot \text{nm}} \approx \frac{1}{137} = \alpha$$

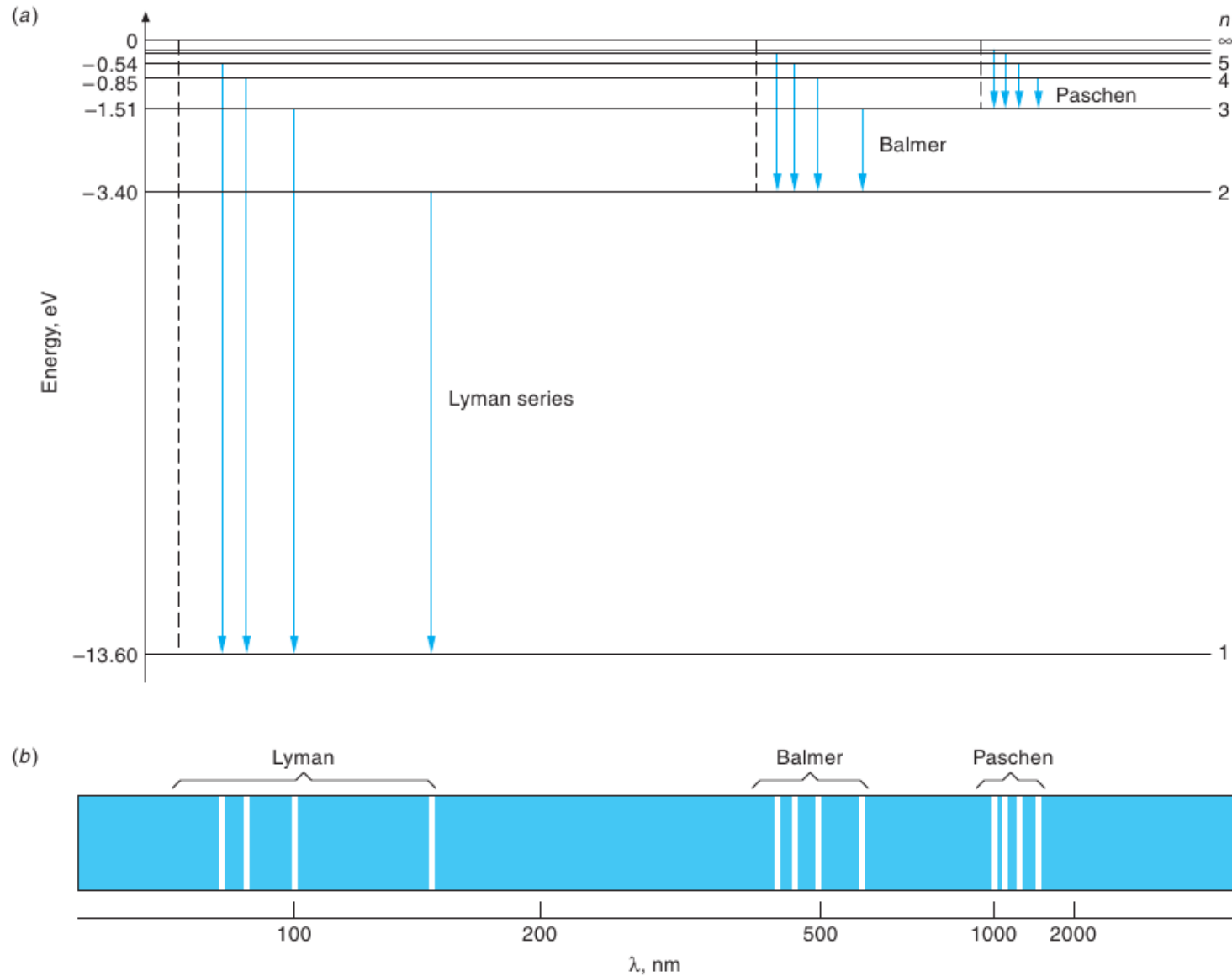
prędkość $\sim 1\% c$

długość fali światła przy emisji z orbity n_i do n_f

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{E_0 Z^2}{hc} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

2.3 Model Bohra atomu wodoru

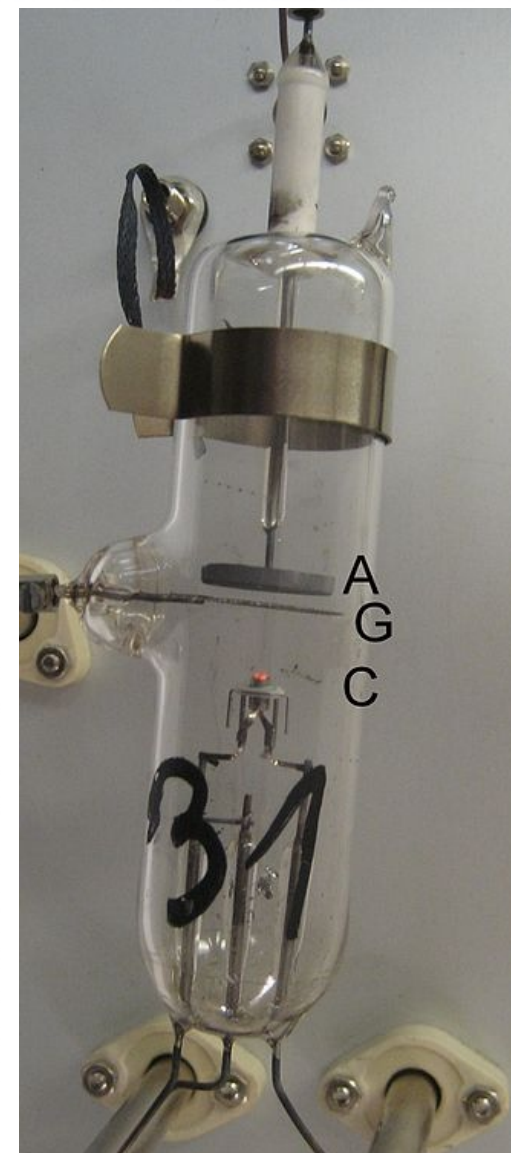
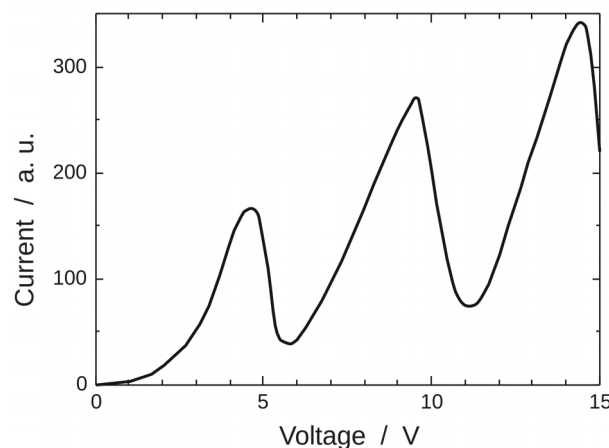
Zgodność z doświadczeniem widma dla wodoru



3. Doświadczenie Francka-Hertza

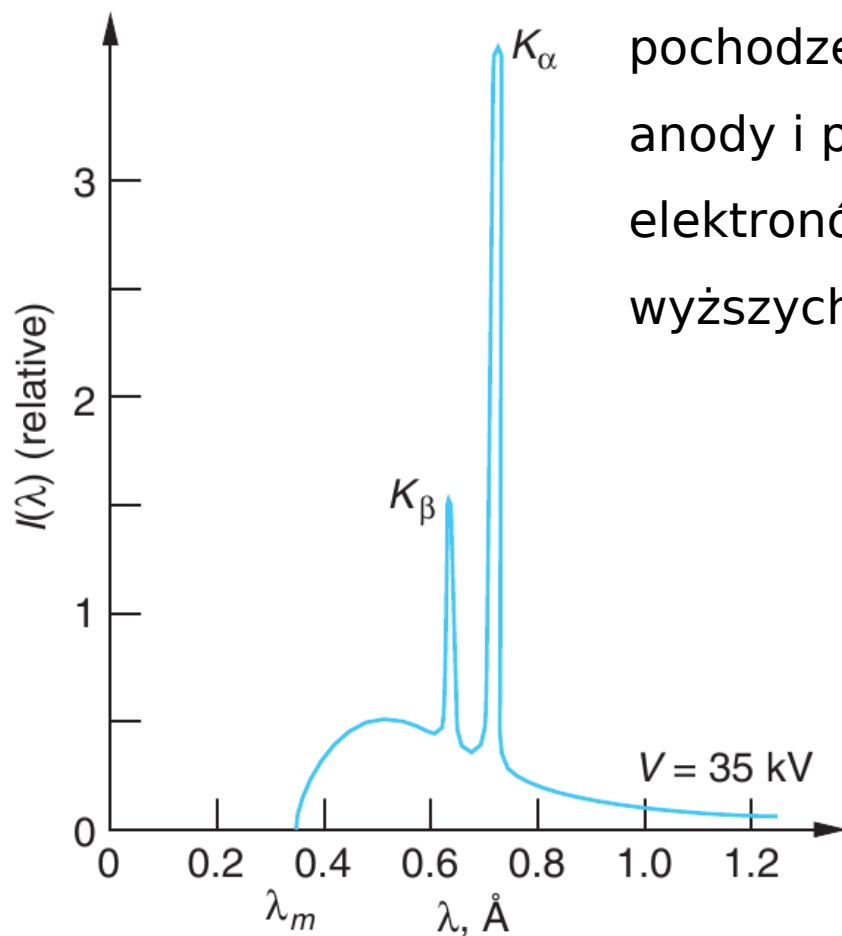
Niespektroskopowe potwierdzenie kwantyzacji energii w atomie

- Pomiar prądu w lampie wypełnionej parami rtęci
- C – katoda, emituje elektrony
- G – siatka o potencjale + względem katody (rozpędza elektrony)
- A – anoda zbierająca elektrony, potencjał lekko ujemny względem siatki (elektrony o małej energii nie dotrą do anody)
- Pomiar prądu anody: spadki co 4.86 eV – elektrony wzbudzają atomy rtęci i tracą energię, nie docierając do anody, ale robią to dopiero gdy mają odpowiednią energię
- W kolejnym pomiarze pokazali, że wzbudzone atomy rtęci emitują światło UV o długości odpowiadającej energii 4.86 eV
- Nobel przyznany w 1926 r.



figs: https://en.wikipedia.org/wiki/Franck%E2%80%93Hertz_experiment

4. Pochodzenie maksimów w widmie promieniowania X widmo lampy rentgenowskiej: ciągłe + promieniowanie charakterystyczne (zależne od materiału anody)



pochodzenie: elektrony w lampie padają na materiał anody i powodują wybicie głęboko związanych elektronów w atomach anody. Przeskok elektronów z wyższych powłok na niżej położone

(wolne po wybicie elektronu) powoduje emisję promieniowania charakterystycznego dla materiału anody

