

Wykład 30. 11. 2016

Budowa atomu 1

# O atomach...

Trochę historii i wprowadzenie w temat

Promieniowanie i widma

Doświadczenie Rutherforda i odkrycie jądra atomowego

Model atomu wodoru Bohra – sukcesy i ograniczenia

Model atomu i widma

# Skąd czerpiemy wiedzę o budowie atomów?

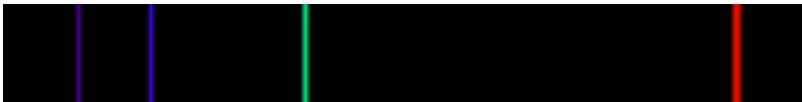
Promieniowanie - widma

Zderzenia cząstek

# Widmo promieniowania elektromagnetycznego, linie widmowe



Widmo ciągłe( w zakresie widzialnym)



Widmo emisyjne



Widmo absorpcyjne

[https://pl.wikipedia.org/wiki/Linie\\_spektralne](https://pl.wikipedia.org/wiki/Linie_spektralne)

Struktura widma promieniowania jest sygnaturą źródła promieniowania: zbiór linii widmowych jest jednoznacznie związany z budową atomu emitującego/absorbującego promieniowanie.

Każdej linii widmowej odpowiada promieniowanie o określonej długości fali  $\lambda$   
Każdej długości fali odpowiada częstość promieniowania  $f = c/\lambda$ ,  $c$  oznacza prędkość światła w próżni równą w przybliżeniu 300 000 km/s

# Zapamiętaj

Długość fali światła widzialnego

$$\lambda \sim 700 \text{ nm} - 400 \text{ nm}$$

$$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$$

Częstotliwość

$$f = c/\lambda$$

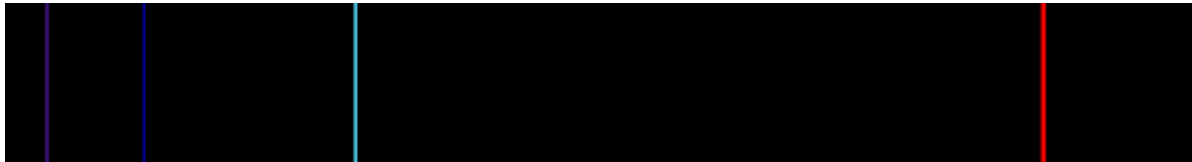
Energia fotonu

$$E = hf = hc/\lambda$$

Dłuższa fala  $\leftrightarrow$  mniejsza energia

# Widmo atomu wodoru w świetle widzialnym

## Seria linii Balmera dla atomu H



364.6

656.3 nm

[https://pl.wikipedia.org/wiki/Seria\\_Balmera](https://pl.wikipedia.org/wiki/Seria_Balmera)

**Seria Balmera** to zbiór linii widmowych obserwowanych w promieniowaniu atomu wodoru o długościach fal leżących w zakresie światła widzialnego i nadfioletu.

Oprócz serii Balmera w widmie atomu wodoru wyodrębnia się jeszcze inne serie widmowe (Lymana, Paschena, ...), ale składające się na każdą z nich linie widmowe leżą poza widzialnym obszarem widma.

Co pozwala pewne grupy linii organizować w serie?

Jak można wyjaśnić obserwowaną strukturę linii widmowych i układanie się ich w serie?

Odpowiedzi na te pytania powinien udzielić **model atomu**..

# Formuła Balmera (1885)

Długość promieniowania dla linii widmowych atomu H w świetle widzialnym i bliskim nadfiolecie (dopasowanie do wyników eksperymentalnych):

$$\lambda_n = 364,6 \frac{n^2}{n^2 - 4} \text{ nm}$$

$$n = 3, 4, 5, \dots$$

Dlaczego tak jest ?

## Na początku XX wieku: model atomu Thomsona

Rozmiary atomu  $\sim 10^{-10}$  m

Atom jest elektrycznie obojętny

Atom zawiera elektrony o ładunku ujemnym o  
wiele lżejsze od całego atomu

Elektrony są rozłożone w atomie „jak rodzynki w  
cieście”

Nie tłumaczy stabilności (trwałości) atomów



# Doświadczenie Rutherforda (1911)

Wiązka dodatnio naładowanych cząstek alfa uderzała w niezwykle cienką folię ze złota.

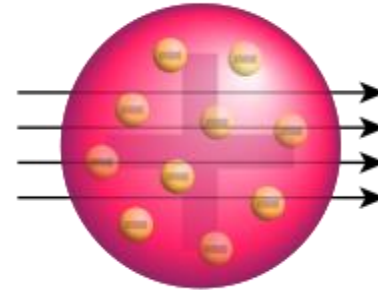
Badano, w jaki sposób układają się cząstki po zderzeniu z folią, a więc z tworzącymi ją atomami złota.

Wynik tego eksperymentu był zupełnie zaskakujący:

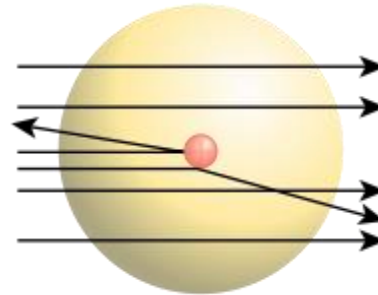
*„Stało się to najbardziej nieprawdopodobnym wydarzeniem, jakie kiedykolwiek zdarzyło się w moim życiu. To było tak niewiarygodne, jakby wystrzelić piętnastocalowy nabój w kawałek chusteczki, a nabój odbiłby się i trafił w ciebie.” (Ernest Rutherford)*

# Porównanie przewidywań i wyniku...

Wynik przewidywany wg modelu Thomsona: cząstki alfa przebiegną przez atom bez zmiany kierunku



Wynik doświadczenia: pojawiają się cząstki odchylone bardzo znacznie od pierwotnego kierunku – zachowanie charakterystyczne dla odbicia dodatnio naładowanej cząstki od punkowego ładunku dodatniego.



[https://pl.wikipedia.org/wiki/Eksperyment\\_Rutherforda](https://pl.wikipedia.org/wiki/Eksperyment_Rutherforda)

Jak można wytłumaczyć taki wynik?

# Wniosek – model jądrowy Rutherforda

Ładunek dodatni atomu skoncentrowany w środku

Nie ma mowy o rozkładzie ładunku elektronów („gdzie one są?”)

Oszacowany rozmiar jądra  $\sim 10^{-14}$  m

Rozmiary atomu  $\sim 10^{-10}$  m

**Porównaj te liczby: atom jest „pusty”**

Nie wyjaśnia linii widmowych (formuły Balmera oraz ogólniejszej formuły Rydberga-Ritza)

Nie tłumaczy stabilności (trwałości) atomów

# Model Bohra atomu wodoru (1913)

# Założenia modelu Bohra 1

Elektron  $e^-$  porusza się po orbicie kołowej wokół centralnie położonego jądra utrzymywany siłą Coulomba.

Jest to układ stabilny mechanicznie (planety), ale niestabilny elektrycznie – ruch elektronu po okręgu jest ruchem przyspieszonym. Wg praw elektrodynamiki ładunek (elektron) poruszający się ruchem przyspieszonym musi promieniować, a więc tracić energię  $\rightarrow$  promień orbity maleje i elektron „spadnie” na jądro.

Taki atom nie mógłby istnieć dłużej niż przez mikrosekundę!

# Założenia modelu Bohra 2

Elektron może poruszać się tylko po pewnych orbitach bez emisji promieniowania. Są to „stany stacjonarne”. Elektron na orbicie ma ściśle określoną energię i mimo, iż porusza się ruchem przyspieszonym, to nie promieniuje.

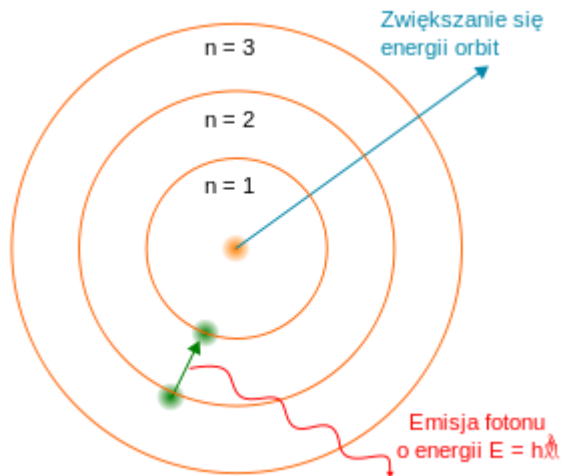
Atom wysyła promieniowanie tylko wówczas, gdy elektron dokonuje przejścia z jednego stanu stacjonarnego i do drugiego  $f$  („przeskakuje z jednej orbity na drugą”).

Częstotliwość  $f$  wysyłanego promieniowania jest związana z różnicą energii zaangażowanych stanów stacjonarnych według relacji:

$$hf = E_f - E_i \quad \text{linia widmowa}$$

Nie ma ona nic wspólnego z częstotliwością obiegu elektronu po orbicie!

# Orbity stacjonarne i emisja promieniowania



[https://pl.wikipedia.org/wiki/Model\\_atomu\\_Bohra](https://pl.wikipedia.org/wiki/Model_atomu_Bohra)

## 3 najbliższe jądra orbity elektronowe:

Najbliższa jądra orbita ( $n=1$ ), to orbita, na której energia elektronu ma wartość najmniejszą. Ze wzrostem numeru orbity rośnie jej promień i energia elektronu na orbicie.

Przeskokowi elektronu z orbity wyższej na Niższą towarzyszy emisja promieniowania fotonu. W ten sposób powstaje **linia widmowa**.

# Założenia modelu Bohra 3

Pytanie: od czego zależy, że jakaś orbita jest dozwolona?

Dozwolone są jedynie orbity o takim promieniu  $r$ , że

$$mvr = nh/2\pi, \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

(warunek kwantowania momentu pędu)

Liczba  $n$  to „liczba kwantowa” (główna)

Promień dozwolonej orbity:

$$r_n = n^2 a_0$$

$$a_0 = 0.0529 \text{ nm}$$

Promień Bohra – „rozmiar” atomu



# Energie poziomów energetycznych w atomie wodoru

$$E_n = -\frac{me^4}{2(4\pi\epsilon_0)^2\hbar^2} \frac{1}{n^2} \quad E_n = \frac{-13.6 \text{ eV}}{n^2} \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

Energia elektronu  $E_n$  na orbicie o numerze  $n$  to „poziom energetyczny”

$$E_1 = \frac{-13.6}{1} \text{ eV},$$

Poziom podstawowy

$$E_2 = \frac{-13.6}{4} \text{ eV} = -3.4 \text{ eV},$$

Poziomy wzbudzone

$$E_3 = \frac{-13.6}{9} \text{ eV} = -1.51 \text{ eV},$$

.....

# Elektronowolt (eV)

$$1\text{eV} = 1.60219 \times 10^{-19} \text{ J}$$

1eV odpowiada:

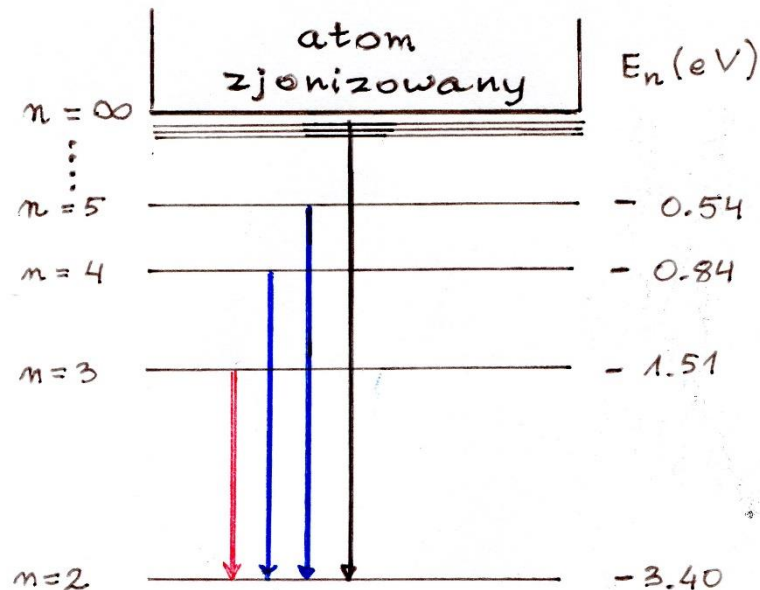
częstotliwości  $2.41797 \times 10^{14} \text{ Hz}$  ( $E = hf$ )

długości fali  $1.23985 \times 10^{-6} \text{ m}$  ( $E = hc/\lambda$ )

1240 nm

# Wyjaśnienie powstania i struktury serii Balmera w widmie emisyjnym atomu wodoru

Linie serii Balmera powstają podczas przeskoku elektronu z orbit (poziomów energetycznych) o numerach (liczbach kwantowych)  $n > 2$  na wspólną dla wszystkich przejść końcową orbitę (poziom energetyczny) o liczbie kwantowej  $n = 2$



# Pytania do wykładu 1

1. Promieniowanie widzialne to promieniowanie elektromagnetyczne o długościach fal  $\lambda$  leżących w zakresie .....nm
2. Doświadczenie Rutherforda doprowadziło do odkrycia:  
a) elektronu,    b) jądra atomowego,    c) cząstki  $\alpha$
3. Rozmiar atomu to w przybliżeniu.....m, a rozmiar jądra atomowego to w przybliżeniu.....m (proszę podać tylko rząd wielkości).
4. W modelu Bohra atomu wodoru elektron może obiegać jądro po orbicie kołowej, której promień  $r$  wynika z założenia, że  
$$mvr = \dots\dots\dots$$

Proszę uzupełnić prawą stronę tego wzoru oraz zdefiniować występujące w tym wzorze symbole:  
m oznacza.....  
v oznacza .....
5. Atom emituje promieniowanie w trakcie:  
a) ruchu elektronu wokół jądra,    b) przeskoku elektronu między orbitami

Koniec wykładu 1