

The structure of the hydrogen atom. Ground state and excited states

- [The structure of the hydrogen atom. Ground state and excited states](#)
- [Scenariusz](#)
- [Lesson plan](#)



The structure of the hydrogen atom. Ground state and excited states

Source: licencja: CC 0.

Budowa atomu wodoru. Stan podstawowy i stany wzbudzone

You will learn

- to interpret spectral lines as a result of transitions between energy levels in atoms with the **emission** or **absorption** of a quantum of light,
- to describe the Bohr model of the hydrogen atom.

[Nagranie dostępne na portalu epodreczniki.pl](#)

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

nagranie abstraktu

Before you start, gather the information about the following topic.

Task 1

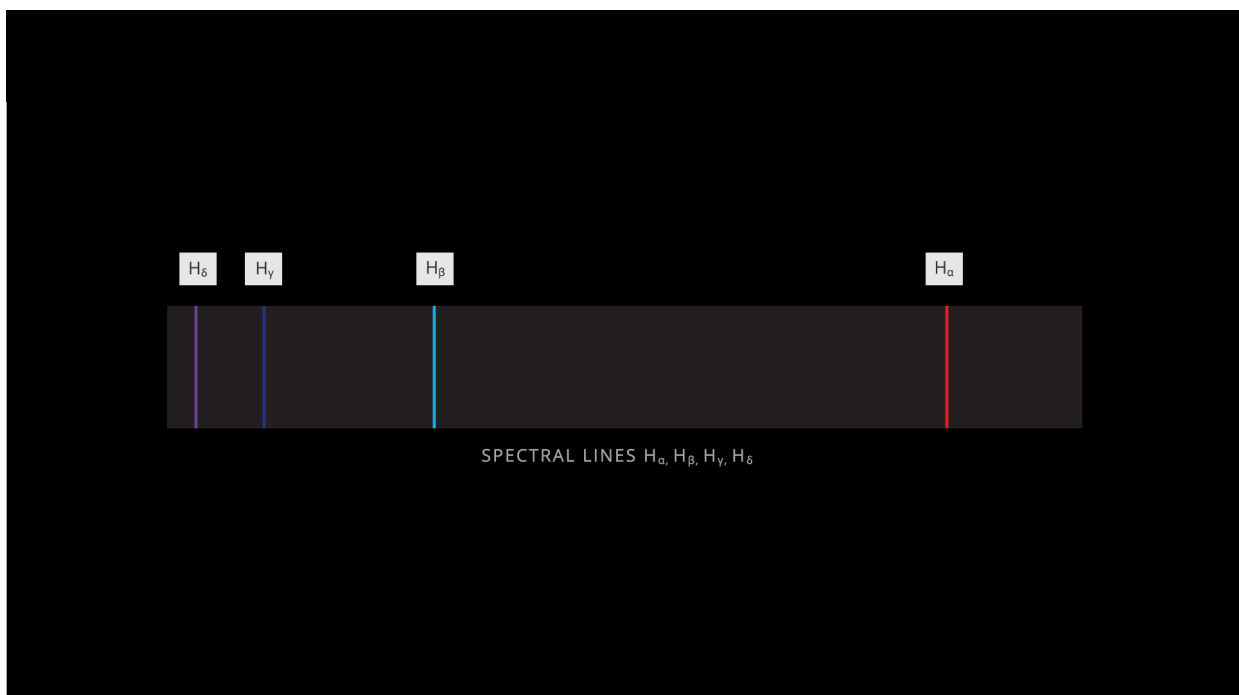
[Nagranie dostępne na portalu epodreczniki.pl](#)

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

nagranie abstraktu

Remind how the atomic **emission** and **absorption** spectra look like?

- Every atom has its own characteristic spectrum. The spectral lines can be used as “fingerprint” to identify the element.
- The hydrogen emission spectrum, known as Balmer series, consists of four lines in the visible light range, accompanied by spectral lines with wavelengths smaller than 400 nm.



Hydrogen spectral lines

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

[Nagranie dostępne na portalu epodreczniki.pl](#)

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

nagranie abstraktu

Niels Bohr in 1913 proposed that all atomic spectral lines arise from transitions between discrete energy levels, giving a photon with an energy:

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

where:

- n and k are numbers of the orbits,
- h is Planck's constant,
- ν and λ are the frequency and wavelength associated with the emitted photon,
- c is the speed of light.

In his model of the [hydrogen atom](#), an electron is moving around the nucleus following fixed orbits, called stationary states. The sizes of the orbits and the electron's energy in a given orbit are restricted. In this model the energy of the classical electron orbit with the quantisation of angular momentum was combined and yielded expressions which described orbit radii and corresponding energies.

Excited hydrogen atom

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

[Nagranie dostępne na portalu epodreczniki.pl](#)

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

nagranie abstraktu

The allowed radii for electrons in circular orbits of the [hydrogen atom](#) are then given by:

$$r_n = n^2 r_0$$

where r is known as Bohr radius:

$$r_0 = \frac{h^2}{4\pi^2 kme^2} = 5,29 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

where:

n = 1, 2, 3, ... is called the principal quantum number,

h – Planck's constant,

k – Coulomb's constant,

m – electron mass

e – electron charge.

The total energy of [hydrogen atom](#) is expressed as:

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

where:

$$A = \frac{ke^2}{2r_0}$$

The sign of energy is negative, what means that electrons are bound in the atom.

Exercise 1

[Nagranie dostępne na portalu epodreczniki.pl](#)

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

nagranie abstraktu

The electron has the least energy when $n = 1$ which corresponds to the first Bohr orbit. This lowest energy state is called the [ground state](#). Calculate the electron energy on this orbit.

Definition: Ground state

[Nagranie dostępne na portalu epodreczniki.pl](#)

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

nagranie abstraktu

Ground state is the lowest energy state of an atom. All other states are called excited states.

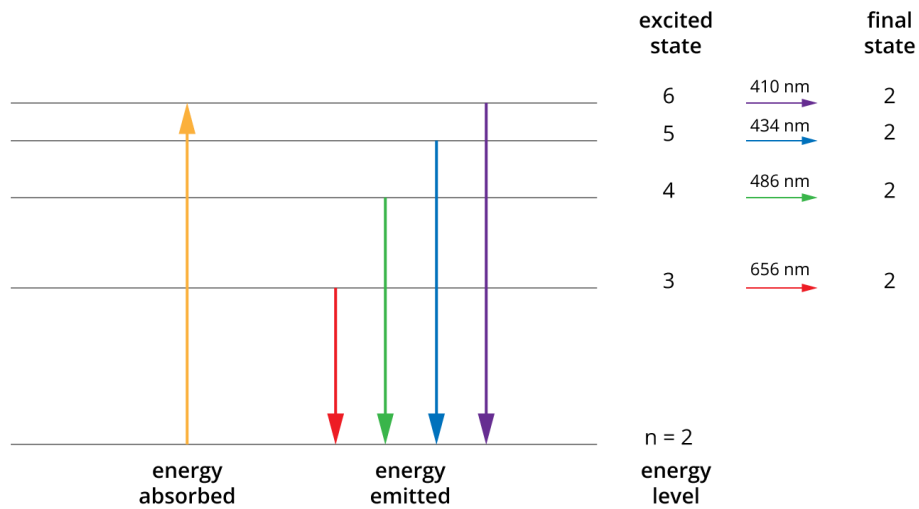
[Nagranie dostępne na portalu epodreczniki.pl](#)

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

nagranie abstraktu

Bohr's theory successfully explained the origin of hydrogen atomic spectrum. When the [hydrogen atom](#) absorbs energy, the electron is raised from the [ground state](#) ($n = 1$) to a higher orbit. Then, the electron returns to a lower orbit and emits the energy. The energy

difference between given states is always the same, then the frequency of emitted light is also the same and form characteristic spectrum.



Balmer series

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

Remember

[Nagranie dostępne na portalu epodreczniki.pl](#)

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

nagranie abstraktu

- The Bohr model was an important first step in the development of quantum mechanics. It introduced the quantization of atomic energy levels and gave agreement with the data obtained experimentally - by observation and analysis of spectral lines.

Exercises

Exercise 2

Determine which sentences are true.

The movement of electrons between these energy levels produces no spectrum.

Electrons absorb energy by moving to higher energy orbits.

The electrons in free atoms can be found in only certain discrete energy states.

The energy level an electron normally occupies is called its ground state.

zadanie

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

Exercise 3

The excitation energy of an **excited state** n is the energy above the ground state, $E_n - E_1$.

Calculate energy of the first excited state, $n = 2$.

Exercise 4

Describe in English the Bohr model of the hydrogen atom.

Exercise 5

Indicate which pairs of expressions or words are translated correctly.

linia widmowa - quantized energy levels

stan podstawowy - ground state

stan wzbudzony - excited state

atom wodoru - excited state

absorbcja - absorption

emisja - emission

zadanie

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

Match Polish terms with their English equivalents.

- stan wzbudzony
- stan podstawowy
- linia widmowa
- absorption
- spectral line
- emission
- ground state
- emisja
- absorbcja
- excited state

Source: Zespół autorski Politechniki Łódzkiej, licencja: CC BY 3.0.

Glossary

ground state

stan podstawowy

[Nagranie dostępne na portalu epodreczniki.pl](#)

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

wymowa w języku angielskim: ground state

excited state

stan wzbudzony

[Nagranie dostępne na portalu epodreczniki.pl](#)

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

wymowa w języku angielskim: excited state

emission

emisja

[Nagranie dostępne na portalu epodreczniki.pl](#)

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

wymowa w języku angielskim: emission

absorption

absorbpcja

[Nagranie dostępne na portalu epodreczniki.pl](#)

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

wymowa w języku angielskim: absorption

spectral line

linia widmowa

[Nagranie dostępne na portalu epodreczniki.pl](#)

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

wymowa w języku angielskim: spectral line

hydrogen atom

atom wodoru

[Nagranie dostępne na portalu epodreczniki.pl](#)

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

wymowa w języku angielskim: hydrogen atom

quantized energy levels

dyskretne poziomy energii

[Nagranie dostępne na portalu epodreczniki.pl](#)

Source: GroMar, licencja: CC BY 3.0.

wymowa w języku angielskim: quantized energy levels

Keywords

[ground state](#)

[excited state](#)

[emission](#)

[absorption](#)

[spectral line](#)

Scenariusz

Temat

Budowa atomu wodoru. Stan podstawowy i stany wzbudzone

Etap edukacyjny

Trzeci

Podstawa programowa

XI. Fizyka atomowa. Uczeń:

4) interpretuje linie widmowe jako skutek przejść między poziomami energetycznymi w atomach z emisją lub absorpcją kwantu światła; rozróżnia stan podstawowy i stany wzbudzone atomu.

Czas

45 minut

Ogólny cel kształcenia

Wyjaśnia koncepcje Bohra dotyczące dyskretnych poziomów energii.

Kształtowane kompetencje kluczowe

1. Rozróżnia stan podstawowy i stany wzbudzone atomu.
2. Opisuje widma emisyjne i absorpcyjne atomu wodoru.

Cele (szczegółowe) operacyjne

Uczeń:

- opisuje model Bohra atomu wodoru,
- objaśnia widma emisyjne i absorpcyjne atomu wodoru.

Metody kształcenia

1. Dyskusja.
2. Analiza tekstu.

Formy pracy

1. Praca indywidualna.

2. Praca grupowa.

Etapy lekcji

Wprowadzenie do lekcji

Uczniowie przedstawiają zgromadzoną wiedzę na temat historycznych modeli atomu. Przedstawiają na osi czasu odkrycia ważne dla rozwoju modelu atomu.

Jak rozwijał się model atomu?

Realizacja lekcji

Uczniowie przypominają własności widm emisyjnych i absorpcyjnych.

Polecenie 1

Przypomnij, jak wyglądają atomowe widma emisyjne i absorpcyjne?

Nauczyciel wprowadza pojęcie modelu atomu wodoru.

Każdy atom ma swoje własne charakterystyczne widmo. Linie widmowe są niejako „odciskiem palca” danego pierwiastka i służą do jego identyfikacji.

Widmo emisyjne wodoru, znane jako seria Balmera, składa się z czterech linii widmowych w zakresie światła widzialnego wraz z towarzyszącymi liniami o długości fali mniejszej niż 400 nm.

[Ilustracja 1]

Niels Bohr w 1913 r. zaproponował, że wszystkie widmowe linie atomowe powstają w wyniku przejść między dyskretnymi poziomami energii, dających foton o energii:

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

gdzie:

n i k - oznaczają orbity atomowe,

h - jest stałą Plancka,

ν i λ - są odpowiednio częstotliwością i długością fali związanej z emitowanym fotonem,

c - jest prędkością światła.

W jego modelu atomu wodoru elektron porusza się wokół jądra po ustalonych orbitach, zwanych stanami stacjonarnymi. Rozmiary orbit i energia elektronu na danej orbicie mogą przyjmować ograniczone wartości. W tym modelu połączono energię klasycznej orbity

elektronowej z kwantyzacją momentu pędu i uzyskano wyrażenia opisujące promienie orbit i odpowiadające im energie.

[Grafika interaktywna]

Dozwolone promienie orbit kołowych elektronów w atomie wodoru są wyrażone wzorem:

$$r_n = n^2 \cdot r_0$$

gdzie:

r_0 - jest nazywane promieniem Bohra:

$$r_0 = \frac{h^2}{4 \cdot \pi^2 \cdot k \cdot m \cdot e^2} = 5,29 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

gdzie:

$n = 1, 2, 3, \dots$ - jest nazywane główną liczbą kwantową,

h - stała Plancka,

k - stała Kulomba,

m - masa elektronu,

e - ładunek elektronu.

Całkowita energia atomu wodoru wyrażona jest jako:

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

gdzie:

$$A = \frac{k \cdot e^2}{2r_0}$$

Znak energii jest ujemny, co oznacza, że elektrony są związane w atomie.

Uczniowie rozwiązują proste zadania.

Polecenie 2

Elektron ma najmniejszą energię, gdy $n = 1$, co odpowiada pierwszej orbicie Bohra. Ten najniższy stan energetyczny nazywany jest stanem podstawowym. Oblicz energię elektronu na tej orbicie.

Odpowiedź:

$$E_1 = -13,6 \text{ eV.}$$

Definicja:

Stan podstawowy - najniższy stan energetyczny atomu. Wszystkie inne stany nazywane są stanami wzbudzonymi.

Teoria Bohra z powodzeniem wyjaśniła pochodzenie widma atomu wodoru.

Gdy atom wodoru pochłania energię, elektron przenoszony jest ze stanu podstawowego ($n = 1$) na wyższą orbitę. Następnie elektron powraca na niższą orbitę emitując przy tym energię. Różnica energii między danymi stanami jest zawsze taka sama, dlatego częstotliwość emitowanego światła jest również taka sama i tworzy charakterystyczne widmo liniowe.

[Ilustracja 2]

Podsumowanie lekcji

Model Bohra był ważnym pierwszym krokiem w rozwoju mechaniki kwantowej. Wprowadził kwantyzację poziomów energii w atomie i dał zgodność z danymi uzyskiwanymi doświadczalnie – poprzez obserwację i analizę linii widmowych.

Lesson plan

Topic

The structure of the hydrogen atom. Ground state and excited states

Level

Third

Core curriculum

XI. Atomic physics. The student:

4) interprets spectral lines as a result of transitions between energy levels in atoms with the emission or absorption of a quantum of light; distinguishes between the **ground state** and excited states of the atom.

Timing

45 minutes

General learning objectives

Explains Bohr's ideas of **quantized energy levels**.

Key competences

1. Distinguishes between the **ground state** and excited states of the atom.
2. Describes the **emission** and **absorption** spectra of the **hydrogen atom**.

Operational (detailed) goals

The student:

- describes the Bohr model of the hydrogen atom,
- explains the emission and absorption spectra of the hydrogen atom.

Methods

1. Discussion.
2. Text analysis.

Forms of work

1. Individual work.
2. Group work.

Lesson stages

Introduction

The students present the gathered knowledge about the historical models of an atom. They prepare together the timeline of discoveries important to the development of the atom model.

How has the atom model developed in time?

Procedure

The students remind the properties of [emission](#) and [absorption](#) spectra.

Task 1

Remind how the atomic emission and absorption spectra look like?

The teacher introduces the concept of the model of [hydrogen atom](#).

Every atom has its own characteristic spectrum. The spectral lines can be used as “fingerprint” to identify the element.

The hydrogen emission spectrum, known as Balmer series, consists of four lines in the visible light range, accompanied by spectral lines with wavelengths smaller than 400 nm.

[Illustration 1]

Niels Bohr in 1913 proposed that all atomic spectral lines arise from transitions between discrete energy levels, giving a photon with an energy:

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

where:

n and k - are numbers of the orbits,

h - is Planck's constant,

ν and λ - are the frequency and wavelength associated with the emitted photon,

c - is the speed of light.

In his model of the [hydrogen atom](#), an electron is moving around the nucleus following fixed orbits, called stationary states. The sizes of the orbits and the electron's energy in a given orbit are restricted. In this model the energy of the classical electron orbit with the

quantisation of angular momentum was combined and yielded expressions which described orbit radii and corresponding energies.

[Interactive graphics]

The allowed radii for electrons in circular orbits of the hydrogen atom are then given by:

$$r_n = n^2 \cdot r_0$$

where:

r_0 - is known as Bohr radius:

$$r_0 = \frac{h^2}{4 \cdot \pi^2 \cdot k \cdot m \cdot e^2} = 5,29 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

where:

$n = 1, 2, 3, \dots$ - is called the principal quantum number,

h - Planck's constant,

k - Coulomb's constant,

m - electron mass,

e - electron charge.

The total energy of [hydrogen atom](#) is expressed as:

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

where:

$$A = \frac{k \cdot e^2}{2r_0}$$

The sign of energy is negative, what means that electrons are bound in the atom.

The students solve simple problems.

Task 2

The electron has the least energy when $n = 1$ which corresponds to the first Bohr orbit. This lowest energy state is called the [ground state](#). Calculate the electron energy on this orbit.

Answer:

$$E_1 = -13,6 \text{ eV}.$$

Definition:

Ground state - the lowest energy state of an atom. All other states are called excited states.

[Bohr's theory](#) successfully explained the origin of hydrogen atomic spectrum. When the hydrogen atom absorbs energy, the electron is raised from the ground state ($n = 1$) to

a higher orbit. Then, the electron returns to a lower orbit and emits the energy. The energy difference between given states is always the same, then the frequency of emitted light is also the same and form characteristic spectrum.

[Illustration 2]

Lesson summary

The Bohr model was an important first step in the development of quantum mechanics. It introduced the quantization of atomic energy levels and gave agreement with the data obtained experimentally - by observation and analysis of spectral lines.

Selected words and expressions used in the lesson plan

ground state

excited state

emission

absorption

spectral line

hydrogen atom

quantized energy levels