

Глава 27. Теория атома водорода по Бору

Большую роль в развитии атомистической теории сыграл Д. И. Менделеев, разработавший в 1869 г. **Периодическую систему элементов**, в которой впервые на научной основе был поставлен вопрос о единой природе атомов.

Во второй половине XIX в. экспериментально было доказано, что электрон является одной из основных составных частей любого вещества.

Эти выводы, а также многочисленные экспериментальные данные привели к тому, что в начале XX в. серьезно встал вопрос о строении атома.

Модель атома Дж. Дж. Томсона (1903)

- Согласно этой модели, атом представляет собой непрерывно заряженный положительным зарядом шар радиусом порядка 10^{-10} м, внутри которого около своих положений равновесия колеблются электроны.
- Суммарный отрицательный заряд электронов равен положительному заряду шара, поэтому атом в целом нейтрален.

Ядерная (планетарная) модель атома Резерфорда (1911)

- Согласно этой модели,
- вокруг положительного ядра, имеющего заряд Ze (Z — порядковый номер элемента в системе Менделеева, e — элементарный заряд), размер 10^{-15} — 10^{-14} м и массу, практически равную массе атома,
- в области с линейными размерами порядка 10^{-10} м по замкнутым орбитам движутся электроны, образуя электронную оболочку атома.
- Так как атомы нейтральны, то заряд ядра равен суммарному заряду электронов, т. е. вокруг ядра должно вращаться Z электронов.

Второй закон Ньютона для электрона, движущегося по окружности под действием кулоновской силы, имеет вид

- Уравнение (208.1) содержит два неизвестных: r и v . Следовательно, существует бесчисленное множество значений радиуса и соответствующих ему значений скорости (а значит, и энергии), удовлетворяющих этому уравнению. Поэтому величины r , v (следовательно, и E) могут меняться непрерывно, т. е. может испускаться любая, а не вполне определенная порция энергии.
- Тогда спектры атомов должны быть сплошными.
- В действительности же опыт показывает, что атомы имеют линейчатый спектр.

$$\frac{Zee}{4\pi\epsilon_0 r^2} = \frac{m_e v^2}{r}, \quad (208.1)$$

- Из выражения (208.1) следует, что при $r \approx 10^{-10}$ м скорость движения электронов $v \approx 10^6$ м/с, а ускорение $v^2/r = 10^{22}$ м/с².
- Согласно электродинамике, ускоренно движущиеся электроны должны излучать электромагнитные волны и вследствие этого непрерывно терять энергию. В результате электроны будут приближаться к ядру и в конце концов упадут на него. Таким образом, атом Резерфорда оказывается неустойчивой системой, что опять-таки противоречит действительности.
- Преодоление возникших трудностей потребовало создания качественно новой — квантовой — теории атома.

§ 209. Линейчатый спектр атома водорода

- Швейцарский ученый И. Бальмер (1825—1898) подобрал эмпирическую формулу, описывающую все известные в то время спектральные линии атома водорода в видимой области спектра:

$$\frac{1}{\lambda} = R' \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 3, 4, 5, \dots), \quad (209.1)$$

$$\nu = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 3, 4, 5, \dots), \quad (209.2)$$

где $R = R'c = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ с}^{-1}$ постоянная Ридберга.

В дальнейшем (в начале XX в.) в спектре атома водорода было обнаружено еще несколько серий.

В ультрафиолетовой области спектра находится
серия Лаймана:

$$\nu = R \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 2, 3, 4, \dots).$$

В инфракрасной области спектра
были также обнаружены:

- **серия Пашена** $\nu = R \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 4, 5, 6 \dots);$
- **серия Брэкета** $\nu = R \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 5, 6, 7, \dots);$
- **серия Пфунда** $\nu = R \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 6, 7, 8 \dots);$
- **серия Хэмфри** $\nu = R \left(\frac{1}{6^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 7, 8, 9, \dots).$

Все приведенные выше серии в спектре атома водорода могут быть описаны одной формулой, называемой **обобщенной формулой Бальмера**:

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

$$\nu = R \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad (209.3)$$

§ 210. Постулаты Бора

- **Первый постулат Бора (постулат стационарных состояний):**
 - в атоме существуют стационарные (не изменяющиеся со временем) состояния, в которых он не излучает 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**
- (210.1)
$$m_e v r_n = n \hbar \quad (n = 1, 2, 3, \dots),$$

- **Второй постулат Бора (правило частот):**
- при переходе электрона с одной стационарной орбиты на другую излучается (поглощается) один фотон с энергией равной разности энергий соответствующих стационарных состояний (E_n до и E_m после излучения).

$$(210.2) \quad h\nu = E_n - E_m,$$

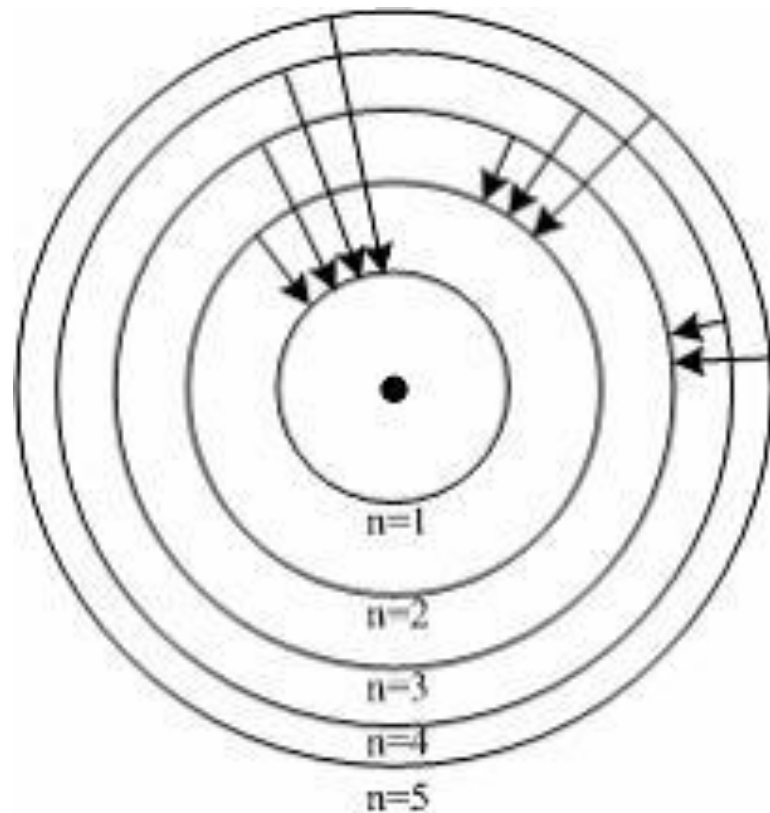
- при $E_m < E_n$ происходит излучение фотона, в противном случае – поглощение фотона.
- Набор возможных дискретных частот
- $\nu = (E_n - E_m)/h$ квантовых переходов и определяет линейчатый спектр атома.

- На рисунке изображены стационарные орбиты атома водорода согласно модели Бора, а также условно изображены переходы электрона с одной стационарной орбиты на другую, сопровождающиеся излучением кванта энергии. В ультрафиолетовой области спектра эти переходы дают серию Лаймана, в видимой – серию Бальмера, в инфракрасной – серию Пашена.

Наибольшей частоте кванта в серии Лаймана соответствует переход...

$$n = 5 \rightarrow n = 3 \quad n = 2 \rightarrow n = 1$$

$$n = 5 \rightarrow n = 1 \quad n = 3 \rightarrow n = 2$$



§ 211. Опыты Франка и Герца

- Немецкие физики Д. Франк и Г. Герц, изучая столкновения электронов с атомами газов (1913), экспериментально доказали дискретность значений энергии атомов.
- Опыты Франка и Герца показали, что электроны при столкновении с атомами передают им только определенные порции энергии.
- Следовательно, идея Бора о существовании в атомах стационарных состояний блестяще выдержала экспериментальную проверку.

§ 212. Спектр атома водорода по Бору

- Постулаты, выдвинутые Бором, позволили рассчитать спектр атома водорода и **водородоподобных систем** — систем, состоящих из ядра с зарядом Ze и одного электрона (например, ионы He^+ , Li^{2+}), а также теоретически вычислить постоянную Ридберга.
- Решая совместно уравнение (208.1) и уравнение (210.1), получим выражение для радиуса n -й стационарной орбиты:

$$r_n = n^2 \frac{\hbar^2 \cdot 4\pi\epsilon_0}{m_e Z e^2}, \quad (212.1)$$

Для атома водорода ($Z = 1$) радиус первой орбиты электрона при $n = 1$, называемый **первым боровским радиусом** (a), равен

• (212.2)
$$r_1 = a = \frac{\hbar^2 \cdot 4\pi\epsilon_0}{m_e e^2} = 0,528 \cdot 10^{-10} \text{ м} = 52,8 \text{ нм},$$

Полная энергия электрона в водородоподобной системе складывается из его кинетической энергии и потенциальной энергии в электростатическом поле ядра

$$E = \frac{m_e v^2}{2} - \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r} = -\frac{1}{2} \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

- Учитывая квантованные для радиуса n -й стационарной орбиты значения (212.1), получим, что энергия электрона может принимать только следующие дозволённые дискретные значения:

$$E_n = -\frac{1}{n^2} \frac{Z^2 m_e e^4}{8h^2 \epsilon_0^2} \quad (n = 1, 2, 3, \dots), \quad (212.3)$$

Из формулы (212.3) следует, что энергетические состояния атома образуют последовательность энергетических уровней, изменяющихся в зависимости от значения n .

- Целое число n в выражении (212.3), определяющее энергетические уровни атома, называется **главным квантовым числом**.
- Энергетическое состояние с $n = 1$ является **основным (нормальным)** состоянием;
- состояния с $n > 1$ являются **возбужденными**.
- Энергетический уровень, соответствующий основному состоянию атома, называется **основным (нормальным)** уровнем;
- все остальные уровни являются **возбужденными**.
- Атом водорода обладает, таким образом, минимальной энергией ($E_1 = -13,55$ эВ) при $n = 1$ и максимальной ($E_\infty = 0$) при $n = \infty$ (при удалении электрона из атома).
Следовательно, значение $E_\infty = 0$ соответствует **ионизации** атома (отрыву от него электрона).

Возможные уровни энергии, схематически представленные на рисунке 294.

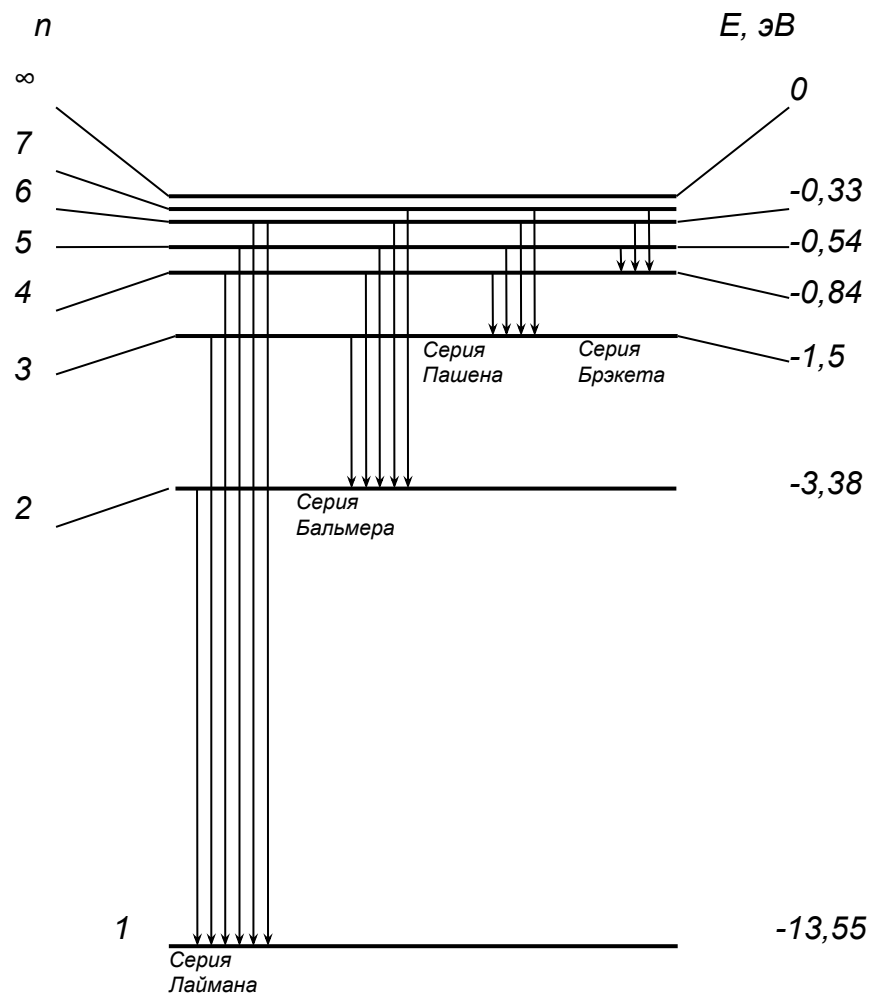


Рисунок 294

- Согласно второму постулату Бора (см. (210.2)), при переходе атома водорода ($Z = 1$) из стационарного состояния n с большей энергией в стационарное состояние m с меньшей энергией испускается квант

$$h\nu = E_n - E_m = -\frac{m_e e^4}{8h^2 \epsilon_0^2} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right),$$

$$\nu = -\frac{m_e e^4}{8h^3 \epsilon_0^2} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) = R \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad (212.4)$$

$$R = m_e e^4 / (8h^3 \epsilon_0^2).$$

- Спектр поглощения атома водорода является **линейчатым, но содержит только серию Лаймана.**
- Он также объясняется теорией Бора. Так как свободные атомы водорода обычно находятся в основном состоянии (стационарное состояние с наименьшей энергией при $n = 1$), то при сообщении атомам извне определенной энергии могут наблюдаться лишь переходы атомов из основного состояния в возбужденные (возникает серия Лаймана).
- Теория Бора была крупным шагом в развитии атомной физики и явилась важным этапом в создании квантовой механики.

- Однако теория Бора обладает внутренними противоречиями (с одной стороны, применяет законы классической физики, а с другой — основывается на квантовых постулатах). Она рассмотрела спектры атома водорода и водородоподобных систем и вычислила частоты спектральных линий, однако не смогла объяснить их интенсивности и ответить на вопрос: почему совершаются те или иные переходы?
- Серьезным недостатком теории Бора была невозможность описания с ее помощью спектра атома гелия — одного из простейших атомов, непосредственно следующего за атомом водорода.