

Тематический модуль 2: «КВАНТОВАЯ ФИЗИКА»

Тема 4:

Модель атома
Резерфорда-Бора

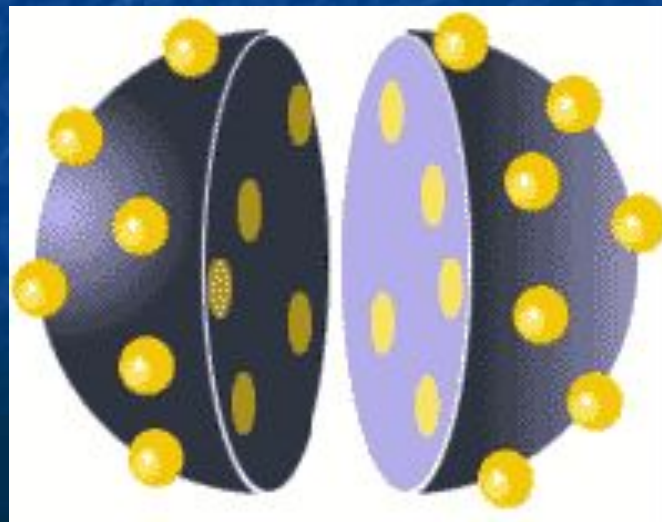
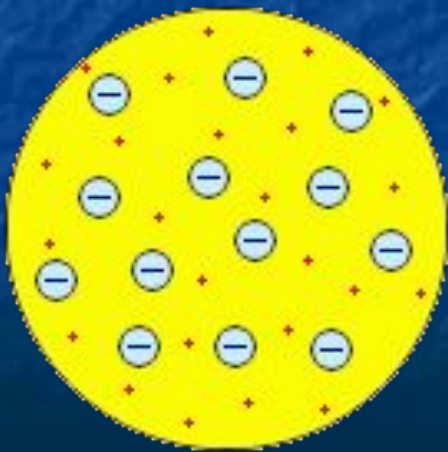
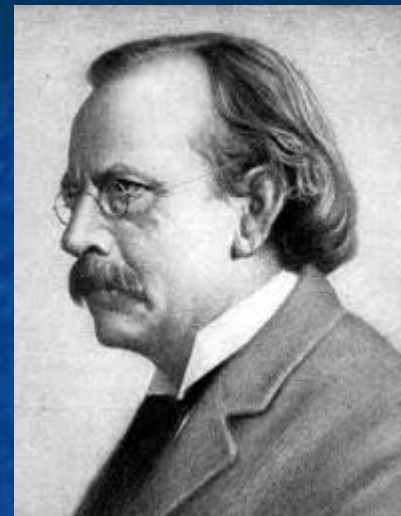
Модель атома Резерфорда-Бора

1. Опыты Резерфорда. Планетарная модель атома.
2. Линейчатый спектр излучения атома водорода. Спектральные серии.
3. Постулаты Бора. Спектр энергии электрона. Испускание и поглощение энергии атомом.
4. Экспериментальное подтверждение модели Резерфорда-Бора. Опыт Франка и Герца.
5. Теория Бора для водородоподобных систем.

1. Опыты Резерфорда. Планетарная модель атома.

Модель Томсона.

Атом представляет собой непрерывно заряженный положительным зарядом шар радиуса порядка 10^{-10} м, внутри которого около своих положений равновесия колеблются электроны.



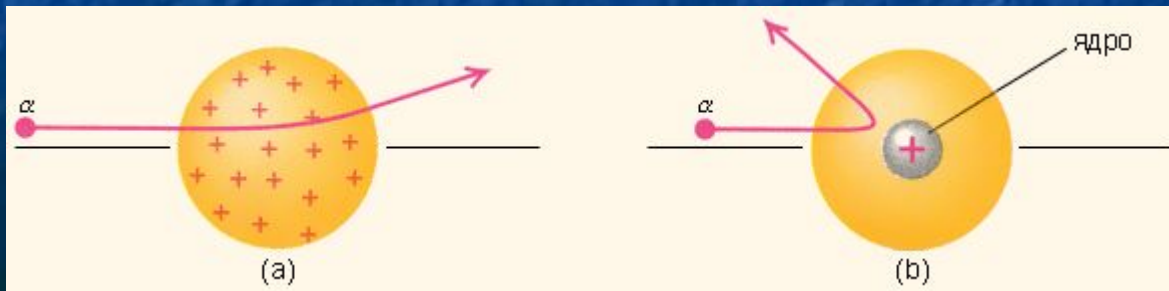
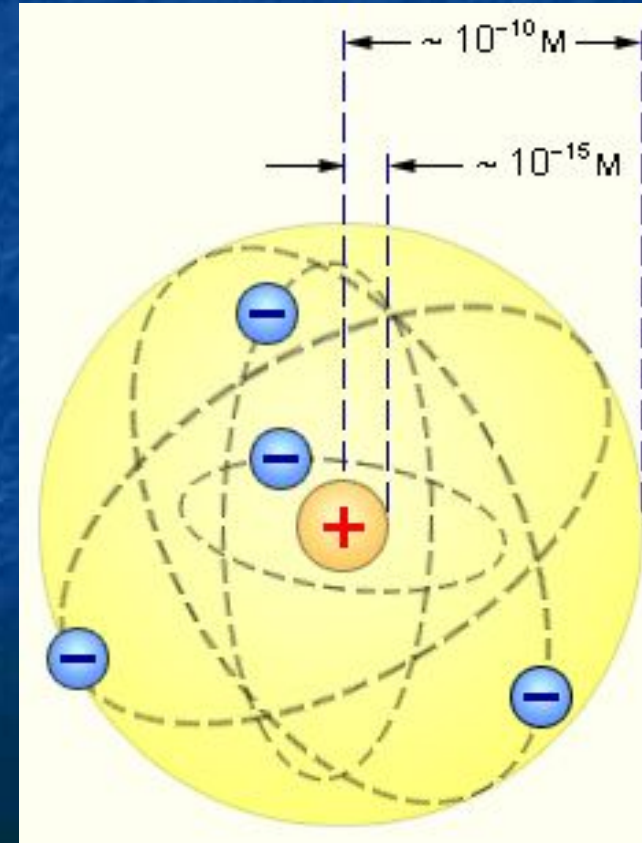
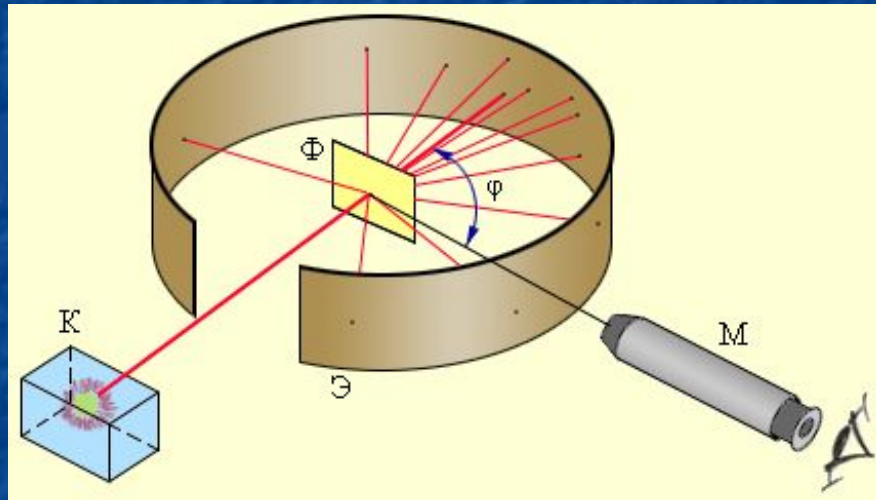
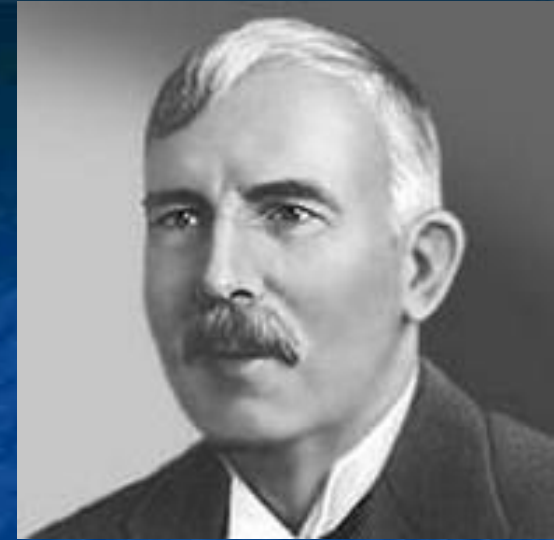
Опыт Резерфорда.

К - свинцовый контейнер с радиоактивным веществом,

Э - экран, покрытый сернистым цинком,

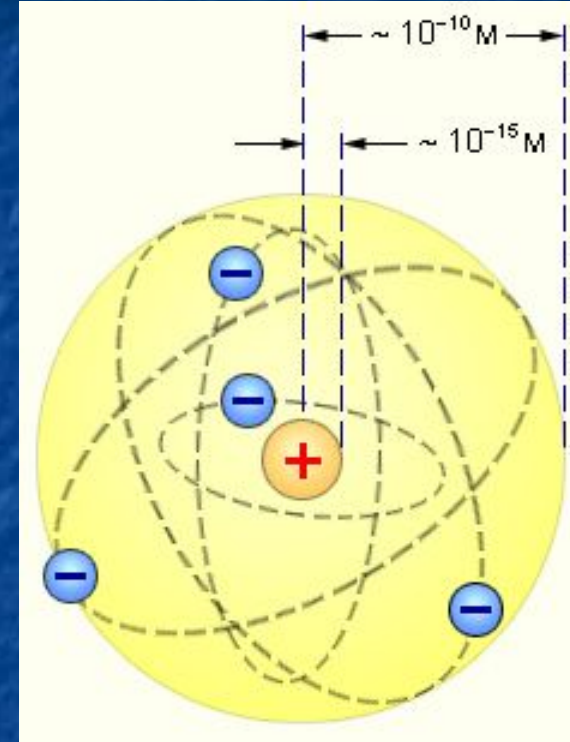
Ф - золотая фольга,

М - микроскоп.



Модель атома Резерфорда (ядерная, планетарная).

Вокруг положительного ядра, имеющего заряд $Z \cdot e$, размер $10^{-15} - 10^{-14} \text{ м}$ и массу, практически равную массе атома, в области с линейными размерами порядка 10^{-10} м по круговым (или эллиптическим) орбитам под действием сил электростатического притяжения движутся электроны.



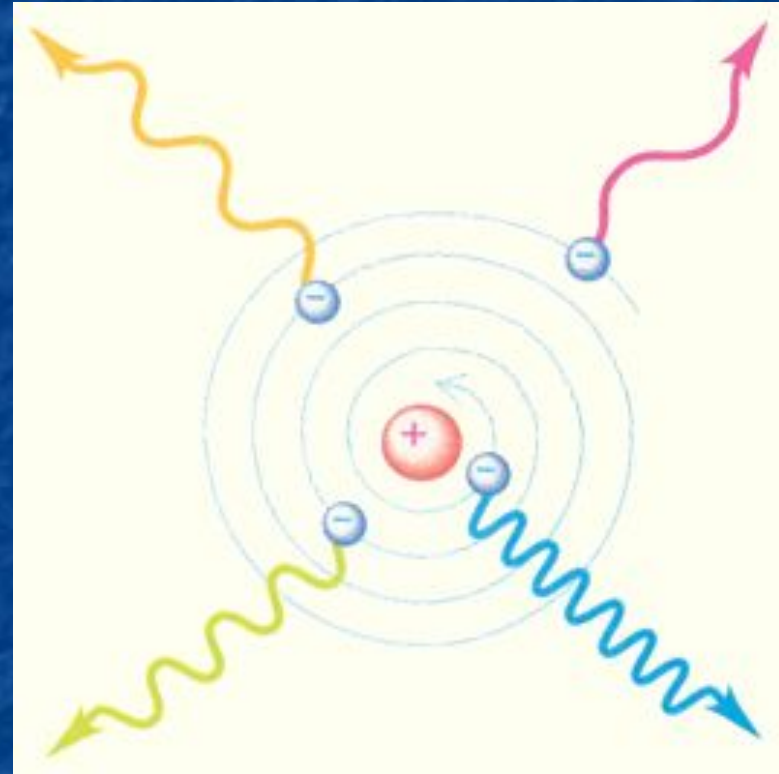
Z – порядковый номер элемента

Недостатки модели атома

Резерфорда:

1. Модель не согласуется с наблюдаемой стабильностью атомов; противоречит законам классической физики.

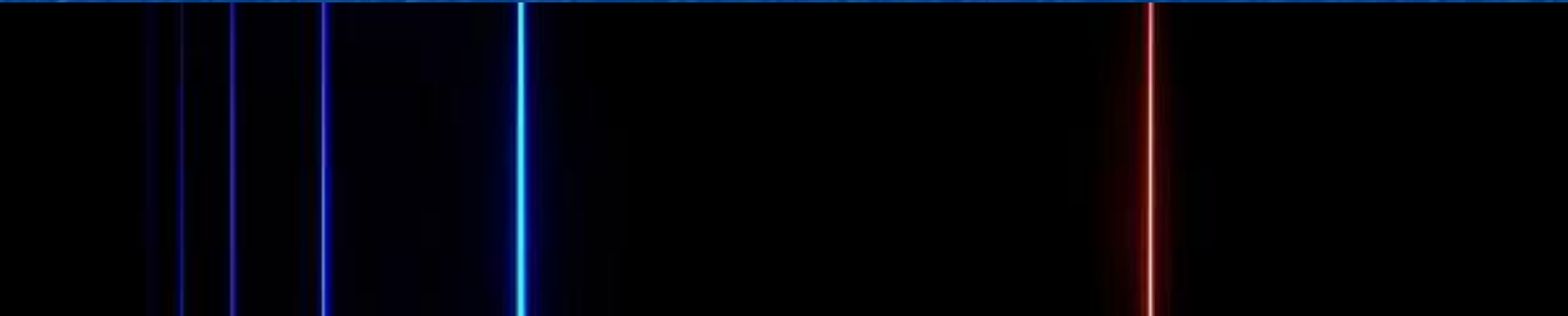
Вращающийся вокруг ядра электрон должен непрерывно излучать электромагнитные волны и терять свою энергию. В результате электроны будут приближаться к ядру и в конце концов упадут на него.



Недостатки модели атома Резерфорда:

2. Модель не объясняет наблюдаемые на опыте оптические спектры атомов.

Оптические спектры атомов не непрерывны, как это следует из теории Резерфорда, а состоят из узких спектральных линий, т. е. атомы излучают и поглощают электромагнитные волны лишь определенных частот, характерных для данного химического элемента.

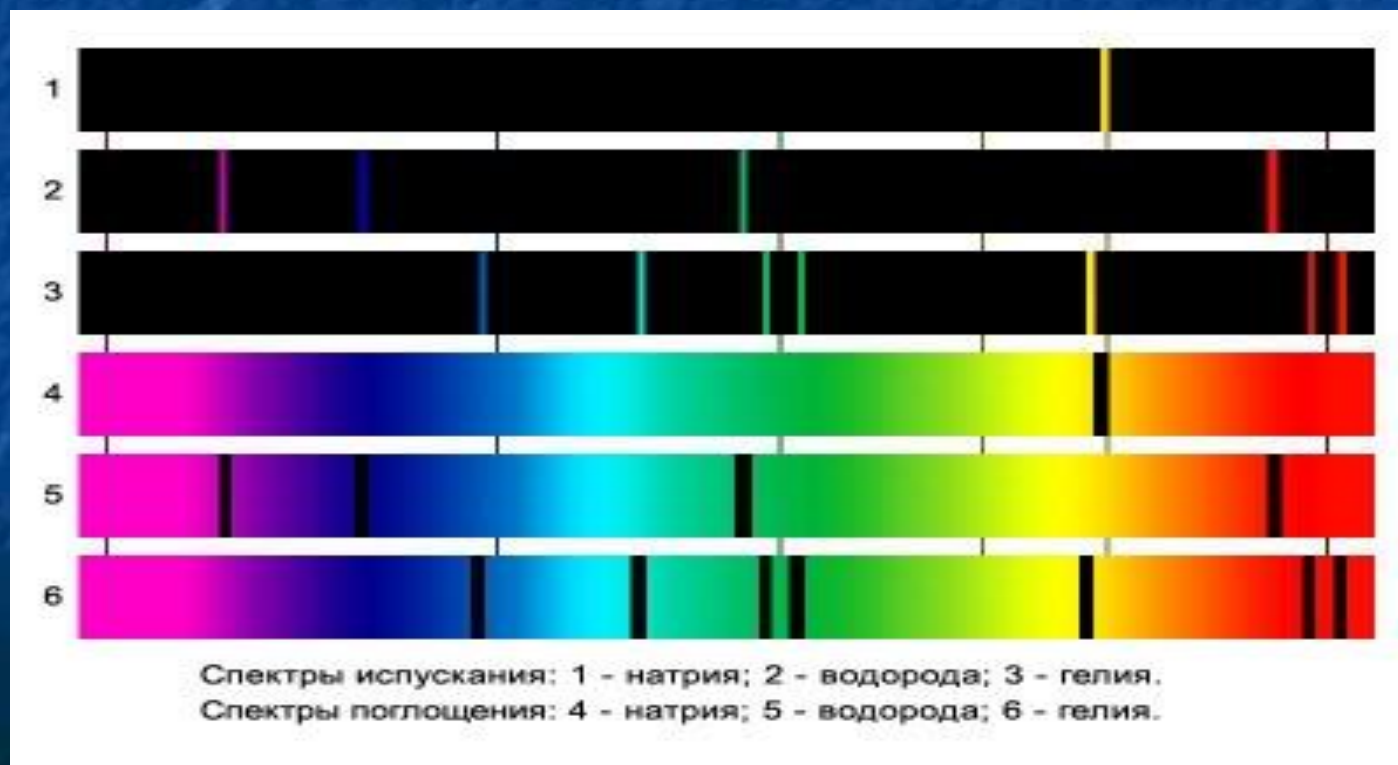


Спектр атома водорода

2. Линейчатый спектр излучения атома водорода. Спектральные серии.

Спектры излучения состоят из отдельных спектральных линий или групп близко расположенных линий.

Вид линейчатого спектра не зависит от способа возбуждения атома.



Экспериментальный спектр атома водорода

Область спектра	Название серии	Сериальная формула
Ультрафиолетовая	Лаймана	$\nu = R \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right)$
Видимая	Бальмера	$\nu = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right)$
Инфракрасная	Пашена	$\nu = R \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{4^2} \right)$
	Брэкета	$\nu = R \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{5^2} \right)$
	Пфунда	$\nu = R \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{6^2} \right)$
	Хэмфри	$\nu = R \left(\frac{1}{6^2} - \frac{1}{7^2} \right)$

В каждой данной серии m имеет постоянное значение, $m=1,2,3,4,5,6$ (определяет серию), n принимает целочисленные значения начиная с числа $m+1$ (определяет отдельные линии данной серии).

$R = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ с}^{-1}$ — постоянная Ридберга

$$R = \frac{e^4 m}{8 \epsilon_0^2 h^3}$$

Обобщенная формула Бальмера:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = R \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Для водородоподобных систем:

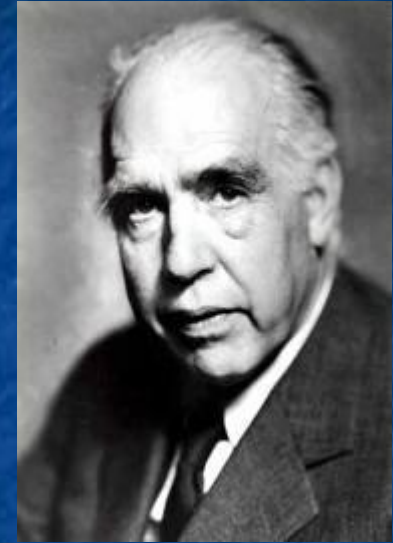
$$\nu = \frac{c}{\lambda} = RZ^2 \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Z — порядковый номер элемента в таблице Менделеева

3. Постулаты Бора. Спектр энергии электрона. Испускание и поглощение энергии атомом.

Первый постулат Бора (постулат стационарных состояний):

В атоме существуют стационарные (не изменяющиеся со временем) состояния, в которых он не излучает энергии; эти состояния характеризуются определенными дискретными значениями энергии.



Стационарным состояниям атома соответствуют стационарные орбиты, по которым движутся электроны. Движение электронов по стационарным орбитам не сопровождается излучением электромагнитных волн. В стационарном состоянии атома электрон, двигаясь по круговой орбите, должен иметь дискретные (квантованные) значения момента импульса, удовлетворяющие условию :

$$m_e \cdot v \cdot r_n = n \cdot \hbar$$

m_e – масса электрона,

v - его скорость по n -й орбите радиуса r_n

Второй постулат Бора (правило частот):

При переходе атома из одного стационарного состояния в другое излучается (поглощается) фотон с энергией:

$$h\nu = E_n - E_m$$

E_n и E_m — соответственно энергии стационарных состояний атома до и после излучения (поглощения)

Спектр энергии электрона

Уравнение движения электрона, движущегося по круговой орбите атома водорода:

$$\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r_n^2} = \frac{m_e v_n^2}{r_n}$$

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

Электрон, двигаясь по круговой орбите, обладает дискретными «квантованными» значениями момента импульса:

$$m_e v_n r_n = n\hbar$$

Радиус n -й стационарной орбиты:

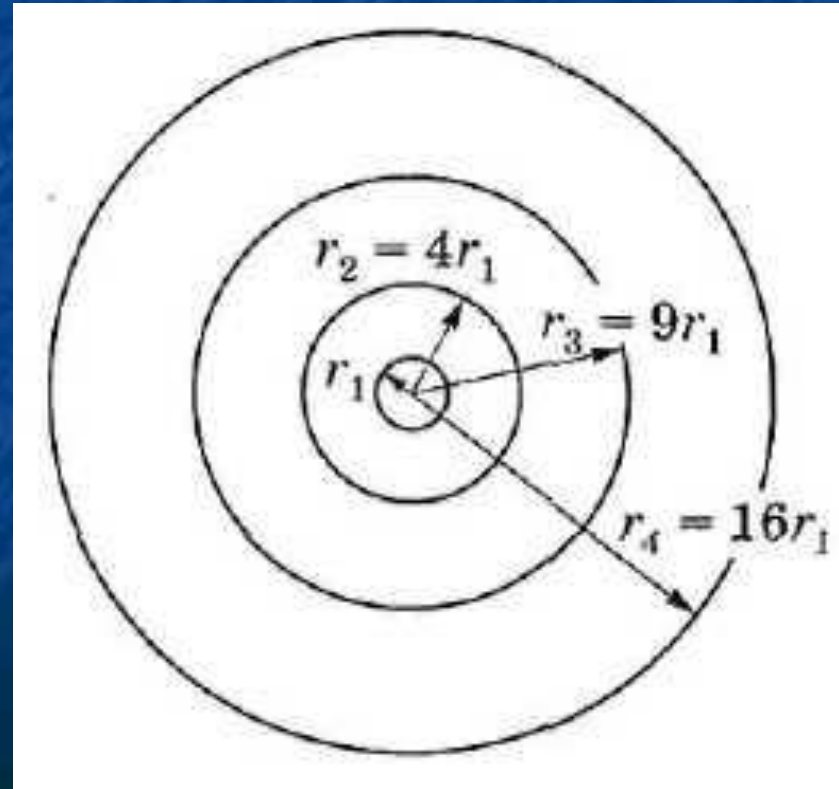
$$r_n = n^2 \frac{\hbar^2 4\pi\epsilon_0}{m_e e^2}$$

Радиус ближайшей к ядру орбиты ($n = 1$); «первый боровский радиус»:

$$r_1 = a = \frac{\hbar^2 4\pi\epsilon_0}{m_e e^2}$$

$a = 52,8$ пм

$$r_n = n^2 r_1$$



Значения для радиусов и скоростей электрона в атоме водорода:

	$n = 1$	$n = 2$	$n = 3$	$n = 4$	$n = 5$	$n = 6$
$r_n = n^2 \frac{4\pi\epsilon_0\hbar^2}{m_e e^2} = n^2 r_1$ (пм)	52,8	212	476	847	1323	1905
$v_n = \frac{1}{n} \frac{e^2}{2\epsilon_0 h} = \frac{v_1}{n}$ (Мм/с)	2,19	1,09	0,729	0,547	0,437	0,365

Кинетическая энергия электрона:

$$\frac{m_e v_n^2}{2} = \frac{1}{2} \cdot \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r_n}$$

Потенциальная энергия электрона в электростатическом поле ядра:

$$U = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r_n}$$

Полная энергия электрона атоме водорода:

$$E_n = -\frac{1}{2} \cdot \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r_n} = -\frac{1}{n^2} \cdot \frac{m_e e^4}{8h^2 \epsilon_0^2}$$

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2} (\text{эВ})$$

Квантование энергии.

Энергия электрона в атоме водорода может принимать только дискретные значения, т. е. квантуется: энергетические состояния атома водорода образуют последовательность энергетических уровней, изменяющихся в зависимости от n .

Состояние с минимальной энергией, или основное состояние, соответствует $n=1$, а его энергия $E_1 = -13,6$ эВ. Состояния с $n > 1$ являются возбужденными.



Спектр атома водорода по Бору

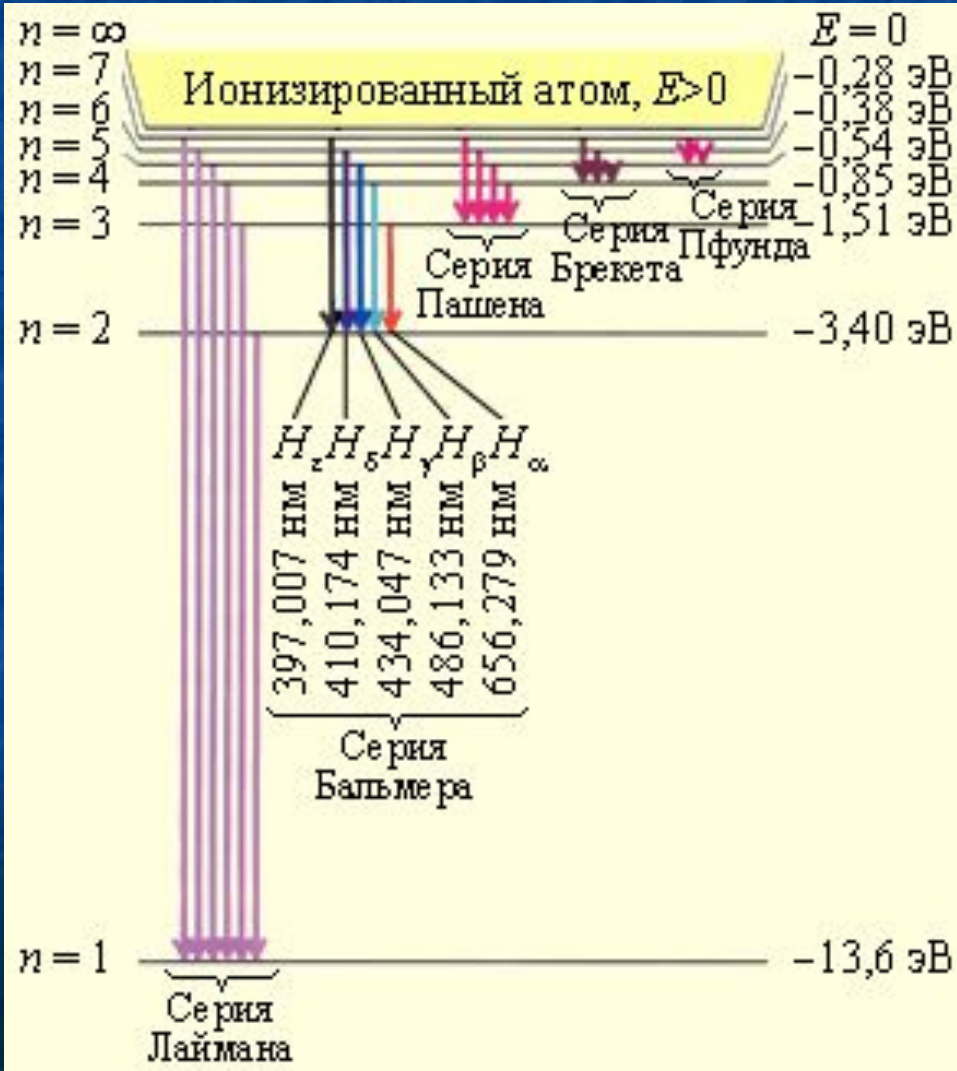
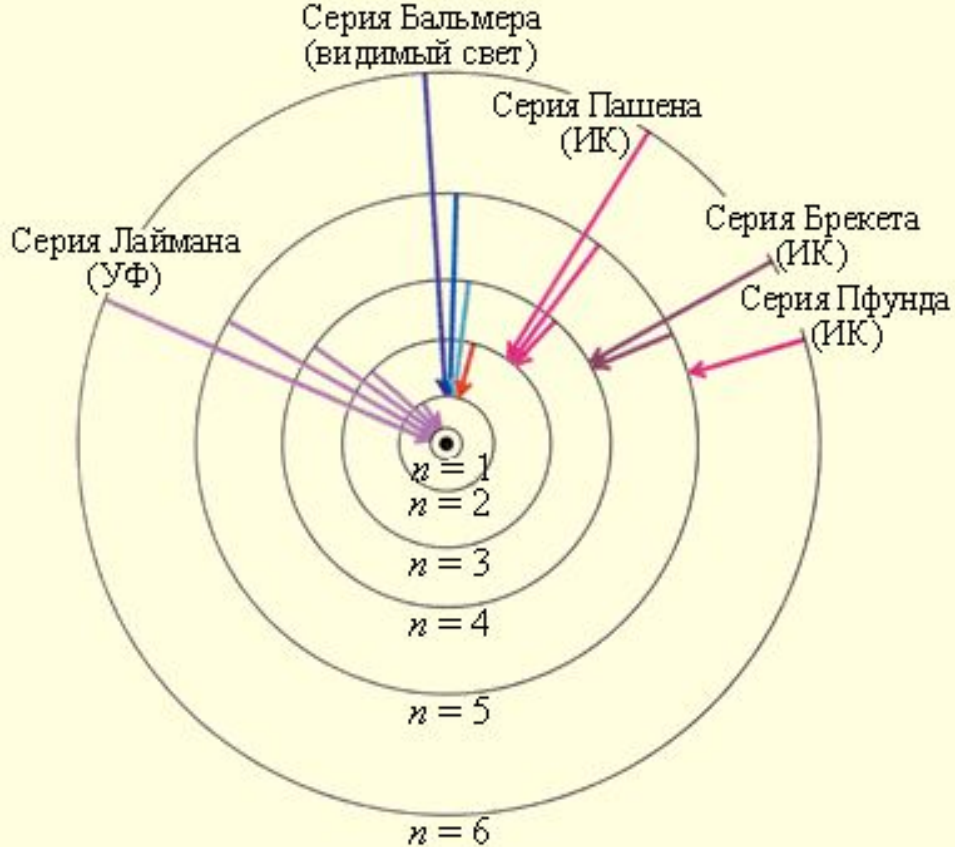
Энергия испущенного фотона при переходе атома водорода из состояния n в состояние m с меньшей энергией:

$$h\nu = E_n - E_m = -\frac{m_e e^4}{8h^2 \varepsilon_0^2} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

Частота излучения:

$$\nu = \frac{m_e e^4}{8h^3 \varepsilon_0^2} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) = R \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$R = \frac{m_e e^4}{8h^3 \varepsilon_0^2} \quad - \text{ постоянная Ридберга}$$



Энергия ионизации

Энергия, необходимая для удаления электрона из атома, находящегося в основном состоянии.

Энергия связи данного состояния

Энергия, необходимая для удаления электрона из атома, находящегося в данном возбужденном состоянии.

Энергия возбуждения

Энергия, которую надо сообщить атому, чтобы электрон из основного состояния перешел в возбужденное.

Достоинства и недостатки теории Бора.

Достоинства:

объяснила линейчатый спектр атомов;
предсказала правильные значения частот спектральных линий атома водорода;
правильно определила размеры атома водорода;
получила верное значение постоянной Ридберга;

Недостатки:

обладает внутренними противоречиями (с одной стороны, применяет законы классической физики, с другой - основывается на квантовых постулатах);
не смогла объяснить интенсивности линий;
не смогла ответить на вопрос, почему совершаются те или иные переходы;
оказалась несостоятельной в отношении многоэлектронных атомов, даже атома гелия.

4. Экспериментальное подтверждение модели Резерфорда-Бора. Опыт Франка и Герца.

