

## 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  $\infty$  (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  $l$ .**

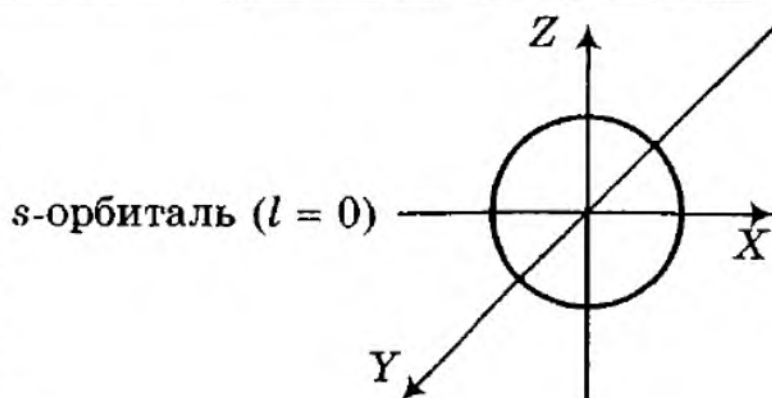
Для орбиталей данного энергетического уровня побочное (орбитальное) квантовое число  $l$  принимает значения целых чисел от 0 до  $n-1$  (табл. 10).

Таблица 10

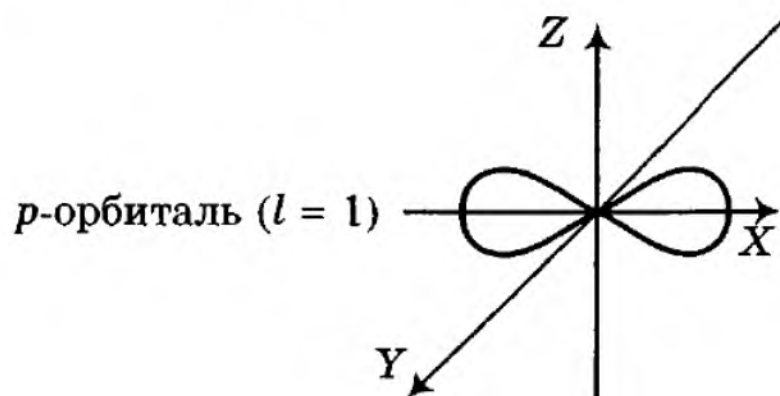
*Связь между главными и побочными квантовыми числами*

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 бóльшими 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 ( $l$ ).

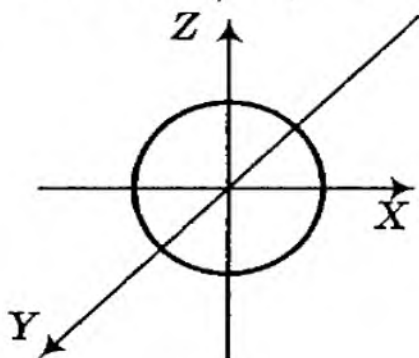
Число значений  $l$  для каждого уровня равно главному квантовому числу (см. табл. 10). Поэтому число подуровней на уровне тоже равно главному квантовому числу.

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

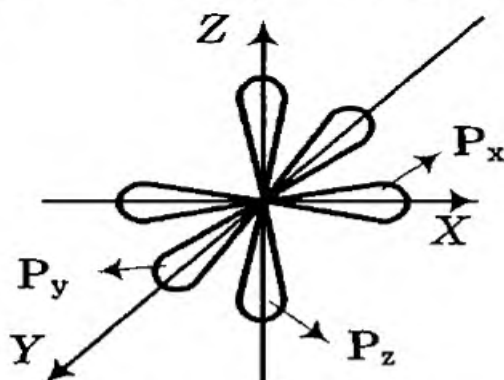
Для каждого подуровня магнитное квантовое число принимает значения целых чисел от  $-l$  через 0 до  $+l$ .

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:



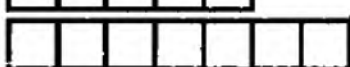
p-подуровень:



d-подуровень:



f-подуровень:



Общее число орбиталей на энергетическом уровне

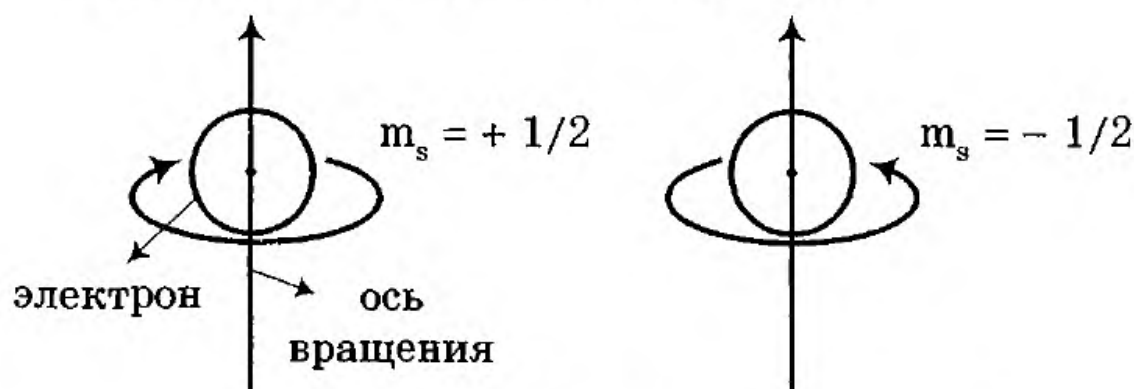
$$N_{\text{орб}} = n^2.$$

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:**

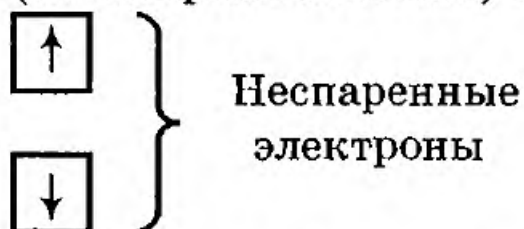
● В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел.

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  $m_s$ ):

$\boxed{\uparrow\downarrow}$  (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.



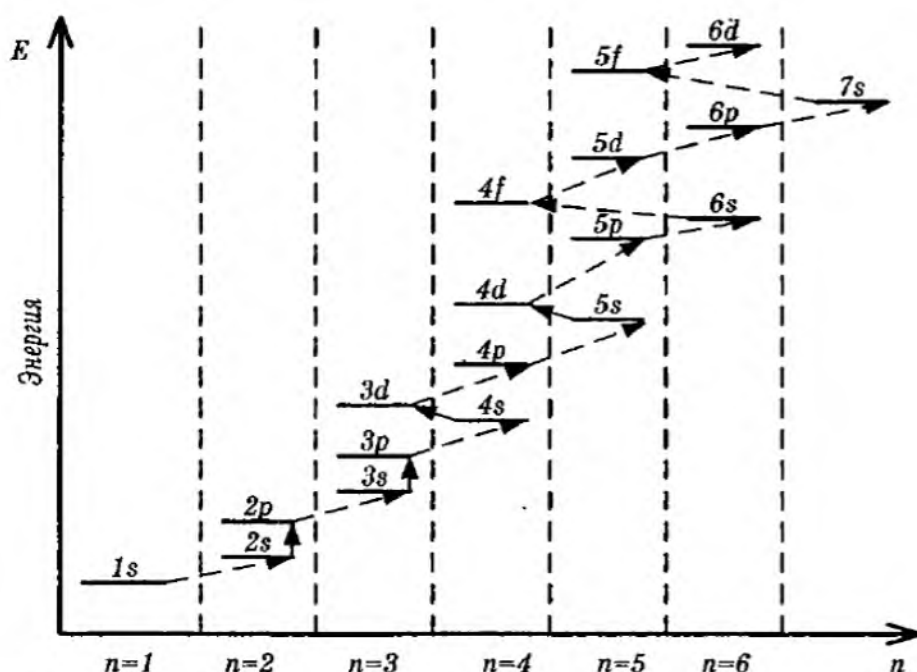


Рис. 2. Расположение подуровней по энергии и порядок их заполнения электронами (показан стрелками)

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)  $\boxed{\uparrow\downarrow\uparrow}$     4)  $\boxed{\uparrow\downarrow\downarrow}$   
 5)  $\boxed{\downarrow\downarrow\downarrow}$ ?

Рассчитаем абсолютное значение суммарного спина для каждого состояния:

$$\begin{aligned}
 1) \left| \frac{1}{2} - \frac{1}{2} + \frac{1}{2} \right| &= \frac{1}{2}; \quad 2) \left| \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} \right| = \frac{3}{2}; \\
 3) \left| \frac{1}{2} - \frac{1}{2} + \frac{1}{2} \right| &= \frac{1}{2}; \quad 4) \left| \frac{1}{2} - \frac{1}{2} - \frac{1}{2} \right| = \left| -\frac{1}{2} \right| = \frac{1}{2}; \\
 5) \left| -\frac{1}{2} - \frac{1}{2} - \frac{1}{2} \right| &= \left| -\frac{3}{2} \right| = \frac{3}{2}.
 \end{aligned}$$

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

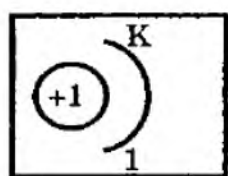
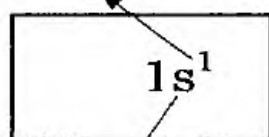


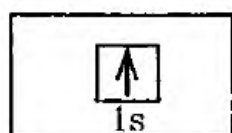
Схема электронного строения атома водорода  
(Схемы электронного строения атомов показывают распределение электронов по энергетическим уровням)

Число электронов



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)



$1s^2$   
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.