

Wykład 19: Atom

Dr inż. Zbigniew Szklarski

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

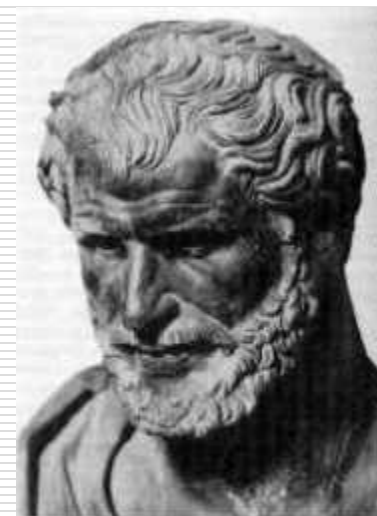
szkla@agh.edu.pl

<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?



Demokryt z Abdery

(~460 p.n.e)

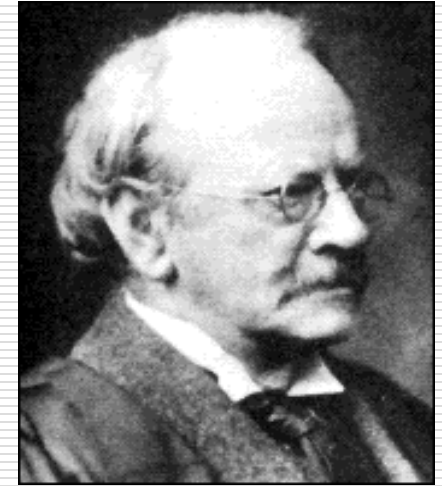
Najmniejsze elementy materii nazwał "atomami", co oznacza: niepodzielne.

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

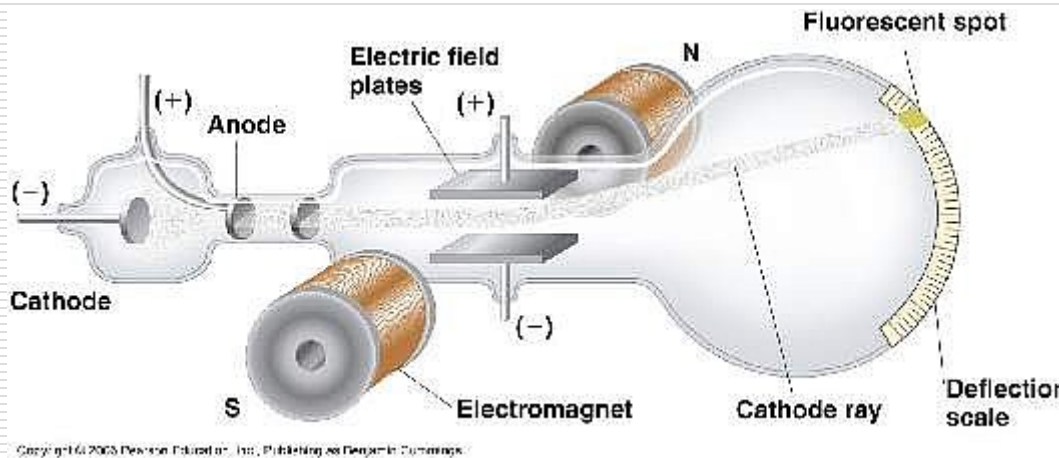
□ Model Thomsona

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**).

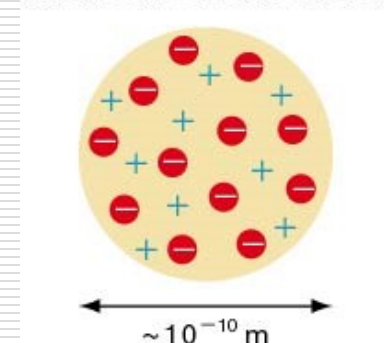


Superb
English
Plum
Pudding



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

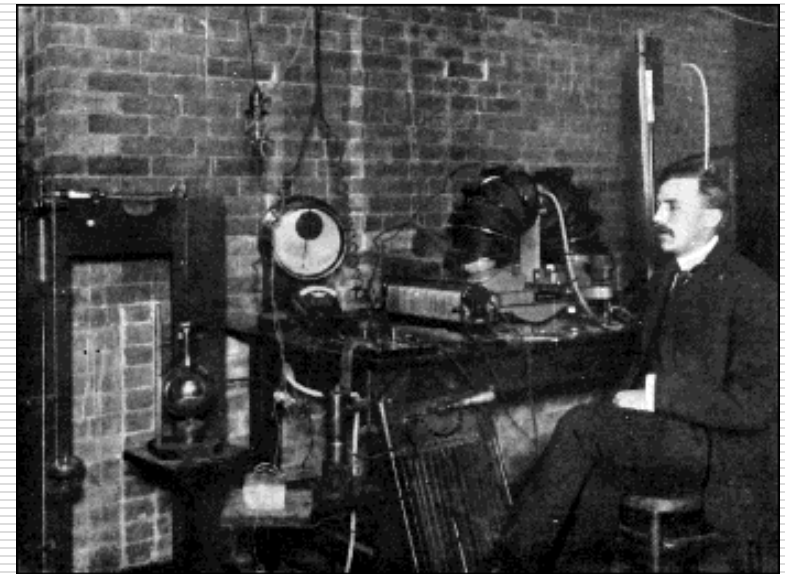
Thomson's atomic model



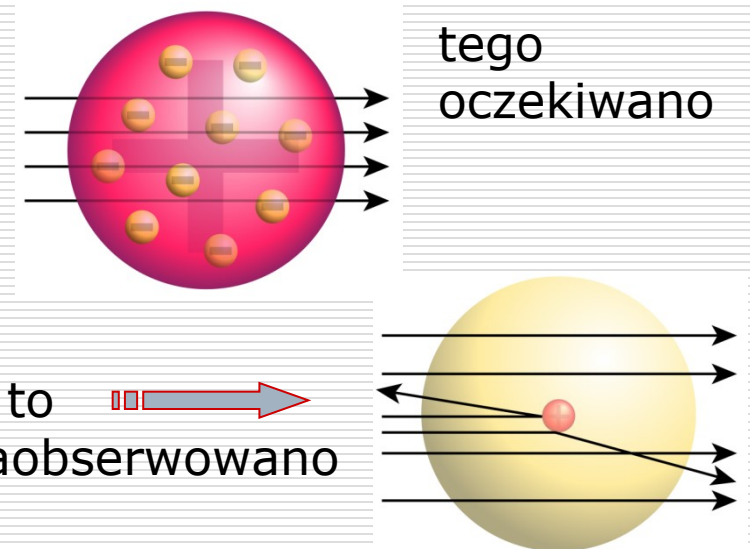
□ Rutherford

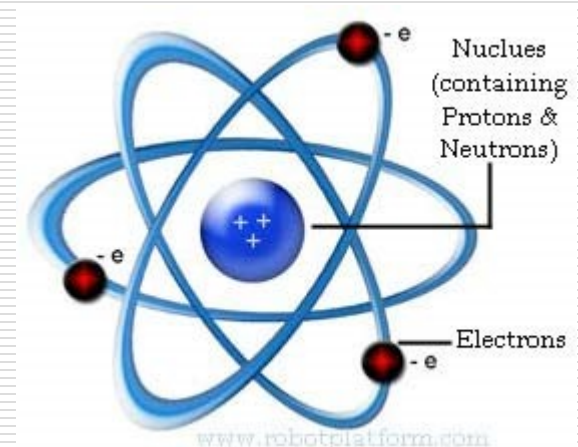
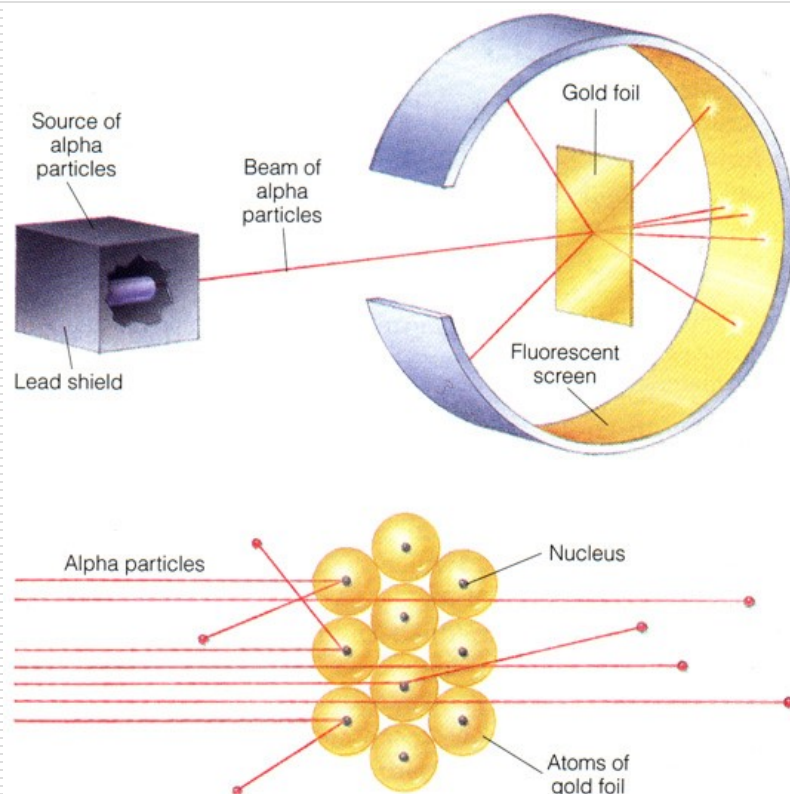
W 1908, angielski fizyk Ernest Rutherford przeprowadził eksperyment bombardując bardzo cienką folię Au cząstkami α . Doświadczenie uwidocznilo **strukturę atomu**.

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



Ernest Rutherford (1871-1937)





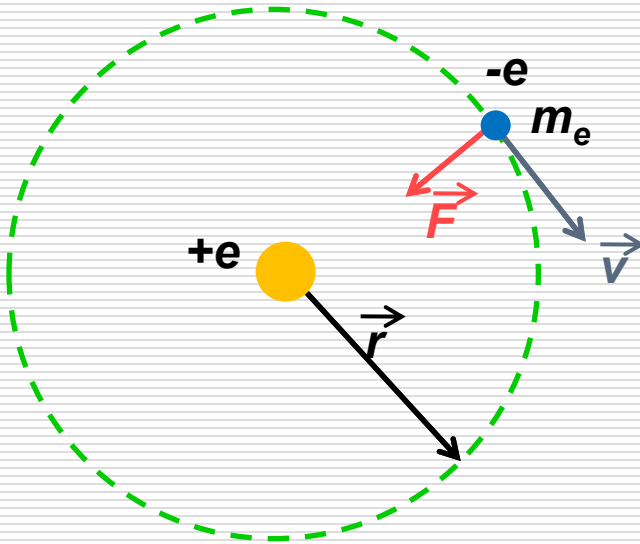
Planetarny model atomu wodoru

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 :

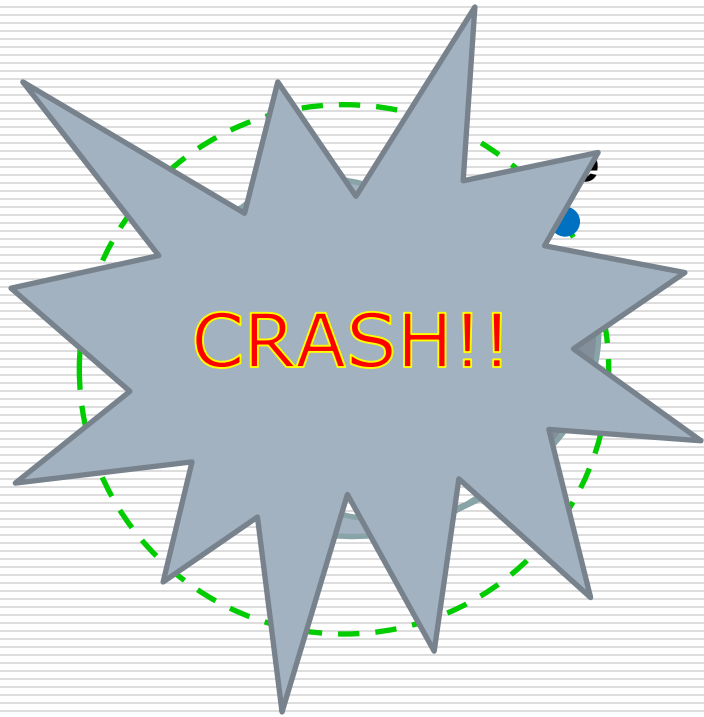
$$-\frac{1}{4\pi\epsilon_o} \frac{e^2}{r^2} = m_e \left(-\frac{v^2}{r} \right)$$



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

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

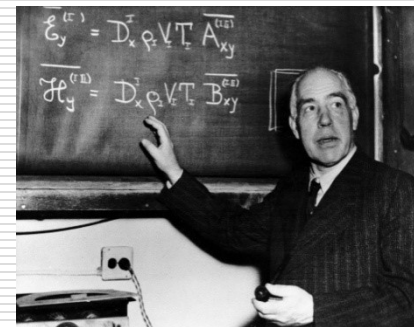
W 1913 Niels Bohr stworzył model, który pogodził idee klasyczne i kwantowe oraz wytłumaczył dlaczego atom wodoru jest stabilny.

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

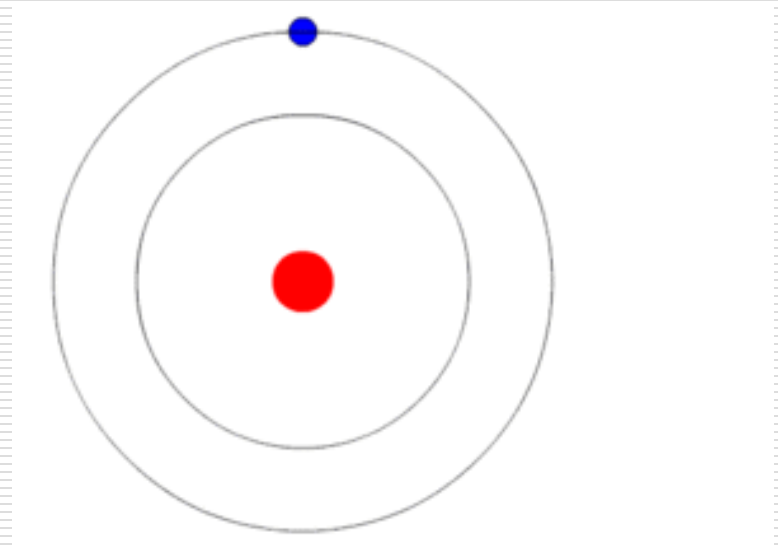
1. Elektron pozostający na orbicie stacjonarnej ma moment pędu L ograniczony do wartości dyskretnych, które są całkowitą wielokrotnością $h/2\pi$:

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

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:

$$mvr = n\hbar \quad \Rightarrow \quad v = \frac{n\hbar}{mr} \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

$$F_C = F_d \quad \Rightarrow \quad \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} = m_e \frac{v^2}{r} \quad \Leftarrow \quad v = \frac{n\hbar}{mr} = \frac{nh}{mr2\pi}$$

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

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

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



$$r = \frac{\varepsilon_0 h^2}{\pi m e^2} n^2 = a_0 n^2$$



$$v = \frac{1}{4\pi\varepsilon_0} \frac{Ze^2}{n\hbar}$$

Z – liczba atomowa;
Ze – ładunek jądra
n ≠ 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**

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

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

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

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

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

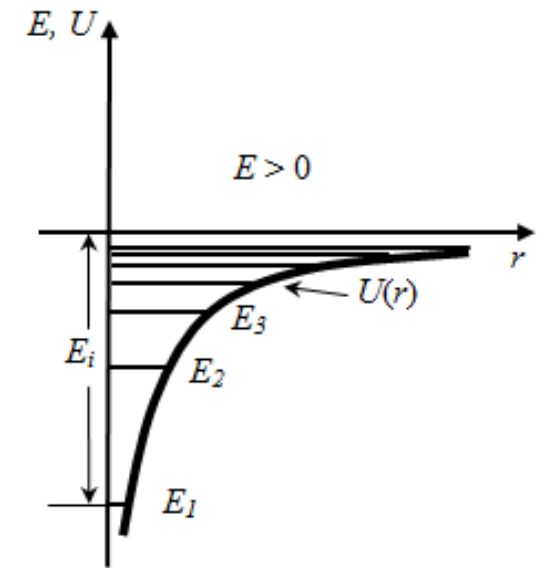
$n=2$: pierwszy stan wzbudzony; $E_2 = -3.4 \text{ eV}$

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

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

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

$$L \sim n$$

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

$$r \sim n^2$$

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

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

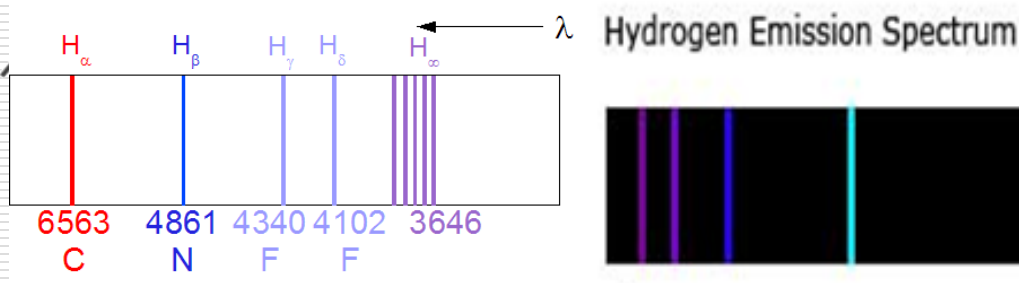
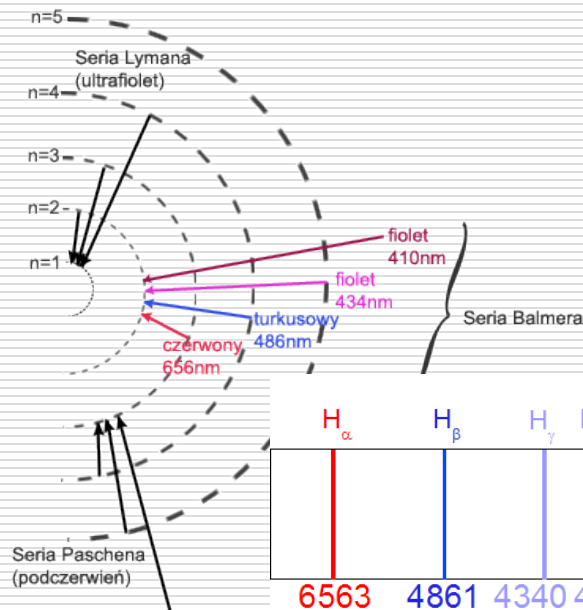
$$E_n = -\frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n^2}$$

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

Atom wodoru nie może emitować ani absorbować światła o dowolnej długości fali. Na długo przed teorią Bohra, w 1884 r., Johann Balmer, podał formułę (prawidłową) opisującą długości fal poszczególnych linii emisyjnych.

$$\lambda[\text{\AA}] = 3646 \frac{n^2}{n^2 - 4} = 364,6 \frac{n^2}{n^2 - 4} [\text{nm}]$$

$n=3$ dla H_α ; $n=4$ dla H_β ; $n=5$ dla H_γ



Wzór Balmera bardzo dobrze opisywał długości fal pierwszych dziewięciu linii serii, które w owych czasach znano. Dokładność ta przekraczała 0.1%.

Około 1890 r. Rydberg podał wzór, w którym uwzględnił skwantowanie energii i użył odwrotności długości fali czyli liczby falowej:

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

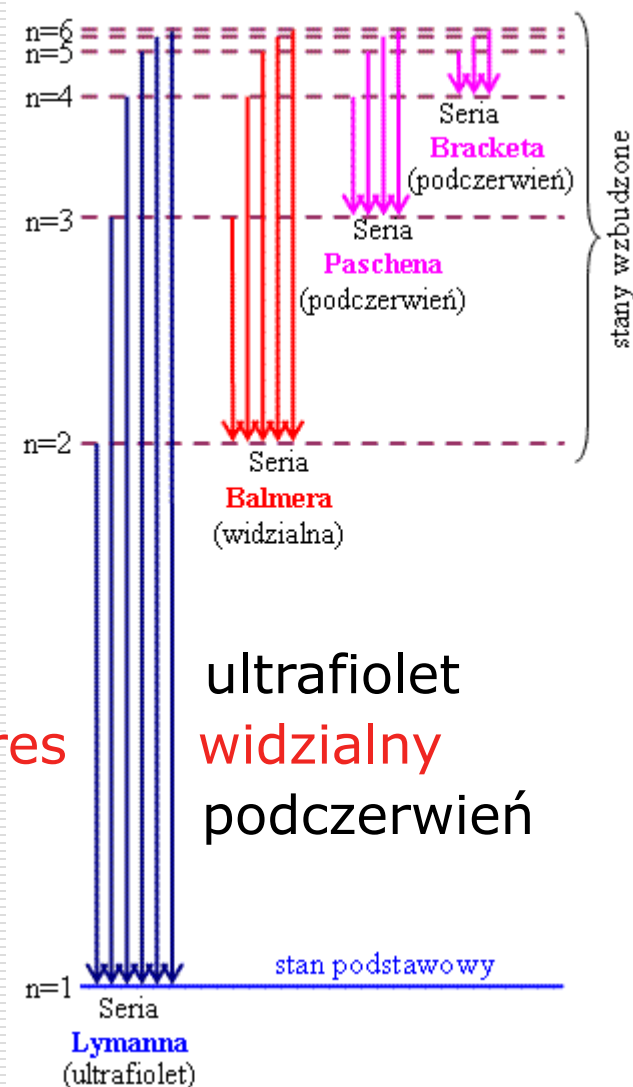
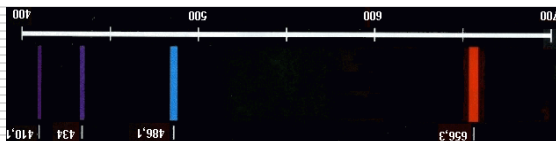
$$R_\infty = \frac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^3 c} = 1,097 \cdot 10^7 \left[\frac{1}{m} \right]$$

$R_H = (10\,967\,757,6 \pm 1.2) \text{ m}^{-1}$
jest stałą Rydberga dla wodoru

seria Lymana, $n_f = 1$, $n_i = 2, 3, 4, \dots$

seria Balmera, $n_f = 2$, $n_i = 3, 4, 5, \dots$

seria Paschena, $n_f = 3$, $n_i = 4, 5, 6, \dots$



ultrafiolet
widzialny
podczerwień

zakres

Wnioski

Model Bohra stanowił ważny przyczynek w kierunku nowej teorii kwantowej atomu ale miał poważne ograniczenia:

- ❑ nie był poprawny dla atomów mających więcej niż dwa elektrony
- ❑ nie pozwala obliczać natężeń linii
- ❑ nie tłumaczy powstawania cząsteczek

Przykład

- W wyniku przejścia elektronu w atomie wodoru z orbity drugiej na pierwszą został wyemitowany foton. Pęd fotonu: $p_f = \frac{h \cdot c}{\lambda}$ Obliczyć prędkość odrzutu atomu.
Dane: $m_H = 1,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; $R = 1,1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = R \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right) = \frac{3}{4} R \quad \boxed{?}$$

$$p_f = h \cdot c \cdot \frac{3}{4} R \quad p_f = p_H \Rightarrow \frac{3}{4} R h c = m_H v \quad v = \frac{3 R h c}{4 m_H}$$

$$v = 3,2 \text{ m/s}$$