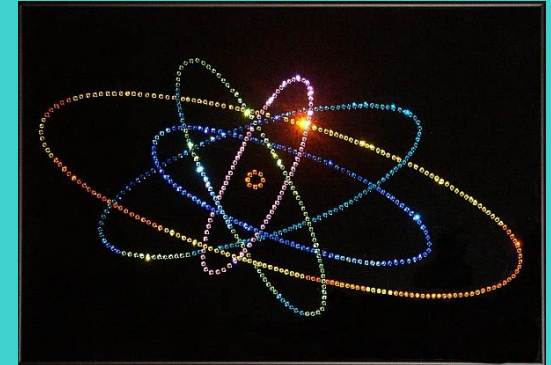
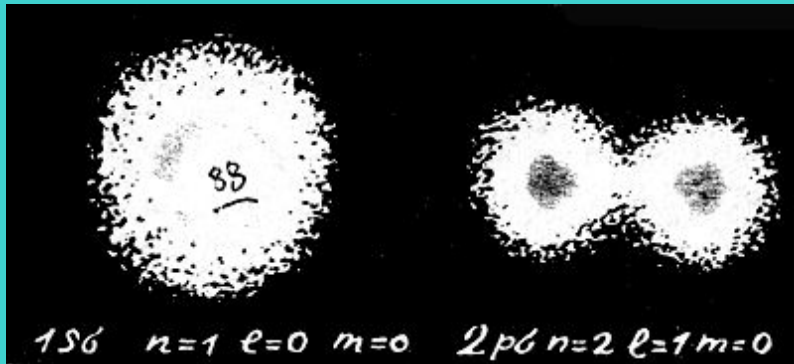


Состояние электронов в атоме





1924 год

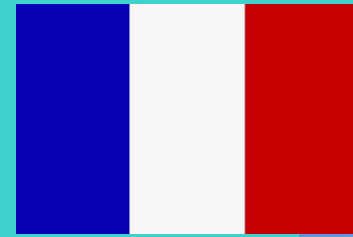
Франция

Луи де Бройль

(Луи Виктор Пьер Реймон,
7-й герцог Брольи)

(1892-1987)

Лауреат нобелевской премии
(1929)



Электрон обладает двойственными
корпускулярно-волновыми свойствами (как
свет), то есть проявляет одновременно
свойства частицы и волны.



1927 год

США

Клинтон Дж. Дэвиссон
(1881-1958)

Лауреат нобелевской премии по физике
(1937)



Лестер Г. Джермер
(1896-1971)

Англия

Джозеф Паджет Томсон
(1892-1975)



Экспериментально доказали
утверждение Луи де Бройля



1924 год

Германия

Вернер Карл Гейзенберг
(1901-1976)



Лауреат

нобелевской премии по физике
(1932).

Принцип неопределенности:

Невозможно в один и тот же момент времени
точно определить местонахождение электрона
в пространстве и его скорость.



1926 год

Австрия

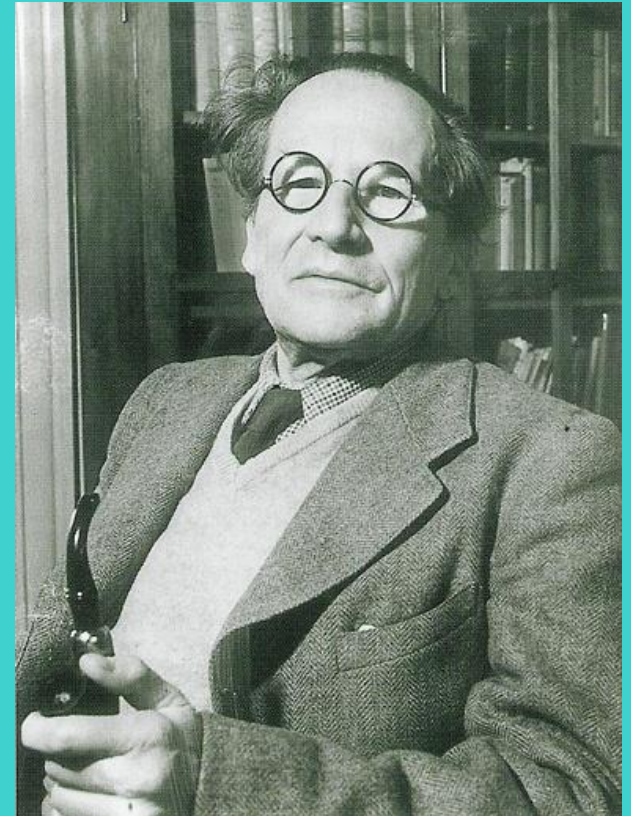
Эрвин Шредингер
(1887-1961)



Лауреат
нобелевской премии
по физике
(1933)

Уравнение Шредингера

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{\hbar^2} (E - E_n) \psi = 0$$



Уравнение Шредингера

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{\hbar^2} (E - E_n) \psi = 0$$

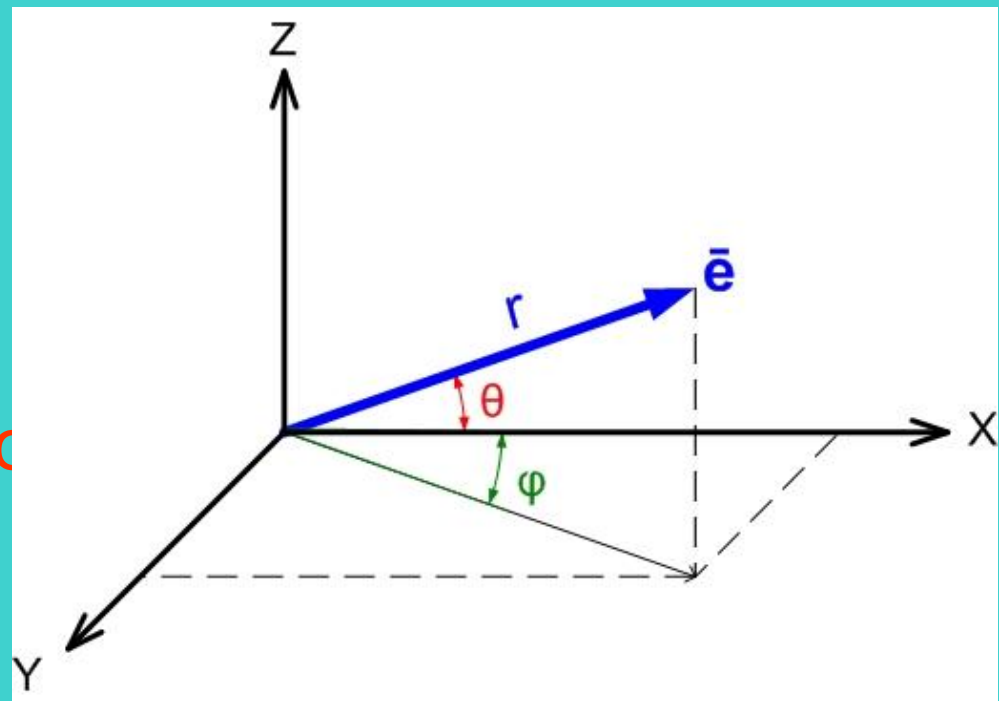
где:

x, y, z – расстояние,

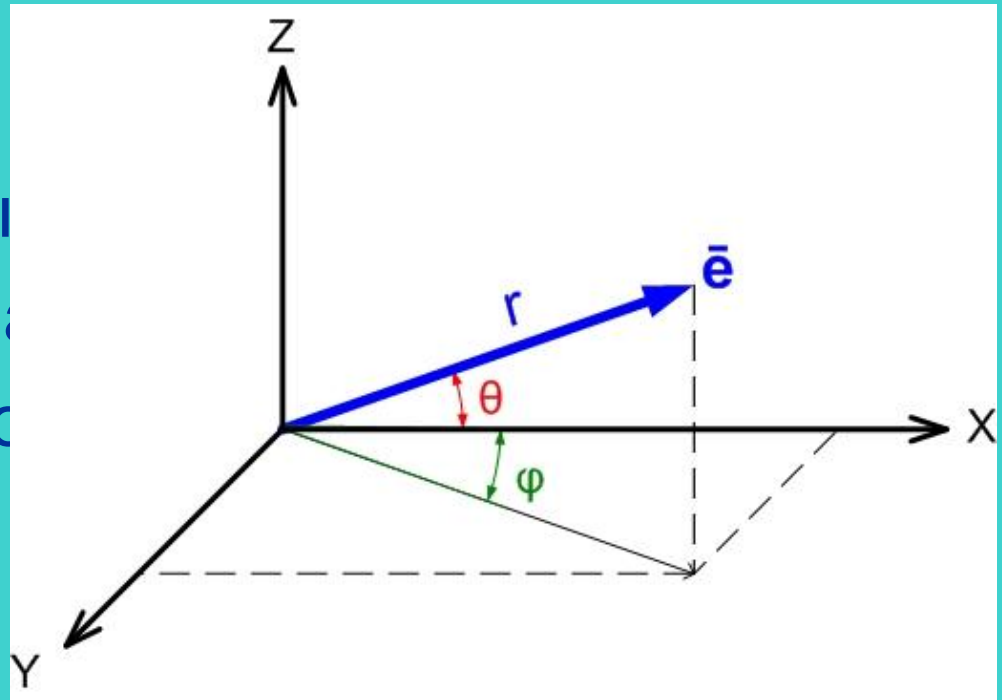
\hbar – постоянная Планка ($6,626 \times 10^{-34}$ Дж·с);

m – масса частицы, E и E_n полная и потенциальная энергия частицы

Квадрат модуля функции Ψ определяет вероятность нахождения электрона в пространстве в атоме.







Функция Ψ зависит от пространственных координат электрона (радиуса и двух углов) и определяется



набором квантовых чисел: n, l, m, s

Квантовые числа

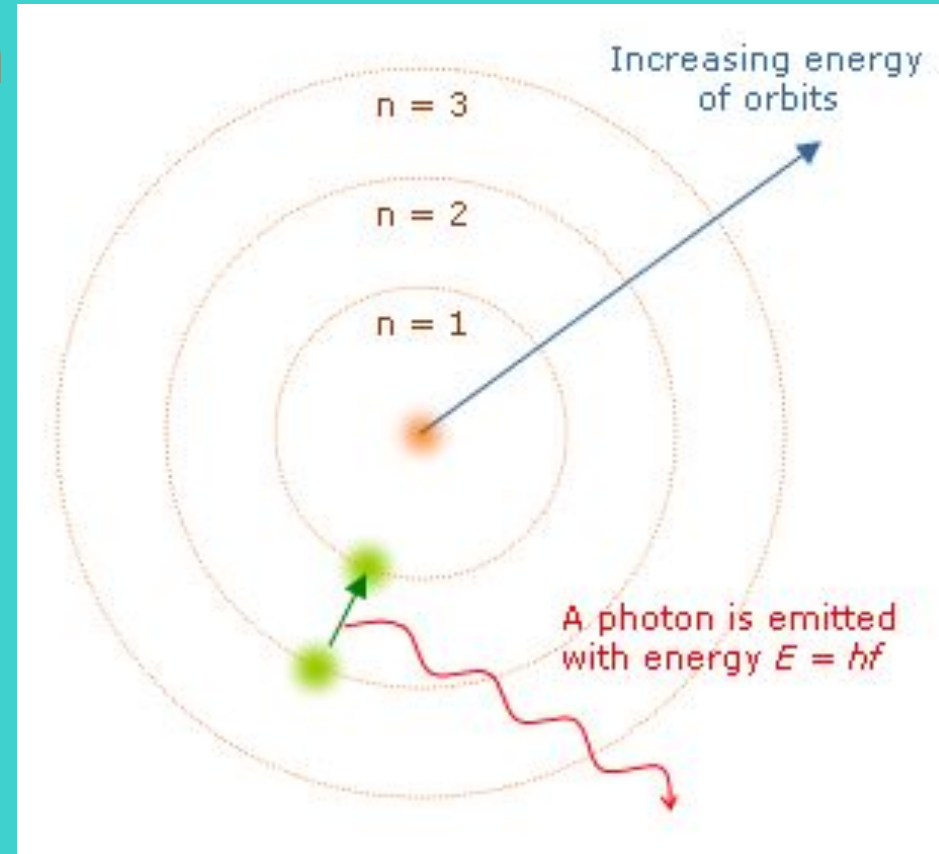
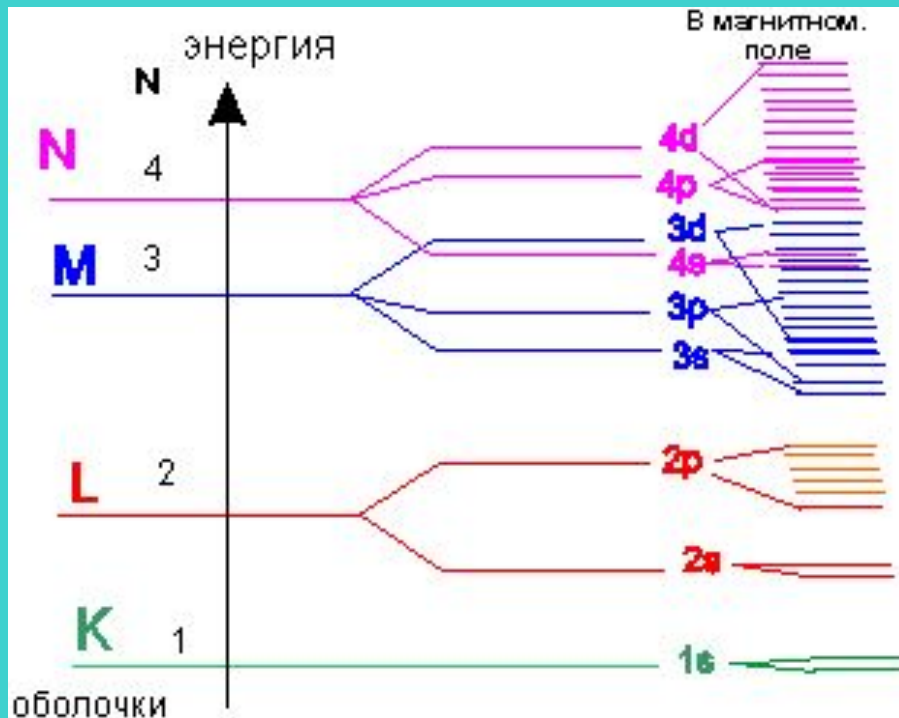
Квантовые числа	Физический смысл	Значения	Иллюстрации
<p>Главное квантовое число</p>	<p>n</p> <p>Определяет энергию электрона; Степень его удаления от ядра; Размер электронного облака;</p>	<p>Целочисленные значения, совпадающие с номером периода (им соответствуют латинские буквы: K, L, M, N и т.д.)</p>	<p>Слайд 9</p> 
<p>Орбитальное (побочное) квантовое число</p>	<p>l</p> <p>Определяет форму электронной орбитали</p>	<p>Целочисленные значения: $[0, n-1]$ (им соответствуют латинские буквы: s, p, d, f и далее по алфавиту)</p>	<p>Слайд 10</p> 
<p>Магнитное квантовое число</p>	<p>m</p> <p>Характеризует положение электронной орбитали в пространстве</p>	<p>Целочисленные значения от $-l$ до $+l$, всего $(2l+1)$ значений</p>	<p>Слайд 11</p> 
<p>Спиновое квантовое число</p>	<p>s</p> <p>Характеризует магнитный момент, возникающий при вращении электрона вокруг собственной оси – спин</p>	<p>$-1/2$ и $+1/2$</p>	<p>Слайд 12</p> 

Главное квантовое число

$$E_n = -2\pi^2me^2/n^2h^2,$$

где E_n - энергия электрона, m - масса электрона, e - заряд электрона, n - главное квантовое число

n

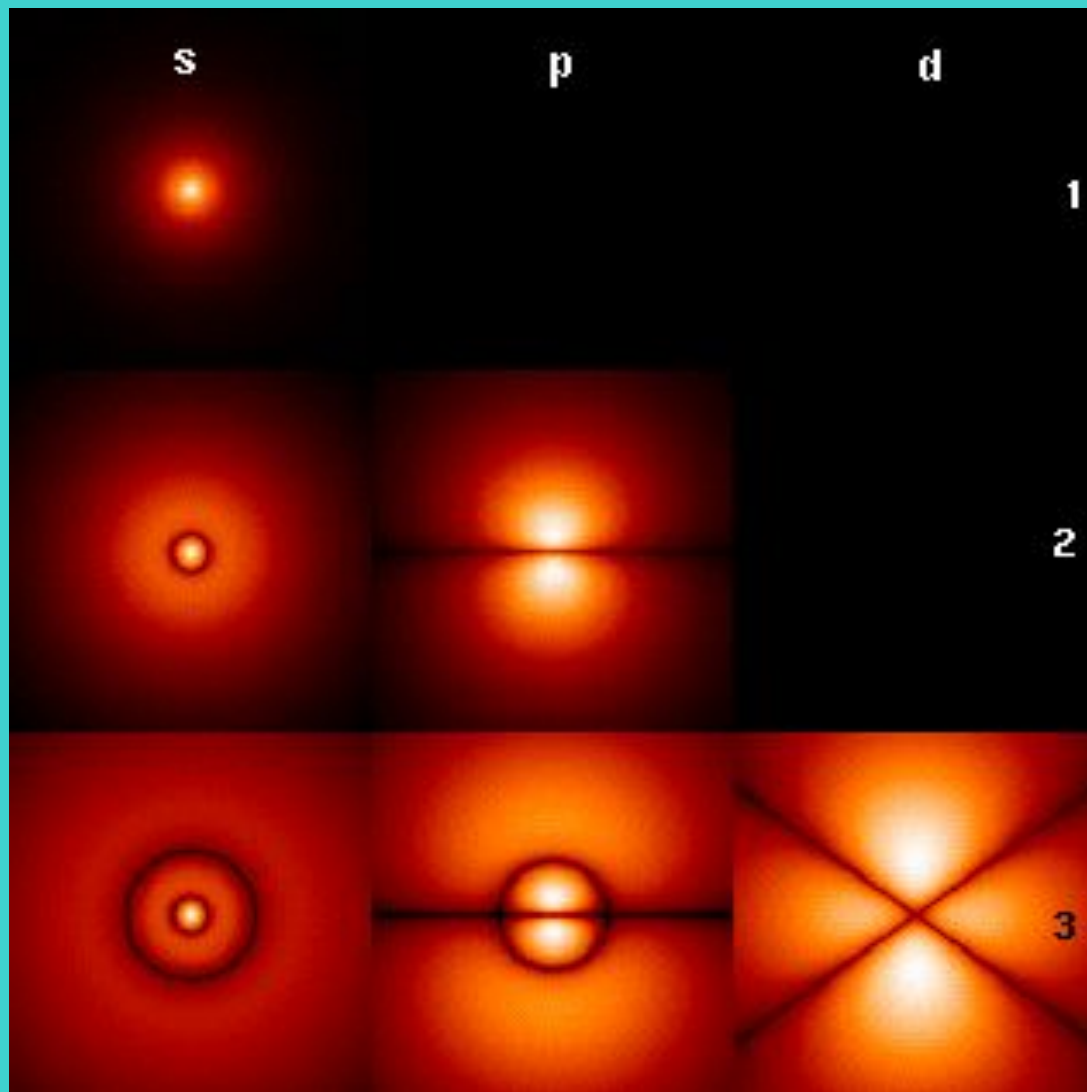


Назад



Орбитальное квантовое число

l

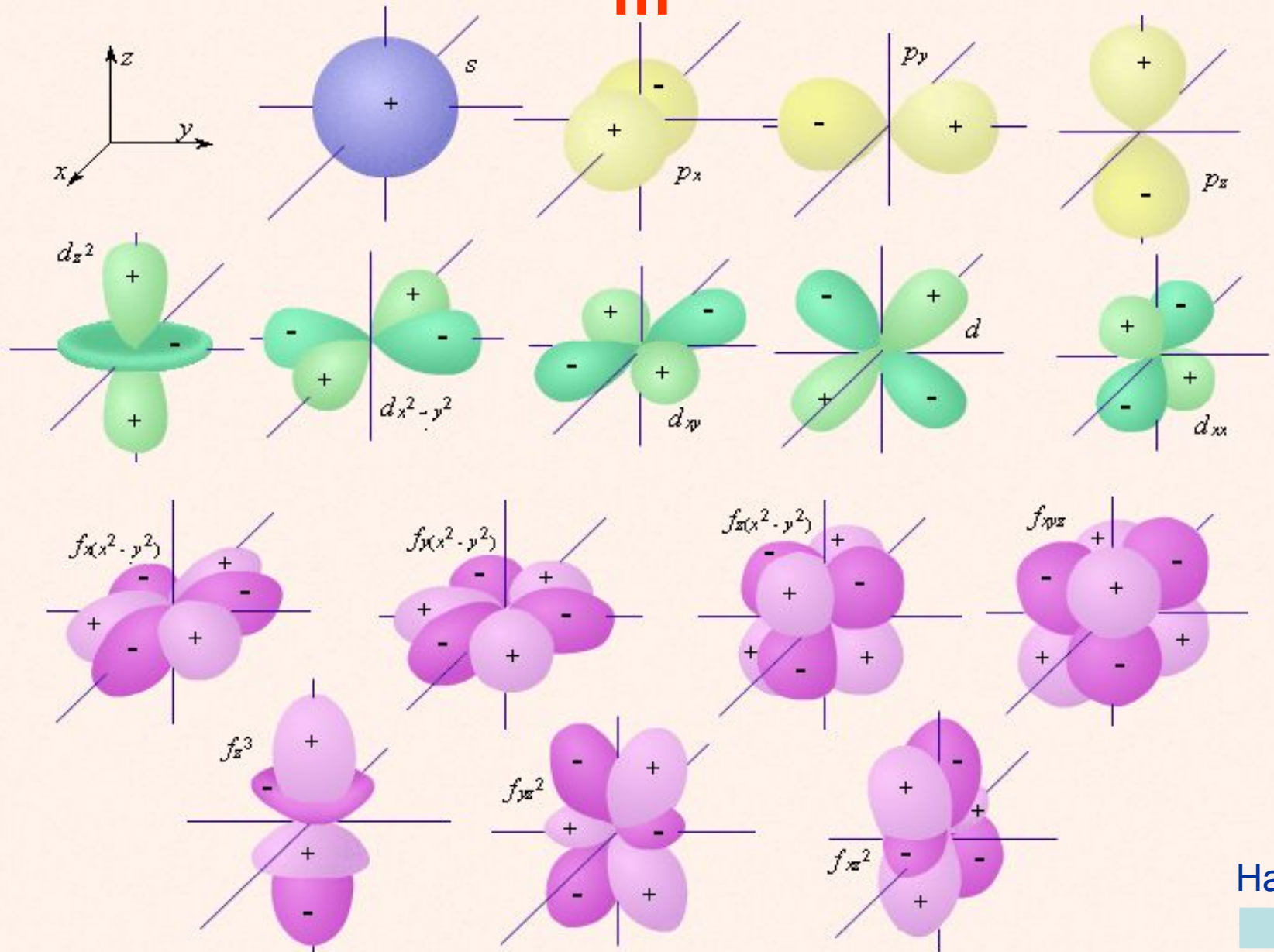


Назад



Магнитное квантовое число

m

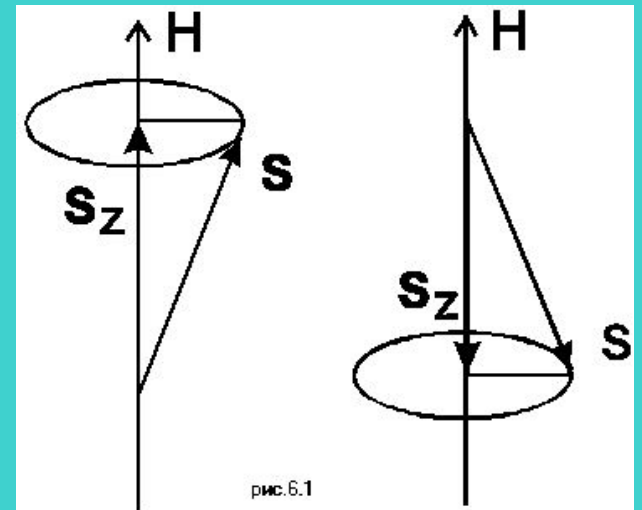
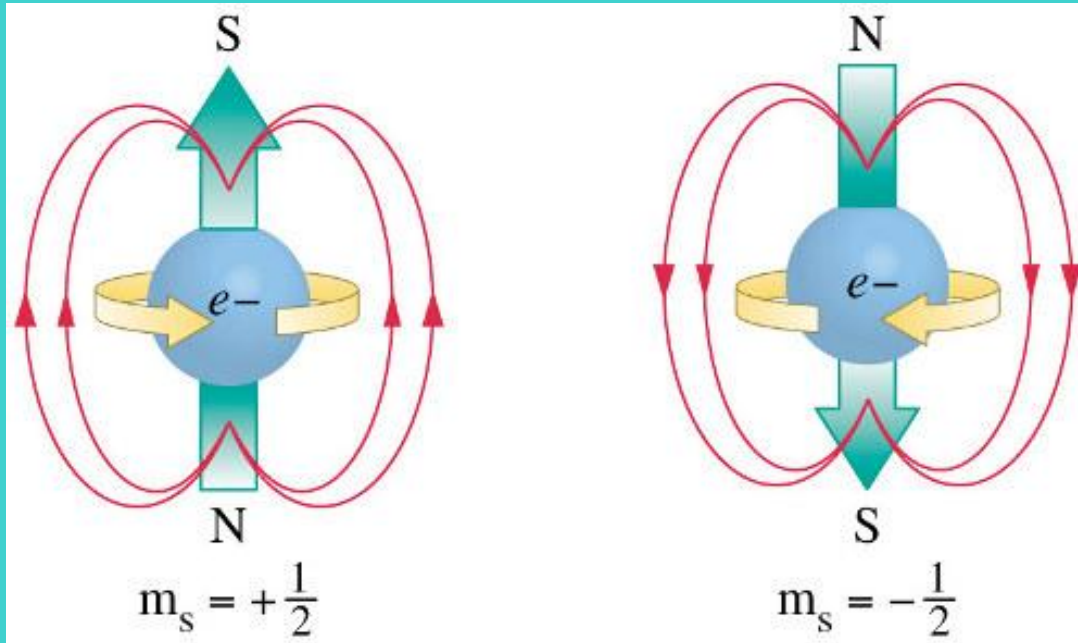


Назад



Спиновое квантовое число

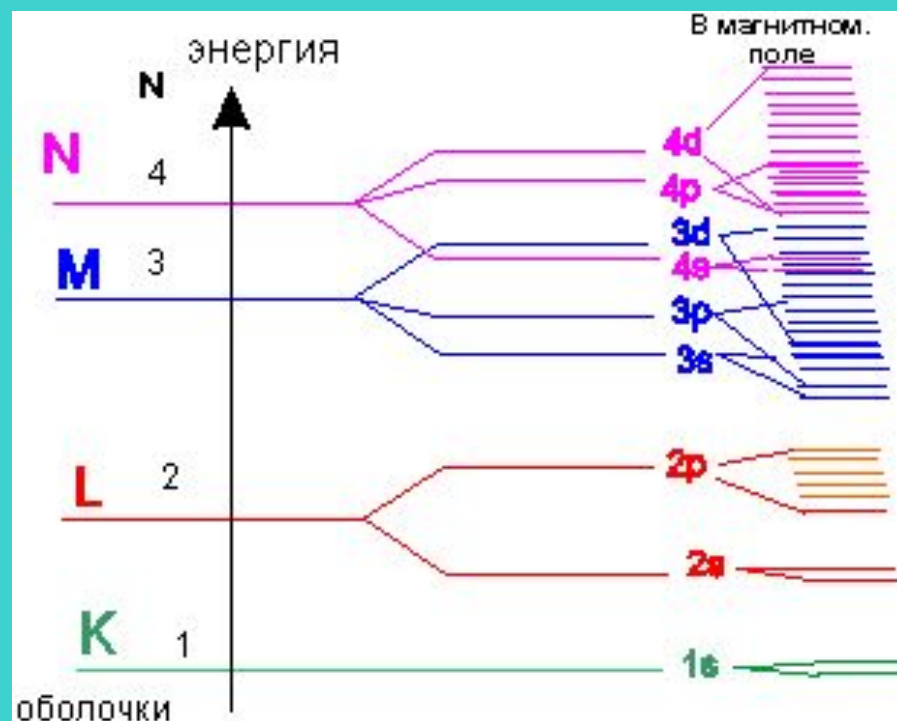
S



Назад



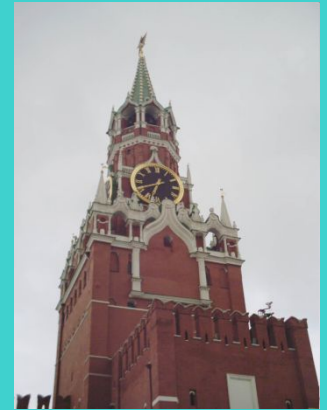
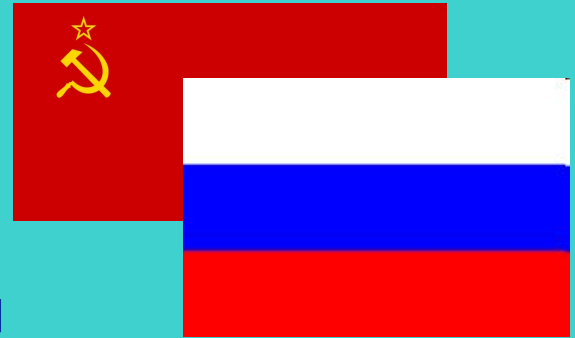
Принцип наименьшей энергии:
В атоме каждый электрон
располагается так, чтобы его энергия
была минимальной (что отвечает
наибольшей его связи с ядром).



1961



Ключковский
Всеволод Маврикиевич
(1900 -1972)
Россия



Правило Ключковского:

Электрон занимает в основном состоянии уровень не с минимально возможным значением n , а с наименьшим значением суммы $n + l$.



1940

Вольфганг Эрнст Паули
(1900 – 1958)

Австрия

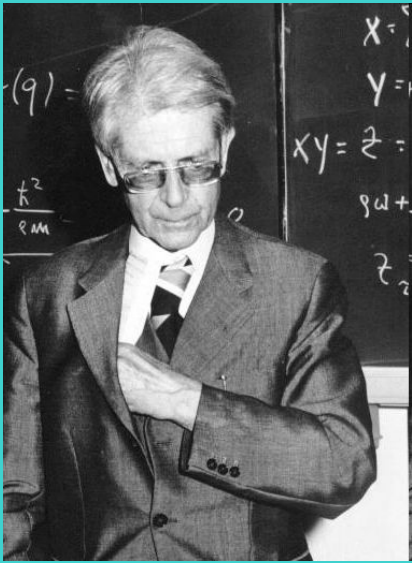


Лауреат нобелевской премии
(1945)

Принцип Паули:

В атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковы.

Фридрих Хунд
(1896 – 1997)
Германия



Правило Хунда:

При данном значении l (т. е. в пределах определенного подуровня) электроны располагаются таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным.

Состояние электронов в атоме

