

ГОУВПО «Воронежский государственный технический университет»

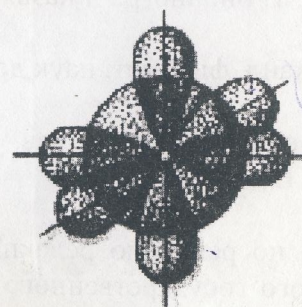
Кафедра «Физика, химия и технология литейных процессов»

196-2008

**СТРОЕНИЕ АТОМОВ.
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ
Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА**

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

для самостоятельной работы и контроля знаний (тестирование) по теме «Электронное строение атомов и периодическая система элементов Д.И. Менделеева» дисциплины «Химия» для студентов бакалавриата и специальностей всех направлений очной и заочной форм обучения



Воронеж 2008

Воронеж 2008

Составители: канд. техн. наук В.В. Корнеева, канд. техн. наук А.Н. Корнеева, канд. техн. наук Т.И. Сушко

УДК 546 + 541.2 (07)

Строение атомов. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева: методические указания для самостоятельной работы и контроля знаний (тестирование) по теме «Электронное строение атомов и периодическая система элементов Д.И. Менделеева» дисциплины «Химия» для студентов бакалавриата и специальностей всех направлений очной и заочной форм обучения ГОУВПО «Воронежский государственный технический университет»; сост. В.В. Корнеева, А.Н. Корнеева, Т.И. Сушко. Воронеж, 2008. 35с.

Методические указания содержат теоретическое введение, которое помогает студентам не только самостоятельно изучить, но и проверить свои знания по этой теме, воспользовавшись приведенными вариантами теста. Электронное строение атомов и периодическая система Д.И. Менделеева – это та основа, без понимания которой невозможно освоение химии.

Предназначены для студентов первого и второго курсов.

Табл. 2. Ил. 1. Библиогр.: 4 назв.

Рецензент канд. физ.-мат. наук, доц. О.И. Сысоев

Ответственный за выпуск зав. кафедрой д-р физ.-мат. наук, проф. А.А. Щетинин

Печатается по решению редакционно-издательского совета Воронежского государственного технического университета

© ГОУВПО «Воронежский государственный технический университет», 2008

СОДЕРЖАНИЕ

Теоретическое введение	2
Спецификация теста «Электронное строение атомов и периодическая система Д.И. Менделеева»	12
Варианты теста	14
Библиографический список	35

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ВВЕДЕНИЕ

Состояние электрона в атоме описывается квантовой механикой. В квантовой механике есть три основные позиции, отличающие её от классической механики:

1. дискретность или квантование (т. е. некоторые физические величины изменяются не непрерывно, а дискретно, порциями. О таких величинах говорят, что они квантуются);

2. корпускулярно – волновой дуализм (микрочастицы, например, электроны ведут себя и как частица, и как волна. Как частицы электроны производят давление, с другой стороны, движущийся поток электронов обнаруживает волновые свойства (дифракция электронов));

3. вероятностный характер законов (электрон в атоме не имеет траектории движения, рассматривается вероятность нахождения электрона в пространстве вокруг ядра).

Быстро движущийся электрон может находиться в любой части пространства, окружающего ядро, и различные его положения рассматриваются как электронное облако с определенной плотностью отрицательного заряда. Если бы удалось через малые промежутки времени сфотографировать электрон (он отразится на фотографии в виде точки), то при наложении множества таких фотографий получилась бы картина электронного облака. Там, где число точек наибольшее (облако наиболее плотное) вероятность нахождения электрона максимальна.

Движение электрона в атоме под действием электростатического поля ядра описывается волновой функцией $\psi(x, y, z)$, задаваемой уравнением Шредингера:

$$\nabla^2 \psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - E_n) \psi = 0,$$

где E и E_n – полная и потенциальная энергии электрона; m – масса электрона; h – постоянная Планка; оператор ∇ – сумма вторых частных производных функции ψ по координатам x , y , z .

Из решения этого уравнения находят целочисленные параметры n , l , m_l , получившие название квантовых чисел.

Геометрический образ волновой функции ψ , зависящий от трех квантовых чисел (n , l , m_l), называется атомной (электронной) орбиталью (АО). Атомная орбиталь – пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона. Условное обозначение АО \square называется квантовой ячейкой.

Квантовые числа

Главное квантовое число n характеризует энергетический уровень электронов и принимает значения от 1 до ∞ . Наименьшей энергией обладают электроны 1-го энергетического уровня, наиболее близкого к ядру. Электроны последующих уровней будут характеризоваться большим запасом энергии. Очевидно, менее прочно связаны с ядром электроны внешнего уровня. Энергетические уровни нумеруют, начиная от ядра: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, и обозначают буквами K, L, M, N, O, P, Q.

Орбитальное квантовое число l характеризует форму электронного облака и изменяется от 0 до $(n - 1)$. Орбитальное квантовое число обозначают буквами: $l = 0, 1, 2, 3$

s p d f

Для каждого значения главного квантового числа n орбитальное квантовое число l принимает значения от 0 до $(n - 1)$.

Таблица 1

Главное квантовое число	Орбитальное квантовое число	Обозначение орбитали
1	0	1s
2	0, 1	2s 2p
3	0, 1, 2	3s 3p 3d
4	0, 1, 2, 3	4s 4p 4d 4f

Таким образом, для электрона 1-го энергетического уровня K ($n = 1$) возможна только одна форма орбитали s, для

2-го энергетического уровня L ($n = 2$) – две формы орбиталей: s и p, для 3-го уровня M ($n = 3$) – три: s, p, d и т.д.

Согласно квантово-механическим расчетам s – орбитали имеют форму сферы; p – орбитали – форму гантели; d – и f – орбитали – более сложную форму.

Магнитное квантовое число m_l характеризует пространственное расположение орбиталей (облаков). Оно принимает значения от $-l$ до $+l$: $m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l$.

Число значений магнитного квантового числа зависит от орбитального квантового числа и указывает на число орбиталей с данным значением l . Число орбиталей с данным значением l равно $(2l + 1)$.

Таблица 2

Орбитальное квантовое число	Магнитное квантовое число	Число орбиталей с данным значением
0 s	0	1
1 p	-1, 0, +1	3
2 d	-2, -1, 0, +1, +2	5
3 f	-3, -2, 0, +1, +2, +3	7

Таким образом, s – состоянию отвечает 1 орбиталь (единственно возможная пространственная ориентация – сфера); p – состоянию отвечают 3 орбитали: P_x, P_y, P_z соответственно, направленные по трем осям координат; d – состоянию – 5 орбиталей и f – состоянию – 7 орбиталей.

Сопоставляя данные табл. 1 и 2, можно показать, что число орбиталей данного энергетического уровня равно n^2 . Действительно, для K уровня ($n = 1$) $l = 0, m_l = 0$, т.е. на 1-м энергетическом уровне одна s – орбиталь. Для L уровня ($n = 2$) l принимает значения 0, 1, т.е. имеем одну s – и три p – орбитали, всего четыре. Для M уровня ($n = 3$) $l = 0, 1, 2$, т.е. имеем одну s – орбиталь, три p – орбитали и пять d – орбиталей, всего девять орбиталей и т.д. Орбитали с одинаковой энергией называются вырожденными, p – орбитали – трехкратно вырожденными, d – орбитали – пятикратно и т.д.

Спиновое квантовое число. Изучение атомных спектров показало, что трех квантовых чисел недостаточно для описания свойств электрона. Каждый электрон также характеризуется собственным механическим моментом движения, который получил название спина m_s ; это четвертое квантовое число имеет два значения $+1/2$ и $-1/2$.

Принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов, имеющих одинаковый набор всех четырех квантовых чисел. Другими словами, данными значениями квантовых чисел n, l, m_l и m_s может характеризоваться только один электрон. Для любого другого электрона в атоме должно быть иным значение хотя бы одного из квантовых чисел.

Следовательно, в s – состоянии (одна орбиталь) может быть лишь два электрона, в p – состоянии (три орбитали) – шесть, в d – состоянии (пять орбиталей) – десять, в f – состоянии (семь орбиталей) – четырнадцать электронов.

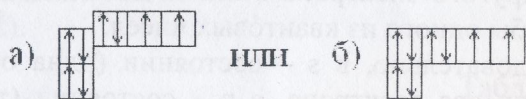
Так как число орбиталей данного энергетического уровня равно n^2 , то электронная емкость энергетического уровня составляет $2n^2$ электронов. Она увеличивается по мере удаления от ядра и составляет $2(n = 1), 8(n = 2), 18(n = 3), 32(n = 4)$.

Строение многоэлектронных атомов и периодическая система элементов

Существуют два условных способа изображения заполнения атомных орбиталей: в виде электронных формул и в форме квантовых ячеек. В первом способе сначала цифрой указывают энергетический уровень электронов, затем пишут символ соответствующего подуровня (орбитали), а в виде показателя степени изображают число электронов, имеющих на нем. Например, для атома водорода электронная формула имеет вид $1s^1$, для натрия – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Сумма показателей степеней должна быть равна общему числу электронов в атоме, т.е. порядковому номеру элемента.

Недостатком электронных формул является использование только двух квантовых чисел n и l .

Метод квантовых ячеек использует все четыре квантовых числа. Каждой ячейке отвечает определенная орбиталь, электрон изображается в виде стрелки, направление которой соответствует значению спинового квантового числа - $+1/2$ или $-1/2$. В каждой квантовой ячейке могут находиться или один электрон, или два электрона с противоположными спинами. Свободная ячейка означает свободную орбиталь, которую может занимать электрон при возбуждении атома. Например, электронно-графическую формулу кислорода ($1s^2 2s^2 2p^4$) в виде квантовых ячеек можно представить следующим образом:



Электронная структура атома кислорода в виде квантовых ячеек

Для простоты и удобства графического изображения электронных структур орбитали различных типов одного энергетического слоя будем показывать на одном уровне. В данном случае это s- и p-орбитали (б). На самом деле они отличаются своей энергией (а).

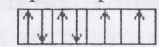
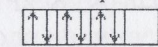
При заполнении электронных слоев и орбиталей должны выполняться три условия:

1. Принцип наименьшей энергии: электроны заполняют сначала вакантные орбитали с минимальной энергией. Определить орбиталь с наименьшей энергией можно, используя правила Клечковского.

Первое правило Клечковского: в первую очередь заполняются электронами те орбитали, для которых сумма $n + l$ меньше. Это значит, что и энергия в этом положении будет меньше.

Второе правило Клечковского: в случае, если сумма $n + l$ для двух электронов одинакова, сначала электроны занимают атомную орбиталь с меньшим значением n .

2. Принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором четырех квантовых чисел, а следовательно, на орбитали не может находиться более двух электронов (см. выше).

3. Правило Гунда: заполнение электронами орбиталей происходит так, чтобы атом имел максимальное спиновое число. Например, в атоме кислорода заполнение соответствует схеме , а не , так как в первом случае спиновое число равно 1, а во втором 0.

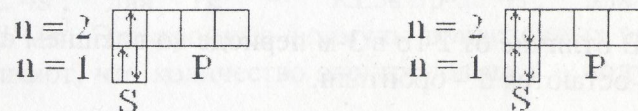
Элементы малых периодов

У элементов первого периода заполняется электронами 1-й энергетический уровень, который характеризуется главным квантовым числом $n = 1$ и обозначается К. Для $n = 1$ $l = 0$, следовательно, на 1-м уровне лишь одна s-орбиталь, на которой максимум может разместиться два электрона. Действительно, в первом периоде таблицы Д.И. Менделеева имеется всего два элемента – водород и гелий, электронные формулы которых $1s^1$ и $1s^2$ соответственно. Электронно-графические формулы водорода и гелия таковы:



У элементов второго периода заполняется 2-й энергетический уровень L ($n = 2$): сначала 2s-орбиталь, затем последовательно три p-орбитали: S P . У первых

двух элементов Li и Be электронные и графические формулы выражаются следующим образом: $Li^3 - Be^4 1s^2 2s^{1-2}$, или $K2s^{1-2}$, где К означает заполненный 1-й энергетический уровень $1s^2$. На 2-м энергетическом уровне у Li – один электрон, у Be два. p-орбитали свободные:



Затем у элементов, начиная с В и кончая Ne, заполняется р – подуровень. Их общую электронную формулу можно изобразить так:

$B^5 - Ne^{10} K2S^2 2P^{1-6}$. Один р – электрон у бора, шесть р – электронов у неона, а у элементов, находящихся между ними, – промежуточное количество электронов. Так, у углерода два р –

электрона: $n = 2 \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \square \square \square \square$ ($K2S^2 2P^2$); у азота – три р –

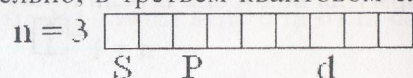
электрона: $n = 2 \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \uparrow \square \square \square \square$ ($K2S^2 2P^3$); у кислорода – четыре р –

электрона: $n = 2 \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \square \square \square \square$ ($K2S^2 2P^4$) и т.д. Здесь и в даль-

нейшем в графической формуле показывается лишь наружный энергетический уровень. Следует обратить внимание на графические формулы углерода, кислорода и азота и проверить выполнение правила Гунда.

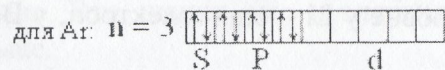
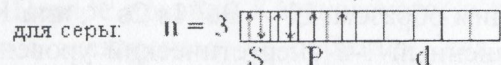
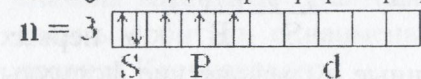
Таким образом, в атоме неона достигается максимально возможное число электронов во втором квантовом слое, а поэтому общее число элементов во втором периоде соответствует числу электронов второго энергетического уровня, т.е. восьми.

У элементов 3-го периода заполняется слой М ($n = 3$). При $n = 3$ $\ell = 0, 1, 2$. Следовательно, в третьем квантовом слое



имеются s-, p-, d – орбитали.

у Na и Mg заполняется s – орбиталь: $Na^{11} - Mg^{12} KL3S^{1-2}$, у шести последующих (Al – Ar) – p – орбитали: $Al^{13} - Ar^{18} KL3S^2 3P^{1-6}$. Для фосфора графическая формула изображается:

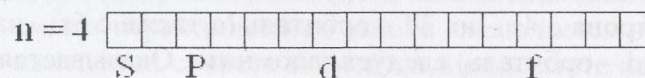


В отличие от 2-го в 3-м периоде во внешнем слое свободными остаются d – орбитали.

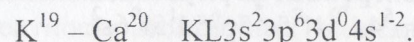
Элементы, в атомах которых заполняются s – орбитали, называются s – элементами, а элементы, в атомах которых заполняются p – орбитали, – p – элементами.

Элементы больших периодов

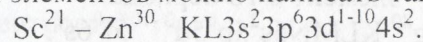
Четвертый и пятый периоды содержат по 18 элементов. У атомов четвертого периода начинает заполняться 4s – орбиталь слоя N ($n = 4$). В этом слое располагаются s-, p-, d – и f- орбитали:



Для 19-го электрона атома калия и 20-го электрона атома кальция оказывается энергетически более выгодным 4s -, а не 3d – состояние. Действительно, в соответствии с первым правилом Клечковского в случае 3d сумма $n + \ell$ равна $3 + 2 = 5$, а в случае 4s $-(4 + 0) = 4$, т.е. 4s – состояние имеет меньшую энергию. Поэтому электронные формулы калия и кальция можно записать так:



После кальция идут элементы, в атомах которых заполняются вакантные 3d – орбитали. Согласно второму правилу Клечковского ($3d \quad 3 + 2 = 5$ и $4p \quad 4 + 1 = 5$) 3d – состояние энергетически более выгодное. Поскольку на d – орбиталях может находиться 10 электронов, то за кальцием должно быть 10 элементов, у которых заполняются d – орбитали. Электронную формулу этих элементов можно написать так:



Элементы, у которых заполняется d – подуровень, называются d – элементами.

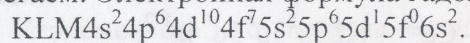
Значит, для Sc^{21} электронная формула имеет вид $KL3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$, для Ti^{22} – $KL3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$, для Mn^{25} – $KL3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$, для Fe^{26} – $KL3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$, для Zn^{30} – $KL3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$. Электронные формулы приведенных элементов показывают, что количество электронов на d – подуровне

соответствует порядковому номеру элемента в семействе d – элементов. Однако существуют исключения.

Так как 3d – и 4s – орбитали имеют близкие значения энергии, то у некоторых элементов (например, Cr) возможны «провалы» электронов с 4s – на 3d – подуровень. Это не сказывается на их положении в периодической системе и высшем окислительном числе. Такие перескоки мы не будем учитывать при написании электронных формул, т.е. для хрома следует писать: $KL3s^23p^63d^44s^2$.

Однако для элементов 1-й группы (медь и ее аналоги) перескок электрона с 4s – на 3d – орбиталь (а также с 5s – на 4d – и с 6s – на 5d – орбиталь) следует запомнить. Оказывается, что более энергетически выгодным является завершённый 3d – подуровень. Электронная формула меди имеет вид $KL3s^23p^63d^{10}4s^1$. Наличие одного s – электрона на внешнем энергетическом уровне обусловило размещение элементов подгруппы меди в первой группе периодической системы.

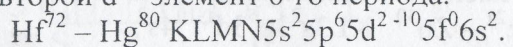
Перескоками электронов с 5d – на 4f – подуровень пренебрегаем. Электронная формула гадолиния имеет вид:



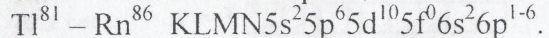
Электронно-графическая формула гадолиния

n = 6	↑↓																
n = 5	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑			
n = 4	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

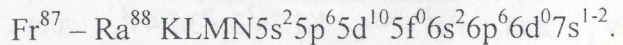
Затем у гафния продолжает заполняться 5d – орбиталь. Это второй d – элемент 6-го периода.



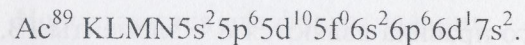
Заканчивается 6-й период также P – элементами:



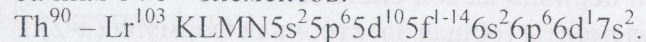
7-й незавершённый период начинается с двух s – элементов:



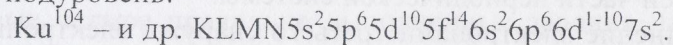
7s – орбиталь энергетически более выгодна, чем 6d –, 6f –. Затем так же, как и в 6-м периоде, идет первый d – элемент – актиний:



За ним 14 f – элементов:



У курчатовия и следующих за ним элементов заполняется 6d – подуровень:



Изложенное показывает, что с увеличением порядкового номера элементов происходит закономерная периодическая повторяемость сходных электронных структур, а следовательно, и повторяемость свойств элементов. Поэтому физический смысл периодического закона заключается в периодическом изменении свойств элементов в результате периодически возобновляющихся сходных электронных оболочек атомов при последовательном возрастании значений главного квантового числа.

ВЫВОДЫ

1. S – элементы (общая электронная формула валентных орбиталей ns^{1-2}) расположены в IA и IIA группах периодической системы. Валентность атомов этих элементов в соединениях равна 1 или 2, а степень окисления – +1, +2.

2. P – элементы (общая электронная формула валентных орбиталей ns^2np^{1-6}) находятся в IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA и VIIIA группах, т.е. в главных подгруппах 3-8 групп периодической системы. Сумма s – и p – электронов в атомах p – элементов равна номеру группы периодической системы и характеризует высшее положительное окислительное число (или максимальную валентность).

3. d – элементы (общая электронная формула валентных подуровней $(n-1)d^{1-10}ns^2$ составляют побочные подгруппы 3-8 групп периодической системы или IIIB – VIIIВ группы. Для d – элементов IIIB – VIIIВ групп сумма d – и s – электронов совпадает с номером группы периодической системы, а значит, соответствует высшей положительной степени окисления. Например, титан ($3d^24s^2$) имеет высшую степень окисления +4.

Исключением из этого правила являются d – элементы IV, IVB и VIIIB групп периодической системы.

4. f – элементы (общая электронная формула $(n-2) f^{1-14}(n-1)d^1$) образуют семейства лантаноидов и актиноидов, помещены в нижней части периодической системы.

Заполнение электронами третьего снаружи электронного уровня (4f – или 5f -) мало сказывается на химических свойствах этих элементов. В химических реакциях они ведут себя как элементы-близнецы. Наиболее типичная для них степень окисления +3 (как у лантана и актиния).

СПЕЦИФИКАЦИЯ ТЕСТА ПО ТЕМЕ: «ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМОВ. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА».

Для контроля знаний по данной теме предлагаются тестовые варианты заданий, включающие разделы:

- уравнение Шредингера и квантовые числа;
- строение многоэлектронных атомов, принципы и правила заполнения электронных орбиталей;
- элементы малых и больших периодов в периодической системе;
- периодически повторяющиеся свойства элементов.

Перечень объектов контроля:

а) фактологические знания – знание основных терминов, обозначений;

б) базовые знания – знания основных понятий, принципов и правил заполнения электронных орбиталей;

в) методологические знания и умения – знать и уметь использовать теоретические представления для объяснения строения атомов элементов и их свойств с учетом их расположения в периодической системе.

Используются две формы задания:

- закрытая форма с выборочными ответами;
- открытая форма.

Общее время выполнения варианта теста 45 минут. За первые четыре правильно выполненные задания начисляется по два балла, за пятое и шестое задание – по три балла. Максимальная сумма баллов 14. Предлагается следующая категория пересчета по пятибалльной системе

$$13 - 14 - 5$$

$$11 - 12 - 4$$

$$9 - 10 - 3.$$

ВАРИАНТЫ ТЕСТА

Вариант 1

1. Числа 35 и 17 в обозначении атома хлора ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ показывают

- 1) число протонов и нейтронов хлора
- 2) массовое число и заряд ядра хлора
- 3) атомную массу и порядковый номер хлора
- 4) общее число электронов и число валентных электронов элемента хлора

2. Структура валентного электронного слоя атома молибдена выражается формулой

- 1) $\dots 5s^2 5p^4$ 2) $\dots 4d^5 5s^1$ 3) $\dots 4d^3 5s^3$ 4) $\dots 5s^1 5p^5$

3. Квантовые числа, характеризующие состояние электронов $6s \uparrow\downarrow$, имеют значения

- | | |
|---|--|
| <p>1) $n = 6$ $n = 6$
 $l = 5$ $l = 5$
 $m_l = 4$ $m_l = 4$
 $m_s = \frac{1}{2}$ $m_s = -\frac{1}{2}$</p> | <p>2) $n = 6$ $n = 6$
 $l = 5$ $l = 5$
 $m_l = 0$ $m_l = 0$
 $m_s = \frac{1}{2}$ $m_s = -\frac{1}{2}$</p> |
| <p>3) $n = 6$ $n = 6$
 $l = 5$ $l = 5$
 $m_l = -5$ $m_l = -5$
 $m_s = \frac{1}{2}$ $m_s = -\frac{1}{2}$</p> | <p>4) $n = 6$ $n = 6$
 $l = 5$ $l = 5$
 $m_l = 5$ $m_l = -5$
 $m_s = \frac{1}{2}$ $m_s = -\frac{1}{2}$</p> |

4. Электронная формула элемента заканчивается $\dots 5d^6 6s^2$, следовательно тип (s-, p-, d-, f-) элемента, период и группа, в которой он расположен, высшая степень окисления, имеют следующие значения

- | | | | |
|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 1) s-элемент | 2) s-элемент | 3) d-элемент | 4) d-элемент |
| 6-ой период | 5-ый период | 5-ый период | 6-ой период |
| 2-ая группа | 2-ая группа | 2-ая группа | 8-ая группа |
| +2 | +8 | +2 | +8 |

5. На каком основании германий и титан помещены в одной группе, но в разных подгруппах периодической системы? У какого из этих элементов в большей мере проявляются металлические свойства? Ответ дать с использованием электронных структур атомов.

6. Как изменяется энергия ионизации элементов в главных побочных подгруппах с увеличением порядкового номера. Ответ дать, исходя из электронного строения атомов элементов.

Вариант 2

1. Числа 93 и 41 в обозначении атома ниобия ${}^{93}_{41}\text{Nb}$ называют

- 1) общее число электронов и число валентных электронов в атоме
- 2) атомную массу и порядковый номер
- 3) число протонов и нейтронов
- 4) массовое число и заряд ядра

2. Структура валентного электронного слоя атома рения выражается формулой

- 1) $\dots 5s^2 5p^5$ 2) $\dots 4d^5 5s^2$ 3) $\dots 5d^5 6s^2$ 4) $\dots 6s^2 6p^5$

3. Квантовые числа, характеризующие состояние электронов $4p \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$, имеют значения

$$1) \begin{array}{cc} n=4 & n=4 \\ \ell=1 & \ell=1 \\ m_l=0 & m_l=0 \\ m_s = \frac{1}{2} & m_s = -\frac{1}{2} \end{array} \quad \begin{array}{cc} n=4 & n=4 \\ \ell=1 & \ell=1 \\ m_l=-1 & m_l=-1 \\ m_s = \frac{1}{2} & m_s = -\frac{1}{2} \end{array} \quad \begin{array}{cc} n=4 & n=4 \\ \ell=0 & \ell=0 \\ m_l=0 & m_l=0 \\ m_s = \frac{1}{2} & m_s = -\frac{1}{2} \end{array} \quad \begin{array}{cc} n=4 & n=4 \\ \ell=0 & \ell=0 \\ m_l=1 & m_l=1 \\ m_s = \frac{1}{2} & m_s = -\frac{1}{2} \end{array}$$

$$2) \begin{array}{cc} n=4 & n=4 \\ \ell=3 & \ell=3 \\ m_l=2 & m_l=2 \\ m_s = \frac{1}{2} & m_s = -\frac{1}{2} \end{array} \quad \begin{array}{cc} n=4 & n=4 \\ \ell=3 & \ell=3 \\ m_l=-2 & m_l=-2 \\ m_s = \frac{1}{2} & m_s = -\frac{1}{2} \end{array} \quad \begin{array}{cc} n=4 & n=4 \\ \ell=3 & \ell=3 \\ m_l=0 & m_l=0 \\ m_s = \frac{1}{2} & m_s = -\frac{1}{2} \end{array} \quad \begin{array}{cc} n=4 & n=4 \\ \ell=3 & \ell=3 \\ m_l=1 & m_l=1 \\ m_s = \frac{1}{2} & m_s = -\frac{1}{2} \end{array}$$

$$3) \begin{array}{cc} n=4 & n=4 \\ \ell=2 & \ell=2 \\ m_l=-2 & m_l=-2 \\ m_s = \frac{1}{2} & m_s = -\frac{1}{2} \end{array} \quad \begin{array}{cc} n=4 & n=4 \\ \ell=2 & \ell=2 \\ m_l=-1 & m_l=-1 \\ m_s = \frac{1}{2} & m_s = -\frac{1}{2} \end{array} \quad \begin{array}{cc} n=4 & n=4 \\ \ell=2 & \ell=2 \\ m_l=0 & m_l=0 \\ m_s = \frac{1}{2} & m_s = -\frac{1}{2} \end{array}$$

$$4) \begin{array}{cc} n=4 & n=4 \\ \ell=1 & \ell=1 \\ m_l=-1 & m_l=-1 \\ m_s = \frac{1}{2} & m_s = -\frac{1}{2} \end{array} \quad \begin{array}{cc} n=4 & n=4 \\ \ell=1 & \ell=1 \\ m_l=0 & m_l=0 \\ m_s = \frac{1}{2} & m_s = -\frac{1}{2} \end{array} \quad \begin{array}{cc} n=4 & n=4 \\ \ell=1 & \ell=1 \\ m_l=1 & m_l=1 \\ m_s = \frac{1}{2} & m_s = -\frac{1}{2} \end{array}$$

4. Электронная формула элемента заканчивается... $4p^6 5s^1$, следовательно, тип (s-, p-, d-, f-), период и группа, в которой элемент расположен высшая степень окисления, имеют следующие значения

1) s-элемент	2) p-элемент	3) p-элемент	4) s-элемент
5-ый период	4-ый период	5-ый период	4-ый период
1-ая группа	7-ая группа	7-ая группа	1-ая группа
+1	+7	+7	+6

5. На основании электронного строения атомов обосновать сходство и различие марганца и брома, находящихся в седьмой группе четвертого периода

6. Среди приведенных ниже электронных конфигураций указать невозможные и объяснить причину невозможности их реализации

$$1p^3; 3p^6; 3s^2; 2s^2; 2d^5; 5d^2; 3f^{12}; 2p^4; 3p^7$$

Вариант 3

1. При орбитальном квантовом числе $\ell = 3$, магнитное квантовое число принимает значения

$$1) -3, -2, 0, 2, 3 \quad 2) 0, 1, 2, 3 \quad 3) -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3 \quad 4) -2, -1, 0, 1, 2$$

2. Структура валентного электронного слоя атома франция выражается формулой

$$1) \dots 6p^6 7s^1 \quad 2) \dots 6p^5 7s^2 \quad 3) \dots 6d^{10} 7s^1 \quad 4) \dots 6f^{14} 7s^1$$

3. Квантовые числа, характеризующие состояние электронов $2p$ $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$, имеют значение

1) $n = 2$	$n = 2$	$n = 2$	2) $n = 2$	$n = 2$	$n = 2$
$l = 0$	$l = 1$	$l = 0$	$l = 1$	$l = 1$	$l = 1$
$m_l = 0$	$m_l = 0$	$m_l = 0$	$m_l = 0$	$m_l = -1$	$m_l = 1$
$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = -\frac{1}{2}$	$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = \frac{1}{2}$

3) $n = 2$	$n = 2$	$n = 2$	4) $n = 2$	$n = 2$	$n = 2$
$l = 0$	$l = 0$	$l = 0$	$l = 1$	$l = 1$	$l = 1$
$m_l = -1$	$m_l = 0$	$m_l = 1$	$m_l = 0$	$m_l = 0$	$m_l = -1$
$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = -\frac{1}{2}$	$m_s = \frac{1}{2}$

4. Электронная формула элемента заканчивается $\dots 4f^5 5d^1 6s^2$, следовательно тип (s-, p-, d-, f-) элемента, период и группа, в которой он расположен, высшая степень окисления имеют значения

- | | | | |
|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 1) d-элемент | 2) d-элемент | 3) f-элемент | 4) f-элемент |
| 6-ой период | 4-ый период | 6-ой период | 6-ой период |
| 3-ая группа | 3-ая группа | 3-ая группа | 8-ая группа |
| +3 | +8 | +3 | +8 |

5. На каком основании хром и селен помещены в одной группе, но в разных подгруппах периодической системы элементов? У какого элемента в большей мере выражены металлические свойства? Ответ мотивировать, исходя из электронного строения атома.

6. Исходя из электронного строения атома объяснить, как меняются окислительно-восстановительные свойства в ряду галогенов F – Cl – Br – I.

1. Электроотрицательность увеличивается в ряду

- 1) Bi, Sb, As 2) Cd, Hg, Ba 3) I, Te, Sb 4) Ca, Sr, Ba

2. Квантовые числа, характеризующие состояния электронов $2s$ $\begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$, имеют значения

1) $n = 2$	$n = 2$	2) $n = 2$	$n = 2$
$l = 0$	$l = 0$	$l = 1$	$l = 1$
$m_l = 0$	$m_l = 0$	$m_l = 1$	$m_l = 1$
$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = -\frac{1}{2}$	$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = -\frac{1}{2}$

3) $n = 2$	$n = 2$	4) $n = 2$	$n = 2$
$l = 1$	$l = 1$	$l = 0$	$l = 0$
$m_l = 0$	$m_l = 0$	$m_l = -1$	$m_l = -1$
$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = -\frac{1}{2}$	$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = -\frac{1}{2}$

3. Среди приведенных ниже электронных конфигураций невозможны

- 1) $7s^2$ 2) $2d^3$ 3) $4p^6$ 4) $4f^9$

4. Электронная формула элемента заканчивается $\dots 3d^{10} 4s^2$, следовательно тип (s-, p-, d-, f-) элемента, период и группа, в которой он расположен, высшая степень окисления имеют значения

- | | | | |
|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 1) s-элемент | 2) s-элемент | 3) d-элемент | 4) d-элемент |
| 4-ый период | 3-ий период | 4-ый период | 3-ий период |
| 2-ая группа | 2-ая группа | 2-ая группа | 2-ая группа |
| +2 | +2 | +2 | +2 |

5. Исходя из теории строения атома, объяснить, почему при химических реакциях хлор выступает в качестве окислителя, а ионы хлора – в качестве восстановителя.

6. Какое из сравниваемых двух соединений является более сильным основанием: а) NaOH или CsOH б) Ca(OH)₂ или Ba(OH)₂ в) Zn(OH)₂ или Cd(OH)₂? Ответ мотивировать исходя из электронного строения атомов.

Вариант 5

1. Формула высшего оксида элемента с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$ имеет вид

- 1) ЭО 2) ЭО₂ 3) Э₂O₃ 4) Э₂O₅

2. Структура валентного электронного слоя атома лантана имеет вид

- 1) ...5d⁰6s²6p¹ 2) ...5d¹5f¹6s¹ 3) ...5d⁰6s¹6p² 4) ...5d¹6s²

3. Квантовые числа, характеризующие состояние электронов 5p $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$,

- | | | | | | |
|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|
| 1) n = 5 | n = 5 | n = 5 | 2) n = 5 | n = 5 | n = 5 |
| ℓ = 4 | ℓ = 4 | ℓ = 4 | ℓ = 1 | ℓ = 1 | ℓ = 1 |
| m _ℓ = 4 | m _ℓ = -4 | m _ℓ = 0 | m _ℓ = -1 | m _ℓ = 0 | m _ℓ = +1 |
| m _s = $\frac{1}{2}$ | m _s = $\frac{1}{2}$ | m _s = $\frac{1}{2}$ | m _s = $\frac{1}{2}$ | m _s = $\frac{1}{2}$ | m _s = $\frac{1}{2}$ |

- | | | | | | |
|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|
| 3) n = 5 | n = 5 | n = 5 | 4) n = 5 | n = 5 | n = 5 |
| ℓ = 3 | ℓ = 3 | ℓ = 3 | ℓ = 2 | ℓ = 2 | ℓ = 2 |
| m _ℓ = -3 | m _ℓ = 3 | m _ℓ = 0 | m _ℓ = -2 | m _ℓ = -2 | m _ℓ = 0 |
| m _s = $\frac{1}{2}$ | m _s = $\frac{1}{2}$ | m _s = $\frac{1}{2}$ | m _s = $\frac{1}{2}$ | m _s = $\frac{1}{2}$ | m _s = $\frac{1}{2}$ |

4. Электронная формула элемента заканчивается...4d⁵5s², следовательно тип (s-, p-, d-, f-) элемента, период и группа, в которой он расположен, высшая степень окисления имеют значения

- | | | | |
|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 1) d-элемент | 2) s-элемент | 3) d-элемент | 4) s-элемент |
| 5-ый период | 5-ый период | 4-ый период | 5-ый период |
| 7-ая группа | 7-ая группа | 2-ая группа | 2-ая группа |
| +7 | +7 | +7 | +2 |

5. Определите количество вакантных 3d – орбиталей у возбужденных атомов: а) Cl; б) V; в) Mn.

6. На каком основании фосфор и ванадий помещены в одной группе, но в разных подгруппах периодической системы? У какого из этих элементов в большей мере проявляются металлические свойства? Ответ дать с использованием электронных структур атомов.

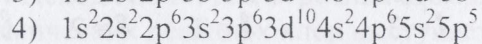
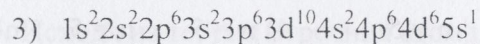
Вариант 6

1. Металлические свойства уменьшаются в ряду

- 1) I, Sb, As 2) Ba, Pb, Bi 3) Ca, Cr, Sn 4) Ag, Rb, Cs

2. Электронная структура атома технеция имеет вид

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^5 5s^2$
 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^3 5s^2 5p^3$



3. Квантовые числа, характеризующие состояние электронов 3s $\uparrow\downarrow$

1) $n = 3$	$n = 3$	2) $n = 3$	$n = 3$
$l = 2$	$l = 2$	$l = 1$	$l = 1$
$m_l = -2$	$m_l = -2$	$m_l = -1$	$m_l = -1$
$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = -\frac{1}{2}$	$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = -\frac{1}{2}$

3) $n = 3$	$n = 3$	4) $n = 3$	$n = 3$
$l = 0$	$l = 0$	$l = 0$	$l = 0$
$m_l = 0$	$m_l = 1$	$m_l = 0$	$m_l = 0$
$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = -\frac{1}{2}$

4. Электронная формула элемента заканчивается... $5p^6 6s^2$, следовательно тип (s-, p-, d-, f-) элемента, период и группа, в которой он расположен, высшая степень окисления имеют вид

1) p-элемент	2) p-элемент	3) s-элемент	4) s-элемент
6-ой период	6-ой период	6-ой период	5-ый период
8-ая группа	2-ая группа	2-ая группа	8-ая группа
+8	+2	+2	+2

5. Почему медь имеет меньший атомный объем, чем калий, расположенный в той же группе и в том же периоде?

6. Энергия ионизации атомов благородных газов составляют (в ЭВ): He – 24,6; Ne – 21,6; Ar – 15,8; Kr – 14,0; Xe – 12,1; Rn – 10,8. Объясните ход изменения энергии ионизации в этой подгруппе.

Вариант 7

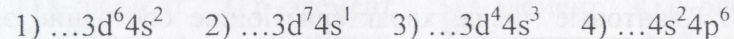
1. Неметаллические свойства возрастают в ряду

1) Si, Cl, Zr 2) Sn, As, Ge 3) Cr, Ba, Cs 4) Te, Se, S

2. Число 85 и 210 в обозначении атома астата ${}_{85}^{210}\text{At}$ показывают

- число протонов и нейтронов астата
- атомную массу и порядковый номер астата
- массовое число и заряд ядра астата
- общее число электронов и число валентных электронов астата

3. Структура валентного электронного слоя атома железа выражается формулой



4. Электронная формула элемента заканчивается... $6s^2 6p^1$, следовательно тип (s-, p-, d-, f-) элемента, период и группа, в которой он расположен, высшая степень окисления, имеют следующие значения

1) p-элемент	2) s-элемент	3) s-элемент	4) p-элемент
6-ой период	6-ой период	3-ий период	6-ой период
2-ая группа	3-я группа	6-ая группа	2-ая группа
+3	+3	+3	+2

5. Составить электронные формулы элементов 64 и 83. Составить графические схемы заполнения электронами валентных орбиталей этих атомов.

6. Значения первых потенциалов ионизации элементов I группы периодической системы элементов соответственно равны (в ЭВ): Li – 5,4; Cs – 3,9; Cu – 7,7; Ag – 9,2. Указать: а) у элементов какой подгруппы I группы металлические свойства выражены более резко; б) чем объяснить различный ход изменения значений потенциалов ионизации в подгруппах?

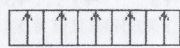
Вариант 8

1. Наибольший радиус атома у элемента

- 1) F 2) O 3) C 4) Si

2. Формула высшего оксида элемента с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$ имеет вид

- 1) ЭО 2) Э₂O₃ 3) ЭO₂ 4) Э₂O₅

3. Квантовые числа, характеризующие состояние электронов 4d 

1) n = 4	n = 4	n = 4	n = 4	n = 4
ℓ = 0	ℓ = 0	ℓ = 0	ℓ = 0	ℓ = 0
m _l = 0	m _l = -1	m _l = 1	m _l = 2	m _l = -2
m _s = $\frac{1}{2}$	m _s = $\frac{1}{2}$	m _s = $\frac{1}{2}$	m _s = $\frac{1}{2}$	m _s = $\frac{1}{2}$

2) n = 4	n = 4	n = 4	n = 4	n = 4
ℓ = 1	ℓ = 1	ℓ = 1	ℓ = 1	ℓ = 1
m _l = 0	m _l = -1	m _l = 1	m _l = 1	m _l = -1
m _s = $\frac{1}{2}$	m _s = $\frac{1}{2}$	m _s = $\frac{1}{2}$	m _s = $-\frac{1}{2}$	m _s = $-\frac{1}{2}$

3) n = 4	n = 4	n = 4	n = 4	n = 4
ℓ = 2	ℓ = 2	ℓ = 2	ℓ = 2	ℓ = 2
m _l = 0	m _l = -1	m _l = -1	m _l = 2	m _l = -2
m _s = $\frac{1}{2}$	m _s = $\frac{1}{2}$	m _s = $\frac{1}{2}$	m _s = $\frac{1}{2}$	m _s = $\frac{1}{2}$

4) n = 4	n = 4	n = 4	n = 4	n = 4
ℓ = 2	ℓ = 2	ℓ = 2	ℓ = 2	ℓ = 2
m _l = -2	m _l = -1	m _l = 0	m _l = 1	m _l = 2
m _s = $\frac{1}{2}$	m _s = $\frac{1}{2}$	m _s = $\frac{1}{2}$	m _s = $\frac{1}{2}$	m _s = $\frac{1}{2}$

4. Электронная формула элемента заканчивается... $2s^2 2p^5$, следовательно тип (s-, p-, d-, f-) элемента, период и группа, в которой он расположен, высшая степень окисления, имеют следующие значения

- | | | | |
|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 1) s-элемент | 2) p-элемент | 3) s-элемент | 4) p-элемент |
| 2-ой период | 2-ой период | 2-ой период | 2-ой период |
| 2-ая группа | 7-ая группа | 5-ая группа | 5-ая группа |
| +2 | +7 | +5 | +5 |

5. Составить электронно-графические схемы ионов Fe²⁺ и Fe³⁺. Чем можно объяснить особую устойчивость конфигурации Fe³⁺?

6. Перечислить электронные аналоги среди элементов VI группы периодической системы элементов. Написать в общем виде электронные формулы валентных электронных орбиталей атомов этих элементов.

Вариант 9

1. Электроотрицательность увеличивается в ряду

- 1) Cu, As, Br 2) Bi, Hg, Ba 3) Sb, Sn, Sc 4) K, Rb, Cs

2. Электронная структура атома никеля имеет вид

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^1$
 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2 4p^6$
 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^6 4f^2$
 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$

3. Среди приведенных ниже электронных конфигураций невозможна

- 1) $3s^2$ 2) $3p^7$ 3) $4d^5$ 4) $5f^7$

4. Если электронная формула элемента заканчивается $\dots 4s^2 4p^6$, то тип (s-, p-, d-, f-) элемента, период и группа, в которой он расположен, высшая степень окисления, имеют следующие значения

- | | | | |
|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 1) s-элемент | 2) s-элемент | 3) p-элемент | 4) p-элемент |
| 4-ый период | 4-ый период | 4-ый период | 4-ый период |
| 2-ая группа | 8-ая группа | 8-ая группа | 2-ая группа |
| +2 | +8 | +8 | +2 |

5. На каком основании хлор и марганец помещены в одной группе, но в разных подгруппах периодической системы элементов? У какого из элементов в большей мере выражены металлические свойства? Ответ мотивировать, исходя из электронного строения атомов.

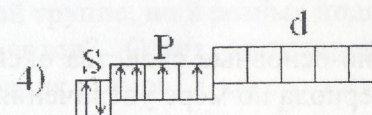
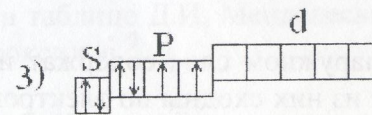
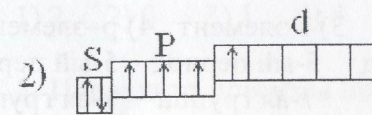
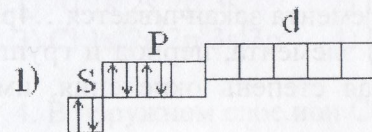
6. Как изменяется характер гидроксидов в IA и IIA группах с увеличением порядкового номера?

Вариант 10

1. Числа 39 и 19 в обозначении атома калия ${}^{39}_{19}\text{K}$ показывают

- 1) атомную массу и порядковый номер калия
 2) число протонов и нейтронов калия
 3) массовое число и заряд ядра калия
 4) общее число электронов и число валентных электронов элемента калия

2. Из приведенных электронных конфигураций нормального состояния атома является правильной



3. Квантовые числа, характеризующие состояние электронов $5s \uparrow\downarrow$, имеют значения

1) $n = 5$	$n = 5$	2) $n = 5$	$n = 5$
$l = 4$	$l = 4$	$l = 0$	$l = 0$
$m_l = -2$	$m_l = -2$	$m_l = 0$	$m_l = 0$
$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = -\frac{1}{2}$	$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = -\frac{1}{2}$

3) $n = 5$	$n = 5$	4) $n = 5$	$n = 5$
$l = 1$	$l = 1$	$l = 1$	$l = 1$
$m_l = 1$	$m_l = 1$	$m_l = 0$	$m_l = 0$
$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = -\frac{1}{2}$	$m_s = \frac{1}{2}$	$m_s = -\frac{1}{2}$

4. Электронная формула элемента заканчивается $\dots 4p^6 5s^1$, следовательно тип (s-, p-, d-, f-) элемента, период и группа, в которой он расположен, высшая степень окисления, имеют следующие значения

1) p-элемент	2) s-элемент	3) s-элемент	4) p-элемент
5-ый период	5-ый период	5-ый период	5-ый период
7-ая группа	1-ая группа	7-ая группа	1-ая группа
+7	+1	+7	+1

5. Сколько электронов в наружном слое содержат ионы Rb^+ ; Sr^{2+} ; Zr^{2+} ; Ag^+ ; Cd^{2+} ? Какие из них сходны по электронному строению с атомом инертного газа криптона?

6. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов 5-го периода по мере увеличения порядкового номера?

Вариант 11

1. Наибольший радиус атома у элемента

1) Mg 2) Cs 3) Li 4) H

2. Структура валентного электронного слоя атома иода выражается формулой

1) $\dots 5s^2 5p^6$ 2) $\dots 4d^5 5s^2$ 3) $\dots 4p^5 5s^2$ 4) $\dots 5s^2 5p^2 5d^3$

3. Состояние внешнего электрона атома описывается следующими значениями квантовых чисел: $n = 3$, $l = 0$, $m_l = 0$, $m_s = +\frac{1}{2}$. Это атом элемента с электронной формулой

1) Al $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3$ 2) K $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
 3) Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^5$ 4) Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

4. В наружном слое ион Cd^{2+} содержит электронов

1) 2 2) 0 3) 1 4) 4

5. Приведите примеры атомов с наиболее ярко выраженными восстановительными свойствами. Каково их расположение в таблице Д.И. Менделеева? Каков характер их оксидов и гидроксидов?

6. На каком основании ванадий и мышьяк помещены в одной группе, но в разных подгруппах периодической системы элементов? Ответ мотивировать, исходя из электронного строения атомов. У какого элемента в большей мере выражены металлические свойства?

Вариант 12

1. Металлические свойства возрастают в ряду

- 1) Bi, Sb, N 2) I, Br, S 3) Te, Sn, C 4) Ge, Ga, I

2. Формула высшего оксида элемента с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$

- 1) ЭО 2) ЭО₂ 3) Э₂O₃ 4) Э₂O₅

3. Среди приведенных ниже электронных конфигураций невозможна

- 1) $4s^2$ 2) $5d^5$ 3) $3f^{10}$ 4) $2p^6$

4. Электронная формула элемента заканчивается $\dots 5f^{10} 6d^1 7s^2$, следовательно тип (s-, p-, d-, f-) элемента, период и группа, в которой он расположен, высшая степень окисления, имеют следующие значения

- | | | | |
|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 1) f-элемент | 2) d-элемент | 3) d-элемент | 4) f-элемент |
| 7-ой период | 7-ой период | 7-ой период | 7-ой период |
| 3-я группа | 3-я группа | 8-ая группа | 3-я группа |
| +3 | +3 | +8 | +8 |

5. Чем объяснить сходство химических свойств в семействах лантаноидов и актиноидов?

6. У каких элементов Sr или Cd, Ba или Hg, сильнее выражены металлические свойства? Ответ мотивировать, исходя из электронной структуры атомов.

Вариант 13

1. В каком из указанных случаев орбитали перечислены в порядке возрастания их энергии

- 1) $2s 2p 2d$ 2) $3s 3p 3d$ 3) $4f 5s 6d$ 4) $3p 3d 3f$

2. Металлические свойства уменьшаются в ряду

- 1) Br, Te, As 2) Ca, Sn, Bi 3) Ca, Ti, V 4) Au, Rb, Cs

3. Структура валентного электронного слоя атома ксенона выражается формулой

- 1) $\dots 5s^2 5p^6$ 2) $\dots 4d^6 5s^2$ 3) $\dots 4p^6 5s^2$ 4) $\dots 4d^4 5s^2 5p^2$

4. Электронная формула элемента заканчивается $\dots 3d^{10} 4s^1$, следовательно тип элемента, период и группа, в которой он расположен, высшая степень окисления, имеют следующие значения

- | | | | |
|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 1) s-элемент | 2) s-элемент | 3) d-элемент | 4) d-элемент |
| 4-ый период | 4-ый период | 4-ый период | 4-ый период |
| 1-ая группа | 2-ая группа | 2-ая группа | 1-ая группа |
| +1 | +2 | +2 | +2 |

5. Составить электронные формулы элементов 53 и 74. Составить графические схемы заполнения электронами валентных орбиталей этих атомов.

6. Как изменяется характер гидроксидов элементов третьего периода с ростом порядкового номера?

Вариант 14

1. Числа 101 и 44 в обозначении атома рутения $^{101}_{44}\text{Ru}$ показывают

- 1) число протонов и нейтронов рутения
- 2) атомную массу и порядковый номер рутения
- 3) массовое число и заряд ядра рутения
- 4) общее число электронов и число валентных электронов элемента рутения

2. Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$ соответствует атому элемента

- 1) скандий 2) цинк 3) иттрий 4) галлий

3. Квантовые числа, характеризующие состояние электронов бр $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$, имеют значение

- | | | | | | |
|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|
| 1) $n = 6$ | $n = 6$ | $n = 6$ | 2) $n = 6$ | $n = 6$ | $n = 6$ |
| $l = 5$ | $l = 4$ | $l = 3$ | $l = 5$ | $l = 5$ | $l = 5$ |
| $m_l = 4$ | $m_l = 3$ | $m_l = 2$ | $m_l = -4$ | $m_l = 4$ | $m_l = 0$ |
| $m_s = \frac{1}{2}$ | $m_s = \frac{1}{2}$ | $m_s = \frac{1}{2}$ | $m_s = \frac{1}{2}$ | $m_s = \frac{1}{2}$ | $m_s = \frac{1}{2}$ |

- | | | | | | |
|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|
| 3) $n = 6$ | $n = 6$ | $n = 6$ | 4) $n = 6$ | $n = 6$ | $n = 6$ |
| $l = 1$ | $l = 1$ | $l = 1$ | $l = 0$ | $l = 0$ | $l = 0$ |
| $m_l = -1$ | $m_l = 0$ | $m_l = -1$ | $m_l = -1$ | $m_l = 0$ | $m_l = 1$ |
| $m_s = \frac{1}{2}$ | $m_s = \frac{1}{2}$ | $m_s = \frac{1}{2}$ | $m_s = \frac{1}{2}$ | $m_s = \frac{1}{2}$ | $m_s = \frac{1}{2}$ |

4. В наружном слое иона Sn^{+4} содержит электронов

- 1) 0 2) 4 3) 2 4) 6

5. Объяснить, исходя из электронного строения атомов, как меняются окислительно-восстановительные свойства в ряду галогенов $\text{F} - \text{Cl} - \text{Br} - \text{I}$.

6. У какого элемента, Zr и Sr, в большей мере выражены металлические свойства? Почему? На каком основании оба элемента помещены в одной группе?

Вариант 15

1. При орбитальном квантовом числе $l = 2$, магнитное квантовое число принимает значения

- 1) -2, -1, 0, 1, 2 2) 0, 1, 2 3) -1, 0, 1 4) -3, -2, -1, 1, 2, 3

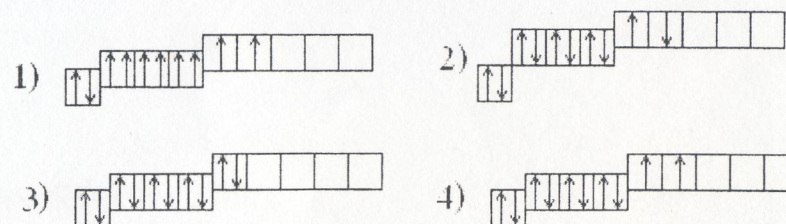
2. Структура валентного электронного слоя атома тантала выражается формулой

- 1) $\dots 5d^4 6s^1$ 2) $\dots 6s^2 6p^3$ 3) $\dots 5d^3 6s^2$ 4) $\dots 6s^1 6p^5$

3. Среди приведенных электронных конфигураций невозможны

- 1) $4s^2 4p^1$ 2) $3d^4 4s^1$ 3) $5d^1 6s^2$ 4) $6s^2 6p^4$

4. Из приведенных электронных конфигураций нормального состояния атомов правильной является



5. Какая орбиталь заполняется в атомах после заполнения орбитали 5P? После заполнения орбитали 5d? Ответ аргументировать.

6. Указать особенности электронных конфигураций атомов меди и хрома. Сколько 4S – электронов содержат невозбужденные атомы этих элементов?

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Коровин Н.В. Общая химия: учебник / Н.В. Коровин. – М.: Высш. шк., 2002. 558 с.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник / Н.С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 1998. 325 с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия: учебник / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл – ПРЕСС, 2002. 730 с.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиновой. – М.: Интеграл – ПРЕСС, 1997. 240 с.

СТРОЕНИЕ АТОМОВ.
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ
Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

для самостоятельной работы и контроля знаний (тестирование)
по теме «Электронное строение атомов и периодическая система элементов Д.И. Менделеева» дисциплины «Химия» для студентов бакалавриата и специальностей всех направлений очной и заочной форм обучения

Составители:

Корнеева Валерия Владиславовна

Корнеева Алла Николаевна

Сушко Татьяна Ивановна

В авторской редакции

Компьютерный набор О.А. Хованского

Подписано в печать 19.05.2008.

Формат 60×84/16. Бумага для множительных аппаратов.
Усл. печ. л. 2, 3. Уч. – изд. л. 2, 1. Тираж 140 экз. «С» 158.

Заказ № 231.

ГОУВПО «Воронежский государственный технический
университет»

394026 Воронеж, Московский просп., 14