

Курс лекций «Химия»

Рекомендуемая литература к курсу лекций «Химия»

- Глинка Н.Л. Общая химия – М. : ИНТЕГРАЛ-ПРЕСС, 2003. – 727 с.
- Коровин Н.В. Общая химия – 2007. – 557 с.
- Фролов В.В. Химия – М. : Высш. шк., 1986. – 553 с.
- Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – 2007 - 527с.
- Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учебник.-2006. – 743 с.
- Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. – 2006. – 367 с.

Дополнительная литература:

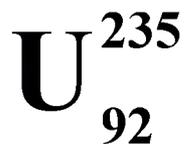
- 1. Электронная структура атомов и одноатомных ионов: методические указания к лабораторной работе / Сост. Т.С. Шепеленко, Н.Г. Давыдова – Томск: Изд-во Том. гос. архит.-строит. ун-та, 2007. - 15 с.*

- **Химия** – наука, изучающая вещества и процессы их превращения, сопровождающиеся изменением состава и структуры.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

- *Атом – это наименьшая частица химического элемента, способная к самостоятельному существованию, подчиняющаяся квантовым законам и являющаяся носителем его свойств.*
- Атом представляет собой электронейтральную микросистему, состоящую из положительно заряженного ядра и соответствующего числа электронов.

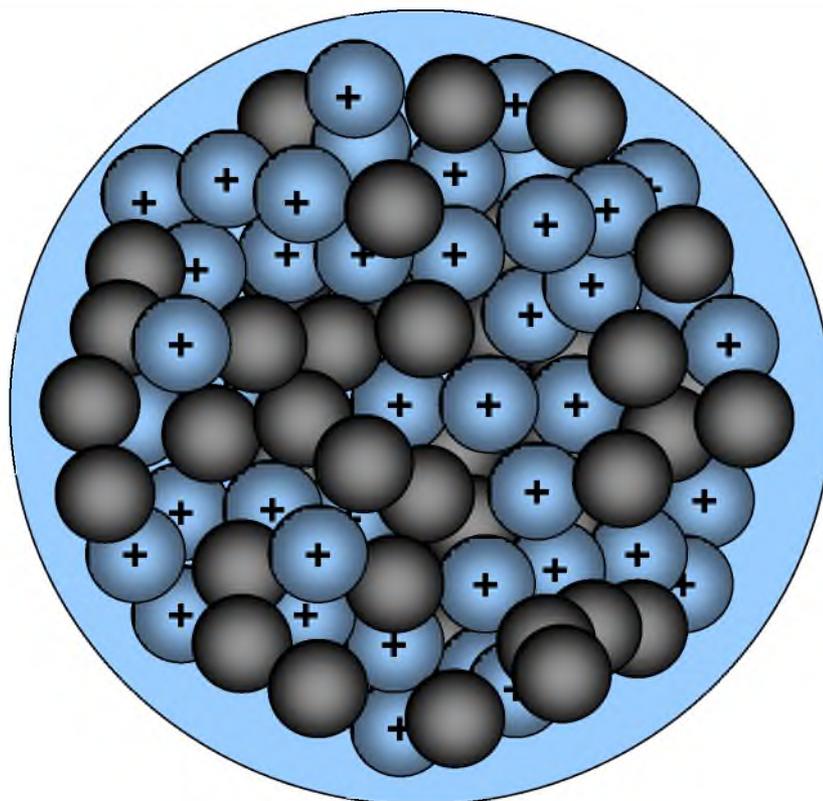
ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ



Ядро атома урана

92 протона

143 нейтрона



Ядра атомов состоят из элементарных частиц двух видов - протонов и нейтронов.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

+ ***Протон*** - стабильная элементарная положительная частица, представляющая собой ядро атома легкого изотопа водорода 1; его положительный заряд равен по абсолютной величине заряду электрона.

(Заряд ядра определяется числом находящихся в нем протонов и определяет **число электронов** в атоме элемента, а значит, его **химическую индивидуальность**.)

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

 **Нейтрон** - элементарная незаряженная частица.

(Почти вся масса атома сосредоточена в его ядре.)

Разновидности одного и того же химического элемента, отличающиеся массой атомов называются **ИЗОТОПАМИ**.

Ядра атомов изотопов отличаются числом нейтронов



Электрон - элементарная отрицательная частица, носитель наименьшей массы и наименьшего отрицательного электрического заряда.

Квантовомеханическая модель строения атома

Основные положения:

1. Квантование энергии излучения.

(Квантовая теория М. Планка)

Энергия распространяется и передается, поглощается и испускается не непрерывно, а дискретно, отдельными порциями – квантами, т.е. изменяется скачкообразно, квантуется.

Квантовомеханическая модель строения атома

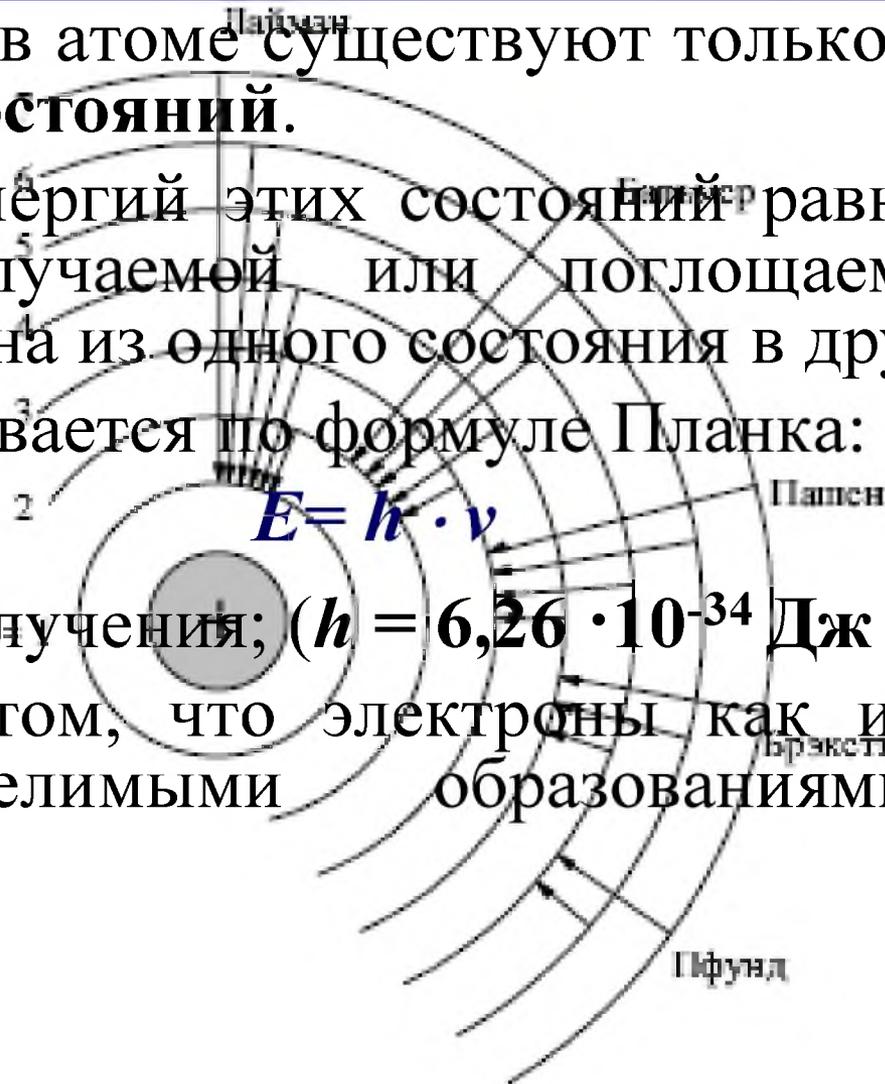
Электроны в атоме существуют только в **строгих определенных состояниях**.

Разность энергий этих состояний равна кванту энергии E (излучаемой или поглощаемой при переходе электрона из одного состояния в другое), которая рассчитывается по формуле Планка:

$$E = h \cdot \nu$$

где ν – частота излучения; ($h = 6,26 \cdot 10^{-34}$ Дж · с)

(что говорит о том, что электроны как и фотоны являются неделимыми образованиями, т.е. частицами).



Квантовомеханическая модель строения атома

Двойственная природа электрона. Электрон обладает корпускулярно–волновым дуализмом, т. е. может вести себя и как частица и как волна.

Его длина волны может быть рассчитана по уравнению *Луи де Бройля*:

$$\lambda = h/mv.$$

Закон де Бройля (открыт в 1924 г.): любая частица, а не только фотон, имеет корпускулярно–волновой характер движения.

Квантовомеханическая модель строения атома

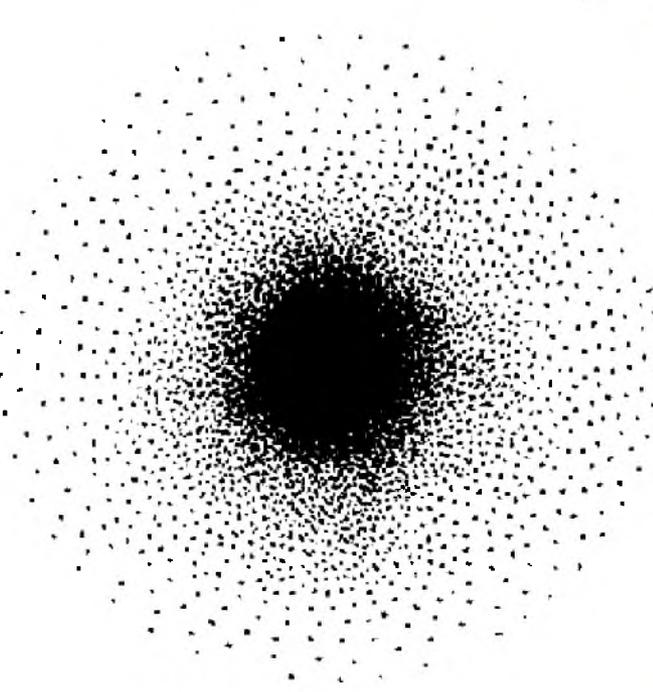
2. Принцип неопределенности Гейзенберга: при

М
О
И
Вывод: **чем**
координате,
импульсу, и н

$$\Delta x \Delta v \geq \frac{h}{2\pi m}$$

Поэтому Δx и Δp – неопределенности координаты и импульса.
траекторию

рассчитываю
той или иной
используют
метод описания



вероятностный

ленность по
деленность по

е определяют
ординате и
на, а лишь
нахождения в
округ ядра, т.е.
(статистический)

Квантовомеханическая модель строения атома

3. Уравнение сферической стоячей волны (Шредингера)

Электрон в атоме не движется по строго определенным траекториям, а может находиться в любой части около ядерного пространства, однако вероятность нахождения его в различных частях пространства неодинакова.

Пространство вокруг ядра, в котором эта вероятность максимальна, называют *орбиталью*.

Волновой характер движения электронов в атоме отражает **уравнение Шредингера** (1926 г.) которое показывает периодические изменения волновой функции в трехмерном пространстве атома.

Уравнение Шредингера

Уравнение Шредингера связывает волновые свойства электрона (Ψ) и его энергетические характеристики (E):

$$\hat{H}\Psi = E\Psi,$$

где E – полная энергия частицы, Ψ – волновая функция, \hat{H} – оператор Гамильтона.

Гамильтониан показывает, какие математические операции нужно произвести с волновой функцией, чтобы решить уравнение относительно энергии.

Физический смысл волновой функции

- *Физический смысл волновой функции определить трудно,*
- *Квадрат ее модуля $|\Psi|^2$ определяет плотность вероятности нахождения электрона в данной области пространства*
или $|\Psi|^2$ – электронная плотность.

Уравнение Шредингера

$$\nabla^2 \psi^* + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

Решить уравнение Шредингера – это значит определить волновую функцию Ψ в **явном** виде и рассчитать энергию электрона (E) в одном из разрешенных состояний.

E – полная энергия электрона;
 V – потенциальная энергия, являющейся функцией только координат x, y, z .



tema1_5_4.swf