

Budowa atomu wodoru. Stan podstawowy i stany wzbudzone

Zasób zawiera:

1. Starter: ogólny wstęp do tematu, fotografię przedstawiającą rurkę ze świecącym wodorem, odwołanie do wcześniejszej wiedzy ucznia oraz cele lekcji sformułowane w języku ucznia.

2. Zawartość tekstowa

a) część dotycząca modeli budowy atomu zawiera: informację o odkryciu elektronu przez Thompsona; omówienie budowy atomu według Thompsona wraz z rysunkiem przedstawiającym model atomu jako "ciastko z rodzynkami"; opis doświadczeń wykonywanych przez Rutherforda, w wyniku których Rutherford opracował model planetarny atomu; film animowany, wraz z wyjaśnieniem, ukazujący eksperyment Rutherforda prowadzący do odkrycia jądra atomowego (czas: 1:01s); rysunek przedstawiający tor cząstek alfa w eksperymencie Rutherforda; omówienie budowy atomu według Rutherforda; określenie niedoskonałości modelu planetarnego; dwa polecenia dla ucznia: jedno problemowe, drugie obliczeniowe.

b) część dotycząca budowy atomu według Bohra zawiera: ilustrację pokazującą model budowy atomu wodoru stworzony przez Bohra; spis pytań, na które chciał odpowiedzieć Bohr rozważając budowę atomu; określenie postulatów, które byłyby odpowiedzią na te pytania; treść dwóch postulatów Bohra wraz z wyjaśnieniami; wzory na promień atomu wodoru i energię całkowitą elektronu na n -tej orbicie; wyjaśnienie ujemności energii elektronu na n -tej orbicie; tabelaryczne zestawienie pt. Dozwolone wartości stanów energetycznych atomu wodoru; rysunek przedstawiający wartości energii atomu wodoru (schemat poziomów energetycznych atomu wodoru); wyjaśnienie pojęcia stanu wzbudzonego; rysunek przedstawiający analogię między stanami energetycznymi atomu wodoru a energią potencjalną prostopadłościanu w różnych położeniach; przykład zadania obliczeniowego wraz z rozwiązaniem dotyczącego obliczenia energii, jaką musi pochłonąć atom znajdujący się na poziomie podstawowym, aby przejść na drugi poziom; wyjaśnienie przechodzenia elektronów między poziomami w zależności od pochłoniętej energii; wyjaśnienie procesu pobudzania gazu do świecenia; omówienie zakresu stosowalności modelu atomu według Bohra; dwa polecenia dla ucznia (problemowe i obliczeniowe).

3. Podsumowanie zawiera pięć sformułowań podsumowujących dotyczących modeli budowy atomu , pięć poleceń dla ucznia, w tym dwa obliczeniowe, jedno o wyższym stopniu trudności (z gwiazdką).

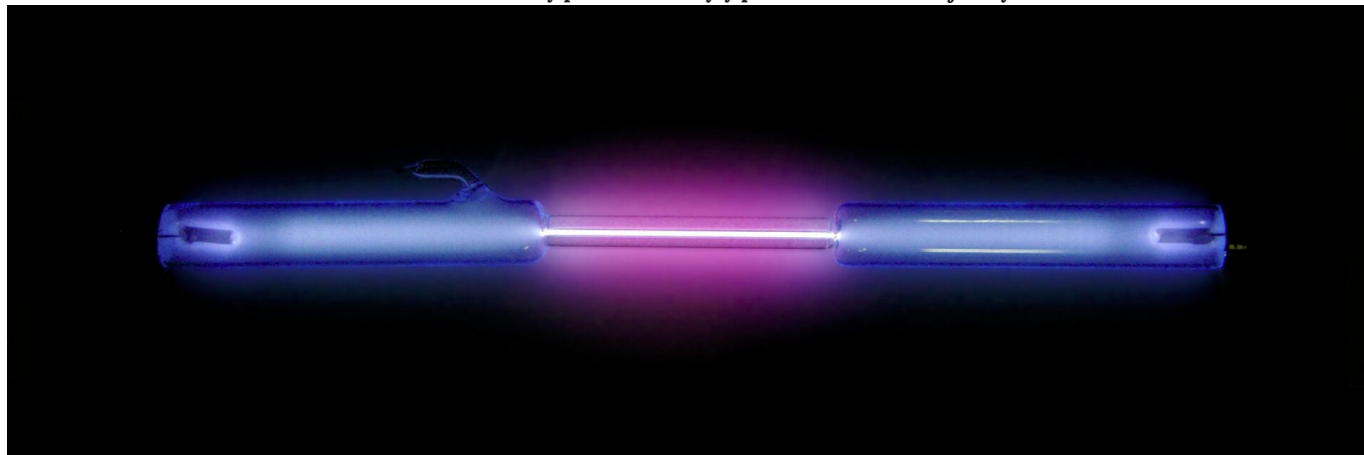
4 . Zadania podsumowujące modu: zestaw dwóch zadań interaktywnych: prawda/fałsz zawierające trzy sformułowania i wyboru odpowiedzi z rozwijanej listy.

5. Słowniczek zawierający wyjaśnienia pojęć: cząstka alfa, elektron, model budowy atomu wodoru stworzony przez Bohra, planetarny model budowy atomu, stan podstawowy, stan wzbudzony.

6. Biogram: Niels Bohr, Johannes Geiger, Ernest Marsden, Ernest Rutherford, Joseph John Thomson

Budowa atomu wodoru. Stan podstawowy i stany wzbudzone

Pod koniec XIX wieku i na początku XX wiedza na temat najmniejszej – jak wtedy uważano – porcji materii, czyli atomu, była raczej skromna. Nie pozwalała na wyjaśnienie zjawiska widma promieniowania atomów (nawet tak prostego jak atom wodoru). Doświadczenie Rutherforda i model atomu stworzony przez Bohra były przełomem w rozwoju fizyki.



Wodór jest najprostszym i najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem we Wszechświecie. W postaci plazmy świeci intensywnie purpurowym blaskiem. Prace nad modelem atomowym wodoru doprowadziły do przełomowych odkryć w dziedzinie budowy materii.

Źródło: Alchemist-hp, dostępny w internecie: <https://commons.wikimedia.org/> [dostęp 13.05.2022], licencja: CC BY-NC-ND 3.0.

Przed przystąpieniem do zapoznania się z tematem, należy znać poniższe zagadnienia

- zakres długości światła widzialnego;
- doświadczenia potwierdzające cząsteczkową naturę światła;
- foton i jego energia;
- widmo atomu wodoru.

Ich opracowanie znajdziesz materiałach:

- [Promieniowanie termiczne ciał stałych](#);
- [Zjawisko emisji i absorpcji energii przez atomy gazu](#);
- [Zewnętrzny efekt fotoelektryczny i jego zastosowanie](#);
- [Foton – najmniejsza porcja energii fali elektromagnetycznej](#);
- [Podsumowanie wiadomości z fizyki atomu](#).

Nauczysz się

- założeń modelu Bohra atomu wodoru;
- na czym polega kwantyzacja;
- wyjaśniać związek między częstotliwością emitowanej lub pochłanianej fali elektromagnetycznej z przejściami elektronu między orbitami.

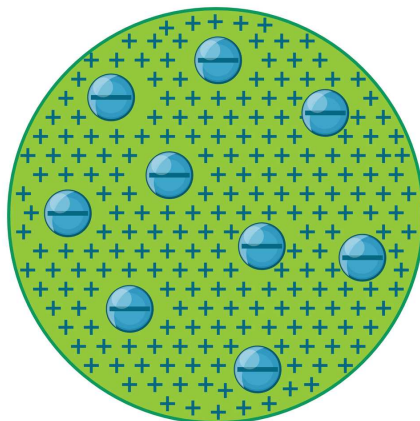
Modele budowy atomu

[Joseph John Thomson](#) w roku 1897 dokonał przełomowego odkrycia w fizyce i budowie materii. Kiedy badał przewodnictwo gazów, stwierdził, że naelektryzowanie przenoszone jest za pomocą cząsteczek mających pewien ładunek ujemny. Thomsonowi udało się również określić stosunek ich ładunku do masy. Cząsteczką, którą odkrył brytyjski fizyk, był [elektron](#). Thomson dowiódł, że źródłem pochodzenia elektronów są atomy, i tym samym obalił powszechną wówczas ideę o niepodzielności atomu.

Na podstawie późniejszych badań elektron okazał się cząstką niosącą elementarną, czyli podstawową, ilość ładunku elektrycznego.

Model budowy atomu według Thomsona

J. J. Thomson w 1904 roku zaproponował model budowy atomu, który składał się z różnych elementów, czyli był podzielny.



Model atomu Thomsona, zwany modelem „ciasta z rodzynkami” lub „puddingu z rodzynkami”

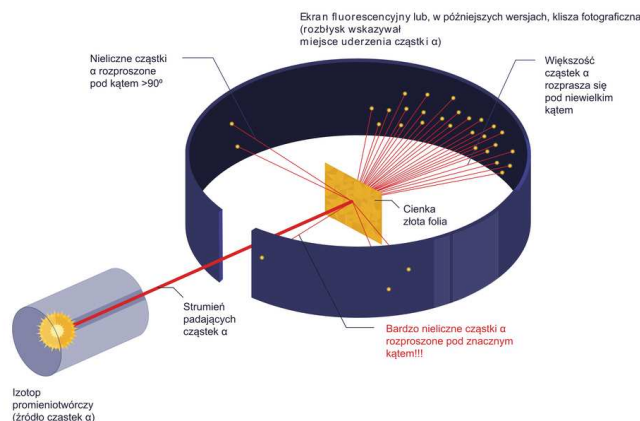
Źródło: Uniwersytet Przyrodniczy we Wrocławiu, licencja: CC BY 3.0.

Model ten nazywano modelem „ciasta z rodzynkami” lub „puddingu z rodzynkami”. Dlaczego? Thomson twierdził, że dodatni ładunek atomu rozłożony jest równomiernie w całym atomie, w którym znajdują się elektrony o ujemnym ładunku (co przypomina rodzynki w cieście). Jednak bardzo szybko model ten został podważony przez Ernesta Rutherforda.

Model budowy atomu według Rutherforda

Ernest Rutherford i jego dwaj pomocnicy – Hans Geiger oraz Ernest Marsden przeprowadzili eksperyment bombardowania cienkiej złotej folii cząstkami alfa, odkrytymi wcześniej przez Rutherforda. Cząstki te mają budowę identyczną jak jądra atomu helu, ale Ernest Rutherford podczas przeprowadzania doświadczenia jeszcze o tym nic nie wiedział. Sądził, że było to promieniowanie α – strumień cząstek obdarzonych podwójnym ładunkiem dodatnim $2e$, którego źródłem była substancja promieniotwórcza.

Eksperyment Rutherforda był prosty w wykonaniu. Strumień cząstek α padał na cienką złotą folię o grubości 0,00004 cm. Umieszczony wokół ekran rozbłyskiwał, gdy uderzyła w niego cząstka α . Na podstawie obserwacji rozbłysków można było wyznaczyć zmianę kierunku poruszającej się cząstki. W późniejszych badaniach wykorzystywano również inne metale. Podczas badań Geiger i Marsden naliczyli ponad sto tysięcy rozbłysków spowodowanych przez cząstki α .



Film dostępny pod adresem </preview/resource/R1A7fRx4k8Gva>

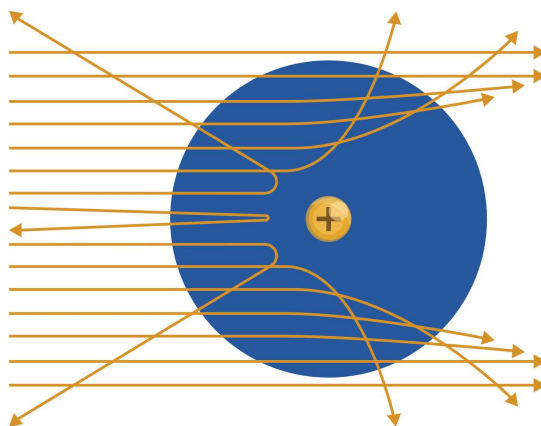
Eksperyment Rutherforda – odkrycie jądra atomowego

Źródło: Uniwersytet Przyrodniczy we Wrocławiu, Kevin MacLeod (<http://incompetech.com>), Tomorrow Sp. z o.o., licencja: CC BY 3.0.

Materiał filmowy, dotyczący eksperymentu Rutherforda – odkrycie jądra atomowego.

Opublikowane wyniki pomiarów były zdumiewające. Prawie wszystkie cząstki α przechodziły przez folię bez zmiany kierunku ruchu, co było niemożliwe w modelu Thomsona. Z kolei znaczne odchylenia torów cząstek α , które mogłyby wskazywać na występowanie dużej siły odpychającej cząstki α obserwowano bardzo rzadko. Zdarzało się, że cząstka α odbijała się od folii i biegła w przeciwną stronę. Rutherford miał nawet powiedzieć, że „... to było tak, jakbyś wystrzelił piętnastocalowy pocisk do kawałka bibułki, a ten pocisk odbił się od bibułki i uderzył w ciebie”.

Rutherford przez osiemnaście miesięcy zastanawiał się, co jest przyczyną, że niektóre cząstki promieniowania α doznają tak silnego rozproszenia. Zastanawiało go, jaki jest znak ładunku jądra (Rutherford używał pojęcia „rdzeń”). W końcu fizyk doszedł do wniosku, że muszą one przechodzić w pobliżu pewnych ciał naładowanych dodatnio i mających niezwykle małe rozmiary.



Przyjęcie istnienia jądra atomowego wyjaśniło wyniki eksperymentu Rutherforda

Źródło: Uniwersytet Przyrodniczy we Wrocławiu, licencja: CC BY 3.0.

Rutherford przyjął, że w atomie dodatni ładunek jest skupiony w bardzo małej objętości atomu, co sugerowało istnienie jądra atomowego. Elektrony znajdujące się w atomie miały krążyć po zamkniętych orbitach wokół jądra, tak jak planety krążą wokół Słońca. Model ten nazwano **planetarnym modelem budowy atomu**. Rutherford oszacował, że ciężkie jądro atomowe powinno mieć rozmiar 10^{-15} m, a oddziaływanie między jądrem a elektronami – charakter elektryczny (kulombowski). Uznał również, że ładunek elektryczny jądra i elektronów na powłokach są sobie równe co do wartości bezwzględnej, tak że atom jako całość pozostaje obojętny elektrycznie.

Model ten miał jednak wiele niedoskonałości. Stał w sprzeczności z fizyką klasyczną, ponieważ fale elektromagnetyczne powinny być emitowane przez krążące elektrony w sposób ciągły, a zatem ich energia kinetyczna musiałaby się zmniejszać i ostatecznie elektrony powinny się zbliżyć do jądra, czego nie zaobserwowano. Materia, którą znamy, jest stabilna, a elektrony nie spadają na jądra w atomach.

Polecenie 1

Jakie zjawisko obserwowane w doświadczeniu Rutherforda by nie zaszło, gdyby prawdziwy okazał się model budowy atomu Thomsona? Dlaczego? Ewentualne notatki możesz zapisać w polu poniżej.

Ćwiczenie 1

Średnica atomu jest rzędu 10^{-10} m, a średnica jądra to 10^{-15} m. Oblicz średnicę atomu w modelu, w którym średnica jądra wynosi 1 cm.

Model budowy atomu wodoru stworzony przez Bohra (1913 r.)

Duński fizyk **Niels Bohr** był uczniem Thomsona, ale bardziej cenił sobie współpracę z Ernestem Rutherfordem. Budowa atomu odkryta przez Rutherforda stała się podstawą do rozważań Bohra nad niezrozumiałymi faktami dotyczącymi tego modelu.

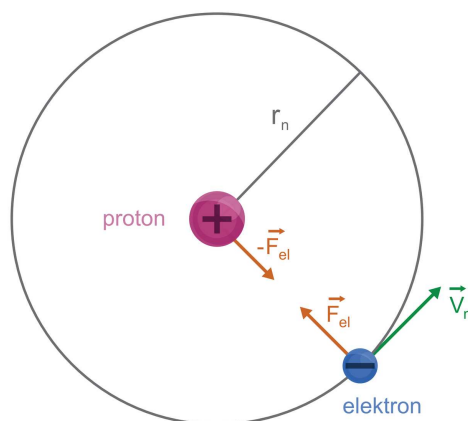
- Co sprawia, że atom jest stabilny?
- Co decyduje o rozmiarach atomu?
- Co różni atomy różnych pierwiastków?

Gdy Bohr dowiedział się o wzorze Balmera, zrozumiał, że rozwiązanie tych problemów jest tylko kwestią czasu.

Dla zainteresowanych

Jeśli chcesz uzupełnić materiał bieżącej lekcji, rozwiń poniższą zakładkę.

Uzupełnienie: wzór Balmera



Model budowy atomu wodoru stworzony przez Bohra

Źródło: Uniwersytet Przyrodniczy we Wrocławiu, licencja: CC BY 3.0.

Bohr korzystał z modelu atomu Rutherforda i przyjął, że atom wodoru zbudowany jest z dodatnio naładowanego jądra – protonu, wokół którego krąży ujemnie naładowany elektron. Cząstki te przyciągają się wzajemnie siłami zgodnymi z prawem Coulomba. Fizyk rozpatrywał energię całkowitą atomu jako sumę energii kinetycznej elektronu i energii potencjalnej układu proton–elektron. Jednak aby wyjaśnić stabilność atomów oraz kwestię emisji i absorpcji energii przez atom, przyjął dwa postulaty:

1. Elektron krążący wokół jądra nie wysyła energii (jak wynikało to z fizyki klasycznej), jeżeli promień tej orbity i prędkość elektronu spełniają warunek:

$$rmv = n \frac{h}{2\pi}; n = 1, 2, 3 \dots$$

gdzie:

r – promień orbity, po której krąży elektron;

m – masa elektronu;

v – wartość prędkości liniowej krążącego elektronu;

n – liczba całkowita określająca numer orbity elektronu;

h – stała Plancka ($h \approx 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$).

Założenie to nazywane jest **pierwszym postulatem Bohra**, a takie orbity – orbitami stacjonarnymi.

2. Procesowi przejścia elektronu z jednej orbity na drugą towarzyszy albo wysłanie, albo zaabsorbowanie pewnej ściśle określonej porcji energii (kwantu energii, fotonu).

Bohr założył, że do zmian energii atomu może dojść tylko wtedy, gdy elektron przechodzi z orbity znajdującej się bliżej jądra na orbitę dalszą (lub odwrotnie). Zmiana energii równa jest porcji (kwantowi) energii, która zgodnie ze wzorem Plancka jest równa:

$$\Delta E = E_n - E_k = h\nu = h \frac{c}{\lambda}$$

gdzie:

n, k – odpowiednie numery orbit elektronu;

h – stała Plancka;

ν – częstotliwość promieniowania elektromagnetycznego;

λ – długość fali promieniowania elektromagnetycznego;

c – prędkość światła w próżni.

Warunek ten, nazywany **drugim postulatem Bohra**, związany jest z przejściem elektronu z jednej orbity na drugą.

Rozważania i obliczenia uwzględniające siły, jakimi działają na siebie jądro wodoru i elektron, związek energii całkowitej atomu z energią kinetyczną elektronu i energią potencjalną układu proton–elektron w połączeniu z I postulatem Bohra doprowadziły do otrzymania zależności:

1. Promień orbity stacjonarnej można wyrazić wzorem:

$$r = n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 k e^2 m} = n^2 r_0.$$

2. Energię całkowitą atomu wodoru można przedstawić wzorem:

$$E_n = -\frac{1}{n^2} \frac{4^2 k^2 e^4 m}{2 h^2}.$$

Jak widać, obie zależności zawierają wielkość oznaczoną literą *n*, która nazywana jest główną liczbą kwantową.

Wartość promienia dla *n* = 1 jest równa 0,53 · 10⁻¹⁰ m i nazywana jest promieniem pierwszej orbity Bohra w atomie wodoru. Promień drugiej orbity jest 4 razy większy, trzeciej – 9 razy większy itd. Obecnie wartości tych promieni mają znaczenie jedynie historyczne – według nowych teorii opisujących atom, elektron nie jest już naładowaną ujemnie kulką.

Energia całkowita atomu wodoru (po podstawieniu odpowiednich wartości liczbowych) może być wyrażona jako:

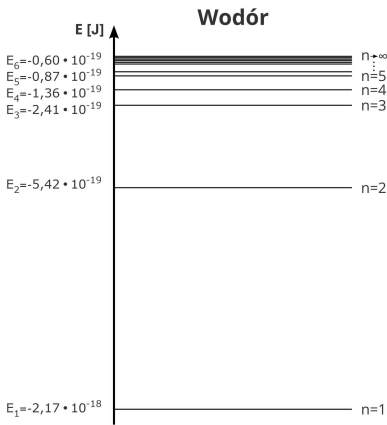
$$E_n = -\frac{1}{n^2} \cdot A, \text{ gdzie: } A \cong 2,17 \cdot 10^{-18} \text{ J}.$$

Z tej zależności wynika, że energia atomu jest ujemna. Oznacza to, że atom wodoru nie może się samorzutnie rozpaść na jądro i elektron.

Najmniejszą energię ma atom wodoru w stanie, dla którego *n* = 1. Jest ona równa –2,17 · 10⁻¹⁸ J. Ten stan nazywamy [stanem podstawowym](#). Wartości energii dla *n* = 2, 3, 4, 5, 6 przedstawione w poniższej tabeli, dotyczą atomów znajdujących się na jednym z wyższych poziomów energetycznych.

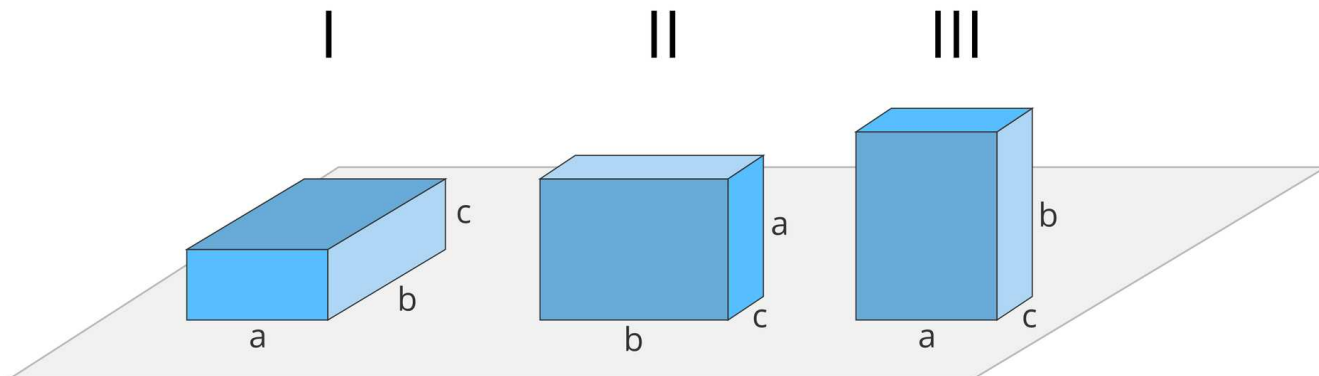
Dozwolone wartości stanów energetycznych atomu wodoru		
<i>n</i>		<i>E</i> [J]
1		–2,17 · 10 ⁻¹⁸
2		–5,42 · 10 ⁻¹⁹
3		–2,41 · 10 ⁻¹⁹
4		–1,36 · 10 ⁻¹⁹
5		–0,87 · 10 ⁻¹⁹
6		–0,68 · 10 ⁻¹⁹

Poziomy energetyczne można przedstawić za pomocą schematu:



Schemat poziomów energetycznych atomu wodoru
 Źródło: Uniwersytet Przyrodniczy we Wrocławiu, licencja: CC BY 3.0.

Widzimy zatem, że energia atomu nie może być dowolna. Stany, w których elektron znajduje się na wyższych poziomach energetycznych, czyli *n* = 2, 3, 4, 5 itd., nazywamy [stanami wzbudzonymi](#), ponieważ atom wodoru musi wtedy zwiększyć swoją energię do odpowiedniej wartości. Aby to lepiej zrozumieć, można posłużyć się pewną dość prostą analogią do prostopadłościanu o krawędziach *a*, *b* i *c*.



Analogia między stanami energetycznymi atomu wodoru a energią potencjalną prostopadłościanu w różnych położeniach

Źródło: Uniwersytet Przyrodniczy we Wrocławiu, licencja: CC BY 3.0.

Prostopadłościan ten można położyć stabilnie tylko na jednej z trzech różnych ścian. Położenie I, w którym prostopadłościan leży na ścianie ab , oznacza, że ma on najniższą energię potencjalną w stosunku do podłoża. Położenie II, w którym prostopadłościan leży na ścianie bc , oznacza większą energię potencjalną, a położenie III, czyli na ścianie ac – największą (przedyskutujcie w klasie, dlaczego tak jest). Oczywiście, aby przenieść prostopadłościan ze stanu I do II albo ze stanu II do III, trzeba wykonać pracę o wartości różnicy energii potencjalnych.

Przykład 1

Oblicz wartość energii, jaką musi pochłonąć atom znajdujący się na poziomie podstawowym, aby przejść na drugi poziom.

Energia na drugim poziomie jest równa:

$$E_2 = -\frac{1}{2^2} \cdot A,$$

a energia na pierwszym poziomie:

$$E_1 = -\frac{1}{1^2} \cdot A.$$

Z obliczeń wynika, że atom musi zwiększyć swoją energię o

$$\Delta E = E_2 - E_1 = 1,63 \cdot 10^{-18} \text{ J}.$$

Przykład 2

Oblicz wartość energii, jaką musi pochłonąć atom wodoru, aby przejść z drugiego poziomu ($n = 2$) na trzeci poziom ($n = 3$).

Energia na trzecim poziomie wynosi:

$$E_n = -\frac{1}{n^2} \cdot A,$$

a energia na drugim poziomie:

$$E_k = -\frac{1}{k^2} \cdot A.$$

$$\Delta E = E_n - E_k = -\frac{1}{n^2} \cdot A - \left(-\frac{1}{k^2} \cdot A\right) = A \left(\frac{1}{k^2} - \frac{1}{n^2}\right).$$

Po podstawieniu wartości A , $k = 2$, $n = 3$ otrzymamy

$$\Delta E = E_3 - E_2 = -\frac{1}{3^2} \cdot A - \left(-\frac{1}{2^2} \cdot A\right) = 2,17 \cdot 10^{-18} \cdot \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9}\right) = 3,01 \cdot 10^{-19} \text{ J}.$$

Z powyższych rozważań wynika, że pochłonięcie kwantu promieniowania przez atom może skutkować przeskokiem elektronu na wyższy poziom energetyczny (atom wodoru przechodzi w stan wzbudzony) tylko wówczas, gdy energia promieniowania jest równa **dokładnie** różnicy między wybranymi stanami energetycznymi. Natomiast gdy elektron powraca na niższy poziom energetyczny, musi wypromieniować energię w postaci promieniowania elektromagnetycznego o wartości równej dokładnie różnicy energii między poziomami energetycznymi. Możliwe są sytuacje, w których atom pochłania taką energię, że przechodzi np. z pierwszego poziomu od razu na czwarty. W stanie wzbudzonym atom „przebywa” krótko – przeciętnie 10^{-8} s (jedna stumilionowa część sekundy). Potem pozbywa się nadmiaru energii i przechodzi na jeden z poziomów o niższej energii – może przeskoczyć od razu na pierwszy poziom, ale często jest to przejście stopniowe (etapowe) najpierw na trzeci poziom, potem na drugi itd. Podczas każdego przejścia atom wysyła kwant energii, co oznacza emisję promieniowania o ściśle określonej długości fali (barwie).

Warto wspomnieć o tym, w jaki sposób możemy pobudzić atomy gazu do świecenia. Odbyna się to w ten sposób, że podczas zderzenia atomów (jak wiemy, im wyższa temperatura, tym poruszają się one szybciej) następuje pochłonięcie energii kinetycznej, w wyniku czego atom przechodzi z poziomu podstawowego na jeden z poziomów wzbudzonych. Właśnie wtedy mówimy o wzbudzeniu termicznym. Potem następują procesy przechodzenia na niższe poziomy energetyczne i wysyłanie jednego lub kilku kwantów promieniowania.

Model Bohra sprawdzał się dobrze w trakcie badań atomu wodoru. Zgodność obliczeń z wynikami pomiarów była w pełni satysfakcjonująca. Jednak uogólnienie tego modelu na atomy innych pierwiastków niosło wiele problemów. Wynikało to np. z tego, że w atomie wodoru rozpatrujemy oddziaływanie jednego protonu z jednym elektronem. W atomie helu mamy już dwa ładunki elementarne w jądrze i dwa elektrony. Ponadto nie tylko jądro działa na każdy z elektronów, lecz także one oddziałują ze sobą. Jeżeli jednak będziemy analizować atom zjonizowanego helu, w którym wokół jądra krąży tylko jeden elektron, to opis okaże się znacznie prostszy, a jego widmo – bardzo podobne do widma wodoru. Oczywiście, długości emitowanych i absorbowanych fal są inne – zawsze wiadomo, z którym

pierwiotkiem mamy do czynienia. Łatwo można opisać również atomy wodoropodobne, takie jak sód, w których na ostatniej orbicie krąży jeden elektron.

Oddziaływania w atomach wieloelektronowych są bardzo złożone i, jak się później okazało, nie tylko energia jest skwantowana – inne wielkości fizyczne także mogą przyjmować tylko ściśle określoną wartość. Należą do nich moment pędu, orbitalny moment magnetyczny i tzw. moment spinowy (będziesz mógł je poznać w dalszym toku nauki). Bohr wprowadził swoje postulaty, aby uzyskać zgodność z obserwacjami. W następnych latach rozumiano, dlaczego prawdziwy jest pierwszy postulat Bohra, ale wtedy już nie traktowano elektronu jako kulki mającej ładunek elektryczny. Te dwie teorie (potwierdzone doświadczalnie) – model planetarny Rutherforda i model Bohra – stały się podstawą zrozumienia procesów w świecie atomów. Powstała mechanika kwantowa, pozwalająca wyjaśnić atomową budowę ciał stałych, co z kolei doprowadziło do poznania ich wielu niezwykłych właściwości. Odkrycie półprzewodników sprawiło, że wiele nowoczesnych urządzeń zostało zminiaturyzowanych; teraz urządzenia, które kiedyś zajmowałyby ogromne pomieszczenia, mieszczą się w kieszeni. Na płytce wielkości paznokcia możemy mieć bibliotekę tysięcy audiobooków lub e-booków, zapisać film, nawet gdyby trwał on kilkadziesiąt godzin, lub przechować kilkaset godzin muzyki.

Polecenie 2

Pomiędzy np. piątym poziomem energetycznym a ostatnim, w którym energia atomu jest równa zero, jest nieskończenie wiele poziomów energetycznych. Uzasadnij, dlaczego nie oznacza to, że energia atomu wodoru może przyjmować dowolną wartość.

Ćwiczenie 2

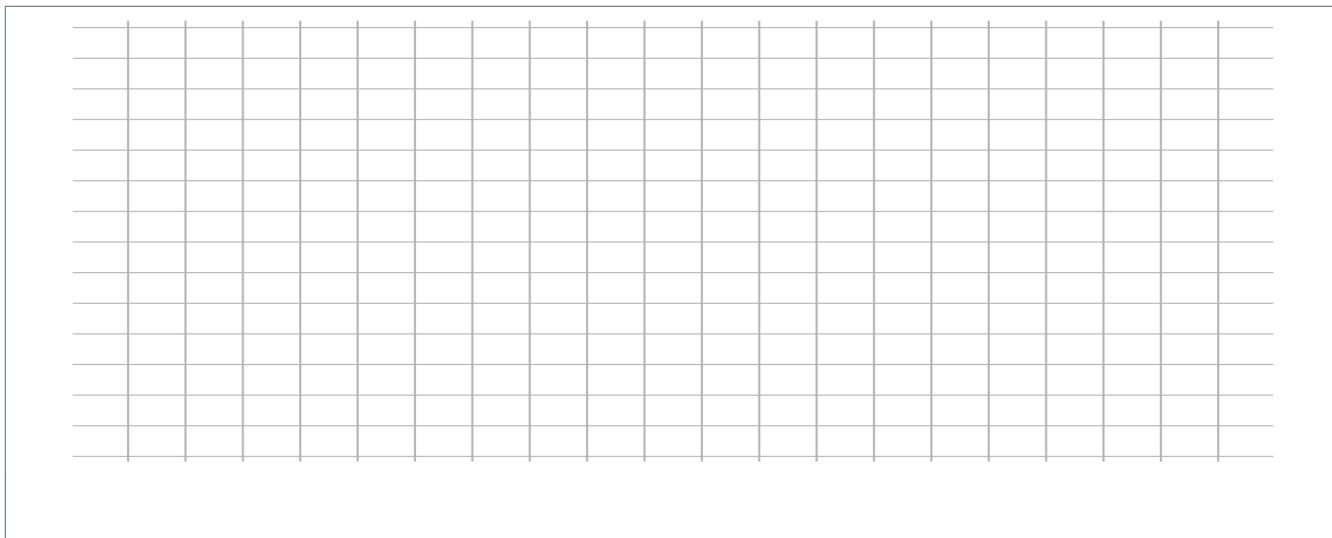
W drugim przykładzie obliczyliśmy, że przejście atomu z poziomu drugiego na trzeci wymaga pochłonięcia energii o wartości około $\Delta E = 3,01 \cdot 10^{-19}$ J. Oblicz długość fali promieniowania, której kwant został pochłonięty. Jaka jest barwa światła o tej długości fali?

Podsumowanie

- Model atomu wodoru stworzony przez Bohra powstał na podstawie faktów doświadczalnych, które doprowadziły do wprowadzenia pojęć nieznanych dotąd fizyce klasycznej:
 - Opis promieniowania ciała doskonale czarnego i fotoefekt:
 - pojęcie kwantu energii promieniowania;
 - pojęcie fotonu;
 - promieniowanie elektromagnetyczne jako strumień cząstek.
 - Liniowe widmo atomu wodoru:
 - widmo atomu wodoru w opisie fizyki klasycznej powinno mieć charakter ciągły;
 - seria widmowa Balmera.
 - Model atomu Thomsona:
 - atom ma strukturę, w skład której wchodzi elektrony.
 - Model atomu Rutherforda:
 - atom składa się z ciężkiego jądra i elektronów krążących wokół niego;
 - atom jest obojętny elektrycznie;
 - za oddziaływania między jądrem atomu, a jego powłoką odpowiada siła Coulomba;
 - znane są rozmiary atomu i jego jądra.
- Teoria atomu wodoru stworzona przez Bohra opierała się na dwóch postulatach:
 - elektron znajdujący się na orbicie stacjonarnej (dozwolonej) nie emituje fali elektromagnetycznej;
 - elektron emituje lub absorbuje energię w postaci kwantu promieniowania ($h\nu$) podczas przejścia między jedną a drugą orbitą stacjonarną.
- Za pomocą modelu Bohra można wyjaśnić układ linii widmowych atomu wodoru.
- Model atomu Bohra pozwala opisać precyzyjnie budowę jedynie atomu wodoru; zawodzi w odniesieniu do atomów mających bardziej złożone jądro atomowe, wokół którego krąży więcej elektronów.
- Dzięki modelowi Bohra stworzono podstawy nowej gałęzi fizyki współczesnej – mechaniki kwantowej.

Ćwiczenie 3

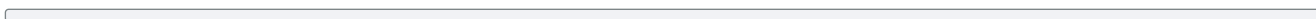
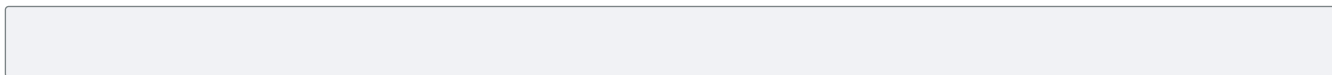
Na schemacie układu poziomów energetycznych atomu wodoru narysuj przejście z poziomu trzeciego na drugi, z czwartego na drugi i z piątego na drugi. Oblicz wartości energii emitowanej za każdym razem oraz długości fal otrzymanego promieniowania. Porównaj wyniki obliczeń z długościami linii widmowych wodoru.



Ćwiczenie 4

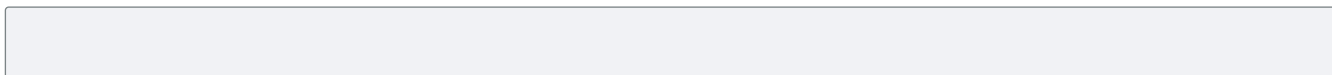
Oblicz długości fali promieniowania wysyłanego przez atom wodoru podczas przejścia z drugiego poziomu na podstawowy i z czwartego poziomu na trzeci. W jakich obszarach promieniowania elektromagnetycznego (radiowe, podczerwień, widzialne, nadfiolet) znajduje się to promieniowanie?

Uwaga: poniższe zadania warto przedyskutować również podczas lekcji.



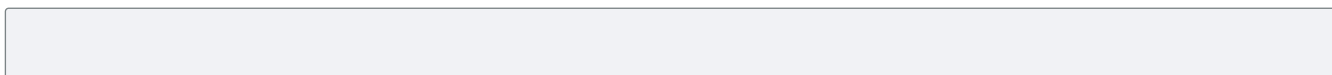
Polecenie 3

W atmosferze gwiazdy, podobnie jak w każdym gazie, atomy poruszają się ruchem chaotycznym, zderzając się wzajemnie. W gazie o niskiej temperaturze większość atomów znajduje się zatem na poziomie podstawowym, ale w wyższych temperaturach energia zderzeń jest na tyle duża, że przeciętny atom znajduje się na drugim poziomie (jest tak w temperaturze rzędu 9000 – 11000 K). Atom wodoru znajdujący się w tym stanie pochłania (absorbując) fotony biegnące z wnętrza gwiazdy i przechodzi na jeden z wyższych poziomów energetycznych. W jakim obszarze widma (podczerwień, światło widzialne, ultrafiolet) odbywa się ta absorpcja? Odpowiedź uzasadnij (skorzystaj z wyników obliczeń w poprzednim zadaniu).



Polecenie 4

Każdy atom lub jon emituje lub pochłania promieniowanie o innych długościach fali. Ma też charakterystyczne widmo pierwiastka. Kiedy astronomowie badali widma dwóch gwiazd, stwierdzili, że w pierwszej gwiazdzie dominują linie pierwiastków w stanie neutralnym, a w drugiej – głównie pierwiastków zjonizowanych. Jaki wniosek mogą sformułować astronomowie na tej podstawie? Uzasadnij odpowiedź.



Polecenie 5

Kiedy badano widmo Słońca, wykryto obecność pierwiastka nieznanego wtedy na Ziemi. Był to hel. Kilkadziesiąt lat później, podczas badań widma korony słonecznej (atmosfery Słońca, którą widać podczas jego całkowitych zaćmień), stwierdzono ponownie obecność linii nieznanymi pierwiastków. Jeden z nich nazwano „koronium”. Po niedługim czasie okazało się, że są to linie pierwiastków znanych na Ziemi, ale wielokrotnie zjonizowanych (np. żelazo pozbawione kilkunastu elektronów). Świadczyło to o bardzo wysokiej temperaturze. Dlaczego? Ewentualne notatki możesz zapisać w polu poniżej.

Uwaga!

Temperatura korony słonecznej wynosi od miliona do dwóch milionów kelwinów i jest znacznie wyższa od temperatury powierzchni Słońca.

Zadania podsumowujące moduł

Ćwiczenie 5



Określ liczbę sposobów, na jakie elektron może przejść z orbity trzeciej, na poziom podstawowy. Uzupełnij poniższą lukę. Kliknij w nią, aby rozwinąć listę, a następnie wybierz poprawną odpowiedź.

Wzbudzony atom wodoru znajdujący się na trzecim poziomie energetycznym może przejść na poziom podstawowy na sposób/sposoby.

Ćwiczenie 6



Oceń prawdziwość poniższych zdań. Przy każdym zdaniu w tabeli zaznacz **Prawda** albo **Falsz**.

Zdanie	Prawda	Falsz
Zgodnie z fizyką klasyczną atom wodoru powinien emitować widmo liniowe.	☐	☐
Zgodnie z fizyką klasyczną w modelu Rutherforda elektron powinien spaść na jądro.	☐	☐
Atom znajdujący się w stanie wzbudzonym, wracając do stanu podstawowego, może wyemitować więcej niż jeden foton, jeżeli nie znajduje się na pierwszym poziomie wzbudzonym.	☐	☐

Słownik

cząstka alfa

jądro atomu helu.

elektron

trwała cząstka elementarna o ujemnym ładunku elektrycznym wynoszącym $1,602 \cdot 10^{-19}$ C.

model budowy atomu Bohra

model atomu wodoru zaproponowany w 1913 r. przez Nielsa Bohra. Zgodnie z jego koncepcją wokół dodatnio naładowanego jądra krąży elektron, który porusza się po zamkniętej orbicie stacjonarnej. Atom w modelu Bohra może przyjmować jedynie pewne ściśle określone (dyskretne) wartości energii; również elektron może krążyć jedynie po orbitach o ustalonym promieniu. W celu zmiany stanu energetycznego atomu należy dostarczyć mu ściśle określoną porcję (kwant) energii. Przejściu atomu do stanu o niższej energii towarzyszy emisja kwantu promieniowania elektromagnetycznego o ściśle określonej długości fali.

planetarny model budowy atomu

model budowy atomu zaproponowany przez Rutherforda. Według tej koncepcji elektrony krążą wokół małego jądra naładowanego dodatnio.

stan podstawowy

stan energetyczny atomu o najniższej możliwej energii.

stan wzbudzony

stan energetyczny atomu wyższy niż podstawowy, tj. taki, w którym elektron przeszedł na wyższą orbitę i zyskał energię dzięki absorpcji promieniowania albo zderzenia z innym atomem.

Biogramy



Niels Bohr, jego model budowy atomu legł u podstaw nowego działu fizyki – mechaniki kwantowej

Źródło: AB Lagrelius & Westphal, dostępny w internecie: <http://commons.wikimedia.org> [dostęp 27.04.2022], domena publiczna.

Niels Bohr

1885.10.7 Kopenhaga – 1962.11.18 Kopenhaga

[nys boa] Duński fizyk, współtwórca mechaniki kwantowej. Brał udział w budowie pierwszej bomby atomowej w ramach projektu „Manhattan”.



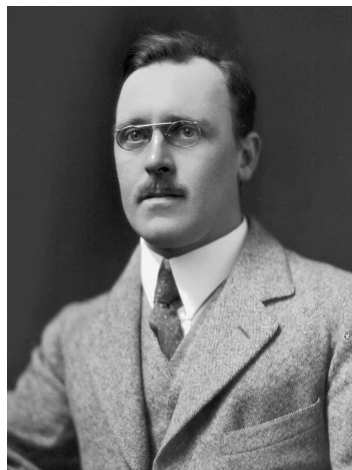
Johannes Geiger, projektant licznika promieniowania (licznik Geigera)

Źródło: GFHund, dostępny w internecie: <http://commons.wikimedia.org> [dostęp 27.04.2022], licencja: CC BY 3.0.

Johannes Geiger

1882.09.30 Neustadt – 1945.09.24 Poczdam

[johanes gajge] Niemiecki fizyk, który wspólnie z Walterem Müllerem opracował licznik promieniowania, nazwany na ich cześć licznikiem Geigera-Müllera.



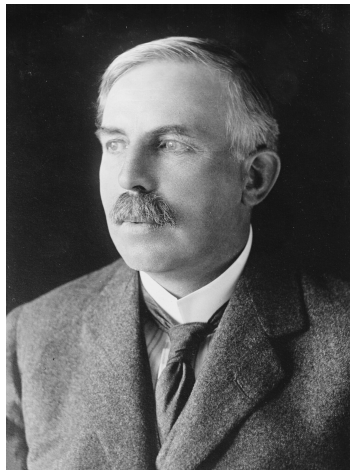
Ernest Marsden, współtwórca radaru

Źródło: S P Andrew Ltd., dostępny w internecie: <http://commons.wikimedia.org> [dostęp 27.04.2022], domena publiczna.

Ernest Marsden

1889.02.19 Lancashire – 1970.12.15 Wellington

[enest mazdyn] Jeden z czołowych nowozelandzkich fizyków. W czasie II wojny światowej prowadził prace nad radarem.



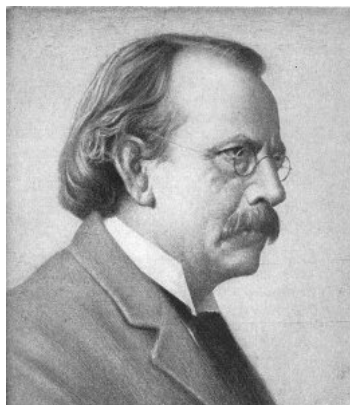
Ernest Rutherford, twórca jądrowo-planetarnego modelu budowy atomu

Źródło: George Grantham Bain Collection (Library of Congress), dostępny w internecie: <http://commons.wikimedia.org> [dostęp 27.04.2022].

Ernest Rutherford

1871.08.30 Brightwater – 1937.10.19 Cambridge

[enest radeferf] Brytyjski fizyk. Badał pierwiastki promieniotwórcze, odkrył, że źródłem promieniowania jest spontaniczny rozpad pierwiastków, za co otrzymał Nagrodę Nobla.



Joseph John Thomson, laureat Nagrody Nobla w dziedzinie fizyki, odkrywca elektronu

Źródło: Practical Physics, Millikan and Gale, 1920, dostępny w internecie: <http://commons.wikimedia.org> [dostęp 27.04.2022], domena publiczna.

Joseph John Thomson

1856.12.18 Manchester – 1940.08.30 Cambridge

[dżołzef dżon tomsyn] Angielski fizyk, który otrzymał Nagrodę Nobla za badanie przewodnictwa elektrycznego gazów, co doprowadziło do odkrycia elektronu.