

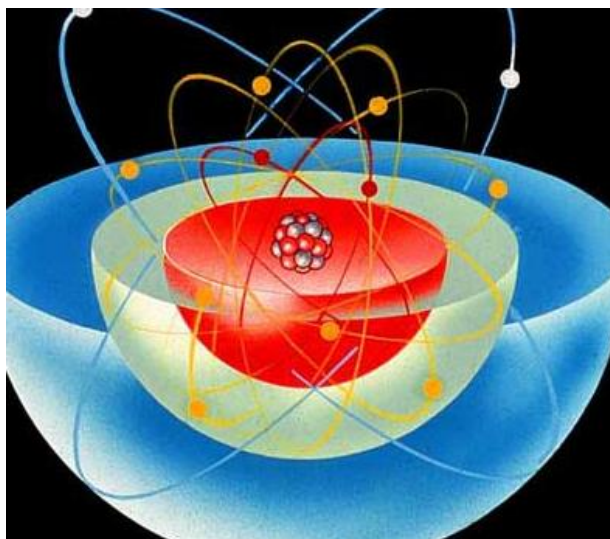
**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

**КАЗАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ  
АРХИТЕКТУРНО- СТРОИТЕЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ**

**КАФЕДРА ХИМИИ И ИНЖЕНЕРНОЙ  
ЭКОЛОГИИ В СТРОИТЕЛЬСТВЕ**

### **СТРОЕНИЕ АТОМА**

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ  
ДЛЯ СТУДЕНТОВ ОЧНОЙ ФОРМЫ ОБУЧЕНИЯ**



**Казань 2016**

Составитель О.В. Спирина  
УДК 541.5

Методические указания по общей химии для студентов очной формы обучения «Строение атома» / Сост. Спирина О.В. Казань: КГАСУ, 2016, 19 с.

Печатается по решению Редакционно-издательского совета Казанского государственного архитектурно-строительного университета.

В методических указаниях приведены современные представления о строении атома, даны характеристики и свойства атома, квантовые числа и электронная структура атома. Методические указания содержат контрольные задания для самостоятельной работы, предназначенные для активизации работы студентов и проверки их практических умений и навыков, позволяют студентам на должном уровне закрепить изучаемую тему.

Методические указания помогут студентам с разным уровнем подготовки по данному предмету самостоятельно ответить на вопросы по строению атома.

Илл. 3. Табл.3. Библиогр. 4 назв.

Рецензент д-р хим. наук, проф., зав. кафедрой неорганической химии  
Института нефти, химии и нанотехнологии КНИТУ (КХТИ)  
Кузнецов А.М.

© Казанский государственный архитектурно-  
строительный университет, 2016 г.

## Введение

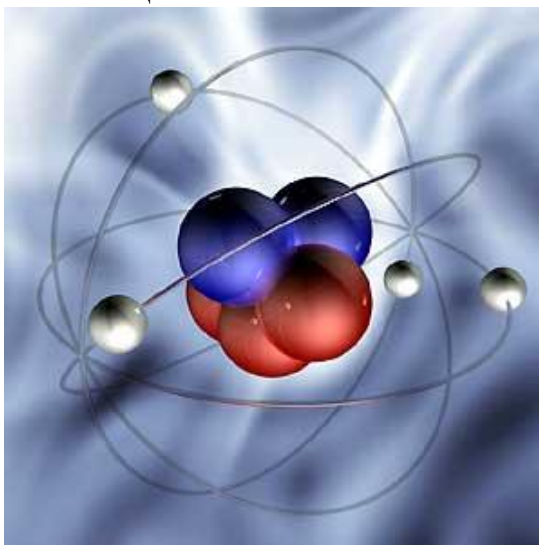
На протяжении многих веков в сознании человека господствовали представления об атомах, как мельчайших, неделимых, простейших по составу и неизменных «кирпичиках» вещества.

Коренная ломка сложившихся в XIX в. воззрений на вещество была вызвана открытием электронов, открытием сложности атомов, их делимости, их превращений (радиоактивность).

Атомы имеют сложное строение. Большой вклад в представление о современной модели атома внесли такие ученые как Дж. Резерфорд, Томпсон, Нильс Бор, Де-Бройль и др. Датский физик Н. Бор в 1913 году предложил модель атома, в которой электроны-частицы вращаются вокруг ядра атома примерно так же, как планеты обращаются вокруг Солнца. Бор предположил, что электроны в атоме могут устойчиво существовать только на орбитах, удаленных от ядра на строго определенные расстояния. Эти орбиты он назвал стационарными. Вне стационарных орбит электрон существовать не может.

Современная теоретическая модель электронного строения атома позволяет успешно объяснить и даже предсказать многие свойства химических элементов, поэтому широко используется в естественных науках. Немецкий физик Гейзенберг в 1927 году сформулировал принцип неопределенности, являющийся одним из важнейших физических принципов для описания движения микрочастиц. Этот принцип вытекает из фундаментального отличия микрочастиц от обычных физических тел.

Принцип неопределенности говорит о том, что не следует пытаться вычислить точную траекторию электрона вокруг ядра. Можно лишь указать вероятность нахождения электрона в том или ином участке пространства около ядра в любой момент времени. Эта вероятность поддается вычислению с помощью математических методов.



## СОВРЕМЕННАЯ МОДЕЛЬ АТОМА

Атом – это сложная, динамически устойчивая микросистема взаимодействующих частиц: протонов  $p^+$ , нейтронов  $n^0$  и электронов  $e^-$ .

Долгое время атомы считались неделимыми, однако, по мере накопления опытных данных выяснилось, что атомы имеют сложное строение. Современная модель атома предполагает:

- в центре атома находится положительно заряженное ядро очень малых размеров, в котором сосредоточена почти вся масса атома;

- вокруг ядра послойно вращаются электроны, их число равно заряду ядра;

- электрон может вращаться вокруг ядра не по любым, а только по строго определенным орбитам, причем электрон не излучает электромагнитной энергии, излучение происходит при скачкообразном переходе электрона с одной орбиты на другую.

Энергия электрона, вращающегося вокруг ядра, зависит от радиуса орбиты. Наименьшей энергией обладает электрон, находящийся на ближайшей к ядру орбите. Для того чтобы перевести электрон на более удаленную от ядра орбиту, нужно преодолеть притяжение электрона к положительно заряженному ядру, что требует затрат энергии. Происходит поглощение кванта света. Энергия атома при таком переходе увеличивается, он переходит в возбужденное состояние.

Оценить координату электрона и скорость одновременно невозможно. Электрон имеет двойственную природу (корпускулярно-волновую), т.е. ведет себя и как частица, и как волна. Электрон обладает массой и зарядом.

Представления о двойственной природе электрона были использованы австрийским физиком Э. Шредингером, который в 1926г. дал математическое описание электрона в атоме, рассматривая его как своего рода стоячую волну. При этом вместо точного положения электрона в пространстве речь шла о вероятности его пребывания в определенном месте.

Важной характеристикой электрона, как и любой микрочастицы в волновой (квантовой) механике, служит его волновая функция  $\psi$ , которая зависит от трех переменных – пространственных координат электрона ( $x$ ,  $y$ ,  $z$ ). Волновая функция  $\psi$  описывает зависимость амплитуды волны от координат электрона и характеризует вероятность пребывания электрона в некоторой пространственной области. Квадрат волновой функции  $\psi^2$  определяет относительную вероятность нахождения электрона в данной точке. Принято рассматривать электрон как размытое в пространстве облако отрицательного заряда. Быстродвижущийся электрон

рассматривается как электронное облако с определенной плотностью отрицательного заряда. Пространство вокруг ядра, в котором вероятность нахождения электрона достаточно велика, называют орбиталью.

Движение электронов в поле ядра описано с помощью уравнения Шредингера. Это уравнение характеризует поведение электрона в пространстве и во времени с помощью волновой функции  $\psi(x, y, z, t)$ , зависящей от координат частицы и времени.

$$\left( \frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} \right) \cdot \frac{h^2}{8\pi^2 m_e} + (E + U) \cdot \psi = 0$$

где  $\psi$  – волновая функция;

$x, y, z$  – координаты электрона;

$E$  – полная энергия электрона;

$U$  – потенциальная энергия электрона.

Уравнение является фундаментальным и имеет решение лишь при определенных строго фиксированных значениях энергии.

С помощью уравнения Шредингера удалось приблизительными методами рассчитать:

- электронные оболочки атомов;
- разобраться в спектрах атомов;
- найти причину периодичности строения и свойств атомов;
- выяснить причину химической связи.

Надо сказать, что квантовая механика имеет очень сложный математический аппарат и решать данное уравнение мы не будем. Нам важны лишь те следствия квантово-механической теории, которые помогут нам разобраться в вопросах строения атома и образования молекулы.

С этой точки зрения наиболее важным является то, что вся совокупность сложных движений электрона в атоме описывается четырьмя квантовыми числами:  $n$  – *главное квантовое число*,  $l$  – *орбитальное квантовое число*,  $m_l$  – *магнитное квантовое число*,  $m_s$  – *спиновое квантовое число*.

## КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА И ИХ ФИЗИЧЕСКИЙ СМЫСЛ

Волновая функция зависит от трех квантовых чисел  $n, l$ , и  $m$ . **Индекс  $n$**  волновой функции электрона в атоме называется **главным квантовым числом**, характеризующим энергетический уровень электрона. Оно может принимать значения: 1, 2, 3, ...  $\infty$ . Соответствующие энергетические уровни обозначают K, L, M, ... . Если  $n = \infty$ , то это значит, что электрону сообщена энергия, достаточная для его полного отделения от ядра (ионизация атома).

Число энергетических уровней в атоме равно номеру периода в таблице Д.И. Менделеева, в котором находится элемент.

Квантовое число  $l$  называется орбитальным квантовым числом, которое является мерой орбитального механического момента электрона. Абсолютная величина этого момента зависит от  $n$  и может принимать значения:  $l = n-1$

**Орбитальное квантовое число  $l$**  отражает симметрию пространства, в котором движется электрон.

Волновую функцию  $\psi_{nlml}$  электрона в атоме называют *атомной орбиталью*. В соответствии со значением орбитального квантового числа  $l$  приняты следующие обозначения атомных орбиталей:

$l = 0 \ 1 \ 2 \ 3 \ 4 \ 5$  – орбитальное квантовое число;  
 $s \ p \ d \ f \ g \ h$  – обозначение орбитали.

Для уровня с главным квантовым числом  $n = 1$  возможна  $1s$ -орбиталь, для  $n = 2$  возможны  $2s$ - и  $2p$ -орбитали, для  $n=3$  возможны  $3s$ -,  $3p$ - и  $3d$ -орбитали, для  $n=4$   $4s$ -,  $4p$ -,  $4d$ - и  $4f$ -орбитали.

**Магнитное квантовое число ( $m_l$ )** характеризует пространственное расположение орбиталей относительно некоторого фиксированного направления. Магнитное квантовое число зависит от орбитального квантового числа и принимает значения от  $-l$  до  $+l$ .

Соотношения между значениями  $l$  и  $m_l$  для различных подуровней следующие:

|       |   |           |                   |                           |
|-------|---|-----------|-------------------|---------------------------|
| $n$   | 1 | 2         | 3                 | 4                         |
|       | s | p         | d                 | f                         |
| $l$   | 0 | 1         | 2                 | 3                         |
| $m_l$ | 0 | -1, 0, +1 | -2, -1, 0, +1, +2 | -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 |

Следовательно,  $s$ -орбиталь не ориентирована в пространстве и ее граничной поверхностью является сфера.  $p$ -орбитали ориентированы в трех направлениях ( $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$ ) и каждая имеет вид замкнутой гантелеобразной поверхности.  $d$ - и  $f$ -орбитали имеют более сложную форму.

Кроме орбитального механического момента  $l$ , электрон обладает собственным или врожденным механическим моментом  $S$ . Этот момент называется спином (В. Паули, 1924г.) Спин электрона возникает за счет вращения его вокруг собственной оси. Спин электрона возникает за счет вращения его вокруг собственной оси. По аналогии с орбитальным квантовым числом  $l$  вводится **спиновое квантовое число  $m_s$** .

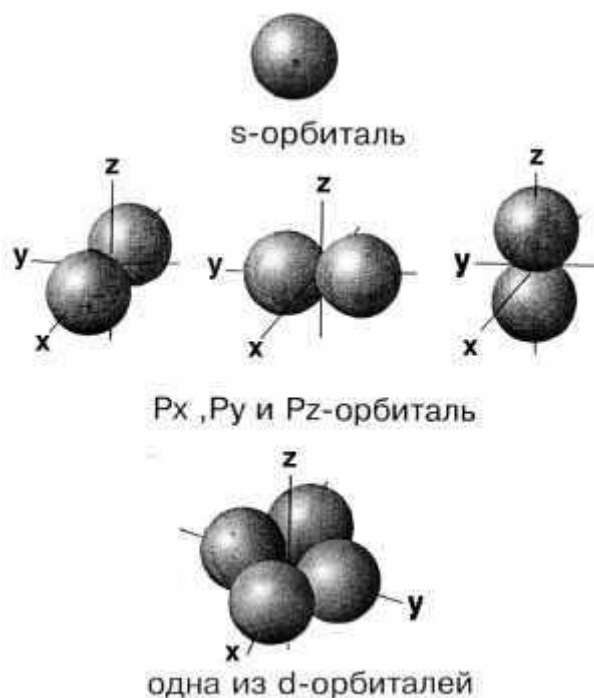


Рис. 1. Формы электронных облаков

Спиновое магнитное число может принимать только два значения:  $+\frac{1}{2}$  и  $-\frac{1}{2}$ . Состояния с  $m_s = -\frac{1}{2}$  часто называют «спин вверх», и с  $m_s = +\frac{1}{2}$  - «спин вниз». Обычно эти состояния электрона условно обозначают стрелкой, направленной вверх или вниз  $\uparrow \downarrow$ .

Таким образом, состояние электрона в атоме описывается набором из четырех квантовых чисел:  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  и  $m_s$ .

|       | $l=0$<br>s | $l=1$<br>p | $l=2$<br>d    | $l=3$<br>f            |
|-------|------------|------------|---------------|-----------------------|
| $n=4$ |            |            |               |                       |
| $n=3$ |            |            |               | $-3 -2 -1 0 +1 +2 +3$ |
| $n=2$ |            |            | $2 1 0 +1 +2$ | $m_l$                 |
| $n=1$ |            | $-1 0 +1$  | $m_l$         |                       |
|       | $m_l = 0$  | $m_l$      |               |                       |

**Главное квантовое число ( $n$ )** указывает номер уровня и число подуровней.

**Побочное (орбитальное) квантовое число ( $l$ )** характеризует подуровень.

**Магнитное квантовое число ( $m_l$ )** характеризует положение.

**Спиновое квантовое число ( $m_s$ )** характеризует собственный момент импульса электрона ( $\uparrow m_s = -\frac{1}{2}$ ;  $\downarrow m_s = +\frac{1}{2}$ ).

## ЭЛЕКТРОННАЯ СТРУКТУРА АТОМОВ И ПОРЯДОК ЗАПОЛНЕНИЯ ЭЛЕКТРОННЫХ УРОВНЕЙ

Вследствие тождественности электронов в атоме возникает важный принцип заполнения электронных состояний в атоме, который называется *принципом Паули*. Согласно этому принципу, *в атоме не может существовать двух электронов с одинаковыми квантовыми числами  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$ ,  $m_s$* . Из этого следует, что каждая атомная орбиталь может быть занята не более чем двумя электронами, спины которых имеют противоположные знаки. Такие электроны называются спаренными. Это можно представить следующим образом:  $\uparrow\downarrow$  - орбиталь со спаренными электронами. Порядок заполнения электронами состояний в пределах подуровня (с различными  $m_l$ ) определяется *правилом Гунда*: *несколько электронов с заданным значением  $l$  распределяются по орбиталям так, чтобы суммарное спиновое число  $m_s$  было максимальным*. То есть орбитали одного подуровня заполняются сначала по одному электрону с одинаковыми спинами, а затем по второму электрону с противоположными спинами.

Зададимся вопросом, какое максимальное число электронов может находиться на различных энергетических уровнях и подуровнях в атоме?

На s-подуровне ( $l=0$ ,  $m_l=0$ ) имеется всего одна орбиталь, т.е. максимальное число электронов, согласно принципу Паули, равно двум.

На p-подуровне ( $l=1$ ,  $m_l=3$ ) имеется три орбитали, а значит на p-подуровне может разместиться 6 электронов.

На d-подуровне ( $l=2$ ,  $m_l=5$ ) имеется 5 орбиталей, а значит 10 электронов.

На f-подуровне ( $l=3$ ,  $m_l=7$ ) имеется 7 орбиталей, а значит 14 электронов.

*Распределение электронов по атомным орбиталям происходит, начиная с орбитали, имеющей наименьшую энергию (принцип минимума энергии)*, т.е. электрон садится на ближайшую к ядру орбиталь. Это значит, что сначала заполняются электронами те подуровни, для которых сумма значений квантовых чисел ( $n + l$ ) была минимальной. Так энергия электрона на 4s-подуровне меньше энергии электрона, находящегося на 3d-подуровне. Следовательно, заполнение электронами подуровней происходит в следующем порядке:  **$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d \sim 4f < 6p < 7s < 6d \sim 5f < 7p$** .

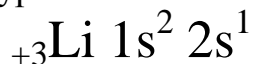
В 1869г. Д.И. Менделеевым была предложена периодическая система элементов. В этой системе элементы располагаются в порядке возрастания атомной массы, а их порядковый номер отражает заряд ядра. Так, электронную структуру атома водорода ( $z=1$ ) можно изобразить следующим образом:



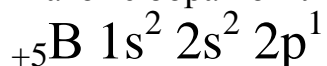
${}_{+1}\text{H } 1s^1$ ,  $n = 1 \uparrow$ , где квантовая ячейка (атомная орбиталь) обозначается в виде линии или квадрата, а электроны стрелками.

Каждый атом последующего химического элемента в периодической системе представляет собой многоэлектронный атом.

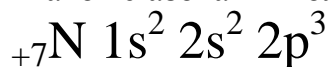
Атом лития, так же как и атом водорода и гелия, имеет электронную структуру s-элемента т.к. последний электрон атома лития «садится» на s-подуровень:



В атоме бора появляется первый электрон в p-состоянии:



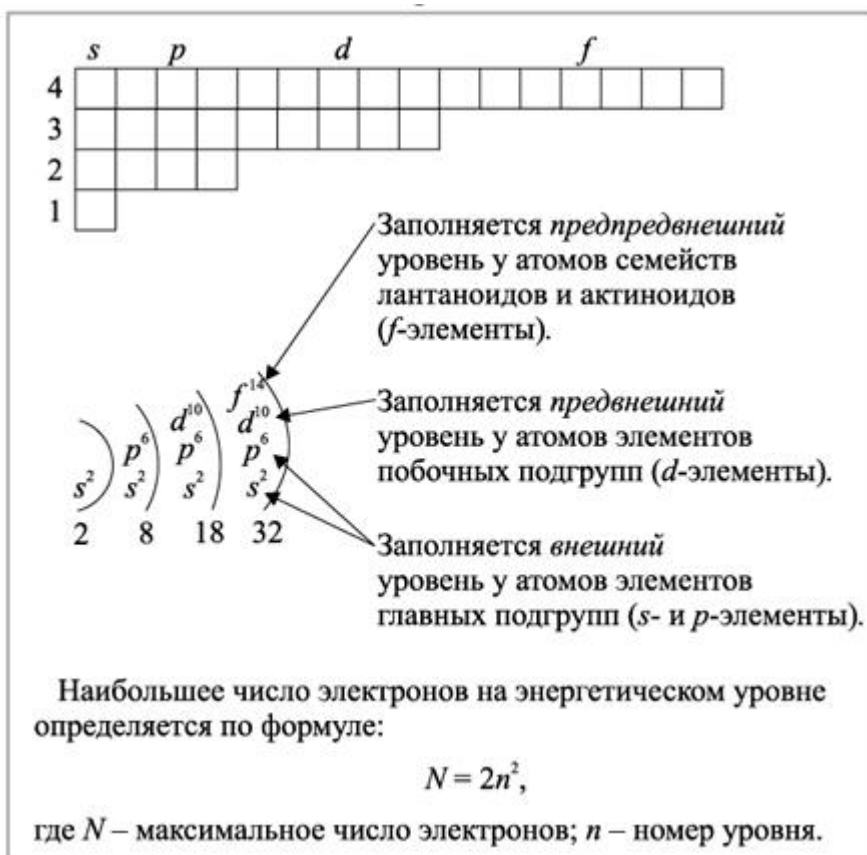
В атоме азота их количество увеличивается до трех:



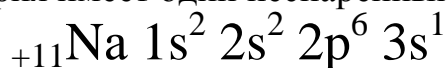
При расположении электронов на каждой 2p-орбитали по одному ведет к симметричному расположению их в пространстве:  $2p_x$ ,  $2p_y$ ,  $2p_z$ . Все электроны атома азота (N) в p-состоянии являются неспаренными. Поэтому при таком расположении электронов значение суммарного спина атома N является максимальным (правило Гунда).

Запись электронной формулы проще показать на конкретном примере. Допустим, нам надо выяснить электронную формулу элемента с порядковым номером 7. В атоме такого элемента должно быть 7 электронов. Заполним орбитали семью электронами, начиная с нижней 1s-орбитали. Итак, 2 электрона расположатся на 1s-орбитали, еще 2 электрона - на 2s-орбитали, а оставшиеся 3 электрона смогут разместиться на трех 2p-орбиталях. Электронная формула элемента с порядковым номером 7 (это элемент азот, имеющий символ "N") выглядит так:  ${}_{+7}\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$  По правилу Гунда электроны предпочитают расселяться на одинаковых по энергии орбиталях (например, на трех p-орбиталях) сначала по одиночке, и лишь когда в каждой такой орбитали уже находится по одному электрону, начинается заполнение этих орбиталей вторыми электронами. Когда орбиталь заселяется двумя электронами с противоположно направленными спинами, то такие электроны называют спаренными.

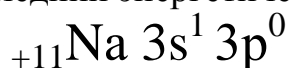
Посмотрим действие правила Гунда на примере элемента азота :  $\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$ . На 2-м электронном уровне есть три одинаковых p-орбитали:  $2p_x$ ,  $2p_y$ ,  $2p_z$ . Электроны заселяют их так, что на каждой из этих p-орбиталей окажется по одному электрону. Объясняют это тем, что в соседних ячейках электроны меньше отталкиваются друг от друга, как одноименно заряженные частицы.



После полного заполнения второго энергетического уровня атом натрия имеет один неспаренный электрон в  $3s$ -состоянии:



Поскольку свойства элементов связаны с электронной конфигурацией их атомов и, в первую очередь, с числом электронов на внешних энергетических уровнях, то графически будем изображать только последний энергетический слой:



$3s$ -электрон атома Na располагается дальше от ядра, чем в атомах H, Li, и следовательно, имеет меньшую энергию связи с ядром.

В атоме калия связь внешнего  $4s$ -электрона с ядром еще меньше, поскольку у предшествующего атома аргона электронная конфигурация  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0$ . Отсюда видно, что у Ar имеются свободные  $3d$ -орбитали, следовательно, электрон атома K может находиться в  $3d$ -состоянии. Однако экспериментальные данные показывают, что для атома K при изменении энергетического состояния электрона характерно следующее:  ${}_{+19}\text{K } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 4p^0$

Эффективный заряд атома К оказывается большим при электронной конфигурации  $3d^0 4s^1$ , но чем больше  $z_{\text{эфф}}$ , тем прочнее связь электрона с ядром. При энергетической близости состояний  $3d \sim 4s$ , энергия внешних электронов будет больше зависеть от орбитального квантового числа  $l$ .

Согласно правилу В.М.Клечковского(правило минимума энергии), энергетическая последовательность атомных орбиталей описывается как функция суммы  $(n+l)$ , т.е. орбитальная энергия последовательно повышается по мере увеличения суммы  $(n+l)$ . При одном и том же значении этой суммы относительно меньшей энергией обладает атомная орбиталь с меньшим значением главного квантового числа  $n$ , поэтому  $3d \sim 4s$ ;  $4d < 5p < 6s$ ;  $6s < 4f \sim 5d < 6p$ ;  $7s < 5f \sim 6d < 7p$  и т.д.

Необходимо заметить, что подобная электронная структура встречается не только у атома К, но и у атома Са:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0 4s^2$

Только в атоме скандия появляется электрон в  $3d$ -состоянии:  
 ${}_{+21}\text{Sc } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$

Начиная со скандия постепенно заполняется электронами  $3d$ -состояние в атомах Ti, Y, Cr. Атом **хрома** имеет электронную конфигурацию не  $4s^2 3d^4$ , а  $4s^1 3d^5$ . Это является примером того, как стабилизация состояний с параллельными спинами электронов преобладает над незначительной разницей энергетических состояний подуровней  $3d$  и  $4s$  (правила Гунда), то есть энергетически выгодными состояниями для  $d$ -подуровня являются  $d^5$  и  $d^{10}$

Подобный переход одного электрона с  $s$ -подуровня на  $d$ -подуровень происходит еще у 8 элементов: **Cu, Nb, Mo, Ru, Ag, Pt, Au**. У атома **Pd** происходит переход двух  $s$ -электронов на  $d$ -подуровень:  $\text{Pd } 5s^0 4d^{10}$

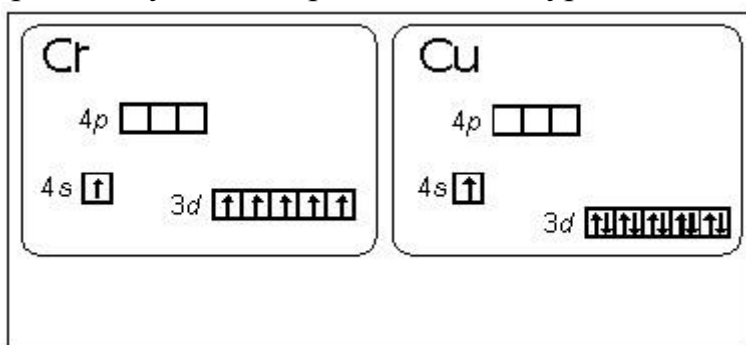


Рис. 2 Энергетические диаграммы валентных подуровней атомов хрома и меди

Полное заполнение  $3d$ - и  $4s$ -подуровней наблюдается в атоме цинка:  $4s^2 3d^{10}$ . Таким образом, десять  $d$ -элементов от Sc ( $z = 21$ ) до Zn ( $z = 30$ ) составляет семейство  $d$ -элементов.

Начиная с Ga ( $z = 31$ )  $4s^2 3d^{10} 4p^1$  происходит заполнение электронами  $4p$ -орбиталей, которое завершается у Kr ( $z = 36$ )  $4s^2 3d^{10} 4p^6$ .

В атоме Rb ( $z = 37$ ) и следующих за ним элементах по аналогии с предыдущим периодом идет застройка электронами 5s- и 4d-подуровней, минуя 4f-подуровень, заполнение которого начнется только у атомов элементов 6 периода (согласно правилу В.М. Клечковского).

La ( $z = 57$ )  $6s^2 5d^1$ ; Ce ( $z = 58$ )  $6s^2 5d^1 4f^1$ ; Lu ( $z = 71$ )  $6s^2 5d^1 4f^{14}$ ; Hf ( $z = 72$ )  $6s^2 5d^1 4f^{14} 5d^1$ .

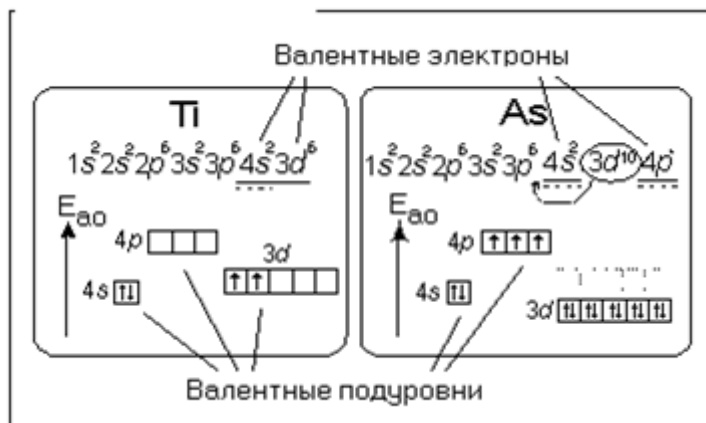


Рис.3 Валентные подуровни и валентные электроны атомов титана и мышьяка

Таким образом, порядок заполнения электронами отдельных уровней в атоме определяется правилами, совокупность которых называется принципом построения:

1. С учетом эффектов проникновения электронов к ядру и экранирования ядра, заполнение атомных орбиталей происходит в порядке увеличения энергии орбиталей:  $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \sim 3d < 4p < 5s \sim 4d < 5p < 6s \sim 5d \sim 4f < 6p < 7s < 6d \sim 5f < 7p$  и т.д.

2. Согласно принципу Паули, каждая атомная орбиталь с квантовыми числами  $n, l, m_l$  может содержать не более двух электронов.

3. Атомные орбитали с одинаковыми  $n$  и  $l$  заполняются так, чтобы суммарный спин электронов был максимальным, т.е. заполняется максимальное число орбиталей с разными  $m_l$  (правило Хунда).

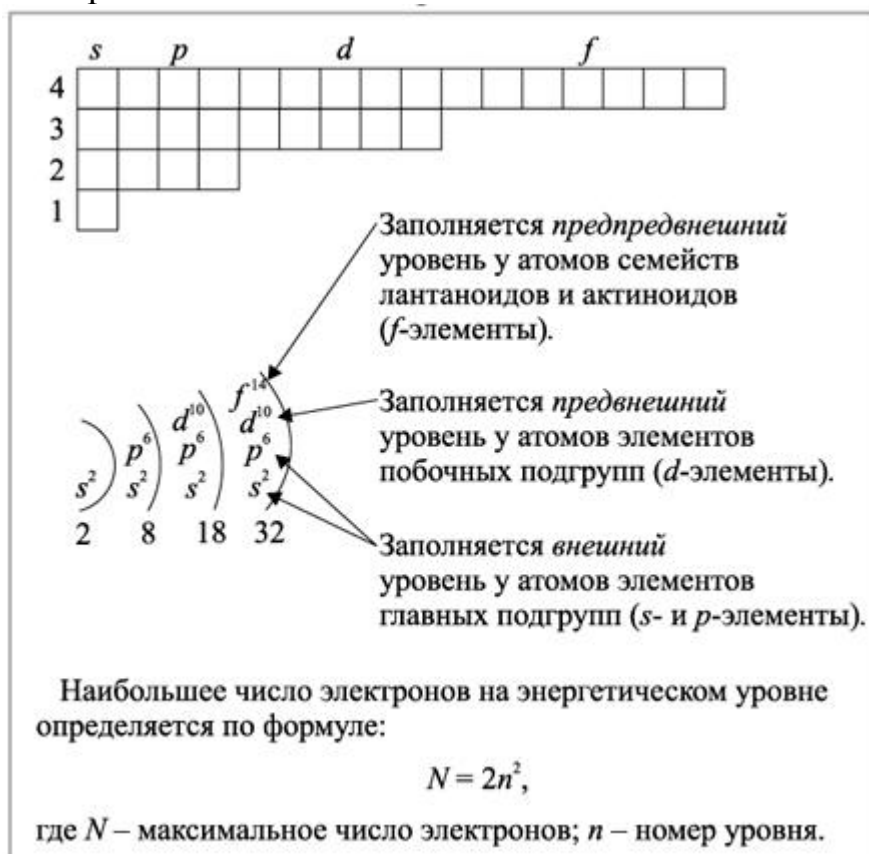
Таким образом, квантовые числа определяют размер ( $n$ ), форму ( $l$ ) и ориентацию ( $m_s$ ) атомной орбитали в пространстве.

| Атом        | Полная                                       | Сокращенная         | Валентная   |
|-------------|--|---------------------|-------------|
| Водород H   | $1s^1$                                       | -                   | $1s^1$      |
| Азот N      | $1s^2 2s^2 2p^3$                             | $2s^2 2p^3$         | $2s^2 2p^3$ |
| Хлор Cl     | $1s^2 2s^2 2p^3 3s^2 3p^5$                   | $3s^2 3p^5$         | $3s^2 3p^5$ |
| Марганец Mn | $1s^2 2s^2 2p^3 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$         | $4s^2 3d^5$         | $4s^2 3d^5$ |
| Мышьяк As   | $1s^2 2s^2 2p^3 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ | $4s^2 3d^{10} 4p^3$ | $4s^2 4p^3$ |
| Криптон Kr  | $1s^2 2s^2 2p^3 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ | $4s^2 3d^{10} 4p^6$ | $4s^2 4p^6$ |

**Рассмотрим электронную структуру атома.**

В электронной оболочке любого атома столько электронов, сколько протонов в его ядре, поэтому атом в целом электронейтрален. Электроны в атоме заселяют ближайшие к ядру уровни и подуровни, потому что в этом случае их энергия меньше, чем если бы они заселяли более удаленные уровни. На каждом уровне и подуровне может помещаться только определенное количество электронов. Подуровни, в свою очередь, состоят из одинаковых по энергии орбиталей.

Существует условное изображение электронных уровней и подуровней, называемое орбитальной диаграммой. На такой диаграмме орбитали условно изображаются квадратиками, а электроны - стрелочками. Если стрелочки направлены в разные стороны, это означает, что электроны различаются между собой особым свойством, которое называется спином электрона.



Данную матрицу можно назвать «гостиницей», в которую по одному «залетают» электроны и «поселяются» на определенный уровень  $n$  (1, 2, 3...), определенный подуровень ( $s, p, d, f$ ).

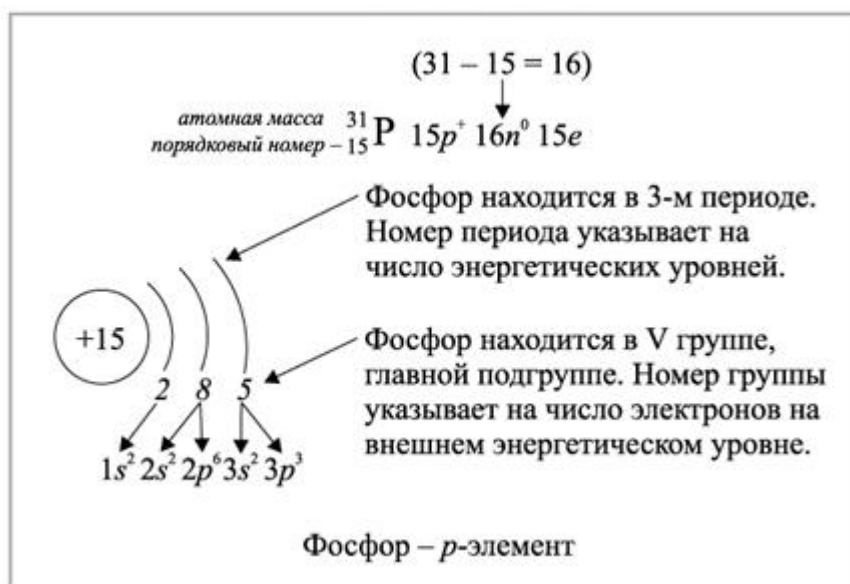
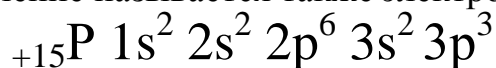
Во всех моделях атома электроны называют  $s$ -,  $p$ -,  $d$ - и  $f$ -электронами в зависимости от подуровня, на котором они находятся. Элементы, у которых внешние (то есть наиболее удаленные от ядра) электроны

занимают только s-подуровень, принято называть s-элементами. Точно так же существуют p-элементы, d-элементы и f-элементы.

*Правила заполнения электронных оболочек следующие:*

1. Сначала выясняем, сколько всего электронов содержит атом интересующего нас элемента. Для этого достаточно знать заряд его ядра, который, всегда равен порядковому номеру элемента в Периодической таблице Д.И.Менделеева. Порядковый номер (число протонов в ядре) в точности равен и числу электронов во всем атоме.
2. Последовательно заполняем орбитали, начиная с нижней 1s-орбитали, имеющимися электронами. При этом нельзя располагать на каждой орбитали более двух электронов (правило Паули).
3. Записываем электронную формулу элемента.

Электронная формула описывает распределение электронов по энергетическим уровням, существующим в электронном облаке. Такое распределение называется также электронной конфигурацией атома.



Запись электронной формулы проще показать на конкретном примере. Допустим, нам надо выяснить электронную формулу элемента с порядковым номером 7. В атоме такого элемента должно быть 7 электронов. Заполним орбитали семью электронами, начиная с нижней 1s-орбитали.

Итак, 2 электрона расположатся на 1s-орбитали, еще 2 электрона - на 2s-орбитали, а оставшиеся 3 электрона смогут разместиться на трех 2p-

орбиталях. Электронная формула элемента с порядковым номером 7 (это элемент азот, имеющий символ “N”) выглядит так:  ${}_{+7}\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$

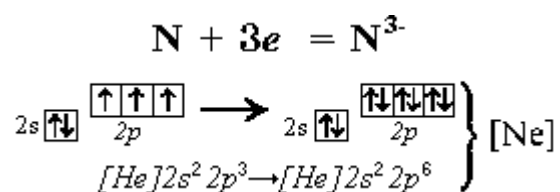
Посмотрим действие правила Гунда на примере элемента азота :  $\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$ . На 2-м электронном уровне есть три одинаковых р-орбитали: 2p<sub>x</sub>, 2p<sub>y</sub>, 2p<sub>z</sub>. Электроны заселят их так, что на каждой из этих р-орбиталей окажется по одному электрону. Объясняют это тем, что в соседних ячейках электроны меньше отталкиваются друг от друга, как одноименно заряженные частицы.

По правилу Гунда при заполнении электронами одинаковых по энергии орбиталей электроны располагаются в первую очередь по одиночке на каждой орбитали, и лишь потом начинается заселение этих орбиталей вторыми электронами.

Полученная нами электронная формула азота несет очень важную информацию: 2-й (внешний) электронный уровень азота заполнен электронами не до конца (на нем  $2 + 3 = 5$  электронов) и до полного заполнения не хватает трех электронов.

Внешним уровнем атома называется самый далекий от ядра уровень, на котором еще есть электроны. Именно эта оболочка соприкасается при столкновении с внешними уровнями других атомов в химических реакциях. При взаимодействии с другими атомами азот способен принять 3 дополнительных электрона на свой внешний уровень. При этом атом азота получит заверченный, то есть максимально заполненный внешний электронный уровень, на котором расположатся 8 электронов.

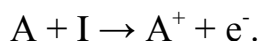
Заверченный уровень энергетически выгоднее незавершенного, поэтому атом азота должен легко реагировать с любым другим атомом, способным предоставить ему 3 дополнительных электрона для завершения его внешнего уровня.



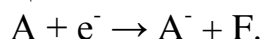
### ***Склонность атомов к отдаче и присоединению электронов***

Известно, что склонность атома отдавать свои и присоединять чужие электроны зависит от его энергетических характеристик (энергии ионизации и энергии сродства к электрону). Какие же атомы более склонны отдавать свои электроны, а какие – принимать чужие?

**Энергией ионизации  $I$**  называют минимальное значение энергии, необходимое для удаления электрона из атома  $A$  с образованием положительного иона (катиона):



**Сродством к электрону  $F$**  называется энергия, которая выделяется при присоединении к нейтральному атому  $A$  электрона с образованием отрицательного иона (аниона):



Характеристика, которая отражает способность атома оттягивать на себя электронную плотность по сравнению с другими атомами называется **электроотрицательностью атома (ЭО)**. Существуют различные способы количественного определения электроотрицательности, например по Милликену ее оценивают как полусумму потенциала ионизации и сродства к электрону:  $\text{ЭО} = (I+F)/2$ .

Таблица 1. Электроотрицательности элементов по шкале Л.Полинга

|           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |
|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| H<br>2,1  |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |
| Li<br>1,0 | Be<br>1,5 |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           | B<br>2,0  | C<br>2,5  | N<br>3,1  | O<br>3,5  | F<br>4,1  |
| Na<br>1,0 | Mg<br>1,3 |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           | Al<br>1,5 | Si<br>1,8 | P<br>2,1  | S<br>2,4  | Cl<br>2,9 |
| K<br>0,9  | Ca<br>1,1 | Sc<br>1,2 | Ti<br>1,3 | V<br>1,5  | Cr<br>1,6 | Mn<br>1,6 | Fe<br>1,7 | Co<br>1,7 | Ni<br>1,8 | Cu<br>1,8 | Zn<br>1,7 | Ga<br>1,8 | Ge<br>2,0 | As<br>2,2 | Se<br>2,5 | Br<br>2,8 |
| Rb<br>0,9 | Sr<br>1,0 | Y<br>1,1  | Zr<br>1,2 | Nb<br>1,3 | Mo<br>1,3 | Tc<br>1,4 | Ru<br>1,4 | Rh<br>1,5 | Pd<br>1,4 | Ag<br>1,4 | Cd<br>1,5 | In<br>1,5 | Sn<br>1,7 | Sb<br>1,8 | Te<br>2,0 | I<br>2,2  |
| Cs<br>0,9 | Ba<br>0,9 | La<br>1,1 | Hf<br>1,2 | Ta<br>1,4 | W<br>1,4  | Re<br>1,5 | Os<br>1,5 | Ir<br>1,6 | Pt<br>1,5 | Au<br>1,4 | Hg<br>1,5 | Tl<br>1,5 | Pb<br>1,6 | Bi<br>1,7 | Po<br>1,8 | At<br>2,0 |
| Fr<br>0,9 | Ra<br>0,9 | Ac<br>1,0 |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |

Наиболее склонны отдавать свои электроны атомы элементов IA группы и особенно атомы цезия (самые большие). Наиболее склонны принимать чужие электроны атомы элементов VIIA группы и особенно атомы фтора и хлора (самые маленькие). Атомы благородных газов не склонны ни отдавать электроны, ни принимать их.

Теперь рассмотрим, сколько же электронов атом может отдать.

Во-первых, в химических реакциях атом может отдавать только валентные электроны, так как отдавать остальные энергетически крайне невыгодно. Во-вторых, атом "легко" отдает (если склонен) только первый электрон, второй электрон он отдает значительно труднее (в 2-3 раза), а третий – еще труднее (в 4-5 раз). Таким образом, атом может отдать один, два и, значительно реже, три электрона.



А сколько электронов атом может принять?

Во-первых, в химических реакциях атом может принимать электроны только на валентные подуровни. Во-вторых, выделение энергии происходит только при присоединении первого электрона (и то далеко не всегда). Присоединение второго электрона всегда энергетически невыгодно, а третьего – тем более. Тем не менее, атом может присоединить один, два и (крайне редко) три электрона, как правило, столько, сколько ему не хватает для заполнения своих валентных подуровней.

Энергетические затраты на ионизацию атомов и на присоединение к ним второго или третьего электрона компенсируются за счет энергии, выделяющейся при образовании химических связей.

В результате потери или присоединения электронов атом перестает быть электронейтральным и превращается в заряженную частицу, называемую ионом. Положительно заряженный ион называется катионом, отрицательно заряженный ион называется анионом. Ион - это химическая частица.

*Примеры образования ионов за счет отдачи или присоединения электронов атомами:*

|   |   |
|---|---|
| <p><b>Na - e<sup>-</sup> = Na<sup>-</sup></b></p> <p><math>[He]3s^1 \rightarrow [He]</math></p> | <p><b>F + e = F<sup>-</sup></b></p> <p><math>[He]2s^2 2p^5 \rightarrow [He]2s^2 2p^6</math></p>                     |
| <p><b>Ba - 2e = Ba<sup>2+</sup></b></p> <p><math>[He]6s^2 \rightarrow [He]</math></p>           | <p><b>O + 2e = O<sup>2-</sup></b></p> <p><math>[He]2s^2 2p^4 \rightarrow [He]2s^2 2p^6</math></p>                   |
| <p><b>Al - 3e = Al<sup>3+</sup></b></p> <p><math>[Ne]3s^2 3p^1 \rightarrow [Ne]</math></p>      | <p><b>I + e = I<sup>-</sup></b></p> <p><math>[Kr, 4d^{10}] 5s^2 5p^5 \rightarrow [Kr, 4d^{10}] 5s^2 5p^6</math></p> |
| <p><b>Mn - 2e = Mn<sup>2+</sup></b></p> <p><math>[Ar]4s^2 3d^5 \rightarrow [Ar]3d^5</math></p>  | <p><b>N + 3e = N<sup>3-</sup></b></p> <p><math>[He]2s^2 2p^3 \rightarrow [He]2s^2 2p^6</math></p>                   |

## Вопросы по теме:

1. Исходя из строения атомов, объясните, как и почему изменяются химические свойства элементов 4 – го периода. Приведите примеры электронных формул  $s$  -,  $p$  – и  $d$  – элементов этого периода.
2. Приведите схемы распределения электронов по энергетическим уровням и подуровням для атомов хлора и марганца, а также ионов  $\text{Cl}^-$  и  $\text{Mn}^{2+}$ .
3. Приведите электронные формулы, охарактеризуйте химические свойства, определите, какую высшую валентность и почему могут проявлять элементы с порядковыми номерами 25 и 53.
4. Укажите, у каких из приведенных молекул химические связи имеют полярный характер:  $\text{F}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{Br}_2$ .
5. Объясните донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи на примере иона  $\text{NH}_4^+$ .

## Задания для самостоятельной работы

1. По положению атома в периодической системе:

а) составьте электронные формулы и графические схемы заполнения электронами валентных орбиталей атомов элементов в нормальном и возбужденном состояниях;

б) определите, к каким электронным семействам они относятся и какие свойства проявляют (порядковые номера элементов приведены в таблице 2.

Таблица 2

| № варианта | № элемента | № варианта | № элемента |
|------------|------------|------------|------------|
| 1          | 54, 87     | 9          | 47, 82     |
| 2          | 42, 84     | 10         | 11, 14     |
| 3          | 33, 72     | 11         | 17, 25     |
| 4          | 23, 53     | 12         | 40, 56     |
| 5          | 16, 24     | 13         | 30, 90     |
| 6          | 6, 22      | 14         | 15, 45     |
| 7          | 52, 80     | 15         | 34, 74     |
| 8          | 19, 35     | 16         | 32, 48     |

2. Объясните с точки зрения строения атомов и с учетом оценки значений относительной электроотрицательности (ЭО) характер изменения свойств элементов в периодах и группах Периодической системы элементов (табл.3).

Таблица 3

| № варианта | Последовательность элементов         | № варианта | Последовательность элементов           |
|------------|--------------------------------------|------------|--|
| 1          | 3 период ( <b>Na</b> → <b>Cl</b> )   | 9          | группа II A ( <b>Be</b> → <b>Ba</b> )  |
| 2          | группа I A ( <b>Na</b> → <b>Cs</b> ) | 10         | 5 период ( <b>Rb</b> → <b>I</b> )      |
| 3          | 4 период ( <b>Sc</b> → <b>Zn</b> )   | 11         | группа IV A ( <b>C</b> → <b>Pb</b> )   |
| 4          | группа VI B ( <b>Cr</b> → <b>W</b> ) | 12         | группа IV B ( <b>Ti</b> → <b>Hf</b> )  |
| 5          | группа VII A ( <b>F</b> → <b>I</b> ) | 13         | группа III A ( <b>Al</b> → <b>Tl</b> ) |
| 6          | 4 период ( <b>K</b> → <b>Br</b> )    | 14         | группа III B ( <b>Sc</b> → <b>La</b> ) |
| 7          | группа V A ( <b>N</b> → <b>Bi</b> )  | 15         | 2 период ( <b>Li</b> → <b>F</b> )      |
| 8          | группа V B ( <b>V</b> → <b>Ta</b> )  | 16         | группа IB ( <b>Cu</b> → <b>Au</b> )    |

### Рекомендуемая литература:

1. Глинка, Н.Л. Общая химия: учеб. / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл - Пресс, 2002. Гл. 2 (§2.1 – 2.6); Гл. 3 (§ 3.1 –3.4).
2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл - Пресс, 2001. Гл. III (§1).
3. Коровин, Н.В. Общая химия: учеб. / Н.В.Коровин. – М.: Высшая школа, 2002. Гл 1.
- 4.Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов – М., Высшая школа, 1981 – 679 стр.