

После этого Нильс Бор сформулировал свои постулаты

Первый постулат Бора: атомная система может находиться только в особых стационарных состояниях. Каждому стационарному состоянию соответствует определённая энергия  $E_n$

Выбор радиусов стационарных орбит подчиняется условию квантования момента импульса электрона: момент импульса  $L = mvr$  электрона в стационарных состояниях принимает дискретные значения

Второй постулат Бора: излучение (или поглощение) электромагнитного излучения атомом происходит при переходе электрона из одного состояния в другой

Тогда энергия излученного фотона равна разности энергий двух стационарных состояний  $\varepsilon = h\nu = E_n - E_m$

При поглощении электрон переходит на состояние выше с большей энергией, а при излучении – на состояние ниже с меньшей энергией

По второму закону Ньютона  $F = ma = m \frac{v^2}{r} = \frac{kZe^2}{r^2} = m \frac{\hbar^2 n^2}{m^2 r^3}$  – квантование орбит

Радиус орбиты вычисляется так:  $r_n = \frac{\hbar^2 n^2}{kZme^2}$ , где  $Z$  – порядковый номер атома

Для водорода радиус первой орбиты равен  $r_1 = \frac{\hbar^2}{ke^2 m} = 0.529 \text{ нм}$

Далее, зная радиус первой орбиты, можно вычислить другие орбиты по формуле  $r_n = n^2 r_1$

Полная энергия электрона на стационарных орбитах складывается как сумма кинетической и потенциальной:  $E = \frac{mv^2}{2} - \frac{kZe^2}{r}$

Потенциальная энергия притяжения электрона к ядру меньше нуля. Также полную энергию можно выразить как  $E = -\frac{k^2 Z^2 e^4 m}{2\hbar^2 n^2}$

Основным состоянием электрона называется такое, что при  $n = 1$   $E = -\frac{k^2 Z^2 me^4}{2\hbar^2} = -13.6 \text{ эВ}$

Все состояния, кроме основного, называются возбужденными. Время жизни в них ограничено и равно  $10^8 \text{ с}$

При  $E = 0$  атом ионизуется, то есть электрон покидает пределы атома и становится свободным.

Для ионизации требуется сообщить энергию  $E_i = 0 - E_1$  (для водорода  $13.6 \text{ эВ}$ )

Теория Бора привела к количественному согласию с экспериментом для значений частот, излучаемых водородом. Так частоты излучений образуют ряд серий, при которых электрон перемещается из уровня  $n$  в уровень  $m$  ( $n > m$ )

Частоту можно вычислить по формуле  $\nu = \frac{k^2 Z^2 e^4 m_e}{4\pi\hbar^3} \left( \frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$

Отсюда  $R_c = \frac{m_e k^2 e^4}{4\pi\hbar^3}$ , а  $R = \frac{R_c}{c}$  – постоянная Ридберга

Тогда  $\frac{1}{\lambda} = RZ^2 \left( \frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$  – формула Ридберга

Излучение фотонов из первой серии или серии Лаймера было открыто в 1906 году. Частоты

этой серии относятся к ультрафиолетовой области

Серия Бальмера была открыта в 1885 году, излучение таких фотонов относят к видимой области спектра. Серия Пашена была открыта в 1908 году, излучение таких фотонов относят к инфракрасной области спектра

Доказательство существования дискретных энергетических уровней у атомов было предоставлено опытом Франка-Герца

В этом опыте электроны с катода переходили на анод через колбу с парами ртути. Ртуть - атом тяжелый, но ее пары можно получить при комнатной температуре. По классическим представлениям ВАХ должна была быть линейной, однако в реальности на ВАХ были обнаружены локальные максимумы.

Дело в том, что при определенном напряжении на аноде и катоде, электроны при столкновении с ртутью передавали ровно столько энергии, чтобы электроны в атомах ртути переходили с одного состояния на другой, излучая ультрафиолетовое свечение

Теория Бора:

- построила количественную теорию спектра атома водорода
- согласовала теоретически вычисленные значения частот с экспериментальными значениями;
- позволила сделать качественные заключения о водородоподобных атомах

Однако теория Бора имеет недостатки:

- не удалось создать количественную теорию водородоподобных атомов
- не является последовательно классической теорией (электрон – классическая частица, но его энергия квантуется)
- не является последовательно квантовой теорией (электрон движется по круговым орбитам, но для квантовой частицы не применимо понятие траектории)