

Строение электронной оболочки атома.

Электронная оболочка атома — это совокупность всех электронов в данном атоме.

- Часть атомного пространства, в которой вероятность нахождения данного электрона наибольшая (равна $\approx 90\%$), называется атомной орбиталью.

Каждый электрон в атоме занимает определенную орбиталь и образует электронное облако, которое является совокупностью различных положений быстро движущегося электрона.

Для характеристики орбиталей и электронов используются **квантовые числа**.

Энергия и размер орбитали и электронного облака характеризуются главным квантовым числом n .

Главное квантовое число принимает значения целых чисел от 1 до ∞ (бесконечности):

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 \dots \infty$$

- Совокупность орбиталей, которые имеют одинаковое значение главного квантового числа, — это **энергетический уровень**.

Энергетические уровни обозначаются большими буквами латинского алфавита.

Значение n :	1	2	3	4	5	6	7
Обозначение уровня:	K	L	M	N	O	P	Q

Энергия и размер орбиталей увеличиваются

- Совокупность электронов, которые находятся на одном энергетическом уровне, — это **электронный слой**.

Форма орбиталей и облаков характеризуется побочным (орбитальным) квантовым числом l .

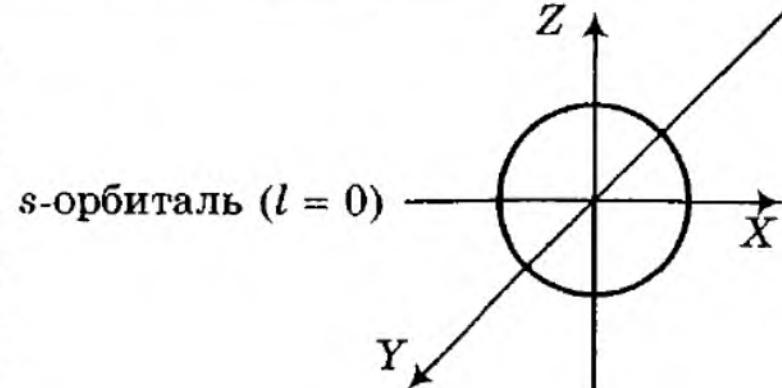
Для орбиталей данного энергетического уровня побочное (орбитальное) квантовое число l принимает значения целых чисел от 0 до $n-1$ (табл. 10).

Таблица 10

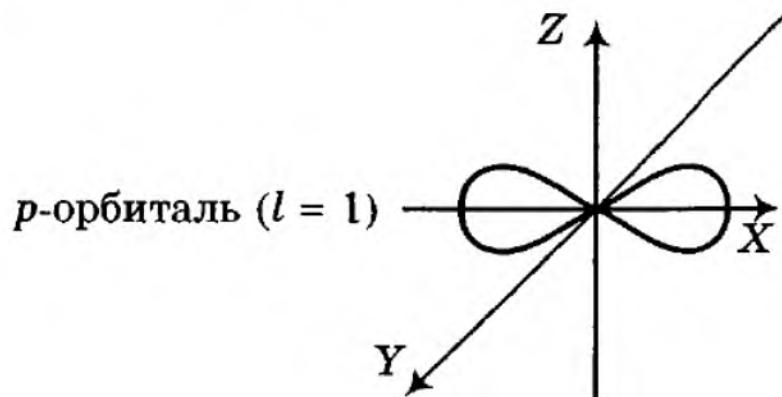
Связь между главными и побочными квантовыми числами

Уровень	Главное квантовое число n	Значение побочного квантового числа l
K	1	0
L	2	0, 1
M	3	0, 1, 2
N	4	0, 1, 2, 3

Орбитали, для которых $l = 0$, имеют форму шара (сферы) и называются **s-орбиталями** (условно изображаются в виде окружности):



Орбитали, для которых $l = 1$, имеют форму гантели (объемной восьмерки) и называются *p-орбиталями*:



Орбитали с большими значениями l имеют более сложную форму и обозначаются так:

$l = 2$: **d-орбитали**;

$l = 3$: **f-орбитали**.

• **Энергетический подуровень** — это совокупность орбиталей, которые находятся на одном энергетическом уровне и имеют одинаковую форму.

Значит, орбитали одного подуровня имеют одинаковые значения главного квантового числа (n) и одинаковые значения побочного квантового числа (l).

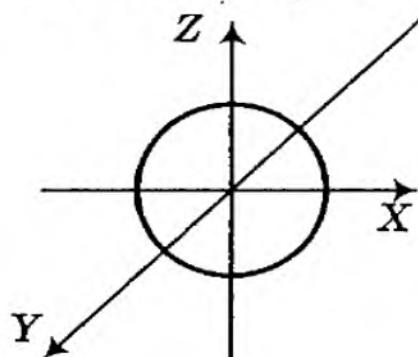
Число значений l для каждого уровня равно главному квантовому числу (см. табл. 10). Поэтому число подуровней на уровне тоже равно главному квантовому числу.

Магнитное квантовое число m_l характеризует направление орбиталей (электронных облаков) в пространстве.

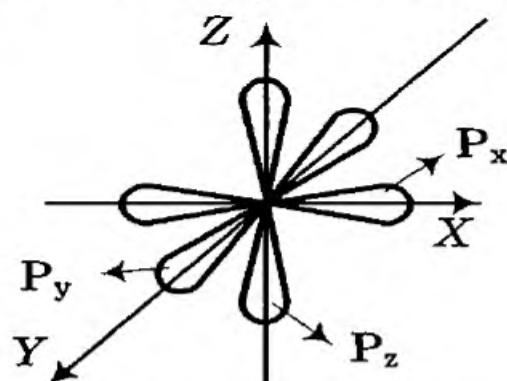
Для каждого подуровня магнитное квантовое число принимает значения целых чисел от $-l$ через 0 до $+l$.

Число значений m_l определяет число орбиталей на подуровне; например:

s-подуровень: $l = 0; \rightarrow m_l = 0 \rightarrow 1$ орбиталь



p-подуровень: $l = 1; \rightarrow m_l = -1, 0, +1 \rightarrow 3$ орбитали



d-подуровень: $l = 2; m_l = -2, -1, 0, +1, +2 \rightarrow 5$ орбиталей.

Графически любая орбиталь изображается в виде клетки (квантовой ячейки):

s-подуровень:

p-подуровень:

d-подуровень:

f-подуровень:

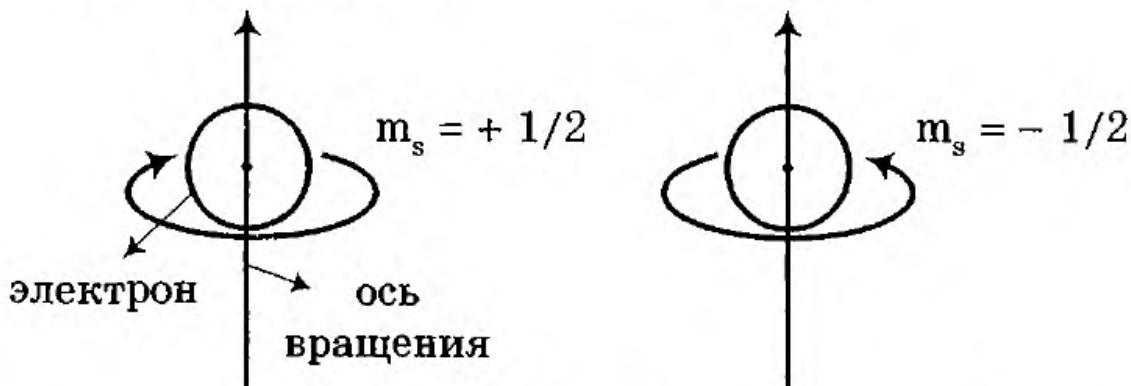
Общее число орбиталей на энергетическом уровне
 $N_{\text{орб}} = n^2$.

Итак, каждая орбиталь и электрон, который находится на этой орбитали, характеризуются тремя квантовыми числами: главным n , побочным l и магнитным m_l .

Электрон характеризуется еще одним — спиновым квантовым числом (от англ. to *spin* — кружить, вращать).

Спиновое квантовое число (спин электрона) m_s характеризует вращение электрона вокруг своей оси и принимает только два значения: $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$.

Схематично это можно показать так:



Электрон со спином $+\frac{1}{2}$ условно изображают так: \uparrow ;
со спином $-\frac{1}{2}$: \downarrow .

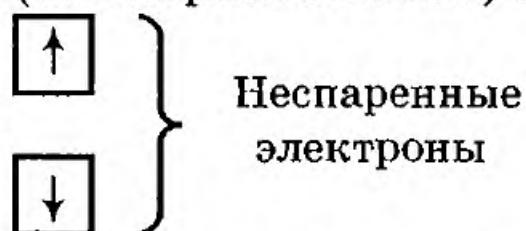
Принцип Паули гласит:

- В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел.

Поэтому на одной орбитали не может быть больше двух электронов; эти два электрона имеют одинаковый набор трех квантовых чисел (n, l, m_l) и должны отличаться спинами (спиновым квантовым числом m_s):  (табл. 12).

Два электрона, которые находятся на одной орбитали, называются спаренными (или неподеленной электронной парой).

Спаренные электроны являются электронами с противоположными (антипараллельными) спинами.



Общее число электронов на энергетическом уровне

$$N_{\text{эл.}} = 2n^2.$$

● Основное (устойчивое) состояние атома — это такое состояние, которое характеризуется минимальной энергией. Поэтому электроны заполняют орбитали в порядке увеличения их энергии.

Поэтому принцип наименьшей энергии определяет порядок заполнения энергетических подуровней: электроны заполняют энергетические подуровни в порядке увеличения их энергии.

Как показывает рис. 2, наименьшую энергию имеет 1s-подуровень, который первым заполняется электронами.

Затем последовательно заполняются электронами следующие подуровни: 2s, 2p, 3s, 3p. После 3p-подуровня электроны заполняют 4s-подуровень, так как он имеет меньшую энергию, чем 3d-подуровень.

Это объясняется тем, что энергия подуровня определяется суммой главного и побочного квантовых чисел, т. е. суммой $(n + l)$. Чем меньше эта сумма, тем меньше энергия подуровня. (Например, для 4s-подуровня $n + l =$

$= 4 + 0 = 4$, а для 3d-подуровня $n + l = 3 + 2 = 5$, поэтому $E_{4s} < E_{3d}$.)

Если суммы $n + l$ одинаковы для разных подуровней, то их энергия тем меньше, чем меньше главное квантовое число n . (Например, для 3d-подуровня $n + l = 3 + 2 = 5$ и для 4p-подуровня $n + l = 4 + 1 = 5$, но $E_{3d} < E_{4p}$, так как главное квантовое число 3d-подуровня равно 3, а 4s-подуровня — 4.)

Изложенные правила были сформулированы в 1951 г. советским ученым В. М. Клечковским (правила Клечковского).

Дальнейший порядок заполнения подуровней показан на рис. 2.

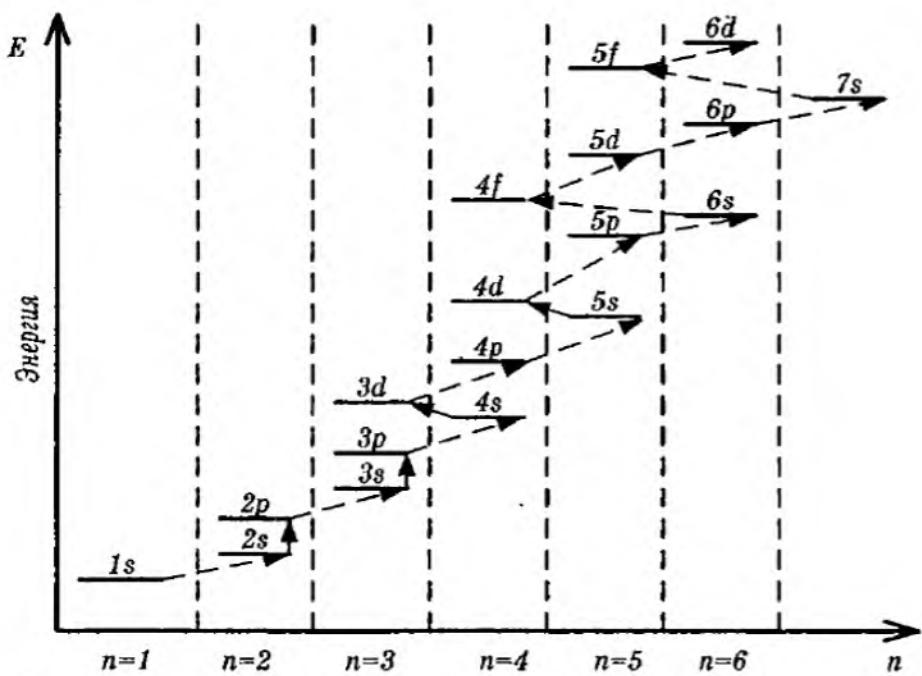


Рис. 2. Расположение подуровней по энергии и порядок их заполнения электронами (показан стрелками)

Наконец, осталось выяснить вопрос, в каком порядке электроны заполняют орбитали одного подуровня. Для этого нужно познакомиться с **правилом Гунда**:

- На одном подуровне электроны располагаются так, чтобы абсолютное значение суммы спиновых квантовых чисел (суммарного спина) было максимальным. Это соответствует устойчивому состоянию атома.

Рассмотрим, например, какое расположение трех электронов на *p*-подуровне соответствует устойчивому состоянию атома:

- 1) $\boxed{\uparrow \downarrow \uparrow}$ 2) $\boxed{\uparrow \uparrow \uparrow}$ 3) $\boxed{\uparrow \uparrow \uparrow}$ 4) $\boxed{\uparrow \downarrow \downarrow}$
 5) $\boxed{\downarrow \downarrow \downarrow}$?

Рассчитаем абсолютное значение суммарного спина для каждого состояния:

$$1) \left| \frac{1}{2} - \frac{1}{2} + \frac{1}{2} \right| = \frac{1}{2}; \quad 2) \left| \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} \right| = \frac{3}{2};$$

$$3) \left| \frac{1}{2} - \frac{1}{2} + \frac{1}{2} \right| = \frac{1}{2}; \quad 4) \left| \frac{1}{2} - \frac{1}{2} - \frac{1}{2} \right| = \left| -\frac{1}{2} \right| = \frac{1}{2};$$

$$5) \left| -\frac{1}{2} - \frac{1}{2} - \frac{1}{2} \right| = \left| -\frac{3}{2} \right| = \frac{3}{2}.$$

Максимальным абсолютным значением суммарного спина характеризуются состояния 2 и 5. Поэтому именно они соответствуют устойчивым состояниям атома.

Строение электронных оболочек (электронные конфигурации) атомов элементов I—IV периодов

Чтобы правильно изображать электронные конфигурации различных атомов, нужно знать:

- 1) число электронов в атоме (равно порядковому номеру элемента);
- 2) максимальное число электронов на уровнях, подуровнях;
- 3) порядок заполнения подуровней и орбиталей.

Элементы I периода:

${}_1^1\text{H}$
Водород

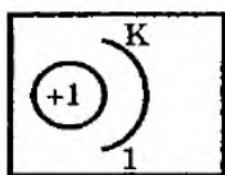
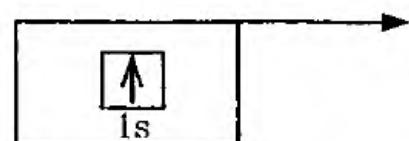


Схема электронного строения атома водорода
(Схемы электронного строения атомов показывают распределение электронов по энергетическим уровням)

Число электронов
 $1s^1$
Обозначение подуровня

Электронная формула атома водорода (читается: «один эс один»)
(Электронные формулы атомов показывают распределение электронов по энергетическим подуровням)



Электронно-графическая формула атома водорода
(Электронно-графические формулы атомов показывают распределение электронов по орбиталям и спины электронов)

${}_2^2\text{He}$
Гелий
Схема электронного строения атома гелия

$1s^2$
Электронная формула атома гелия



$1s$
Электронно-графическая формула атома гелия

Законспектируйте, выписав: термины, символы, формулы, таблицы.

Устно ответьте на вопросы:

1. Четыре квантовых числа и их характеристика.
2. Электронная конфигурация атомов: электронные схемы, электронные формулы, электронно-графические формулы.