



***Квантовые числа.
Состав атомного ядра***

Лекция 15-16

***Постникова Екатерина Ивановна,
доцент кафедры экспериментальной физики***

Квантовые числа

Уравнению Шрёдингера удовлетворяют собственные функции $\psi(r, \theta, \varphi)$, которые определяются 3-мя квантовыми числами:

n – главное, l – орбитальное, m_l – магнитное.

● n – главное квантовое число определяет номер орбиты, т.е. энергетические уровни электрона в атоме.

Решение стационарного уравнения Шрёдингера для электрона в центрально-симметричном кулоновском поле ядра показывает:

1. полная энергия электрона квантована

$$E_n = -\frac{1}{n^2} \cdot \frac{Z^2 m e^4}{8 h^2 \varepsilon_0^2}, \quad n = 1, 2, 3 \dots - \text{главное квантовое число};$$

2. момент импульса электрона в атоме квантуется

$L_l = \sqrt{l(l+1)}\hbar$, l – орбитальное квантовое число
определяет момент импульса электрона в атоме,

$$l = \underbrace{0, 1 \dots (n - 1)}_{n - \text{значений}}$$

3. Вектор L_l момента импульса электрона имеет такие направления, при которых L_{lz} – проекция L_l на направление внешнего магнитного поля квантуется:

$L_{lz} = \hbar m_l$, m_l – магнитное квантовое число определяет проекцию момента импульса электрона на заданное направление (направление внешнего магнитного поля) – пространственное квантование,

$$m_l = \underbrace{0, \pm 1, \pm 2 \dots \pm l}_{2l+1 \text{ - значений}}$$

В квантовой механике положение электрона в атоме определяется ψ функцией, квадрат модуля которой определяет плотность вероятности обнаружить электрон в различных точках объема атома.

Квантовые числа:

n , l – характеризуют размер и форму облака (орбиты),
 m_l – характеризует ориентацию электронного облака (орбиты) в пространстве:

$$\cos \varphi = \frac{m_l}{\sqrt{l(l+1)}}, \quad \varphi = \angle \vec{H}, \vec{n}, \quad \vec{n} - \text{единичный вектор нормали к плоскости орбиты.}$$

Каждому значению E_n соответствует несколько волновых функций ψ_{nlm} , отличающихся значениями l и m . Т.е. атом, например, водорода может иметь одно и то же значение E_n , находясь в нескольких различных состояниях.

Вырожденные состояния – состояния с одинаковой энергией.

Кратность вырождения уровня – число различных состояний с каким-либо значением энергии.

Каждому из n значений квантового числа l соответствует $2l + 1$ значений m . Следовательно, число различных

$$\sum_{l=0}^{n-1} (2l + 1) = n^2.$$

состояний:

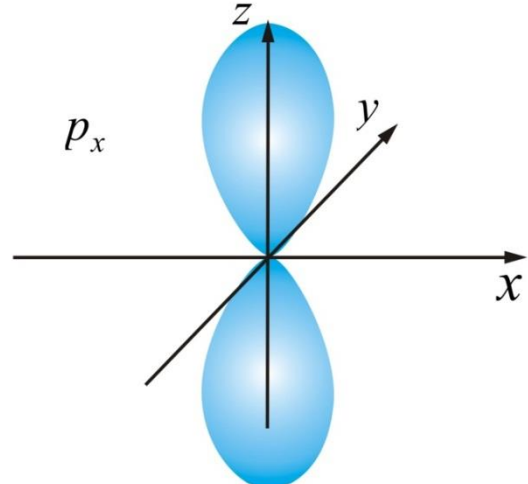
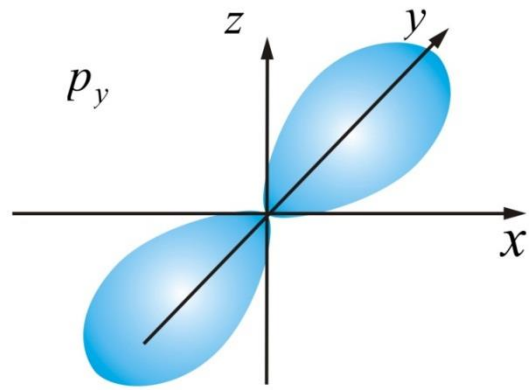
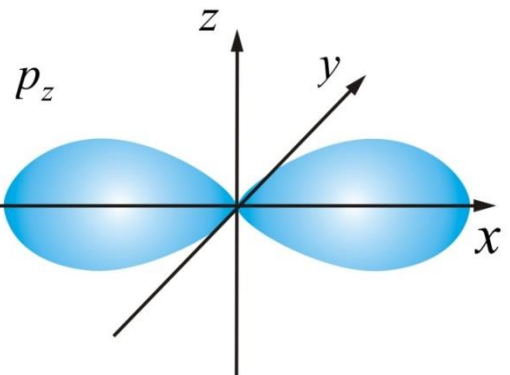
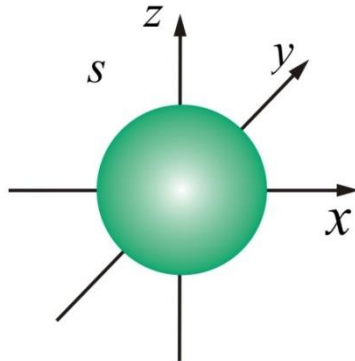
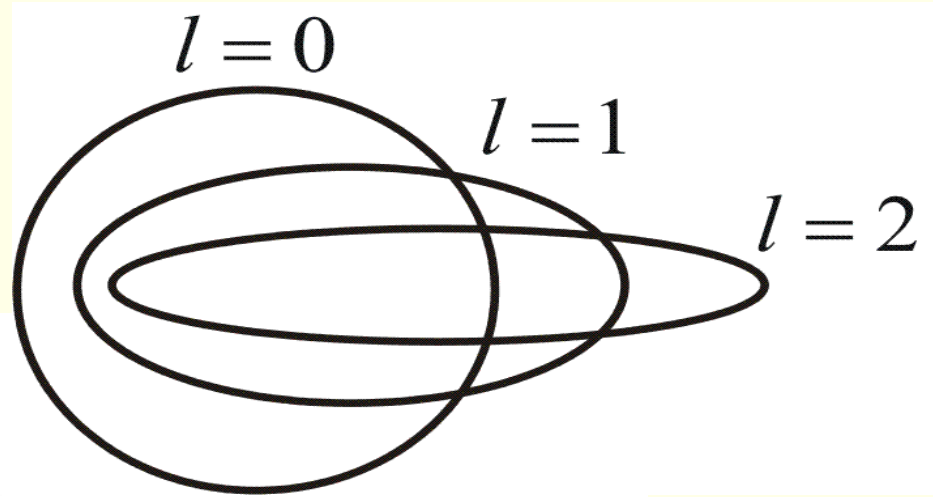
Электронны с одинаковым l образуют подболочку.

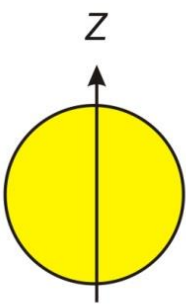
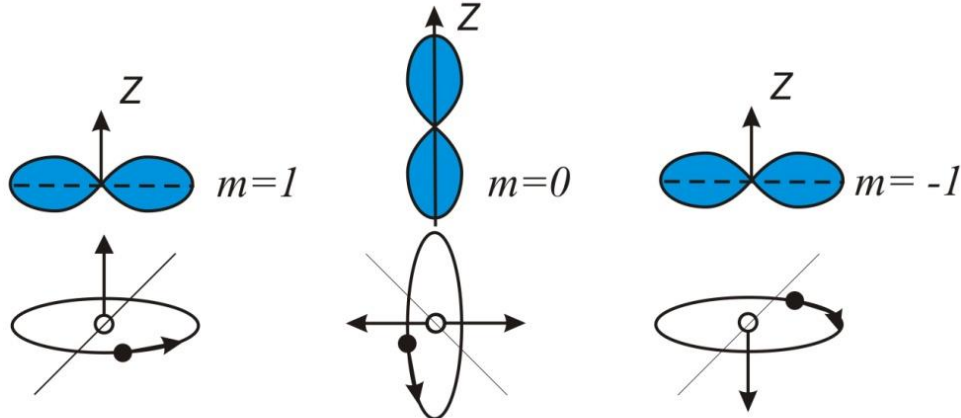
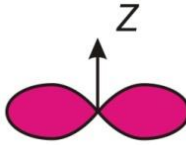
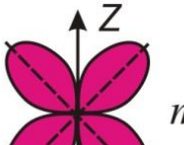
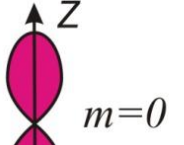
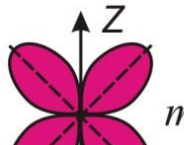
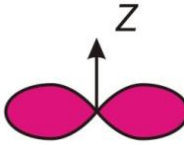
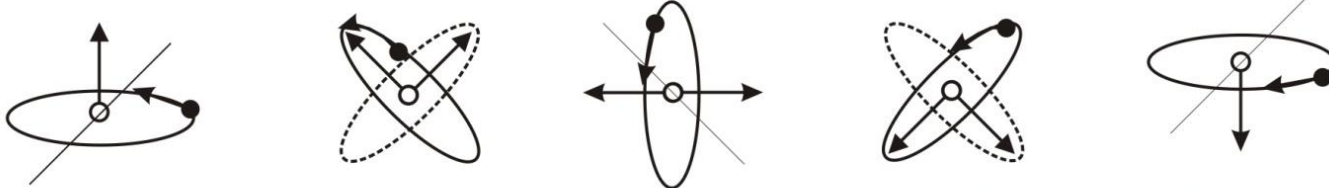
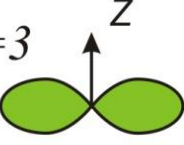
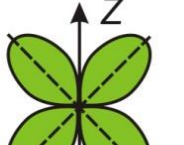

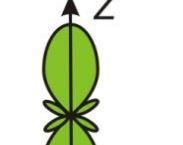

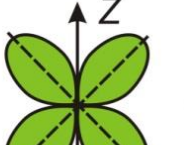
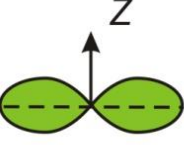
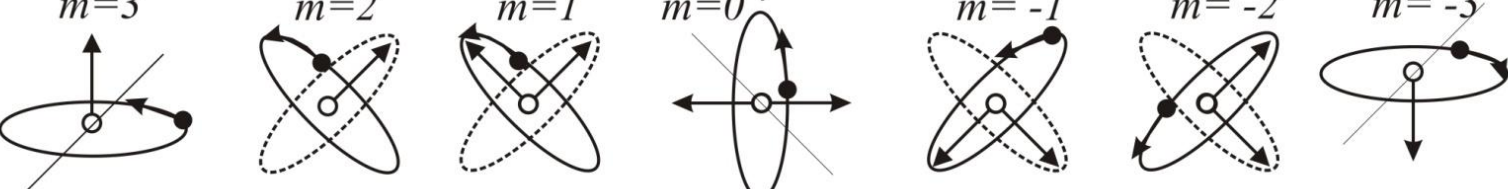
$l = 0$ s – подболочка, s – электрон,

$l = 1$ p ,

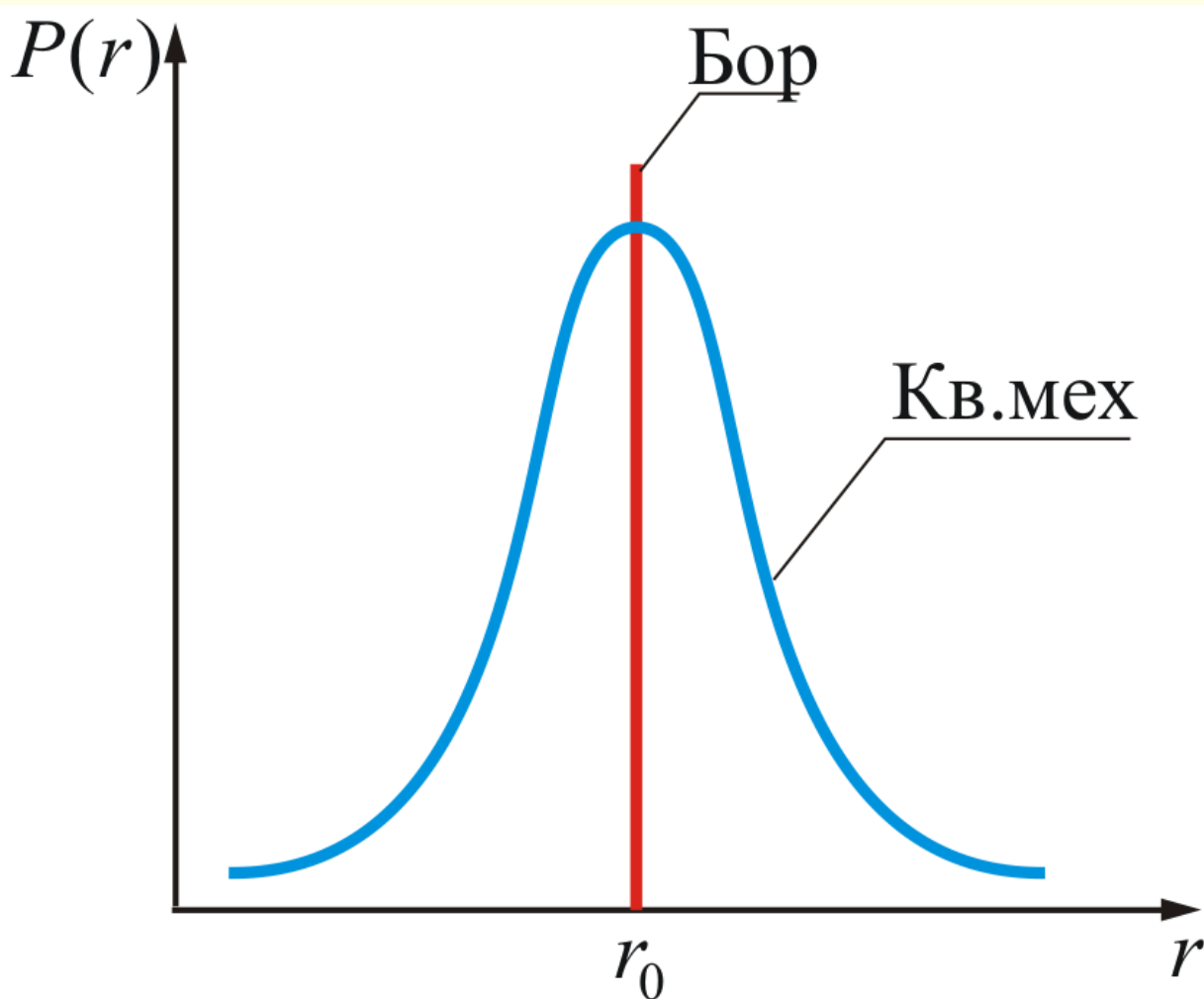
$l = 2$ d ,

$l = 3$ f .



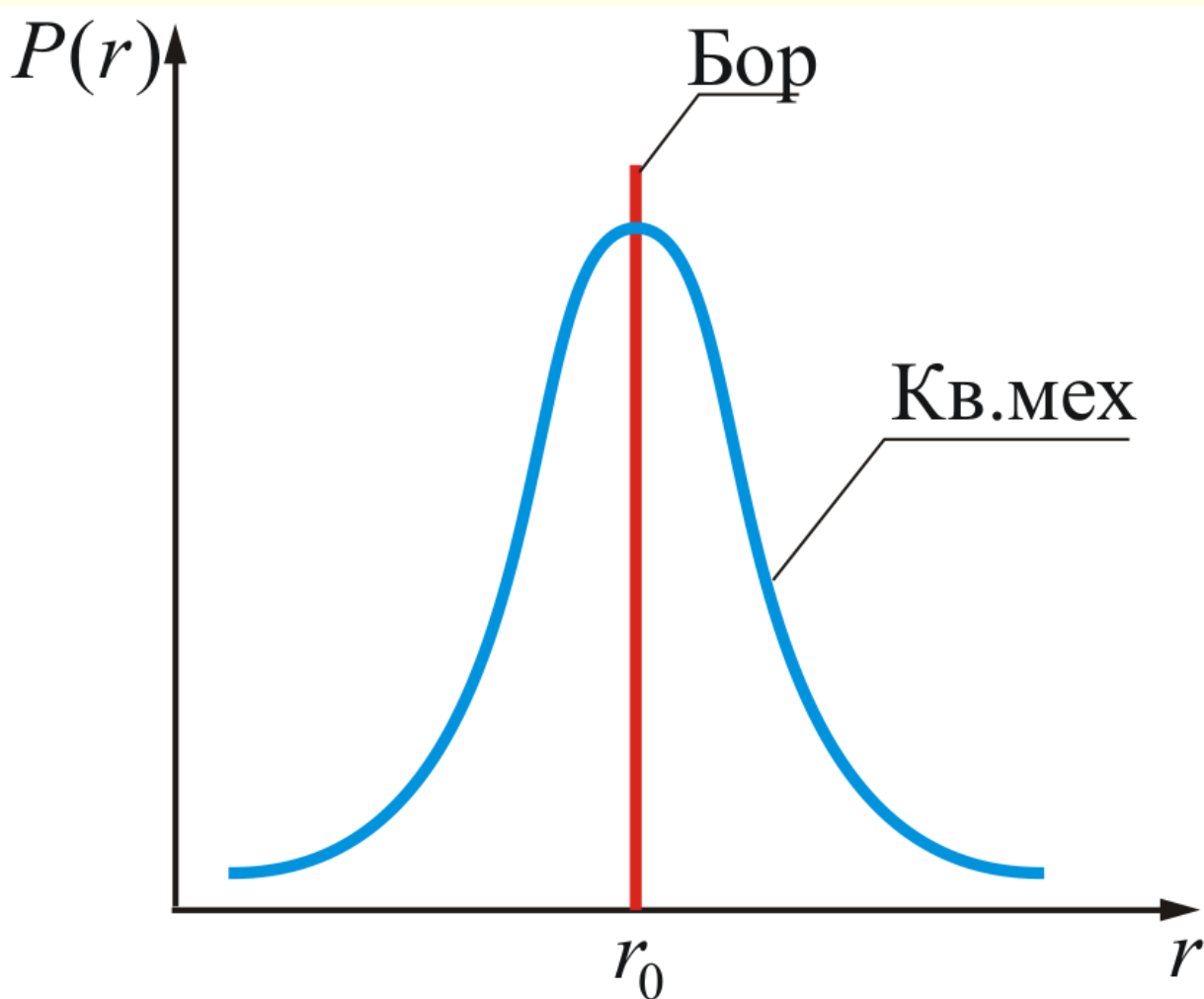
<p><i>s</i>-электроны</p> <p>$l=0$</p> <p>$M=0$</p> 	<p><i>p</i>-электроны</p> <p>$l=1$</p> 					
<p><i>d</i>-электроны</p> <p>$l=2$</p>     						
<p><i>f</i>-электроны</p> <p>$l=3$</p>       						

Боровские орбиты электрона представляют собой геометрическое место точек, в которых **с наибольшей вероятностью** может быть обнаружен электрон.



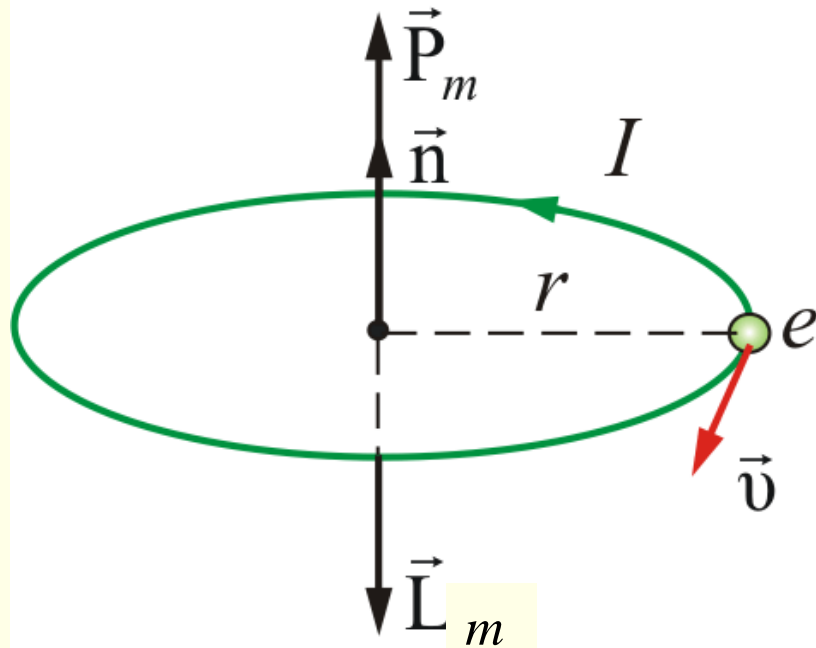
По теории Бора **вероятность нахождения электрона** при любых других значениях r , кроме $r = r_1$, **равна нулю.**

Согласно квантовой механике эта вероятность лишь достигает максимальное значение при $r = r_1$.



Допускается
нахождение
электрона и на
других
расстояниях от
ядра, но
*с меньшей
вероятностью.*

Магнитный момент электрона



Электрон, движущийся по круговой орбите, имеет орбитальный момент импульса

$$\vec{L}_l = [\vec{r}, \vec{p}]$$

Орбитальный магнитный момент $\vec{p}_m = IS \vec{n}$

пропорционален орбитальному (механическому) моменту импульса: $\vec{p}_m = g \vec{L}_l$.

Орбитальный магнитный момент p_m , вызванный движением электрона по орбите обозначают L_m :

$$\vec{p}_m = \vec{L}_m \Rightarrow \vec{L}_m = g \vec{L}_l, \quad g = -\frac{e}{2m} - \text{гиромагнитное отношение для орбитальных моментов.}$$

Орбитальный момент импульса $L_l = \hbar \sqrt{l(l+1)}$.

Вектора L_l и L_m направлены в противоположные стороны.

$$L_m = - \underbrace{\frac{e}{2m}}_{\mu_B} \hbar \sqrt{l(l+1)} = \mu_B \sqrt{l(l+1)}, \quad \mu_B - \text{магнетон Бора.}$$

L_m иногда обозначают μ_l .

Проекция магнитного момента на направление внешнего магнитного поля (например, ось z):

$L_{mz} = \mu_{lz} = \mu_B m_l$, m_l — магнитное квантовое число, определяющее проекцию момента импульса электрона на z .

Спин электрона

Опыт Штерна и Герлаха

1922 г. опыт по измерению магнитных моментов

$$\vec{p}_m = IS \vec{n} \quad \text{атомов водорода.}$$

Пучок атомов водорода с одним внешним электроном (в основном состоянии), у которых $l = 0$:

$$L_l = \hbar \sqrt{l(l+1)} = 0 \Rightarrow L_m = gL_l = 0 \Rightarrow$$

Магнитное поле не должно оказывать влияние на движение атомов.

Опыт показал, что пучок атомов в магнитном поле расщепляется на два пучка, т.е. наблюдалось пространственное квантование атомов.

Более точные опыты показали, что и в отсутствии внешнего магнитного поля спектры атома водорода являются **дуплетами**.

Для объяснения этого предположили, что электрон обладает **собственным моментом импульса – спином**, который не связан с движением электрона в пространстве и имеет только две ориентации относительно внешнего магнитного поля.

Абсолютная величина спинового момента импульса электрона:

$$L_s = \hbar \sqrt{s(s + 1)},$$

s – **спиновое квантовое число**, $s = \frac{1}{2} \Rightarrow L_s = \frac{\sqrt{3}}{2} \hbar$.

Проекция спина на направление внешнего магнитного поля квантуется и определяется выражением

$$L_{sz} = \hbar m_s, \quad m_s = \pm \frac{1}{2} -$$

магнитное спиновое квантовое число.

Проекция магнитного момента спина на направление внешнего магнитного поля (например, ось z):

$$L_{smz} = \mu_s = -2 \mu_B m_s = \mp \mu_B, \quad \mu_B = \frac{e \hbar}{2m} - \text{магнетон Бора.}$$

Состояние электрона в атоме однозначно определяется *набором четырех квантовых чисел*:

- *Главного n* ($n = K, L, N, M, \dots$).
- *Орбитального l* ($l = s, p, d, f, \dots$),
обычно эти состояния обозначают: $1s, 2d, 3f$.
- *Магнитного m* ($m = 0, \pm 1, \pm 2, \dots \pm l$).
- *Магнитного спинового m_s* ($m_s = \pm 1/2$).

Распределение электронов в атоме происходит по **принципу Паули**: в одном и том же атоме, не может быть более одного электрона с одинаковым набором четырех квантовых чисел n, l, m, m_s .

$$Z(n, l, m, m_s) = 0 \text{ или } 1,$$

где $Z(n, l, m, m_s)$ число электронов, находящихся в квантовом состоянии, описываемым набором четырех квантовых чисел: n, l, m, m_s .

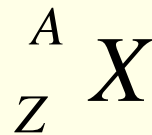
Таким образом, принцип Паули утверждает, **что два электрона, связанные в одном и том же атоме различаются значениями по крайней мере одного квантового числа.**

Главное квантовое число n	1	2	3			4				5					
Символ оболочки	K	L	M			N				O					
Максимальное число электронов в оболочке	2	8	18			32				50					
Орбитальное квантовое число l	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3	0	1	2	3	4
Символ подоболочки	1 s	2 s	2 p	3 s	3 p	3 d	4 s	4 p	4 d	4 f	5 s	5 p	5 d	5 f	5 g
Максимальное число электронов в подоболочке	2	2	6	2	6	1 0	2	6	1 0	1 4	2	6	1 0	1 4	1 8

Состав атомного ядра

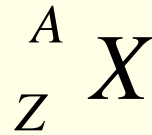
В состав атомного ядра входят элементарные частицы: протоны и нейтроны (нуклоны)

Протон имеет положительный заряд $e^+ = 1,06 \cdot 10^{-19}$ Кл и массу покоя $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27}$ кг = $1836m_e$.



Заряд ядра равен Ze ,

где e – заряд протона, Z – зарядовое число, равное порядковому номеру химического элемента в периодической системе элементов Менделеева, т.е. числу протонов в ядре.



$A = Z + N$ называется массовым числом (число **нуклонов** в ядре).

Ядра с одинаковым Z , но различными A называются **изотопами**.

Ядра, которые при одинаковом A имеют разные Z называются **изобарами**.

$$R = R_0 A^{1/3} - \text{радиус ядра, где } R_0 = (1,3 \div 1,7) \cdot 10^{-15} \text{ м.}$$

Энергия связи ядер. Дефект массы

Энергией связи нуклона в ядре называется физическая величина, равная той работе, которую нужно совершить для удаления нуклона из ядра без сообщения ему кинетической энергии.

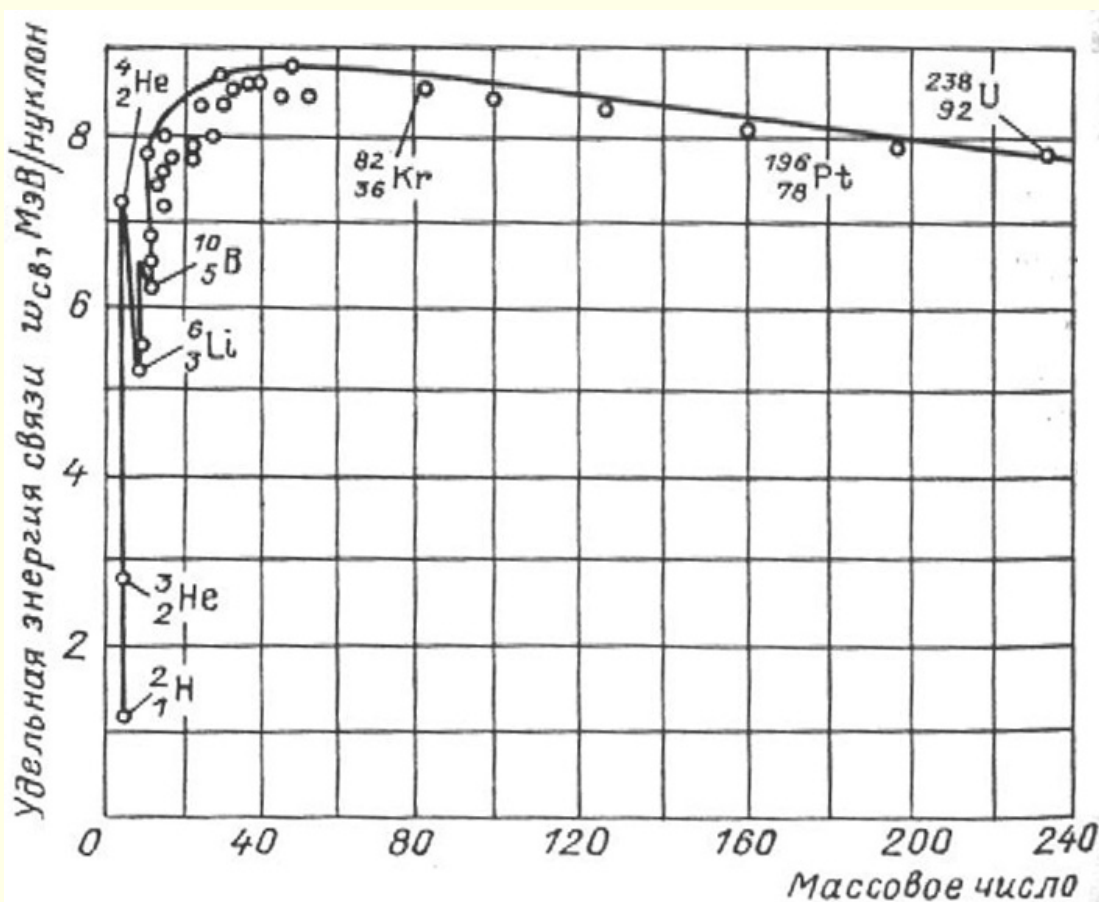
Энергия связи ядра определяется величиной той работы, которую нужно совершить, чтобы расщепить ядро на составляющие его нуклоны без придания им кинетической энергии.

Если ядро массой $M_{\text{яд}}$ образовано из Z протонов с массой m_p и из $(A - Z)$ нейтронов с массой m_n , то

$$\Delta m = Zm_p + (A - Z)m_n - M_{\text{яд}}$$

$$\Delta m = Zm_p + (A - Z)m_n - M_{\text{яд}} \quad - \text{дефект массы.}$$

На эту величину уменьшается масса всех нуклонов при образовании из них атомного ядра.



Ядерные силы


Между составляющими ядро нуклонами действуют особые, специфические для ядра силы, значительно превышающие кулоновские силы отталкивания между протонами – *ядерные силы*.

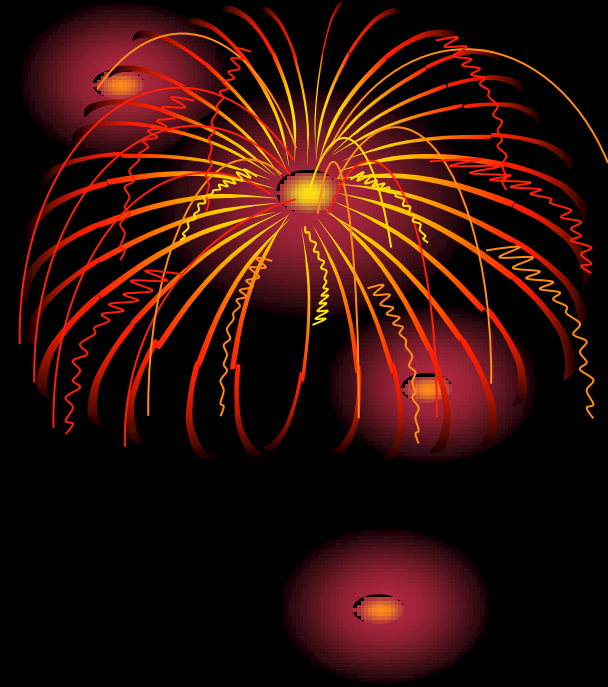
Ядерные силы относят к классу *сильных взаимодействий*.

Свойства ядерных сил:

- ядерные силы являются *силами притяжения*;
- ядерные силы являются *короткодействующими* — их действие проявляется только на расстоянии 10^{-15} м. При увеличении расстояния между нуклонами ядерные силы быстро уменьшаются до нуля, а при расстояниях, меньших их радиуса действия, оказываются примерно в 100 раз больше кулоновских сил, действующих между протонами на том же расстоянии;

- ядерным силам свойственна *зарядовая независимость*: ядерные силы, действующие между двумя протонами или двумя нейтронами, или между протоном и нейтроном, одинаковы по величине. Отсюда следует, что ядерные силы имеют неэлектрическую природу;
- ядерным силам свойственно *насыщение*, т.е. каждый нуклон в ядре взаимодействует только с ограниченным числом ближайших к нему нуклонов. Насыщение проявляется в том, что удельная энергия связи нуклонов в ядре при увеличении числа нуклонов не растет, а остается приблизительно постоянной;

- 
- ядерные силы зависят от взаимной ориентации спинов взаимодействующих нуклонов;
 - Ядерные силы не являются центральными, т.е. действующими по линии, соединяющей центры взаимодействующих нуклонов.



Конец лекции