

Wykład 19: Atom

Dr inż. Zbigniew Szklarski

Instytut Elektroniki, paw. C-1, pok.321

szkla@agh.edu.pl

<http://layer.uci.agh.edu.pl/Z.Szklarski/>

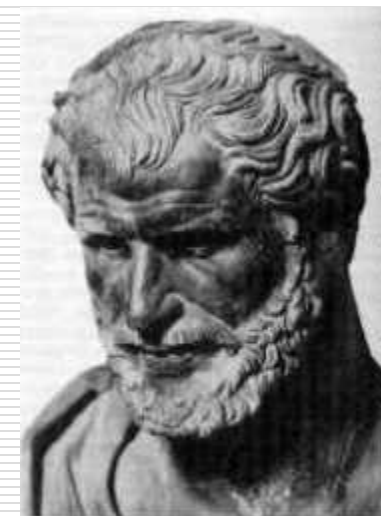
Wczesne modele atomu

- Grecki filozof Demokryt rozpoczął poszukiwania opisu materii około 2400 lat temu.

Postawił pytanie: Czy materia może być podzielona na mniejsze elementy a jeśli może to czy istnieje jakaś granica tego podziału?

Najmniejsze elementy materii nazwał "atomami", co oznacza: niepodzielne.

Atomy są wieczne, różnego kształtu i wielkości i wirują w pustej przestrzeni, mogąc łączyć się ze sobą.

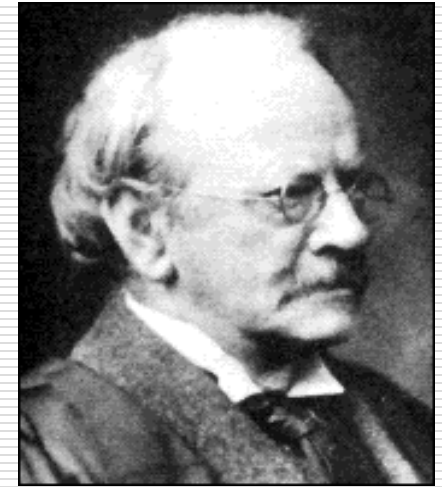


Demokryt z Abdery
(~460 p.n.e)

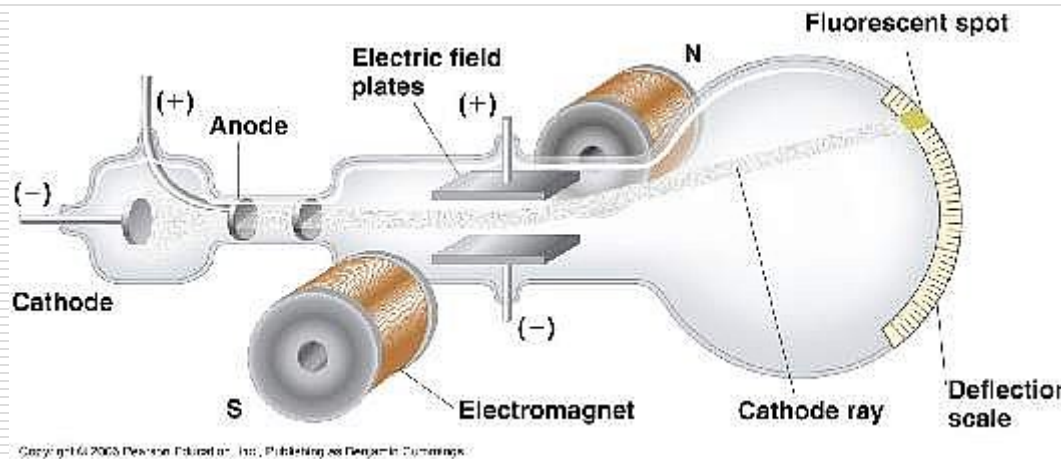
□ Model Thomsona

W 1897, angielski naukowiec J.J.Thomson zasugerował, że atom jest zbudowany z jeszcze mniejszych elementów czyli nie jest niepodzielny.

Badając promienie katodowe, odkrył elektron i wyznaczył e/m elektronu.



J.J. Thomson(1856-1940)



$$\frac{e}{m} = \frac{2U}{B^2 R^2} = 17,56 \cdot 10^{10} \frac{C}{kg}$$

Thompson zaproponował model atomu zwany modelem ciasta drożdżowego (**plum pudding model**).

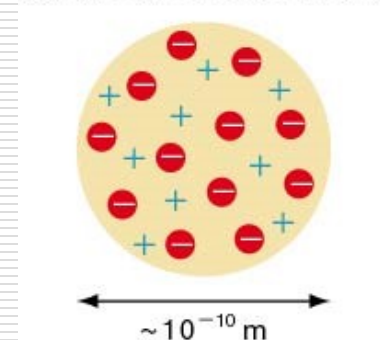


Superb
English
Plum
Pudding



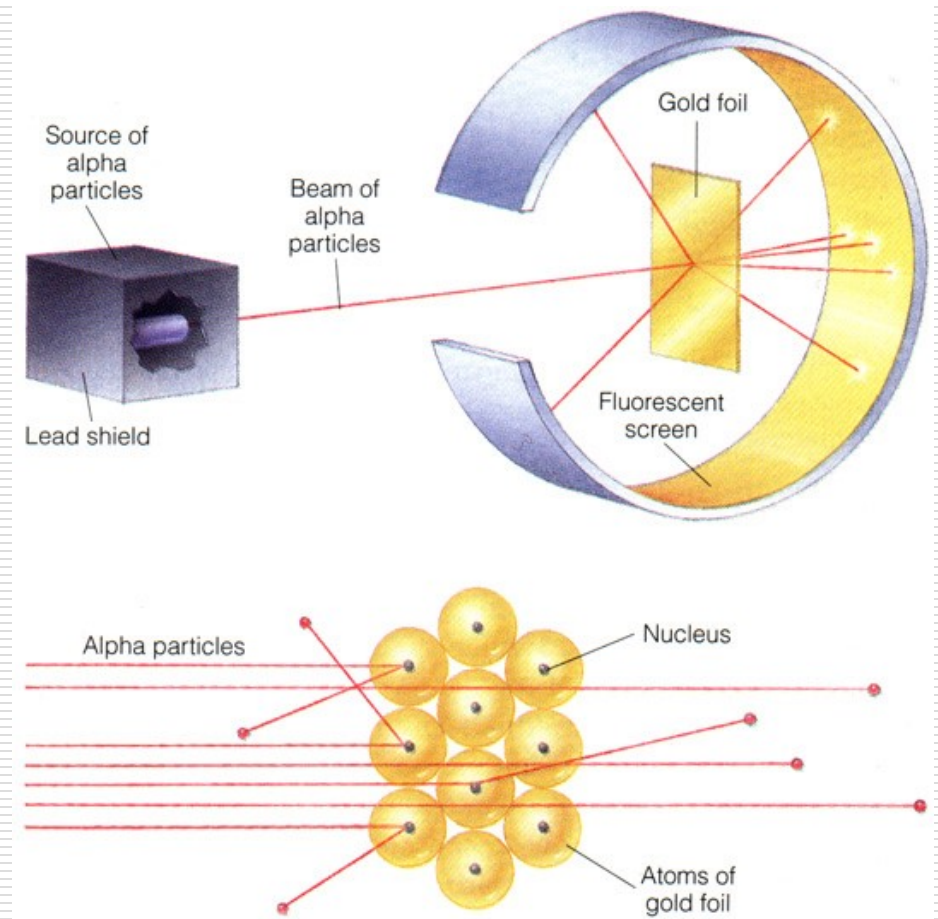
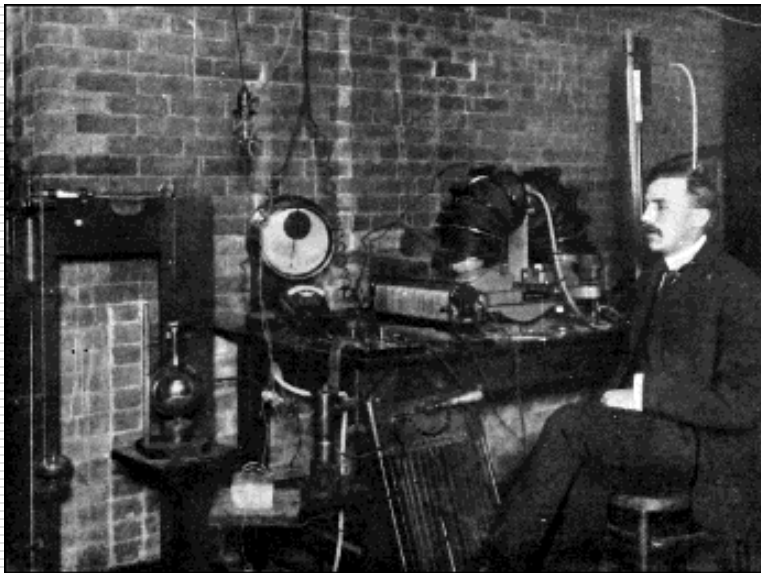
W tym historycznym modelu atomy są zbudowane z dodatnio naładowanej substancji, w której ujemne elektrony są rozmieszczone przypadkowo (chaotycznie) jak rodzyнки w cieście.

Thomson's atomic model



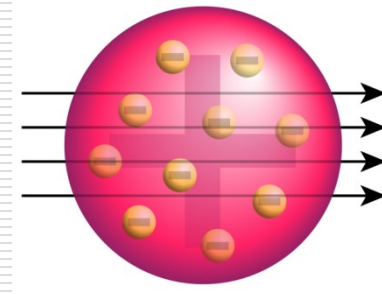
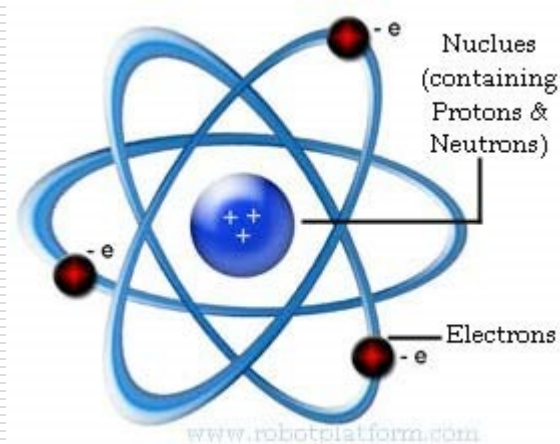
□ Rutherford

W 1908, angielski fizyk Ernest Rutherford przeprowadził eksperyment bombardując bardzo cienką folię Au cząstkami α . Doświadczenie uwidoczniało **strukturę atomu**.




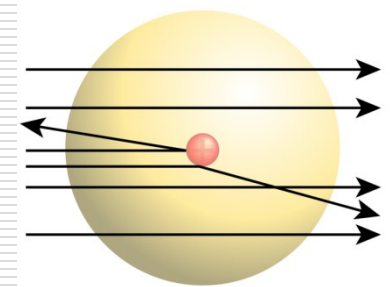
Ernest Rutherford (1871-1937)

Dodatnio naładowane składniki materii są skoncentrowane w małym obszarze zwanym jądrem atomowym (10^{-14}m) a ujemnie naładowane cząstki są rozrzucone poza nim.



tego oczekiwano

A to  zaobserwowano



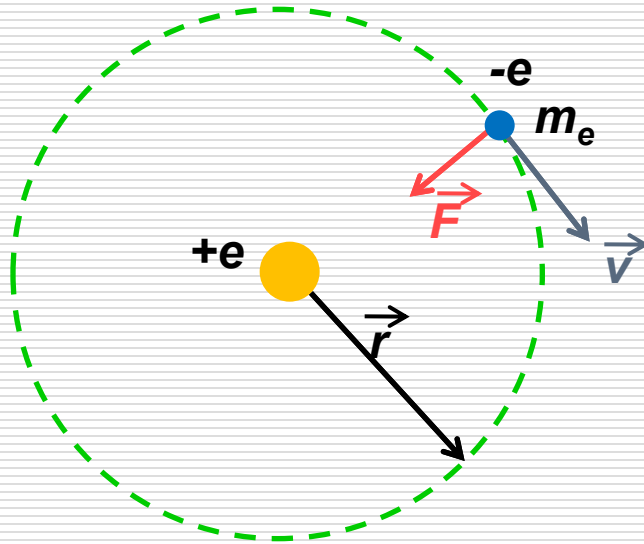
Planetarny model atomu wodoru

Atom (obojętny elektr.) = jądro (+ne) + elektrony (-ne)

Elektron porusza się po orbicie kołowej wokół jądra pod wpływem przyciągającej siły Coulomba, która nadaje mu przyspieszenie dośrodkowe

Promień orbity może zostać obliczony klasycznie z prawa Newtona

Model Planetarny



Drugie prawo Newtona ma postać :

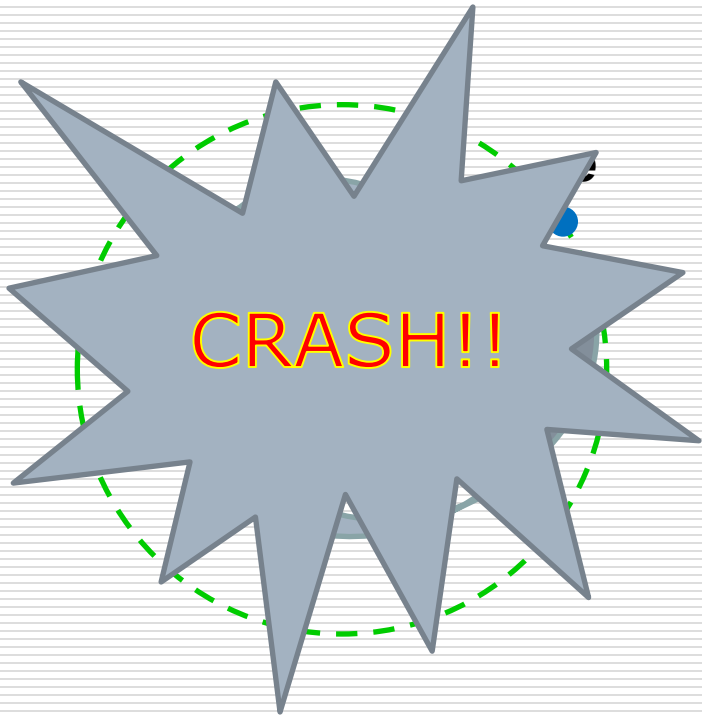
$$-\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} = m_e \left(-\frac{v^2}{r} \right)$$



$$r = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 m_e v^2}$$

Promień orbity r obliczony w ten sposób może przyjąć dowolną wartość, nic nie sugeruje, że promień powinien być skwantowany.

□ Porażka klasycznego modelu planetarnego



Elektron jest przyciągany przez jądro. W ruchu przyspieszonym, elektron poruszający się wokół jądra traci energię:

- przyspieszenie dośrodkowe:

$$a_r = v^2/r$$

- Klasyczna teoria elektromagnetyzmu przewiduje, że przyspieszany ładunek w sposób ciągły wypromieniowuje energię i **r maleje...**

Ostatecznie elektron spada na jądro !!!!!

Dla atomu o średnicy 10^{-10}m , czas spadania elektronu na jądro wynosiłby około 10^{-12}s .

Model Bohra atomu wodoru

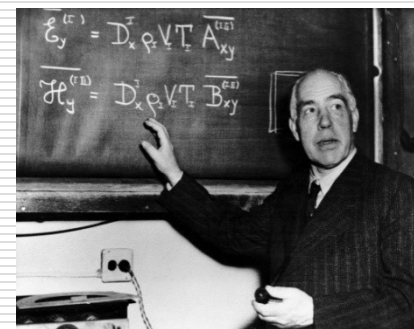
W 1913 Niels Bohr stworzył model, który pogodził idee klasyczne i kwantowe oraz wytłumaczył dlaczego atom wodoru jest stabilny.

Najważniejszym postulatem modelu Bohra jest założenie, że elektrony mogą pozostawać na **stabilnych kołowych orbitach nie wypromieniowując energii**. Są to orbity **stacjonarne**.

Promieniowanie absorbowane lub emitowane podczas przejścia pomiędzy dwoma dozwolonymi stanami o energiach E_1 i E_2 ma częstotliwość f daną wzorem:

$$E = E_1 - E_2 = hf$$

$$h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$



Niels Bohr
(1885 - 1962)

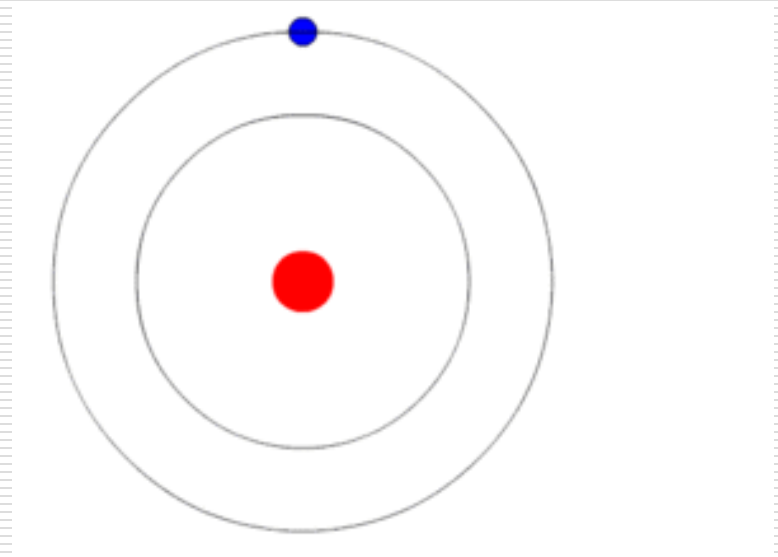
□ Postulaty modelu Bohra

1. Elektron pozostający na orbicie stacjonarnej ma moment pędu L ograniczony do wartości dyskretnych, które są całkowitą wielokrotnością $h/2\pi$:

$$L = mvr = n\hbar \quad L = n \frac{h}{2\pi} \quad n=1,2,3,\dots$$

Stała n odgrywa ważną rolę we wszystkich własnościach atomowych (zwłaszcza w energii). Jest to **liczba kwantowa**.

2. Atomy istnieją tylko w pewnych, dozwolonych stanach. Stan posiada określoną (dyskretną) energię i jakakolwiek zmiana energii układu, w tym emisja i absorpcja promieniowania, musi wiązać się z przejściem pomiędzy stanami.



$$E = E_1 - E_2 = hf$$

□ Promień orbity

Z warunku kwantyzacji Bohra:

$$L = mvr = n\hbar = \frac{h}{2\pi} \longrightarrow v = \frac{n\hbar}{mr} = \frac{nh}{mr2\pi} \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

$$F_C = F_d \longrightarrow \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} = m_e \frac{v^2}{r}$$

$$r = \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2} n^2 = a_0 n^2 \quad \text{dla } n=1, 2, 3, \dots$$

a_0 - promień Bohra

Promień orbity jest skwantowany

$$r \sim n^2$$

$$a_0 = \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2} = 52.92 \text{ pm}$$

Średnica atomu wodoru:

$$d = 2r = 2a_0 \approx 10^{-10} [\text{m}]$$

□ Prędkość orbitalna elektronu

Prędkość
elektronu na
orbicie
stacjonarnej
jest też
skwantowana

$$v = \frac{n\hbar}{mr}$$



$$r = \frac{\epsilon_0 h^2}{\pi m e^2} n^2 = a_0 n^2$$



$$v = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{n\hbar}$$

Z – liczba atomowa;
Ze – ładunek jądra

$n \neq 0$

$$v \sim \frac{1}{n}$$



Prędkość orbitalna elektronu na najmniejszej orbicie ($n=1$) w atomie wodoru wynosi $2,2 \cdot 10^6$ m/s co stanowi mniej niż 1% prędkości światła.

Dla dużych wartości Z, prędkość elektronu staje się relatywistyczna i modelu Bohra stosować nie można.

□ Energia elektronu na orbicie

Energia elektronu E jest sumą energii kinetycznej E_k i potencjalnej U

$$\begin{array}{c} F_d = F_C \\ \downarrow \\ \frac{mv^2}{r} = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} \Rightarrow E_k = \frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r} \end{array} \quad \begin{array}{c} E = E_k + E_p \\ \swarrow \quad \searrow \\ E_p = k \frac{Qq}{r} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e \cdot (-e)}{r} \end{array}$$

$$E = \frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r} + \left(-\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r} \right) = -\frac{1}{8\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r}$$

$$E = -\frac{1}{8\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r} \quad \leftarrow \quad r = \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2} n^2$$

**Energia
elektronu na
orbicie jest
skwantowana**

$$E_n = -\frac{m e^4}{8 \epsilon_0^2 h^2 n^2} \quad \text{dla } n=1,2,3,\dots$$

$$E_n = -\frac{2.18 * 10^{-18} [J]}{n^2} = -\frac{13.60 [eV]}{n^2} = \frac{E_1}{n^2}$$

$$E_n \sim \frac{1}{n^2}$$

Ujemny znak oznacza, że elektron jest **związany** z protonem.

$n=1$: stan podstawowy, tj. najniższa energia elektronu w atomie wodoru; $E_1 = -13.6 \text{ eV}$

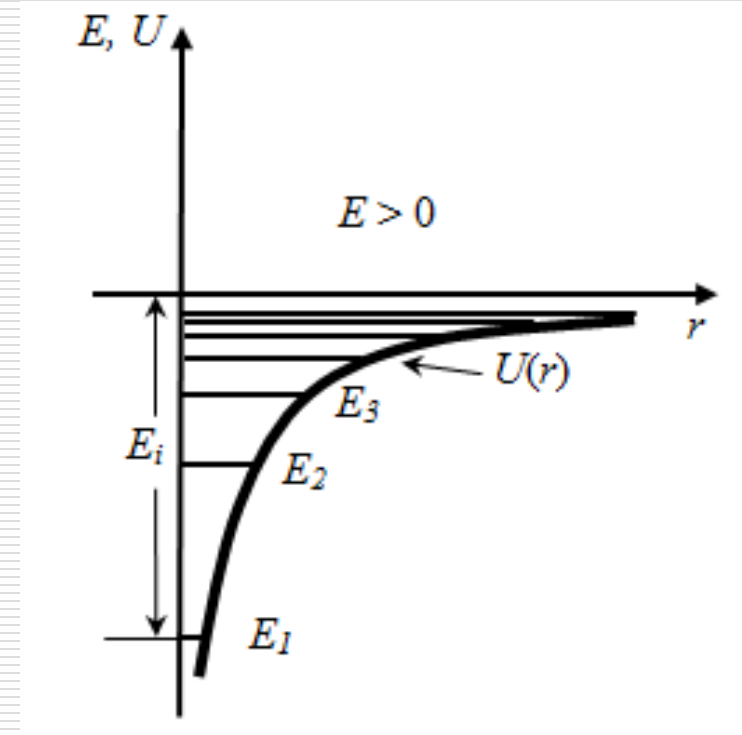
$n=2$: pierwszy stan wzbudzony; $E_2 = -3.4 \text{ eV}$

$$E_n = \frac{E_1}{n^2} \quad E_1 = -13.6 \text{ eV}$$

Energia jonizacji to energia potrzebna do usunięcia elektronu z atomu. Energia jonizacji dla atomu wodoru wynosi 13.6 eV.

Dla atomu o liczbie atomowej Z , energia elektronu na n -tej orbicie:

$$E_n = -\frac{Z^2 \cdot 13,6 \text{ [eV]}}{n^2}$$



Model Bohra - podsumowanie

$$L = n \frac{h}{2\pi}$$

$$L \sim n$$

$$r = \frac{4\pi\epsilon_0 h^2}{me^2} n^2$$

$$r \sim n^2$$

$$v = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{n\hbar}$$

$$v \sim \frac{1}{n}$$

$$E_n = -\frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n^2}$$

$$E \sim \frac{1}{n^2}$$