

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 $\epsilon = h\nu = E_n - E_m$

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 $r_1 = \frac{\hbar^2}{ke^2 m} = 0.529$ нм

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

Полная энергия электрона на стационарных орbitах 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 $n = 1$ $E = -\frac{k^2 Z^2 me^4}{2\hbar^2} = -13.6$ эВ

Все состояния, кроме основного, называются возбужденными. Время жизни в них ограничено и равно 10^8 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 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 существование 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)