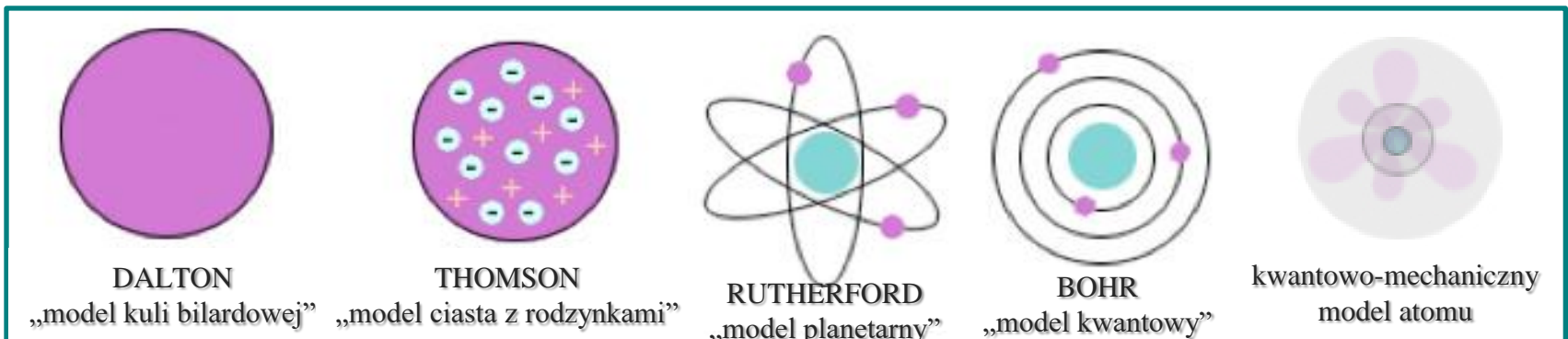


# FIZYKA ATOMOWA

- ✓ *Budowa atomu*
- ✓ *Doświadczenie Rutherforda*
- ✓ *Widma atomowe*
- ✓ *Model atomu Bohra*
- ✓ *Model atomu Bohra-Sommerfelda*
- ✓ *Model atomu de Broglie'a*
- ✓ *Liczby kwantowe*
- ✓ *Zakaz Pauliego*

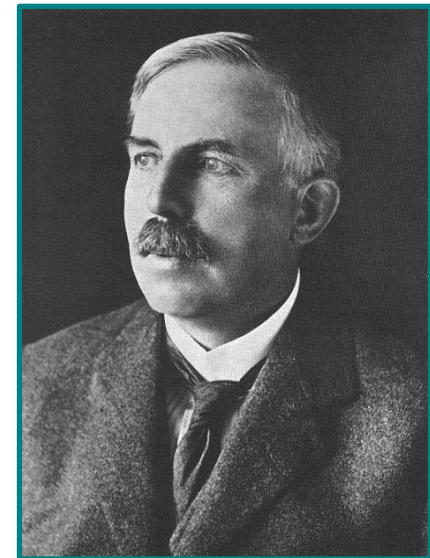
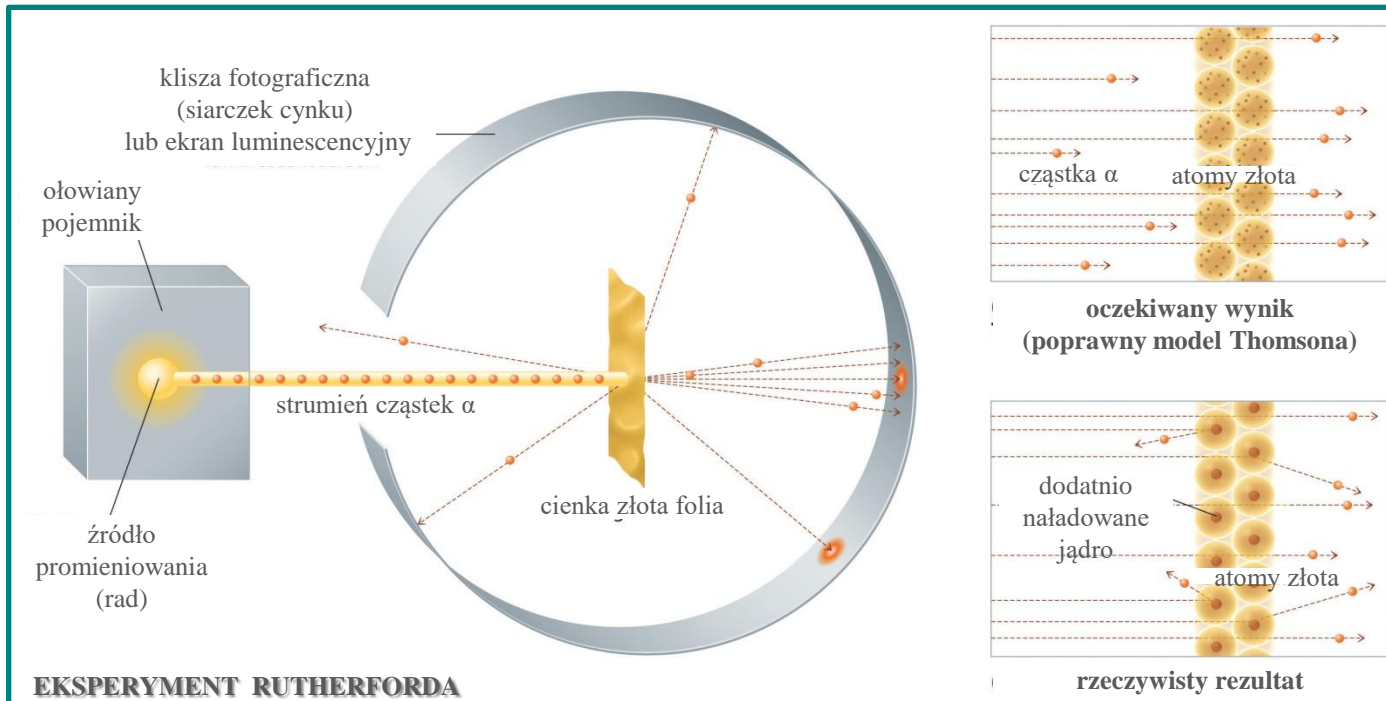
# BUDOWA ATOMU

- ✓ Idea atomowej budowy materii narodziła się już w starożytności, czyli ponad 2000 lat temu (Demokryt 460 - 370 p.n.e.), zgodnie z którą materia składa się z drobnych, niepodzielnych cząstek - atomów (z gr. „atomos” czyli „niepodzielny”).
- ✓ Atomistyczna teoria Daltona (1808) - materia jest zbudowana z różniących się pomiędzy poszczególnymi pierwiastkami atomów, będących niepodzielnymi i sprężystymi kulami (tzw. „model kuli bilardowej”).
- ✓ Pierwszy model budowy atomu (tzw. model „ciasta z rodzynkami”) został zaproponowany przez Thomsona (1904).
- ✓ Wzorowany na budowie układu słonecznego jądrowy (planetarny) model atomu Rutherforda (1911) prowadził do wniosku, iż widmo promieniowania powinno mieć charakter ciągły, a atomy powinny być układami niestabilnymi.
- ✓ Nowy kwantowy model budowy atomu Bohra (1913) - punktem zwrotnym w opisie procesów wewnątrzatomowych (usunął wszystkie dotychczasowe sprzeczności i dawał wyniki zgodne z doświadczeniem).



# DOŚWIADCZENIE RUTHERFORDA

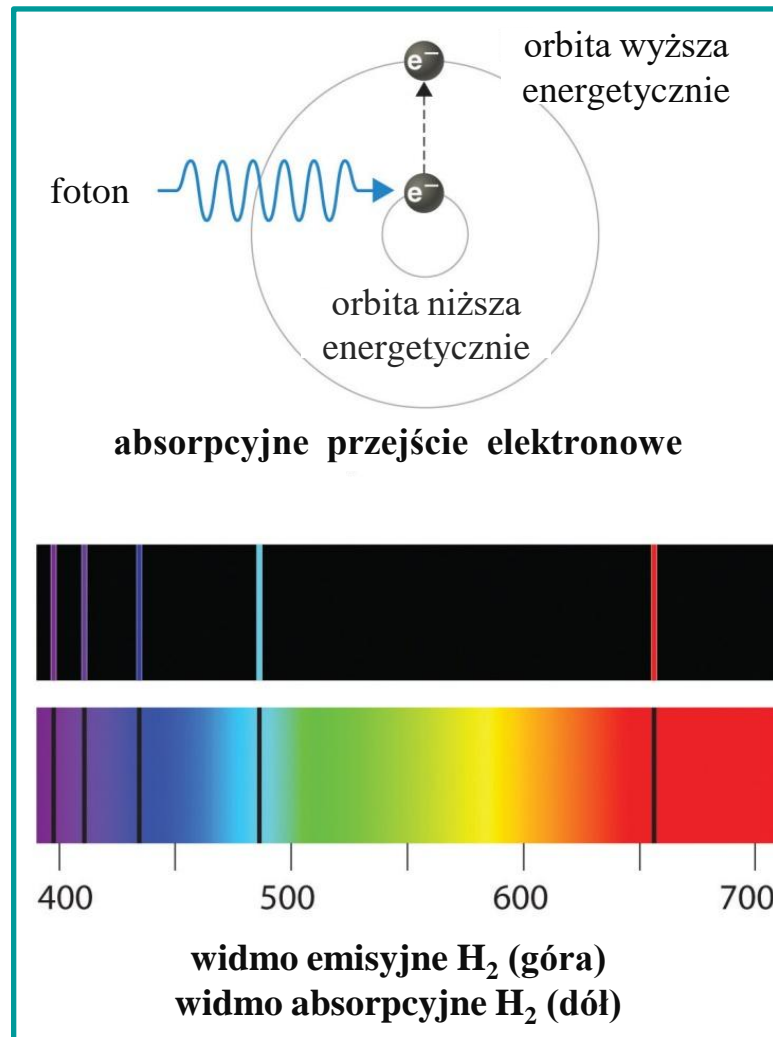
- ✓ Przeprowadzone w 1909 r. przez Rutherforda doświadczenia nad rozpraszaniem cząstek  $\alpha$  przez cienkie folie metalowe (ze złota) wykazały, że cała masa jest skoncentrowana w bardzo małej objętości o promieniu rzędu  $10^{-12}$  m (dodatnio naładowane jądro atomowe) wokół, którego po orbitach o promieniu ok.  $10^{-9}$  m krążą ujemnie naładowane elektrony.
- ✓ Problemy planetarnego modelu Rutherforda - atomy są stabilne, a widmo wysyłanego przez nie promieniowania ma charakter dyskretny (jawna sprzeczność z faktami doświadczalnymi).



*E. Rutherford*  
(1871–1937)

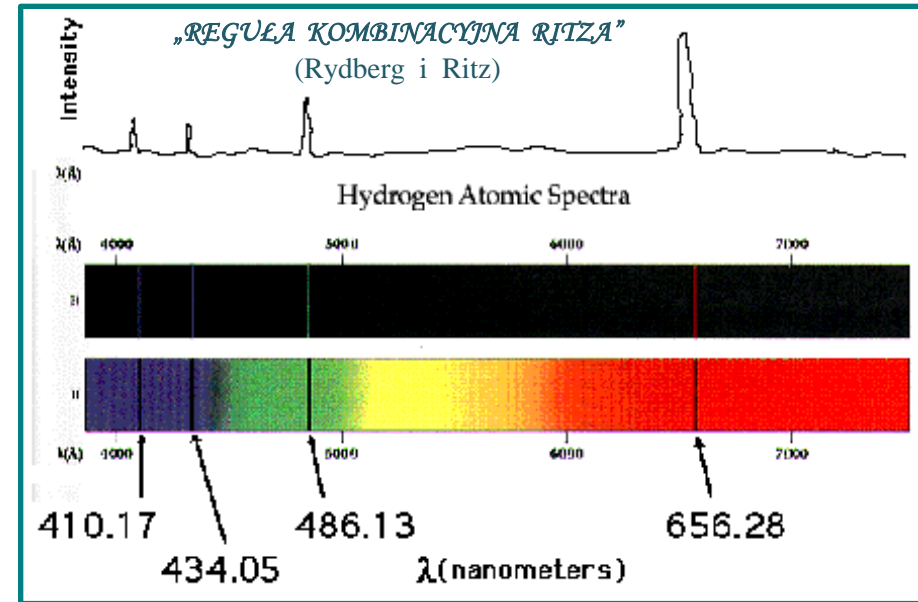
# WIDMA ATOMOWE

- ✓ Spektroskopia - w chemii służy do analizy składu substancji, w fizyce duże znaczenie mają pewne prawidłowości występujące w charakterystycznym dla poszczególnych pierwiastków rozkładzie linii widmowych.
- ✓ Każdy pierwiastek w fazie gazowej wytwarza własny specyficzny układ linii widmowych (spektralnych), odpowiadający różnym przejściom elektronowym pomiędzy poziomami energetycznymi w atomach.
- ✓ Widmo emisyjne - rozkład promieniowania emitowanego przez jakieś źródło na fale o różnej długości w postaci jasnych (kolorowych) prążków (linie widmowe) na ciemnym tle.
- ✓ Widmo absorpcyjne - szereg ciemnych prążków nałożonych na wielobarwne widmo ciągłe („negatyw widma emisyjnego”).



# WIDMA EMISYJNE WODORU

- ✓ Widmo promieniowania wodoru jest widmem liniowym (na ciemnym tle występują jasne linie odpowiadające określonym długościom fal).
- ✓ Całkowita zgodność pomierzonych i obliczonych wartości długości fal linii poszczególnych serii widmowych mocnym potwierdzeniem słuszności teorii opartej na mechanice kwantowej.



$$\frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{c} = R_H Z^2 \left( \frac{1}{i^2} - \frac{1}{j^2} \right)$$

$R_H = 1,097 \cdot 10^7 \text{ [m}^{-1}\text{]}$  stała Rydberga

$Z$  - liczba atomowa (liczba elektronów w atomie)

$i, j$  - liczby całkowite (numery orbit), opisujące odpowiednio niższy i wyższy stan (poziom) energetyczny elektronu

# MODEL ATOMU BOHRA

✓ Wszystkie dotychczasowe sprzeczności usunął dopiero w 1913 r. zaproponowany przez N. Bohra nowy kwantowy model budowy atomu, który postulował:

1) Elektrony w atomie mogą krążyć tylko po pewnych „dozwolonych orbitach”, dla których moment pędu elektronu jest całkowitą wielokrotnością  $\hbar$ .

$$L = mvr = n\hbar, \text{ gdzie } \hbar = h / 2\pi$$

$m$  - masa elektronu

$v$  - prędkość elektronu

$r$  - promień orbity elektronu

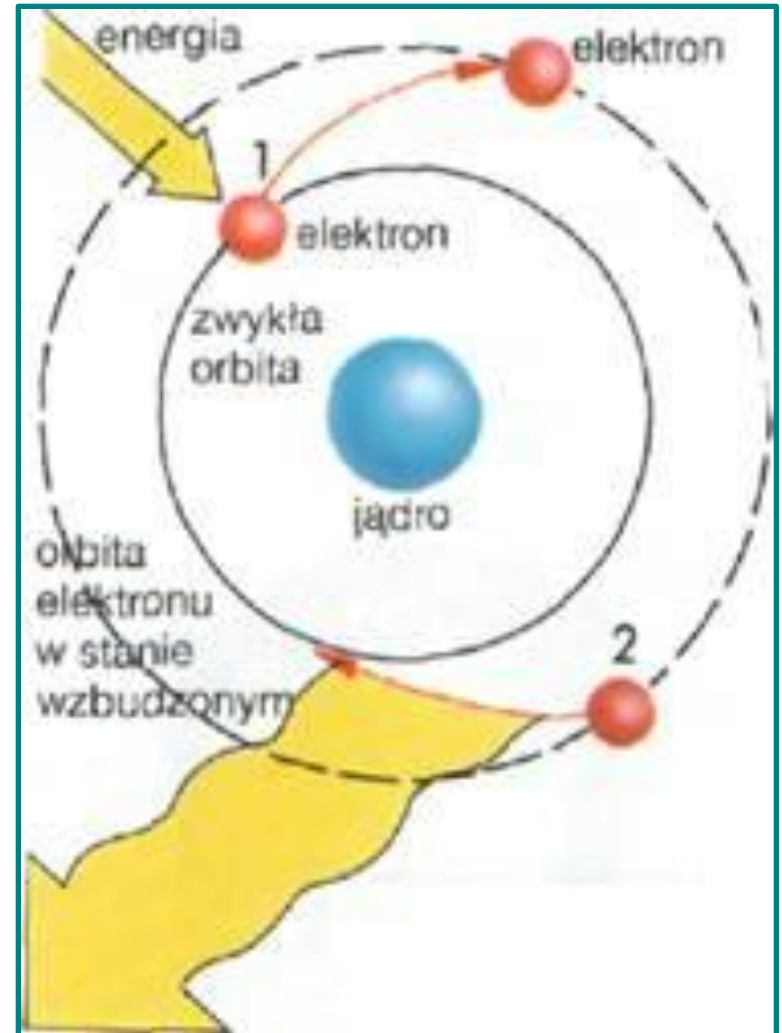
$n = 1, 2, 3, \dots$  - główna liczba kwantowa

2) Elektron krążący po takiej orbicie nie promieniuje energii.

3) Atom może absorbować lub emitować promieniowanie w postaci kwantu energii przechodząc z jednej dozwolonej orbity na drugą.

$$\Delta E = E_1 - E_2 = h\nu$$

$E_1$  i  $E_2$  - energie elektronu na orbitach



# MODEL BOHRA ATOMU WODORU

✓ W atomie wodoru elektron krąży wokół jądra (protonu) ruchem jednostajnym po okręgu zgodnie z prawami Newtona pod wpływem siły Coulomba.

✓ II zasada dynamiki Newtona:

$$F = ma \left\{ \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} = m \frac{v^2}{r} \right.$$

✓ Energia kinetyczna elektronu:

$$E_k = \frac{1}{2} mv^2 = \frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r}$$

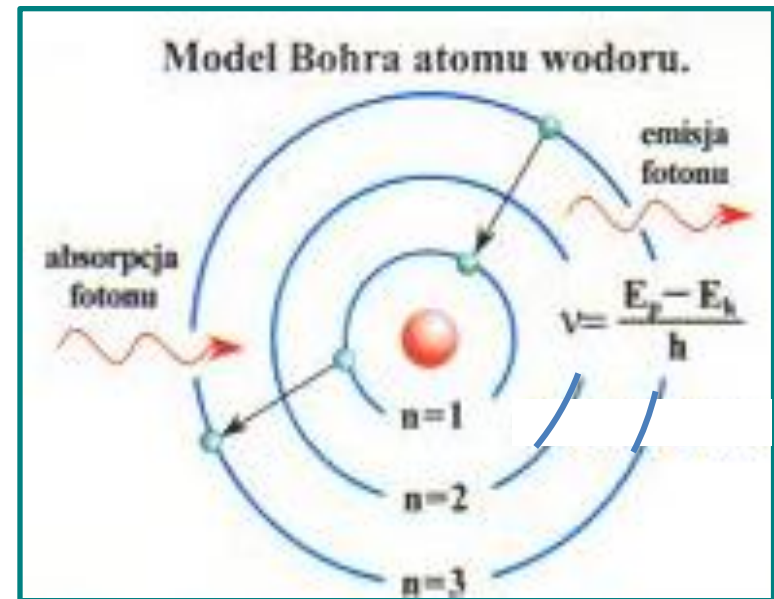
✓ Energia potencjalna układu proton - elektron:

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

✓ Energia całkowita układu:

$$E_c = E_k + E_p = -\frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r}$$

✓ Problem kwantowania energii sprowadza się do problemu kwantowania promienia.



# MODEL BOHRA ATOMU WODORU

✓ Jeśli znane jest  $r$ , znane są też wszystkie parametry orbity ( $E_k$ ,  $E_p$ ,  $E_c$ ,  $v$ ,  $v_o$ ,  $p$  oraz  $L$ ):

- prędkość liniowa elektronu

$$v = \sqrt{\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 mr}}$$

- częstość obrotów

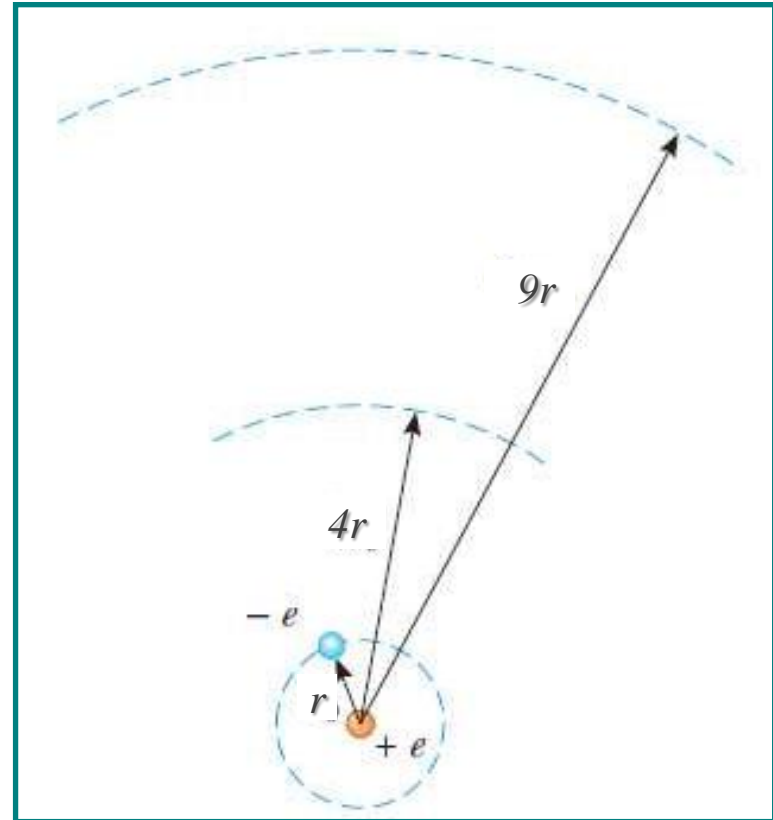
$$v_o = \frac{v}{2\pi r} = \sqrt{\frac{e^2}{16\pi^3 \epsilon_0 mr^3}}$$

- pęd elektronu

$$p = mv = \sqrt{\frac{me^2}{4\pi\epsilon_0 r}}$$

- moment pędu

$$L = pr = \sqrt{\frac{me^2 r}{4\pi\epsilon_0}}$$



✓ Jeżeli jakkolwiek z tych wielkości jest skwantowana, to wszystkie muszą być skwantowane.



# MODEL BOHRA ATOMU WODORU

✓ Śmiała hipoteza Bohra - kwantyzacja parametrów orbitalnych jest najprostsza, jeśli ją zastosować do momentu pędu :

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

• promień n-tej orbity

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

• energia n-tej orbity

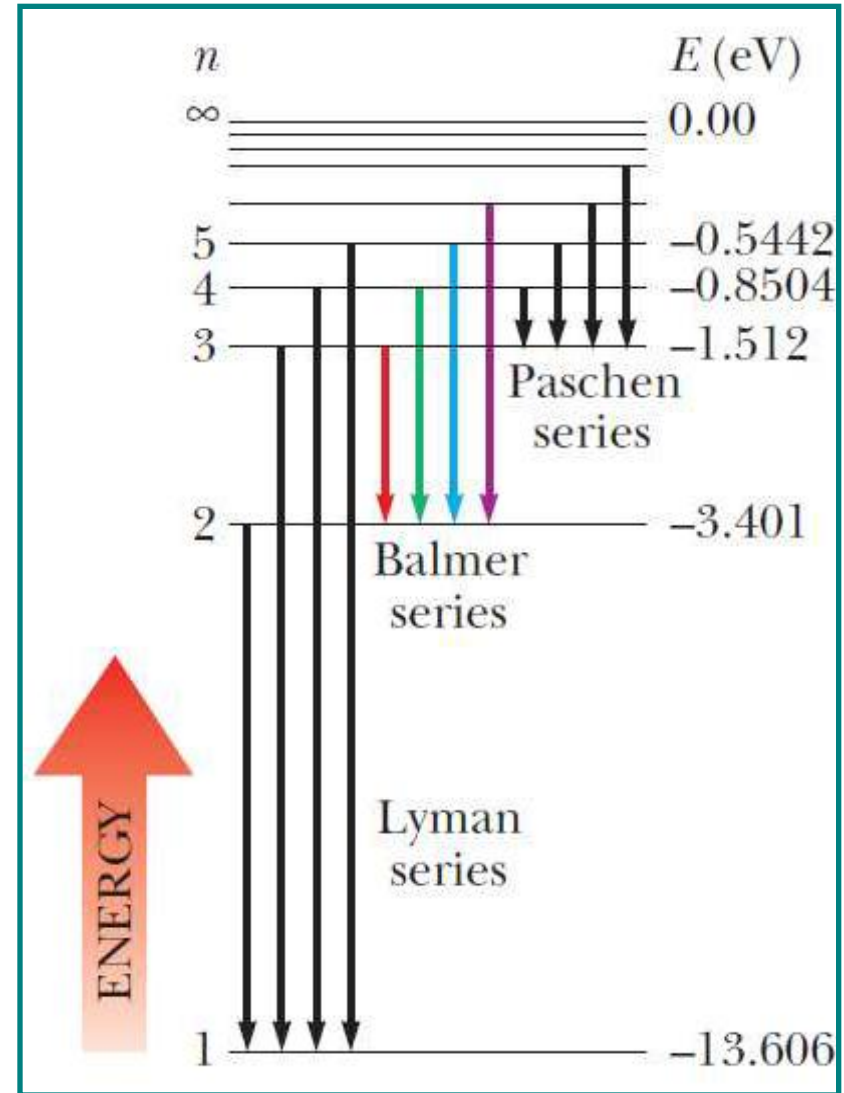
$$E_n = -\frac{m e^4}{8 \epsilon_0^2 h^2 n^2}, \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

• częstotści linii widmowych wodoru

$$\nu = \frac{E_i - E_j}{h} = \frac{m e^4}{8 \epsilon_0^2 h^3} \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_j^2} \right)$$

odpowiednie długości fali znajdziemy z wzoru:

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

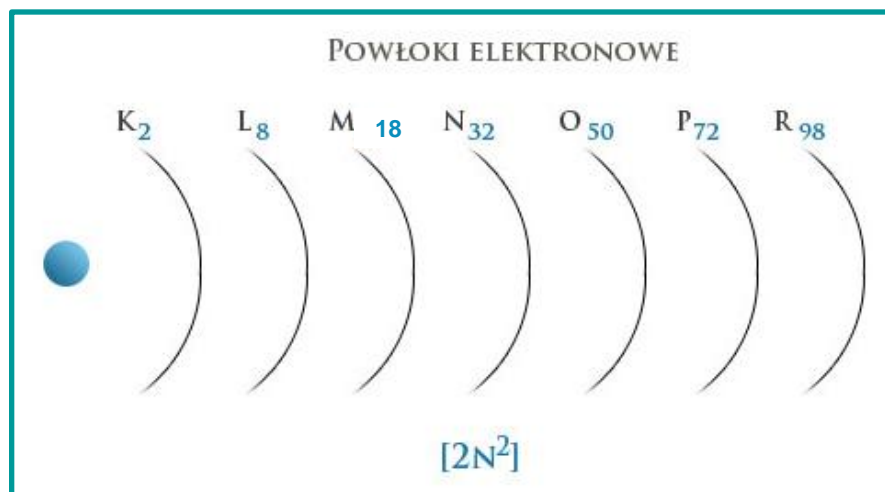
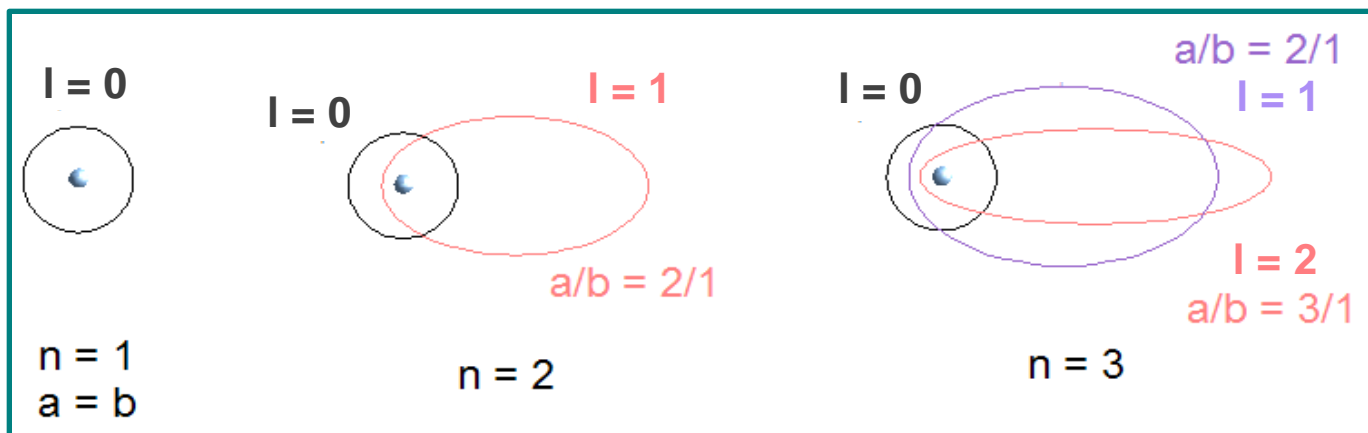


# TEORIA I MODEL ATOMU BOHRA

- ✓ Rewolucyjna, jak na owe czasy, teoria Bohra pozwalała:
  - wyjaśnić wszystkie regularności w widmach emisyjnych atomów,
  - wytłumaczyć sposób powstawania promieni Röntgena w atomach pierwiastków ciężkich,
  - przewidzieć (potwierdzone doświadczalnie) częstotliwości tych promieni,
  - obliczyć energie jonizacji atomu wodoru (również potwierdzone doświadczalnie),
  - uzasadnić wynikającą z niej „regułę kombinacyjną Ritza”,
  - pogrupować krążące po kołowych lub eliptycznych orbitach elektrony w powłoki,
  - wyjaśnić wiele własności chemicznych pierwiastków,
  - przewidzieć istnienie wówczas nieznanego jeszcze pierwiastka (Hf).
- ✓ Planetarny model budowy atomu jest zaledwie początkowym stadium w rozwoju kompletnej teorii mechaniki kwantowej i obraz elektronów krążących wokół jądra (niczym planety wokół Słońca) nie powinien być brany zbyt dosłownie, a ściśle określone orbity służą głównie do wizualizacji atomu.
- ✓ Niemniej jednak, stanowiący znaczne uproszczenie model atomu Bohra (ze znajdującymi się na dyskretnych poziomach energii elektronami) miał ogromny wpływ na dalszy rozwój fizyki atomowej i stał się podstawą wszystkich współczesnych modeli atomu.

# MODEL BOHRA - SOMMERFELDA

✓ Model Bohra dobrze przewiduje strukturę elektronową wodoru i atomów wodoropodobnych ( $\text{He}^+$ ,  $\text{Li}^{2+}$ , itd...); zawodzi jednak w przypadku atomów wieloelektronowych dla których liczba rozmaitych poziomów energetycznych wzrasta i tym samym widmo staje się coraz bardziej skomplikowane.



- $n$  - główna liczba kwantowa
- orbitalna liczba kwantowa  $l = 0, \dots, n-1$  (odpowiedzialna za spłaszczenie orbity)
- powłoki - stany o tej samej liczbie  $n$ :
  - powłoka K ( $n = 1$ ),
  - powłoka L ( $n = 2$ ),
  - powłoka M ( $n = 3$ ), itd...

# MODEL ATOMU de BROGLIE'A

- ✓ Model atomu w ujęciu de Broglie'a zakładał, iż każdej cząsteczce towarzyszy pewna fala, której długość jest odwrotnie proporcjonalna do jej pędu:

$$\lambda = h/p$$

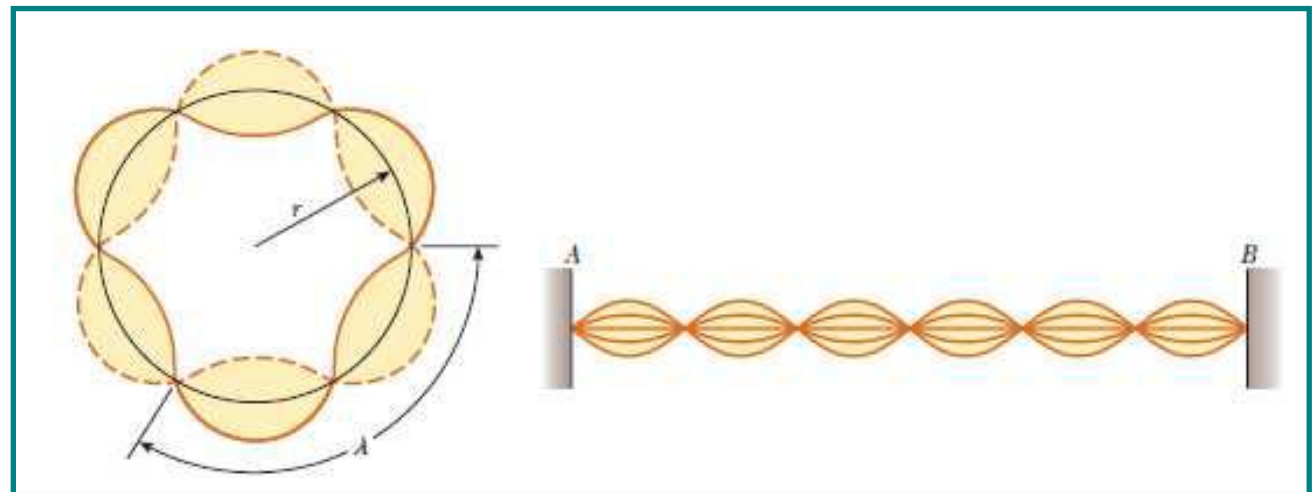
- ✓ To, że elektron może przebywać tylko na pewnych dyskretnych poziomach, można zatem wytłumaczyć tylko tym, że wykazuje on własności falowe.
- ✓ Postrzegany w ten sposób elektron jest obiektem o rozmytej masie i ładunku, a orbity są naturalnym przejawem stojących fal elektronowych.
- ✓ Liczba fal musi być dokładnie dopasowana do długości orbity (stanowi całkowitą krotność długości orbity) - fala „się domyka”, gdy nakłada się na samą siebie w zgodnej fazie (fala, której końce nie mają zgodnych faz ulega wygaszeniu).

$$\frac{2\pi r}{\lambda} = \frac{2\pi r}{h/p} = n$$

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

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

warunek kwantyzacji Bohra  
dla momentu pędu  $L$



# LICZBY KWANTOWE

✓ Stan kwantowy elektronu charakteryzuje zespół czterech liczb kwantowych:

Liczba kwantowa	Nazwa	Dozwolone wartości	Ilość dozwolonych wartości
$n$	<i>główna</i>	$1, 2, 3, \dots$	$\infty$
$l$	<i>orbitalna</i>	$0, 1, 2, \dots, n-1$	$n$
$m$	<i>magnetyczna</i>	$0, +/-1, +/-2, \dots, +/- (l-1), +/- l$	$2l+1$
$s$	<i>spinowa</i>	$+1/2, -1/2$	$2$

- ✓ Magnetyczna liczba kwantowa  $m = 0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm(l-1), \pm l$  jest odpowiedzialna za rozszczepienie poziomów w obecności pola magnetycznego (tzw. „efekt Zeemana”) i określa orientację przestrzenną orbity.
- ✓ Spinowa liczba kwantowa  $s = \pm 1/2$  określa kierunek wirowania elektronu wokół własnej osi (w jedną lub drugą stronę) i oznacza stan elektronu związany z jego (własnym momentem pędu) spinem.
- ✓ Liczby  $l$ ,  $m$  i  $s$  przyczyniają się do rozszczepienia poziomów energetycznych określonych przez główną liczbę kwantową (każdemu zestawowi liczb  $n$ ,  $l$ ,  $m$  i  $s$  odpowiada inna energia).

# ZAKAZ PAULIEGO (1925)

- ✓ Stan elektronu w atomie jest określony przez cztery liczby kwantowe: główną ( $n$ ), orbitalną ( $l$ ), magnetyczną ( $m$ ) oraz spinową ( $s$ ).

## ZAKAZ (ZASADA) PAULIEGO

*Dwa dowolne elektrony (i generalnie fermiony) nie mogą znajdować się w tym samym stanie kwantowym (muszą różnić się chociaż jedną liczbą kwantową).*

- ✓ Zasada Pauliego nie ogranicza się do zjawisk świata atomowego, lecz jest ogólnym prawem natury obowiązującym w świecie mikrocząstek o połówkowych spinach (Nagroda Nobla 1945 r.).
- ✓ Zakaz Pauliego stanowi punkt wyjścia dla zasady rozbudowy powłok elektronowych oraz wyjaśnienia okresowości konfiguracji elektronowych atomów, co z kolei jest związane z własnościami fizykochemicznymi pierwiastków.
- ✓ Elektrony wypełniają podpowłoki zaczynając od tych o najniższej energii.



*W. E. Pauli*  
(1900 – 1958)