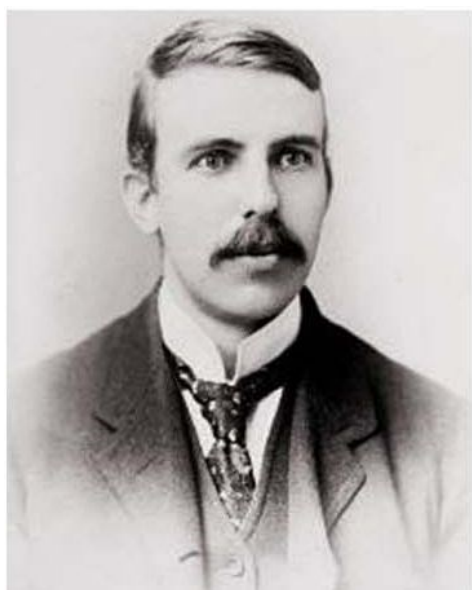


# 1. ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМОВ

## 1.1. Квантово-механическая модель электронного строения атома

Обнаружение А. Беккерелем радиоактивности (1896 г.), открытие Дж. Дж. Томпсоном электрона (1897 г.), предсказание Э. Резерфордом существования протона (1914), открытие Д. Чедвиком нейтрона (1932 г.) доказали сложное строение атома.



**Эрнест Резерфорд**  
(1871–1937) [9]

Планетарная модель строения атома была предложена Э. Резерфордом (1911 г.). Согласно теории Э. Резерфорда, атом состоит из ядра, вокруг которого вращаются электроны.

*Атом* – наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства. Он состоит из положительно заряженного *ядра* и отрицательно заряженных *электронов* ( $\bar{e}$ ). В состав ядра входят положительно заряженные частицы – *протоны* ( $p$ ) и электронейтральные частицы – *нейтроны* ( $n$ ) (см. табл. 1).

Таблица 1

**Масса и заряд элементарных частиц**

Частица	Масса покоя, кг	Относительная масса	Заряд, Кл	Относительный заряд
протон ( $p$ )	$1,673 \cdot 10^{-27}$	1,007276	$1,602 \cdot 10^{-19}$	+1
нейтрон ( $n$ ).	$1,675 \cdot 10^{-27}$	1,008665	0	0
электрон ( $\bar{e}$ )	$9,109 \cdot 10^{-31}$	0,000549	$1,602 \cdot 10^{-19}$	–1

Относительная масса – это масса частицы, отнесенная к  $1/12$  массы атома углерода ( $^{12}_6\text{C}$ ). Относительный заряд – заряд, равный  $1,602 \cdot 10^{-19}$  Кл.

Свойства ядра определяются его составом – числом протонов и нейтронов. Число протонов характеризует его заряд. Сумму числа протонов ( $Z$ )

и нейтронов ( $N$ ) называют массовым числом ( $A$ ):

$$A = Z + N.$$

Совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра называют **химическим элементом**.

Атомы с одинаковым числом протонов, но разным количеством нейтронов называют *изотопами* ( ${}^A_Z\text{Э}$ ). Например, водород имеет три изотопа: протий  ${}^1_1\text{H}$ , дейтерий  ${}^2_1\text{H}$ , тритий  ${}^3_1\text{H}$ . Протий и дейтерий стабильны, тритий – радиоактивен (период полураспада 12,5 лет). Природный уран состоит из трех радиоактивных изотопов:  ${}^{238}_{92}\text{U}$  (около 99,3 %),  ${}^{235}_{92}\text{U}$  (около 0,7 %) и  ${}^{234}_{92}\text{U}$  (около 0,005 %). Периоды их полураспада соответственно равны  $4,5 \cdot 10^9$ ,  $7 \cdot 10^8$  и  $2,5 \cdot 10^5$  лет. Для получения ядерной энергии применяются изотопы  ${}^{235}_{92}\text{U}$  и  ${}^{238}_{92}\text{U}$ .

Количество электронов в атоме равно заряду ядра, выраженному в единицах элементарного заряда. Химические свойства элементов определяются количеством и состоянием электронов в атоме, поэтому обычно рассматривают *электронное строение атома*.

Против модели Э. Резерфорда выдвигалось серьезное возражение: электроны (заряженные частицы) не могут двигаться вокруг ядра, не излучая энергии. Вследствие этого они должны были очень скоро упасть на ядро. Таким образом, атом должен быть неустойчивым.

Недостаток теории Э. Резерфорда был устранен датским ученым Нильсом Бором, который применил к системам, состоящим из ядра и движущихся вокруг него электронов, положения квантовой теории излучения.

### ***Первый постулат Н. Бора:***

Атомы могут существовать, не изменяя своей энергии, т.е. не излучая и не поглощая ее, только в определенных состояниях, которые образуют дискретный ряд значений энергии  $E_1, E_2, E_3, \dots$ , причем атом, испуская или поглощая энергию, скачкообразно переходит из одного состояния в другое.



**Нильс Бор**  
**(1885–1962) [9]**

### ***Второй постулат Н. Бора:***

При переходе из одного состояния в другое атом испускает или поглощает один квант энергии, частота которого определяется из уравнения

$$\Delta E = h\nu,$$

где  $h$  – постоянная Планка, равная  $6,62 \cdot 10^{-34}$  Дж·с,

$\nu$  – частота излучения,  $\text{см}^{-1}$ .

В начале XX в. получил развитие новый раздел физики, описывающий движение и взаимодействие микрочастиц – *квантовая механика*, основополагающими которой являются дискретность (квантование некоторых физических величин); корпускулярно-волновая двойственность и вероятностный характер законов микромира.



**Луи де Бройль**  
**(1892–1987) [8]**

В 1924 г. Луи де Бройль выдвинул гипотезу о том, что любая микрочастица обладает двойственной природой: *свойствами частицы и свойствами волны*. Математически это выражается уравнением

$$\lambda = \frac{h}{mc},$$

где  $h$  – постоянная Планка,

$c$  – скорость, м/с,

$m$  – масса частицы, кг,

$\lambda$  – длина волны, м.

Движению электрона ( $m = 9,1 \cdot 10^{-31}$  кг,  $c \approx 3 \cdot 10^8$  м/с) соответствует волна длиной  $\approx 10^{-10}$  м, соизмеримой с размерами атома. Гипотеза была подтверждена опытами по дифракции пучка электронов.



**Эрвин Шредингер**  
(1887–1961) [9]

В 1926 г. Э. Шредингер предложил описывать движение электронов в поле ядра с помощью волнового уравнения. В уравнение Шредингера включена волновая функция  $\Psi$ . Квадрату модуля волновой функции  $|\Psi|^2$  соответствует вероятность нахождения электрона в элементарном объеме пространства.

Таким образом, в атоме существуют области пространства наиболее вероятного пребывания электрона. Их называют *орбиталями*. Орбитали ограничены поверхностями определенной формы.

Т.к. электрон — это заряженная частица, то орбиталь представляет собой распределение заряда в пространстве, называемой *электронным облаком*.

Из решения уравнения Шредингера вытекает, что энергетическое состояние электрона в атоме можно охарактеризовать набором трех чисел, называемых *квантовыми числами*.

## 1.2. Квантовые числа

**Главное квантовое число ( $n$ )** характеризует энергию электрона в зависимости от расстояния до ядра. Главное квантовое число принимает целочисленные значения:  $n = 1, 2, 3, 4, \dots$  Электроны, имеющие одинаковое значение  $n$ , составляют *энергетический уровень (слой, оболочку)*. Чем больше значение  $n$ , тем выше энергия электрона, находящегося на этом уровне.

Для энергетических уровней электрона в атоме приняты буквенные обозначения (см. табл. 2)

Таблица 2

Буквенные обозначения энергетических уровней электрона в атоме

$n$	1	2	3	4	5	6	7
Обозначение энергетического уровня	<i>K</i>	<i>L</i>	<i>M</i>	<i>N</i>	<i>O</i>	<i>P</i>	<i>Q</i>

**Орбитальное квантовое число ( $l$ )** характеризует энергию электрона в зависимости от формы орбитали. Орбитальное квантовое число принимает целочисленные значения от 0 до  $(n - 1)$ . Каждый энергетический уровень состоит из подуровней с одинаковым значением орбитального квантового числа. Подуровни имеют буквенные обозначения (см. табл. 3).

Таблица 3

Типы орбиталей

Орбитальное квантовое число $l$	0	1	2	3
Тип орбитали	$s$	$p$	$d$	$f$

Число подуровней в каждом из первых четырех энергетических уровней и их условные обозначения приведены в табл. 4.

Таблица 4

Подуровни энергетических уровней

Энергетический уровень	Орбитальное квантовое число, $l$	Обозначение подуровня
1 ( $n = 1$ )	0	1s
2 ( $n = 2$ )	0, 1	2s, 2p
3 ( $n = 3$ )	0, 1, 2	3s, 3p, 3d
4 ( $n = 4$ )	0, 1, 2, 3	4s, 4p, 4d, 4f

Электроны с  $l = 0$  называют  $s$ -электронами. Соответствующие орбитали имеют форму сферы. Электроны с  $l = 1$  называют  $p$ -электронами. Для  $p$ -орбиталей характерна форма, напоминающая гантель. Орбитали с  $l > 1$  имеют более сложные формы (см. рис. 1).

Чем больше значение  $l$  в пределах данного уровня, тем выше энергия электрона.

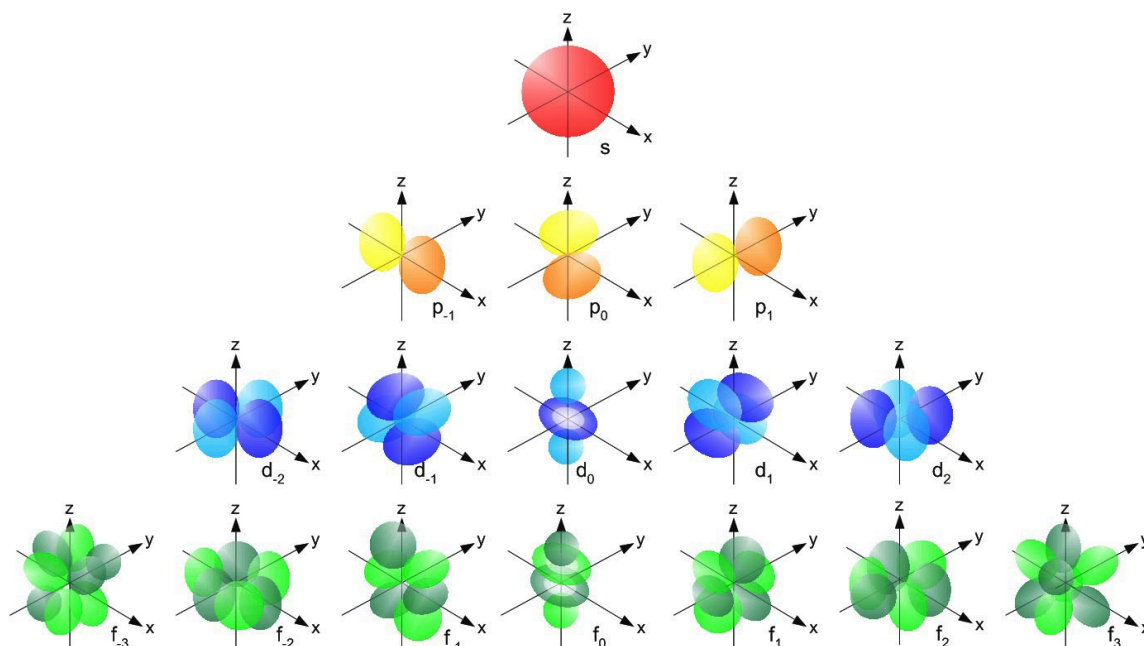


Рис. 1. Изображение  $s$ -,  $p$ -,  $d$ - и  $f$ -орбиталей [7]

**Магнитное квантовое число ( $m_l$ )** характеризует ориентацию орбитали в пространстве. Магнитное квантовое число принимает целочисленные значения от  $-l$  до  $l$ , включая нуль. Число значений  $m_l$  (т.е. число орбиталей с данным значением  $l$ ) определяется по формуле  $(2l + 1)$  (см. табл. 5).

Таблица 5

Число значений  $m_l$

Орбитальное квантовое число $l$	Магнитное квантовое число $m_l$	Число орбиталей с данным значением $l$
0	0	1
1	-1, 0, +1	3
2	-2, -1, 0, +1, +2	5
3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

Например, если  $l = 1$  ( $p$ -подуровень), то  $m_l = -1, 0, +1$  (три значения), т. е.  $p$ -подуровню соответствуют три орбитали, по-разному ориентированные в пространстве, обозначаемые тремя квантовыми ячейками: 

--	--	--

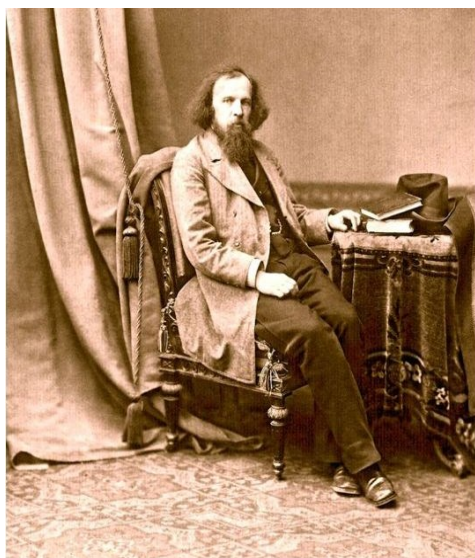
.

Итак, три квантовых числа однозначно характеризуют атомную орбиталь – область возможного нахождения электрона в пространстве. Полностью описать состояние электрона в атоме можно набором четырех квантовых чисел, включающим также спиновое квантовое число.

**Спиновое квантовое число  $m_s$**  характеризует собственный момент импульса электрона и связанный с ним магнитный момент.  $m_s$  принимает значения  $+1/2$  и  $-1/2$ , в квантовой ячейке электроны с различными спинами (их называют антипараллельными) обычно обозначают стрелками  $\uparrow$  и  $\downarrow$ .

### 1.3. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева

Все известные элементы представлены в Периодической системе, составленную Д.И. Менделеевым в 1869 г. на основании сформулированного им *периодического закона*: *свойства простых тел, также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных масс весов элементов.*



**Дмитрий Иванович  
Менделеев  
(1834–1907) [8]**

*Современная формулировка периодического закона*: *свойства простых элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов.*

Периодическая система состоит из 7 периодов (1–3 периоды – малые; 4–7 – большие), из 8 групп. Каждая группа разделена на главную и побочные подгруппы. Главная (*а-подгруппа*) содержит элементы малых и больших периодов, побочная (*б-подгруппа*) – только больших (см. Приложение 1).

Для объяснения физических и химических свойств атомов элементов составляют электронные формулы, при написании которых следует иметь в виду:

- порядковый номер элемента показывает число электронов и, соответственно, протонов;
- номер периода равен числу электронных слоев (энергетических уровней);
- номер группы показывает количество валентных электронов, при этом валентные электроны элементов главных подгрупп находятся на последнем



квантовом слое, а у элементов побочных подгрупп – на последнем и предпоследнем квантовом слоях.

#### 1.4. Основные закономерности распределения электронов в атомах элементов

##### **Принцип наименьшей энергии:**

*электроны заполняют орбитали в порядке повышения их энергии.*

##### **Правило В.М. Клечковского:**

*заполнение орбиталей электронами происходит в порядке возрастания сумм  $(n + l)$ ; если для нескольких орбиталей эта сумма одинакова, то электроны в первую очередь располагаются на орбитали с меньшим значением  $n$ .*

Пример. Определить очередность заполнения электронами 3p-, 3d-, 4s-, 4p- и 4d-подуровней (см. табл. 6).

Таблица 6

Решение задания


Обозначение подуровня	Значение $n$	Значение $l$	$\sum (n + l)$	Очередность Заполнения
3p	3	1	4	1
3d	3	2	5	3
4s	4	0	4	2
4p	4	1	5	4
4d	4	2	6	5

Расположение орбиталей многоэлектронных атомов в порядке повышения энергии имеет вид:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d \approx 4f < 6p < 7s < 6d \approx 5f < 7p \dots$$

##### **Принцип Паули:**

*в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором значений всех четырех квантовых чисел.*

Следовательно, на каждой орбитали может находиться не более двух электронов с противоположными спинами: . 

Максимальное число электронов на энергетическом уровне равно  $2n^2$ , где  $n$  – главное квантовое число: на I уровне –  $2\bar{e}$ ; на II –  $8\bar{e}$ , на III –  $18\bar{e}$ , на IV –  $32\bar{e}$ . Максимальное число электронов на подуровне определяется по формуле

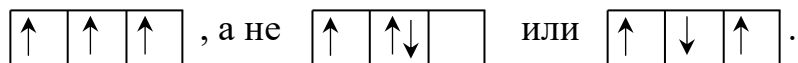


$2(2l + 1)$ , т.е.  $s^2 p^6 d^{10} f^{14}$ .

**Правило Гунда** (для атома в невозбужденном состоянии) определяет порядок заполнения электронных орбиталей:

*электроны в пределах подуровня располагаются таким образом, чтобы суммарное спиновое число электронов было максимальным.*

К примеру, три электрона на р-подуровне распределены единственно возможным способом:



### 1.5. Электронные формулы атомов

Электронной структурой атома элемента называют распределение электронов в атоме по квантовым слоям и орбиталям. Существует два условных способа изображения электронных структур атомов: в виде электронных формул и в форме квантовых ячеек. В электронных формулах атомов элементов цифрой обозначают квантовый слой (энергетический уровень), латинской буквой – орбиталь (энергетический подуровень:  $s$ ,  $p$ ,  $d$ ,  $f$ ), надстрочным индексом – число электронов на данной орбитали. Например, электронная формула атома водорода –  $1s^1$ , атома натрия –  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ .

Элементы, образующие одну подгруппу, имеют одинаковое строение внешних энергетических подуровней, их называют **электронными аналогами**. Свойства электронных аналогов и их соединений подобны и изменяются закономерно. Периодическое возникновение сходных электронных структур обусловлено действием **Периодического закона**.

В пределах одного периода радиус атомов химических элементов закономерно уменьшается, восстановительные свойства также уменьшаются, окислительные – возрастают, основные свойства гидроксидов ослабевают, кислотные – возрастают. В пределах главной подгруппы радиус атомов увеличивается, восстановительные свойства возрастают, окислительные уменьшаются, основные свойства гидроксидов возрастают, кислотные – ослабевают.