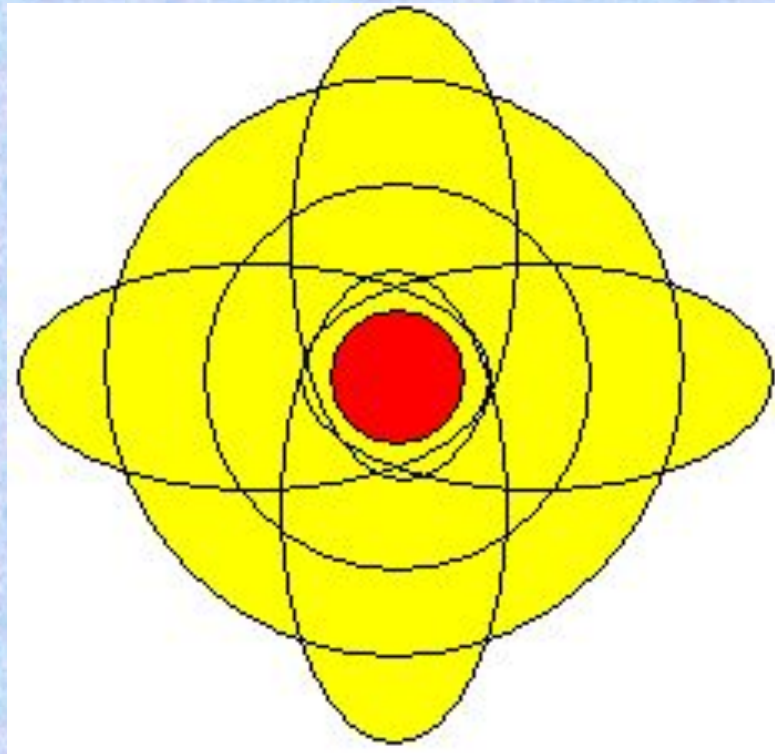


ОСНОВЫ ФИЗИКИ АТОМА

Теория атома водорода по Бору



ПЛАН ЛЕКЦИИ

1. **Теория атома водорода по Бору.** Модели атома Томсона и Резерфорда.
2. Спектр атома водорода. Серийные формулы.
3. Комбинационный принцип Ритца.
4. Модель атома водорода по Бору. Уровни энергий в атоме.
5. Линейчатые спектры.

Модели атома Томсона и Резерфорда

Английский физик Дж. Томсон в 1898 г. предложил первую модель атома в виде положительно заряженного шарика радиусом порядка 10^{-10} м, в который вкраплены отдельные электроны, *нейтрализующие* положительный заряд.

Экспериментальная проверка модели Томсона была осуществлена в 1911 г. английским физиком Э. Резерфордом. Резерфорд использовал поток быстрых положительно заряженных *α -частиц*, испускаемых радиоактивными веществами. Пропуская пучок α -частиц через тонкую золотую фольгу, Резерфорд обнаружил, что некоторая часть частиц отклоняется на значительный угол от первоначального направления, а часть отражается от фольги.

Резерфорд предложил *ядерную (планетарную) модель строения атома*, в которой атом представлен в виде миниатюрной Солнечной системы.

Модели атома Томсона и Резерфорда

Согласно ядерной модели, весь положительный заряд и почти вся масса атома (99,4%) сосредоточены в атомном ядре.

Размер ядра ($\sim 10^{-15}$ м) ничтожно мал по сравнению с размером атома ($\sim 10^{-10}$ м).

Вокруг ядра по замкнутым орбитам движутся электроны, образуя электронную оболочку атома. Заряд ядра равен суммарному заряду электронов.

Однако предложенная Резерфордом модель строения атома не объяснила спектральных закономерностей и оказалась в противоречии с законами классической механики и электродинамики.

Атомы являются устойчивыми системами и имеют линейчатые спектры излучения.

Спектр атома водорода. Сериальные формулы

Внутреннее строение атома изучать непосредственно невозможно из-за малости размеров атома. Структура атома проявляется только косвенно в явлениях, связанных с его внутренним строением. К числу этих явлений относится излучение.

При изучении излучения ученым удалось установить общие закономерности в характере спектров и найти ряд эмпирических законов, которым они подчиняются.

Было установлено, что спектральные линии всех элементов можно разбить на ряд серий. Структуры соответствующих серий, относящихся к различным химическим элементам, схожи между собой.

В пределах одной серии расположение спектральных линий имеет определенный порядок. Наиболее простым атомом является атом водорода.

Спектр атома водорода. Серийные формулы

В 1885 г. Бальмеру удалось найти формулу, описывающую распределение спектральных линий видимого спектра водорода, получивших название *серии Бальмера*:

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

λ - длина волны;

$1/\lambda$ - волновое число, n для различных линий серии принимает значение последовательного ряда целых чисел начиная с трех ($n = 3, 4, 5, \dots$);

$R = 1,097 \cdot 10^7 \text{ м}^{-1}$ - *постоянная Ридберга*.

Спектр атома водорода. Сериальные формулы

Исследования излучения в невидимой части спектра показали, что существуют серии, расположенные в инфракрасной области - *серии Пашена, Брэкетта, Пфунда*, в ультрафиолетовой области - *серия Лаймана*.

Формулы, определяющие расположение спектральных линий в каждой из этих серий, аналогичны формуле для серии Бальмера.

Обычно обобщенную формулу Бальмера для всех линий спектра атома водорода записывают в виде:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{i^2} - \frac{1}{n^2} \right),$$

где i и n принимают значения для каждой серии и каждой спектральной линии (таблице).

Значение i	Наименование серии	Значение n
1	Лаймана	2, 3, 4, ...
2	Бальмера	3, 4, 5, ...
3	Пашена	4, 5, 6, ...
4	Брэкетта	5, 6, 7, ...

Спектр атома водорода. Серийные формулы

Учитывая, что $\lambda=c/\nu$ или $1/\lambda=\nu/c$, формулу

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

можно переписать в виде:

$$\nu = R' \left(\frac{1}{i^2} - \frac{1}{n^2} \right),$$

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

При увеличении n длина волны уменьшается, а частота линий увеличивается.

Комбинационный принцип Ритца

Аналогичные спектральные линии имеются и у щелочных металлов. Расположение спектральных линий у них определяется формулой, аналогичной формуле Бальмера:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{i^2} - \frac{1}{n^2} \right).$$

Частота, соответствующая какой-либо спектральной линии этой серии, является разностью двух величин, одна из которых зависит от номера i серии и постоянна для всех линий данной серии, а другая определяется номером линии в этой серии.

Такая закономерность объясняет, что *частота некоторой спектральной линия часто оказывается равной сумме частот, соответствующих двум другим линиям спектра.*

Эта закономерность была установлена экспериментально Ритцем и названа *комбинационным принципом*, который является основой всей современной спектроскопии.

Комбинационный принцип Ритца

Комбинационный принцип Ритца:

для каждого атома возможно найти последовательность чисел, называемых спектральными термами, таких, что частоты всех спектральных линий этого атома будут выражаться в виде двух каких-либо спектральных термов:

$$\nu = T_1(i) - T_2(n).$$

Обоснование этого принципа связано со строением атома, с процессами, происходящими внутри атома при излучении волн с частотой, соответствующей какой-либо спектральной линии.

Только теория Бора, выдвинутая им в 1913 г., выяснила значение спектральных законов и показала, что эти законы отражают квантовый характер внутриатомной структуры.

Модель атома водорода по Бору

Н. Бор ввел идеи квантовой теории в ядерную модель Резерфорда и разработал теорию атома водорода, полностью подтвержденную экспериментально. В основе боровской теории атома лежат два основных положения (постулата).

1. Электроны могут двигаться в атоме только по определенным орбитам, находясь на которых они, несмотря на наличие у них ускорения, не излучают.

Эти орбиты соответствуют стационарным состояниям электронов в атоме и определяются условием:

$$m_e v_n r_n = \frac{nh}{2\pi},$$

где r_n - радиус n -й орбиты; v_n - скорость электрона на этой орбите; m_e - масса электрона; $m_e v_n r_n$ - момент импульса электрона на n -ой орбите; n - целое число.

2. Атом излучает или поглощает квант электромагнитной энергии при переходе электрона из одного стационарного состояния в другое.

Энергия кванта равна разности энергий стационарных состояний электрона до E_2 и после E_1 перехода:

$$h\nu = E_2 - E_1.$$

Уровни энергий в атоме

По боровской модели ядро атома считается неподвижным, поэтому полная энергия E атома является суммой кинетической энергии E_k вращения электрона и потенциальной энергии E_n взаимодействия электрона с ядром:

$$E_k = \frac{mv^2}{2} = \frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r_n},$$

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

$$E = E_k + E_n = -\frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r_n}.$$

Полученное значение E отрицательно, так как потенциальная энергия двух зарядов, находящихся на бесконечно большом расстоянии, предполагается равной нулю. При сближении зарядов потенциальная энергия уменьшается.

Уровни энергий в атоме

Наименьшей энергией, как следует из уравнения, атом обладает при $n=1$.

В этом случае говорят, что атом находится в ***основном энергетическом состоянии***.

Состояния с $n > 1$ называют ***возбужденными***.

Энергия E_n на любом энергетическом уровне:

$$E_n = -\frac{me^4}{8h^2\varepsilon_0} \frac{1}{n^2}.$$

Линейчатые спектры

При переходе электрона с одного энергетического уровня на другой, согласно второму постулату Бора, выделяется или поглощается квант энергии:

$$h\nu = E_2 - E_1 = -\frac{me^4}{8h^2\varepsilon_0^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right).$$

Если электрон переходит, например, со второй орбиты ($n_2=2$) на первую ($n_1=1$), то **выделяется** квант энергии. В обратном случае такой же квант энергии **поглощается**.

Максимальную энергию атому водорода нужно сообщить для того, чтобы перевести электрон на орбиту с $n=1$ на $n \rightarrow \infty$, т.е. оторвать его от ядра атома (ионизовать атом).

Частота ν или длину волны $\lambda=c/\nu$ поглощаемого или испускаемого фотона:

$$\nu = \frac{me^4}{8h^3\varepsilon_0^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right),$$
$$\frac{1}{\lambda} = \frac{me^4}{8h^3\varepsilon_0^2 c} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Линейчатые спектры

На основании теории Бора можно объяснить наличие линейчатых спектров, образующихся у атома водорода при переходе электрона из одного стационарного состояния в другое.

Каждая спектральная линия получается в результате испускания атомом фотона при переходе из одного энергетического состояния в другое.

Разность между энергиями атома в начальном и конечном состояниях определяет частоту электромагнитного излучения и положение данной линии в спектре.

Придавая n в соотношении:

$$E_n = -\frac{me^4}{8h^2\epsilon_0} \frac{1}{n^2}$$

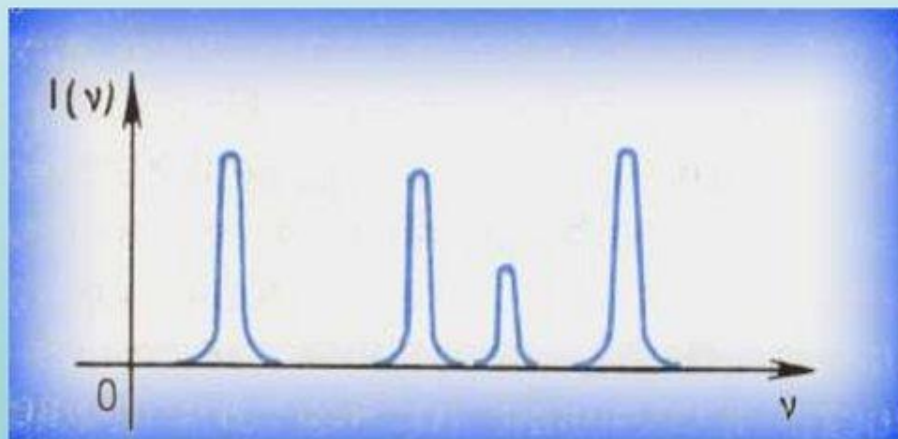
различные значения, можно получить ряд значений энергий стационарных состояний атома водорода.

Линейчатые спектры

- спектр, состоящий из отдельных линий

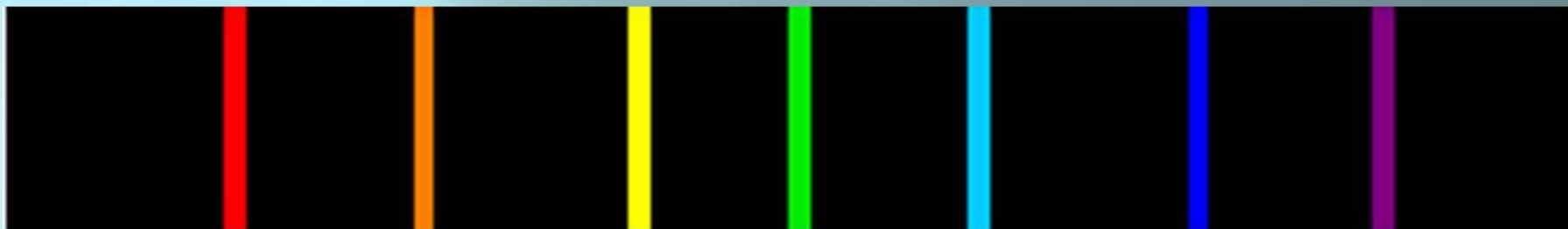
Линейчатые спектры дают все вещества в газообразном атомарном состоянии.

Изолированные атомы излучают строго определенные длины волн.



Примерное распределение спектральной плотности интенсивности излучения в линейчатом спектре.

Линейчатый спектр



- ▣ Состоит из отдельных линий разного или одного цвета, имеющих разные расположения
- ▣ Испускается газами, парами малой плотности в атомарном состоянии
- ▣ Позволяет по спектральным линиям судить о химическом составе источника света

*Спасибо за
внимание.*