

## 2. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

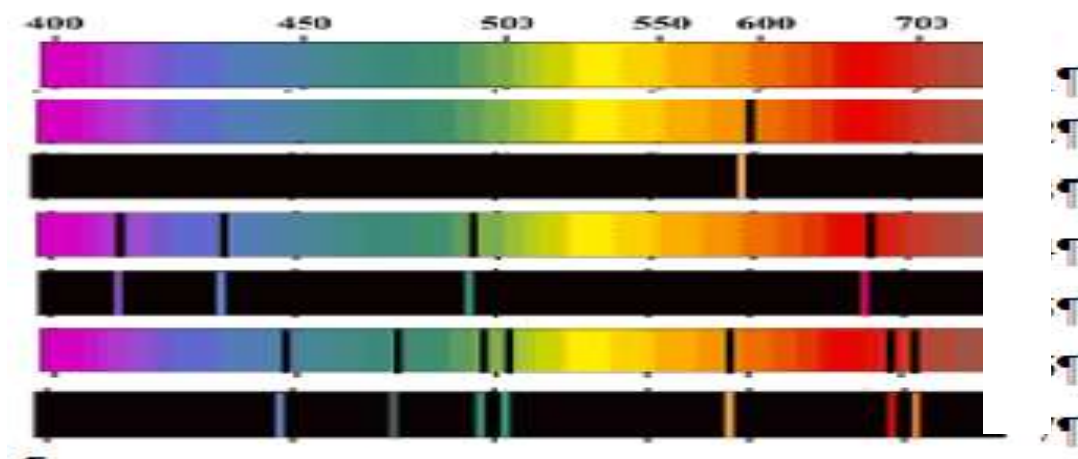
### 2.1. Строение атома

*Доказательством сложности строения атомов явилось открытие следующих явлений и законов:*

1. **Периодический закон элементов Д.И. Менделеева<sup>7</sup>**, 1869 г.: *Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов, а потому и свойства образуемых ими простых и сложных тел стоят в периодической зависимости от их атомного веса.*

Периодичность изменения свойств элементов наводила на мысль о сложности строения атома, о периодичности, повторяемости каких-то характеристик атома.

2. **Атомные спектры.** Атомы испускают и поглощают электромагнитное излучение (в том числе видимый свет). Атомные спектры (рис. 3) являются линейчатыми – они состоят из отдельных спектральных линий. Спектры излучения и поглощения атомов подобны отпечаткам пальцев: каждый химический элемент характеризуется своим спектром. Изолированные атомы испускают свет только с определенными длинами волн. Линии поглощения атомов всех элементов точно соответствуют их линиям испускания.



*Рисунок 3 – Оптические спектры: 1 – сплошной спектр испускания; 2 – спектр испускания натрия; 3 – спектр поглощения натрия; 4 – спектр испускания водорода; 5 – спектр поглощения водорода; 6 – спектр испускания гелия; 7 – спектр поглощения гелия*

<sup>7</sup>Дмитрий Иванович Менделеев (8 февраля 1834 г., Тобольск – 20 января 1907 г., Санкт-Петербург) – русский ученый-энциклопедист, химик, физик, метролог, технолог, геолог, приборостроитель, педагог, экономист. Профессор Санкт-Петербургского университета.

**3. Катодные лучи.** В 1855 г. немецкий стеклодув Г. Гейслер изготовил стеклянные сосуды особой формы и вакуумировал их. Немецкий физик и математик Ю. Плюккер использовал трубки Гейслера для изучения электрических разрядов в вакууме и газах. Плюккер впаял в трубки два электрода, создал между ними электрический потенциал и получил электрический ток. Под действием тока в трубках возникало свечение. При достаточно глубоком вакууме свечение в трубке исчезало, и только вблизи анода было заметно зеленое свечение стекла трубки. В 1875 г. английский физик Уильям Крукс сконструировал трубки, в которых можно было получить более глубокий вакуум. Крукс помещал в трубку кусок металла, при этом на стекле на противоположном от катода конце появлялась тень. Однако в то время физики не знали, что представляет собой электрический ток. Они не могли вполне определенно сказать, что же все-таки движется от катода к аноду. В 1876 г. немецкий физик Эуген Гольдштейн назвал этот поток катодными лучами. В течение нескольких десятилетий ученые не могли прийти к единому мнению относительно природы катодных лучей. Крукс показал, что катодные лучи отклоняются под действием магнитного поля. А в 1897 г. английский физик Джозеф Джон Томсон показал, что катодные лучи отклоняются под действием электрического поля и, следовательно, представляют собой поток отрицательно заряженных частиц. В 1911 г. американский физик Роберт Эндрюс Милликен измерил минимальный электрический заряд, который может нести частица, и рассчитал ее массу, равную  $1/1837$  массы атома водорода. Таким образом, была открыта первая из субатомных частиц – электрон.

**4. Явление радиоактивности.** В 1896 г. французский физик Анри Беккерель обнаружил, что соли урана испускают неизвестное излучение, способное проникать через непрозрачные для света преграды и вызывать почернение фотоэмульсии. Это явление он назвал радиоактивностью. Через два года французские физики Мария и Пьер Кюри обнаружили радиоактивность тория и открыли два новых радиоактивных элемента – полоний и радий.

Эрнест Резерфорд и его ученики доказали, что радиоактивные ядра могут испускать частицы трех видов: положительно и отрицательно заряженные и нейтральные. Эти три вида излучений

были названы  $\alpha$ -,  $\beta$ - и  $\gamma$ -излучениями. В магнитном поле  $\alpha$ - и  $\beta$ -лучи испытывают отклонения в противоположные стороны,  $\gamma$ -лучи в магнитном поле не отклоняются (рис. 4).

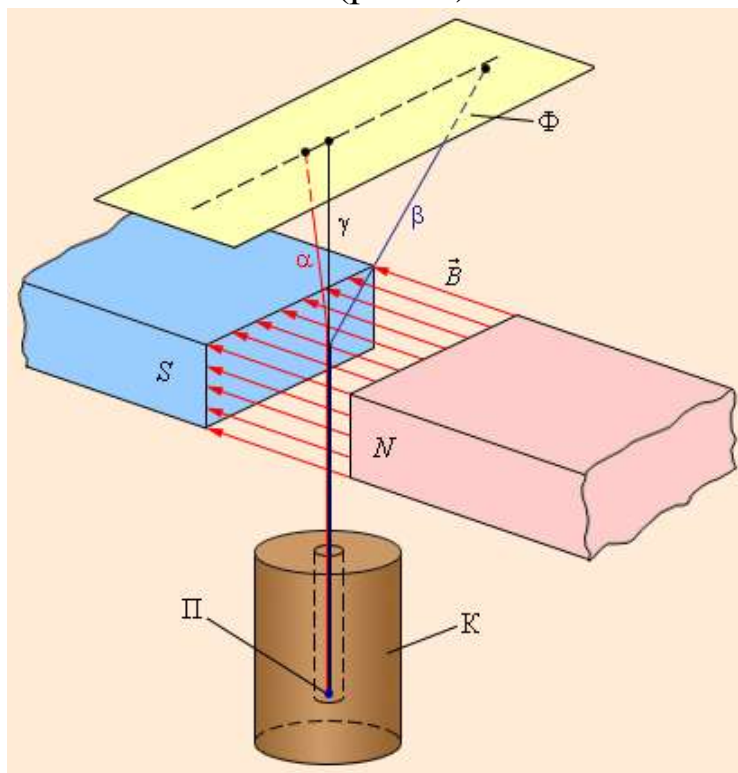


Рисунок 4 – Схема опыта по обнаружению  $\alpha$ -,  $\beta$ - и  $\gamma$ -излучений: К – свинцовый контейнер; П – радиоактивный препарат; Ф – фотопластинка;  $\vec{B}$  – магнитное поле

Во втором десятилетии XX в. исследования показали, что  $\alpha$ -лучи представляют поток ядер гелия,  $\beta$ -лучи – это поток электронов,  $\gamma$ -лучи представляют собой коротковолновое электромагнитное излучение с чрезвычайно малой длиной волны  $\lambda < 10^{-10}$  м.

### ***Планетарная модель атома Резерфорда***

Эрнест Резерфорд предложил *планетарную* модель атома, согласно которой в центре атома находится ядро, а вокруг ядра подобно планетам, вращаются электроны. Заряды электронов уравниваются положительным зарядом ядра, и атом в целом остаётся электронейтральным. Возникающая вследствие вращения электронов, центробежная сила уравнивается электростатическим притяжением электронов к противоположно заряженному ядру.

Свои предположения Резерфорд подтвердил опытом. Он изучал траектории полета  $\alpha$ -частиц, бомбардирующих листки золотой фольги толщиной около 0,0005 мм. Ученый обнаружил, что подавляющее большинство  $\alpha$ -частиц, пройдя через фольгу, продолжало двигаться в прежнем направлении. Небольшая часть  $\alpha$ -частиц отклонялась от своего пути на различные углы, а отдельные частицы начинали двигаться в противоположном направлении. Такое поведение  $\alpha$ -частиц можно объяснить лишь тем, что они, проходя через металл, как бы наталкивались на положительно заряженную часть атома – ядро, масса которого больше массы  $\alpha$ -частицы, и попадали в поле действия кулоновских сил отталкивания. Проходя через фольгу,  $\alpha$ -частицы встречают на своем пути множество атомов металла, но отклоняется от первоначального пути только одна из ста тысяч  $\alpha$ -частиц, прошедших через фольгу. Это можно объяснить лишь тем, что размеры ядра очень малы по сравнению с размерами атома. В то же время масса атома фактически сосредоточена в ядре. Следовательно, плотность атомных ядер очень велика.

Однако, планетарная модель не могла объяснить устойчивости атома. Вращаясь вокруг ядра, электрон должен часть своей энергии испускать в виде электромагнитных колебаний, непрерывно излучая электромагнитную энергию, электрон должен постепенно приближаться к ядру и, в конце концов, упасть на него: существование атома должно прекратиться.

### ***Строение атома по Бору***

Следующим шагом в развитии представлений о строении атома явилась теория, созданная в 1913 г. датским физиком Нильсом Бором. Эта теория объединила ядерную модель атома с квантовой теорией света.

Согласно квантовой теории света, лучистая энергия испускается или поглощается телами отдельными порциями – *квантами*, а излучение представляет собой поток *фотонов*, энергия которых тем больше, чем выше частота излучения. Величина кванта энергии связана с частотой излучения  $\nu$  или длиной волны  $\lambda$  соотношением

$$E = h\nu = h \cdot c / \lambda,$$

где  $E$  – энергия кванта,  $h$  – постоянная Планка, равная  $6,625 \cdot 10^{-34}$  Дж/с;  $c$  – скорость света, равная  $2,998 \cdot 10^8$  м/с.

Принимая во внимание линейчатый характер атомных спектров и положение квантовой теории света о прерывистом характере излучения, Бор в основу своей теории положил представление о дискретном, прерывном изменении энергии электрона в атоме.

Согласно теории Бора, *электроны могут обращаться вокруг ядра атома только по строго определенным, разрешенным круговым орбитам, причем, двигаясь по таким орбитам, электроны не излучают электромагнитную энергию* (первый постулат теории Бора). В основном, невозбужденном состоянии, атом обладает минимальной энергией, и электрон вращается по наиболее близкой к ядру орбите. В этом случае связь электрона с ядром наиболее прочная. Если атом получает дополнительную порцию энергии, он переходит в возбужденное состояние. При этом электрон перемещается на одну из наиболее удаленных от ядра орбит. Таким образом, энергия электрона в возбужденном атоме больше, чем энергия электрона в атоме в основном, невозбужденном состоянии. Возбужденное состояние атома очень непродолжительно: оно длится лишь стомиллионные доли секунды, после чего электрон возвращается на исходную орбиту. Он может перейти с отдаленной орбиты на исходную, непосредственно, либо через находящиеся между ними другие разрешенные орбиты. Этот переход электрона сопровождается уменьшением энергии атома и выделением ее в виде электромагнитного излучения. Второй постулат Бора, гласит, что *излучение энергии атома происходит только при переходе электрона с более отдаленных орбит на орбиты, расположенные ближе к ядру*. Электрон, движущийся по одной и той же орбите, не излучает энергию. В атоме, находящемся в основном состоянии, электрон может вращаться бесконечно долго, т. е. такой атом является очень устойчивой системой.

При переходе электрона с более отдаленной от ядра орбиты на орбиту, более близкую к ядру, атом излучает энергию:

$$E = E_2 - E_1 = h\nu = h \cdot c / \lambda,$$

где  $E_1$  и  $E_2$  – энергия атома в состояниях 1 и 2.

В классической механике вращение тела вокруг центра определяется моментом количества движения  $mvr$ , где  $m$  – масса тела;  $v$  – скорость его движения;  $r$  – радиус окружности, по которому оно вращается. По Бору момент количества движения электрона в атоме водорода может быть равен только целому числу квантов действия:

$$mvr = nh/2\pi,$$

где  $n$  – натуральное число.

Принимая во внимание равенство центробежной и центростремительной сил, действующих в системе ядро атома водорода – электрон:

$$mv^2/r = e^2/r^2,$$

где  $e$  – заряд электрона, можно рассчитать радиусы разрешенных орбит в атоме водорода и скорости движения по ним электрона.

$$r = h^2 n^2 / 4\pi \cdot m e^2;$$

$$v = 2\pi e^2 / hn.$$

Например, для основного состояния атома водорода ( $n = 1$ ):

$$r = (6,625 \cdot 10^{-27})^2 / 4 \cdot (3,14)^2 \cdot 9,1 \cdot 10^{-26} \cdot (4,8 \cdot 10^{-10})^2 = 0,053 \text{ нм};$$

$$v = 2 \cdot 3,14 \cdot (4,8 \cdot 10^{-10})^2 / 6,625 \cdot 1 \cdot 10^{-27} = 2200 \text{ км/с}.$$

Радиус следующей орбиты ( $n = 2$ ) равен 0,212 нм, а скорость движения электрона на этой орбите составляет 1/2 его скорости на первой орбите, т. е. примерно 1100 км/с.

Теория Бора объяснила физическую природу линейчатого характера атомных спектров как результат перехода электрона с одной разрешенной орбиты атома на другую, и позволила рассчитать положение линий в спектре.

В дальнейшем в теорию Бора были внесены дополнения, допускавшие возможность движения электрона в атоме не только по круго-

вым, но и по эллиптическим орбитам, расположенным в различных плоскостях. Несмотря на эти дополнения и усовершенствования, теория Бора не смогла объяснить некоторые свойства многоэлектронных атомов.

### ***Современные представления о строении атома водорода***

Атом имеет сложное строение и состоит из ядра и электронов. Основными компонентами ядра являются протоны и нейтроны – они определяют положительный заряд ядра атома и его массу (табл. 8). В пространстве вокруг ядра находятся отрицательно заряженные электроны. Сумма электронов нейтрального атома равна сумме протонов ядра и порядковому номеру элемента в Периодической системе.

**Таблица 8 – Характеристики основных элементарных частиц атома**

Частица		Масса, а.е.м.	Масса, г	Заряд
Протон	${}^1_1p$	1,0073	$1,67 \cdot 10^{-24}$	+1
Нейтрон	${}^0_1n$	1,0087	$1,67 \cdot 10^{-24}$	0
Электрон	$\bar{e}$	0,00055	$9,1 \cdot 10^{-28}$	-1

Современная теория строения атома опирается на квантовую механику. Основные положения, лежащие в ее основе:

### ***Уравнение М. Планка***

*Свет испускается порциями – квантами. Энергия кванта электромагнитного излучения (E) пропорциональна его частоте ( $\nu$ )*

$$E = h\nu,$$

где  $h$  – постоянная Планка (квант действия), равная  $6,626 \cdot 10^{-34}$  Дж·сек.

## Уравнение де Бройля

Все микрочастицы обладают свойствами как частицы, так и волны – корпускулярно-волновой дуализм. Масса ( $m$ ) и скорость частицы ( $v$ ) связаны с длиной ее волны ( $\lambda$ )

$$\lambda = \frac{h}{mv}.$$

## Принцип неопределенности (В. Гейзенберг)

Невозможно в любой данный момент времени определить и положение в пространстве, и импульс электрона с точностью большей, чем величина  $h/4\pi$ .

$$\Delta p_x \cdot \Delta x \geq h/4\pi,$$

где  $\Delta p_x$  – неопределенность в величине импульса ( $mv$ );  $\Delta x$  – неопределенность в положении частицы в пространстве.

Из этих положений следует, что нельзя говорить о какой-либо определенной траектории движения электрона, можно лишь судить о той или иной степени вероятности его нахождения в данной точке пространства. Часть пространства, в пределах которого вероятность пребывания электрона наибольшая называется *электронное облако*. Для характеристики формы электронного облака принято понятие *электронная орбиталь*. Вероятность нахождения электрона в каком-либо элементарном объеме ( $W$ ) пропорциональна квадрату абсолютного значения величины, которая названа волновой функцией ( $\Psi$ ):

$$W = |\Psi|^2.$$

Эрвин Шредингер (австрийский физик-теоретик) предложил уравнение, учитывающие не только все электростатические взаимодействия электронно-ядерных систем, но и волновые свойства электронов. Это уравнение решается, если некоторые значения принимают числа, названные квантовыми.

**Главное квантовое число –  $n$** , оно может принимать только положительные целочисленные значения: 1, 2, 3 и т. д. Оно показывает



среднее расстояние электрона от ядра. Состояние электрона, отвечающее определенному значению главного квантового числа, называют *энергетическим уровнем* электрона в атоме (табл. 9).

Форму электронного облака (рис. 5) описывает **орбитальное (побочное, азимутальное) квантовое число –  $l$** .

При данном главном квантовом числе  $n$  орбитальное квантовое число  $l$  может принимать любые целочисленные значения от 0 до  $n-1$ . Принято обозначать орбитали строчными буквами латинского алфавита:  $s$  ( $l = 0$ ),  $p$  ( $l = 1$ ),  $d$  ( $l = 2$ ),  $f$  ( $l = 3$ ). Орбитальное квантовое число отображает энергию электрона на *подуровне*.

Ориентацию орбиталей в пространстве определяет третье квантовое число, называемое **магнитным квантовым числом и обозначаемое  $m_l$** . При данном орбитальном квантовом числе  $l$  магнитное квантовое число  $m_l$  может принимать любые целочисленные значения от  $-l$  до  $+l$ , в том числе нулевое значение. Оно определяет число орбиталей в одном и том же электронном слое: одна  $s$ -орбиталь ( $m = 0$ ), три  $p$ -орбитали ( $m$  равно  $-1, 0, +1$ ), пять  $d$ -орбиталей ( $m$  равно  $-2, -1, 0, +1, +2$ ), семь  $f$ -орбиталей.

Таблица 9 – **Возможные значения квантовых чисел**

$n$	$l$	$m_l$	$m_s$	Формула	Емкость подуровня	Емкость уровня
1	0 (s)	0 (одна орбиталь)	$+1/2, -1/2$	1s	2	2
2	0 (s)	0 (одна орбиталь)	$+1/2, -1/2$	2s	2	8
	1 (p)	$+1, 0, -1$ (три орбитали)	$(+1/2, -1/2) \cdot 3$	2p	6	
3	0 (s)	0 (одна орбиталь)	$+1/2, -1/2$	3s	2	18
	1 (p)	$+1, 0, -1$ (три орбитали)	$(+1/2, -1/2) \cdot 3$	3p	6	
	2 (d)	$+2, +1, 0, -1, -2$ (пять орбиталей)	$(+1/2, -1/2) \cdot 5$	3d	10	
4	0 (s)	0 (одна орбиталь)	$+1/2, -1/2$	4s	2	32
	1 (p)	$+1, 0, -1$ (три орбитали)	$(+1/2, -1/2) \cdot 3$	4p	6	
	2 (d)	$+2, +1, 0, -1, -2$ (пять орбиталей)	$(+1/2, -1/2) \cdot 5$	4d	10	
	3 (f)	$+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3$ (семь орбиталей)	$(+1/2, -1/2) \cdot 7$	4f	14	

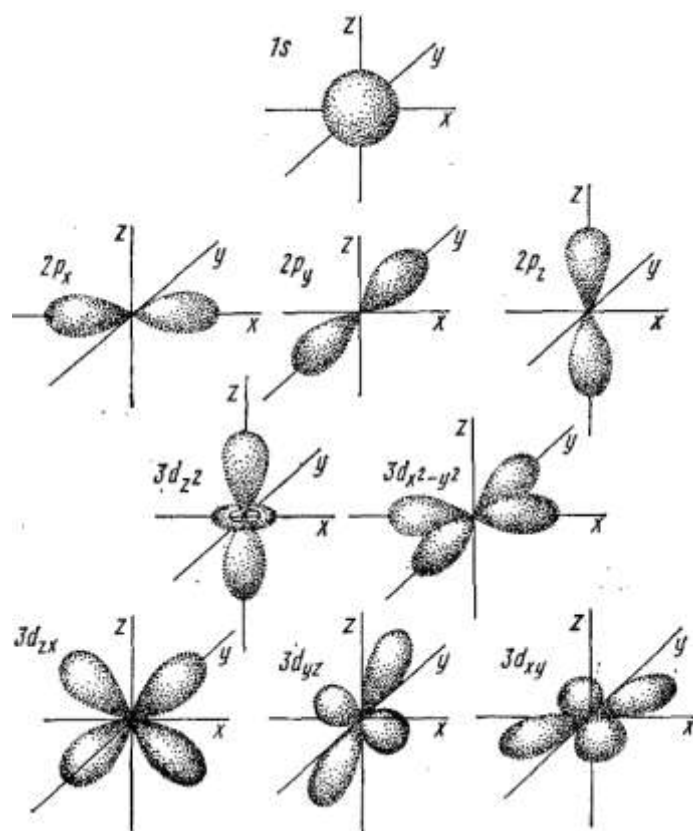


Рисунок 5 – Форма электронных орбиталей

Четвертое квантовое число, называемое **спиновым квантовым числом** и обозначаемое  $m_s$ , может иметь два значения:  $+1/2$  и  $-1/2$ .  $m_s$  характеризует собственный момент количества движения (момент импульса) электрона.

### **Заполнение электронами электронных орбиталей многоэлектронных атомов**

Уравнение Шредингера позволяет точно рассчитать энергию электрона в одноэлектронной системе (атом водорода). Для атомов остальных элементов допускают, что электронные орбитали в них такие же, как в атоме водорода, а заполнение электронами этих орбиталей осуществляется по трем принципам: минимума энергии, запрета Паули и правила Хунда.

Принято структуру электронных оболочек атома записывать в виде электронной или электронно-графической формулы. При заполнении электронных слоев атома в стационарном (невозбужденном) состоянии выдерживается **принцип наименьшей энергии электрона**, в соответствии с которым

*Наиболее устойчивому состоянию электрона в атоме отвечает минимальная из возможных энергия этого электрона.*

Поэтому заполнение электронных слоев начинается с уровней, характеризующихся самой низкой энергией. Энергия электрона возрастает по мере увеличения суммы главного и орбитального квантовых чисел ( $n+l$ ) (**первое правило Клечковского**). Если для двух орбиталей суммы ( $n+l$ ) имеют одинаковые значения, то вначале электронами заполняется орбиталь с меньшим значением главного квантового числа (**второе правило Клечковского**) (рис. 6).

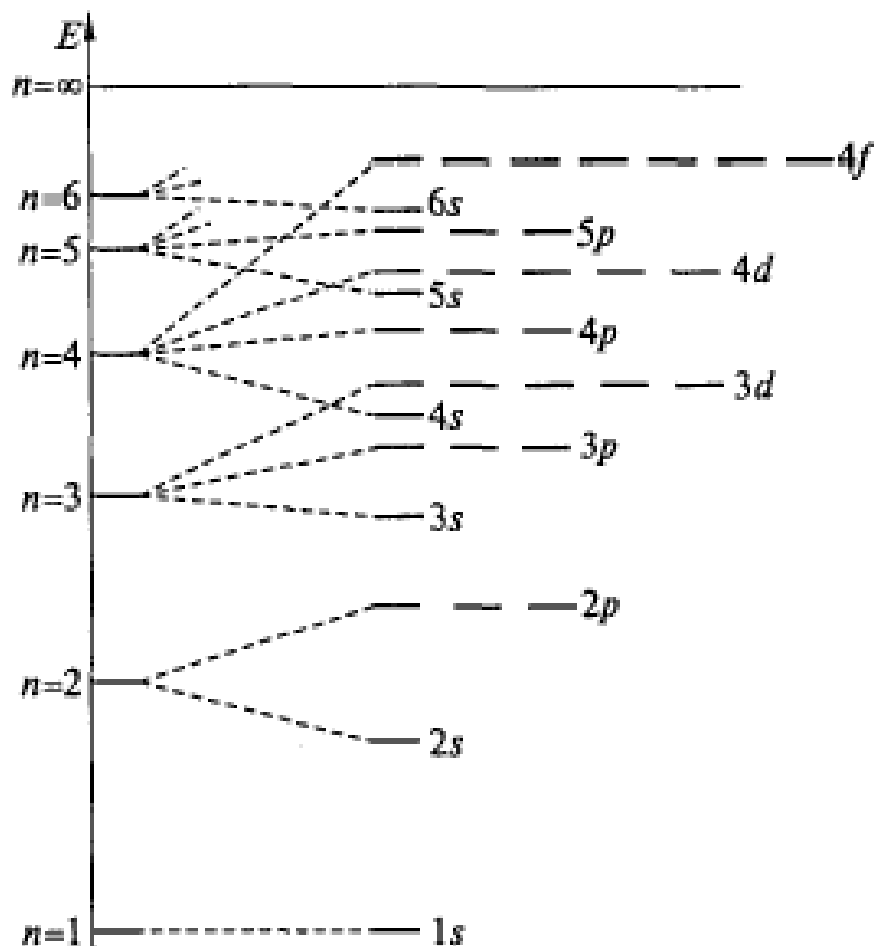


Рисунок 6 – Изменение энергии электронных орбиталей

Порядок заполнения электронами орбиталей следующий:

**1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d.**

### **Принцип (запрет) Паули**

*В атоме не может быть двух электронов с одинаковым значением всех четырех квантовых чисел.*

Из этого следует, что на каждой орбитали, характеризующейся определенными значениями главного  $n$ , орбитального  $l$  и магнитного  $m_l$  квантовых чисел, может находиться не более двух электронов,

спины которых имеют противоположные знаки. Два электрона, находящиеся на одной орбитали (и характеризующиеся противоположно направленными спинами), называются *спаренными*. Спины одного направления называют параллельными, а противоположно направленные – антипараллельными. Принцип Паули позволяет рассчитать максимальное число электронов на каждом энергетическом уровне и подуровне в атоме (табл. 9). Максимальное число электронов на подуровне с орбитальным квантовым числом  $l$  равно  $2(2l+1)$ .

Строение каждого электронного слоя зависит от значения главного квантового числа. Так, К-слой ( $n = 1$ ) состоит лишь из одной  $s$ -орбитали; L-слой ( $n = 2$ ) содержит одну  $2s$ -орбиталь и три  $2p$ -орбитали; М-слой ( $n = 3$ ) состоит из одной  $3s$ -орбитали, трех  $3p$ -орбиталей и пяти  $3d$ -орбиталей и т. д. Электронная емкость слоя, определяемая максимальным количеством электронов  $N$  в данном электронном слое, описывается формулой

$$N = 2n^2,$$

где  $n$  – главное квантовое число.

Рассчитанное по этой формуле максимальное количество электронов в каждом слое оказывается равным: для 1-слоя – 2, для 2-слоя – 8, для 3-слоя – 18, для 4-слоя – 32 электронам.

Расположение электронов по слоям и орбиталям называется *электронной конфигурацией (формулой)*. При записи электронной конфигурации указывают значение главного квантового числа, затем – буквами  $s, p, d, f$  – значение орбитального квантового числа, а сверху справа над буквой – число электронов на данной орбитали. Последовательность заполнения электронами орбиталей различных электронных слоев можно представить себе следующим образом:

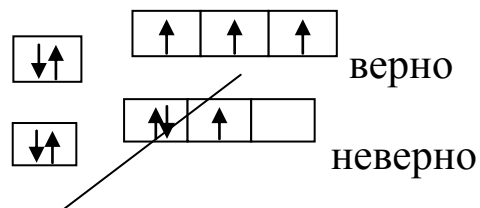


### ***Правило Хунда***

*Суммарное спиновое число электронов данного подуровня должно быть максимальным.*

Это означает, что в каждой из орбиталей подуровня заполняется сначала один электрон, а только после исчерпания незаполненных орбиталей на эту орбиталь добавляется второй электрон.

Например, атом азота – N  
 $1s^2 2s^2 2p^3$



### Основные характеристики атомов

К важнейшим характеристикам атома относятся:

- размер атома, его радиус;
- энергетические характеристики – потенциал ионизации и энергия сродство к электрону;
- спектральные характеристики;
- магнитные свойства.

#### Атомные радиусы

Атом не имеет точного размера, так как его электронная плотность сильно размыта. Поэтому радиус атома – условное понятие, зависящее от способа его определения. Различают ковалентные, металлические, Ван-дер-Ваальсовы и ионные радиусы (рис. 7). Радиус атома оценивают в 1 ангстремах ( $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ м}$ ), нанометрах ( $1 \text{ нм} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ м}$ ) или пикометрах ( $1 \text{ пм} = 10^{-12} \text{ м}$ ).

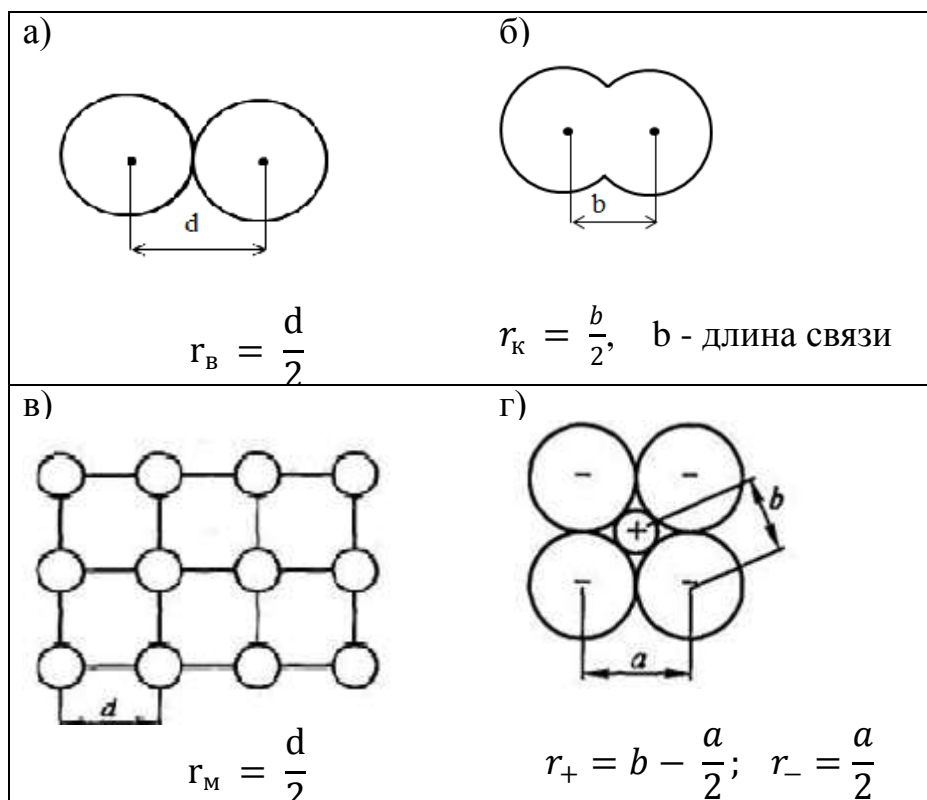


Рисунок 7 – Атомные радиусы:

$a$  – Ван-дер-Ваальсов;  $b$  – ковалентный;  $v$  – металлический;  $г$  – ионный

Радиусы различных типов значительно отличаются друг от друга (табл. 10). Разработаны также теоретические способы определения радиусов атомов, основанные на расчете атомных волновых функций. Такие радиусы называют орбитальными.

**Таблица 10 – Сопоставление разных типов радиусов натрия и хлора**

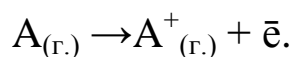
Атом	Радиус, пм			
	ковалентный	металлический	Ван-дер-Ваальсов	ионный
Na	15,6	19,0	–	09,5 (Na <sup>+</sup> )
Cl	09,9	–	18,5	18,1 (Cl <sup>–</sup> )

Изменение радиусов элементов в Периодической системе носит периодический характер. Основная тенденция в периодах – уменьшение радиусов атомов, а в группах – их увеличение.

Подобное изменение атомных радиусов обусловлено увеличением в периоде эффективного заряда ядра, стремящегося «сжать» атомные орбитали. Изменение радиусов в группах меньше изменения их в периодах и оно неравномерно, что связано со значительным уменьшением радиусов при заполнении d- и f-орбиталей.

### ***Потенциал (энергия) ионизации***

Минимальная энергия, которую необходимо затратить для удаления электрона из атома, находящегося в основном состоянии, называется потенциалом ионизации (J):



Величина J является мерой прочности связи электрона с ядром. Чем больше значение J, тем больше неметаллические свойства элемента. Потенциал ионизации (J) измеряют в вольтах; численно он равен энергии ионизации в электрон-вольтах.

На рисунке 8 представлена зависимость изменения первого потенциала ионизации атома от заряда ядра. Она также носит периодический характер. По периоду величина J<sub>1</sub> увеличивается, что обу-

словлено ростом эффективного заряда ядра. Локальные минимумы связаны с особенностями электронной конфигурации атомов.

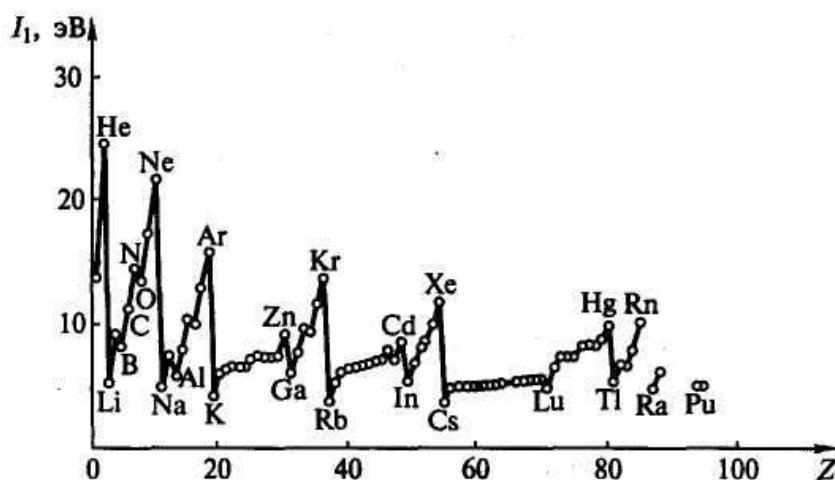


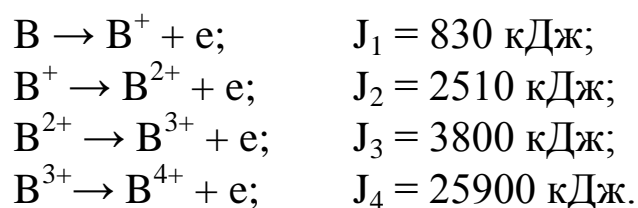
Рисунок 8 – Зависимость величины первого потенциала ионизации ( $J_1$ ) от порядкового номера элемента ( $Z$ )

Например,  $J_1$  уменьшается при начале заполнения р-орбиталей (В, Al, Ga и т. д.) и при появлении спаренных электронов на внешних р-орбиталях (О, S, Se и т. д.). В группах для s- и р-элементов величина  $J_1$  уменьшается, а для d-элементов изменяется немонотонно, что объясняется увеличением эффективного заряда ядра при незначительном изменении радиуса по мере заполнения d- и f-уровней, а также различной степенью экранирования.

Атомы способны отдавать не один электрон:

$$\begin{aligned} A &= A^+ + e, J_1; \\ A^+ &= A^{2+} + e, J_2, \dots, \\ A^{n-1} &= A^{z+} + e, J_n. \\ J_1 &< J_2 < J_3 \dots \dots \dots < J_n. \end{aligned}$$

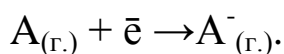
Например, для атома бора: В  $1s^2 2s^2 2p^1$ :



Энергия химических реакций колеблется в среднем от 50 до 1000 кДж, катионы бора  $B^{2+}$ ,  $B^{3+}$  «химическим» путем получить невозможно. Это общая закономерность: многозарядные одноатомные катионы при обычных условиях протекания химических реакций существовать не могут.

### *Энергия сродства к электрону*

Способность атома присоединять электрон с образованием отрицательно заряженного иона количественно характеризуется изменением энергии процесса, которую называют энергией сродства к электрону ( $F$ ):



Энергия сродства к электрону может быть и положительной и отрицательной величиной.

Наибольшим сродством к электрону обладают р-элементы VII группы. Наименьшее сродство к электрону у атомов с конфигурацией  $s^2$  (Be, Mg, Zn) и  $s^2p^6$  (Ne, Ar) или с наполовину заполненными р-орбиталями (N, P, As) (рис. 9).

Чем больше сродство к электрону данного атома, тем более устойчив образующийся ион. Чем труднее нейтральный атом отдает электрон, тем больше его способность к присоединению дополнительного электрона с образованием отрицательно заряженного иона, тем ярче выражены неметаллические свойства.

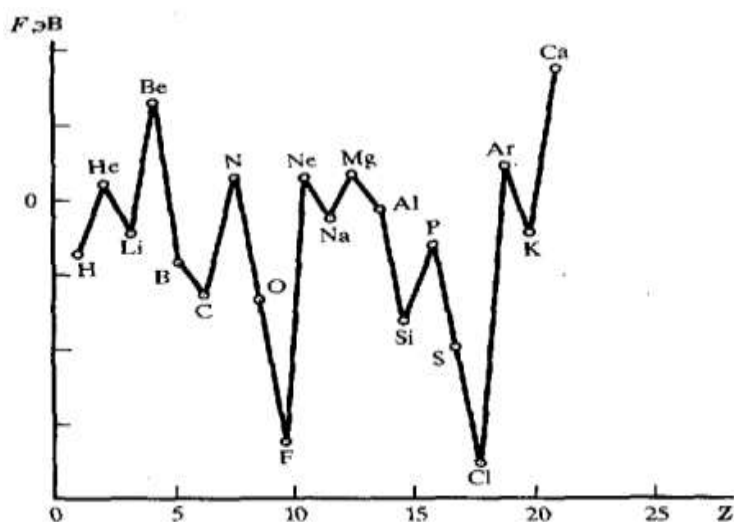


Рисунок 9 – Зависимость величины энергии сродства к электрону ( $F_1$ ) от порядкового номера элемента ( $Z$ )



Ионы с зарядами  $A^{2-}$ ,  $A^{3-}$  неустойчивы: второй, третий и так далее электроны испытывают сильное отталкивание от аниона, и многозарядные частицы реально не существуют.

### Электроотрицательность

Электроотрицательность ( $\chi$ ) характеризует способность атомов притягивать к себе электроны, связывающие их с другими атомами в гетероатомной молекуле.

Наиболее электроотрицательными (рис. 10) являются элементы с валентными орбиталями, близкими к завершению (галогены).

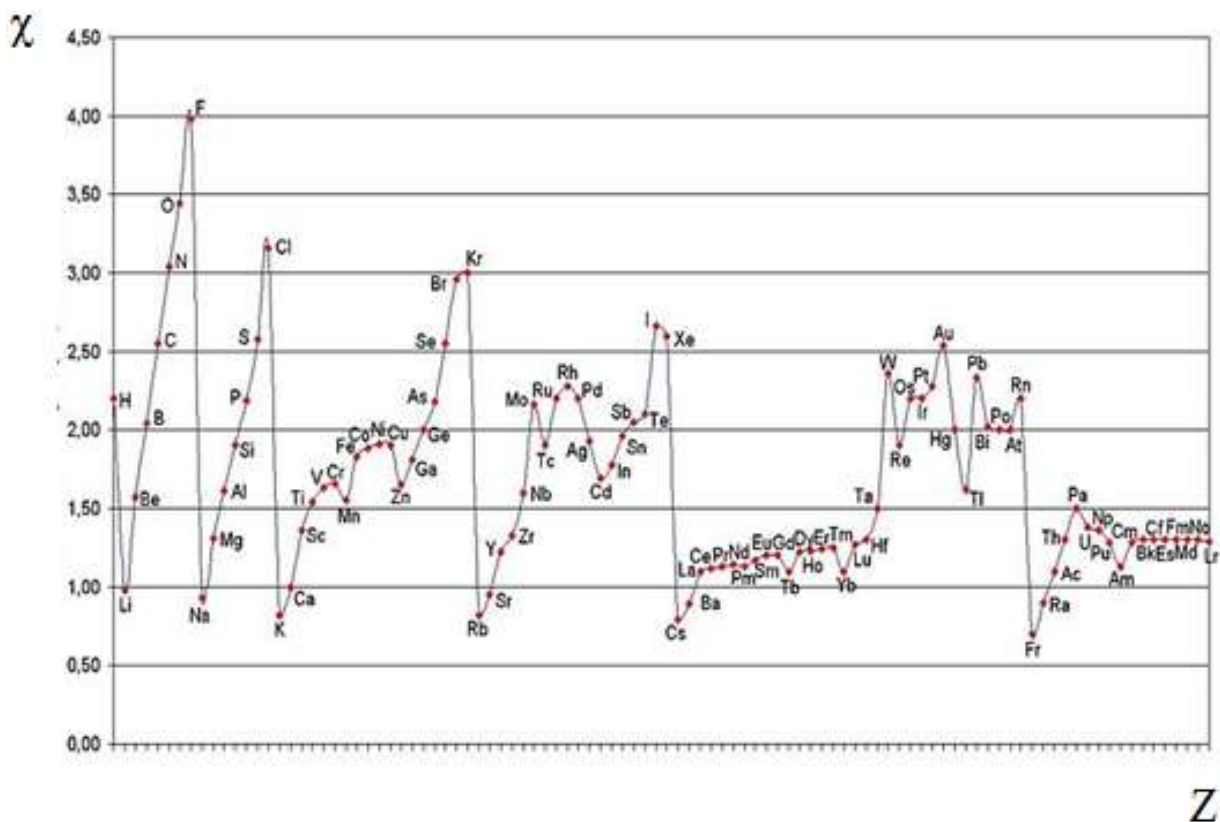


Рисунок 10 – Зависимость электроотрицательности от порядкового номера элемента

Наименее электроотрицательными являются элементы с минимальным числом электронов на валентных орбиталях (щелочные металлы). Таким образом, электроотрицательность элементов в периоде системы Менделеева возрастает, а в группе – уменьшается.

## *Магнитный момент*

Магнитные свойства атомов, характер их взаимодействия с внешним магнитным полем, определяются эффективным магнитным моментом ( $\mu_{\text{эфф}}$ ). Для легких атомов ( $Z < 30$ ) основной вклад в эту величину вносит собственный магнитный момент электрона:

$$\mu_{\text{эфф}} = 2 \sqrt{S(S+1)},$$

где  $S = \sum m_s$  – суммарный спин атома.

Поскольку в суммарный спин атома вклад вносят только неспаренные электроны ( $n$ ), то

$$\mu_{\text{эфф}} = \sqrt{n(n+2)}.$$

Атом или ион, все электроны которого спарены, и, следовательно, эффективный магнитный момент которого равен нулю, называются *диамагнитными*. При внесении в магнитное поле диамагнитные вещества выталкиваются.

Атомы или ионы, обладающие эффективным магнитным моментом, отличным от нуля, т. е. имеющие неспаренные электроны, называются *парамагнитными*. Такие вещества втягиваются во внешнее магнитное поле.

## Контрольные вопросы

1. Доказательства сложного строения атома. Планетарная модель атома.
2. Волновые свойства микрочастиц. Уравнение де-Бройля. Принцип неопределенности.
3. Уравнение Шредингера, на основании чего оно получено? Физический смысл  $\Psi^2$ ? Что значит решить уравнение Шредингера?
4. Определение электронной плотности и орбитали. В чем сходство и различие между понятиями «орбита» в теории Бора и «орбиталь» в квантовой механике?
5. Квантовые числа электрона в атоме. Квантовые числа, определяющие:
  - энергию электрона в одноэлектронной и многоэлектронной системе в присутствии и в отсутствии внешнего магнитного поля;
  - количество орбиталей на данном уровне и подуровне;
  - форму орбитали и ее направленность относительно внешнего магнитного поля.
6. Электронные конфигурации атомов. Правило Гунда. Принцип Паули. Правила Клечковского.
7. Электронный слой, оболочка, подуровень. Емкость и порядок заполнения электронных подуровней в атоме.
8. Энергия сродства к электрону, энергия ионизации, электроотрицательность. Их изменение по периодам и группам Периодической таблицы.