

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ Н.Г.ЧЕРНЫШЕВСКОГО»
Институт химии

Авторы-составители

КОЖИНА Л.Ф., ЗАХАРОВА Т.В., МАКУШОВА Г.Н.

Строение атома и периодическая система элементов

Д.И.Менделеева

Саратов

2015

УДК 546

Авторы-составители: Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Макушова Г.Н.

Строение атома и периодическая система элементов Д.И.Менделеева

Учебно-методическое пособие. Электронный ресурс.- Саратов. – 2015 – 42 с.

Учебно-методическое пособие содержит краткие сведения о строении атома и о периодическом изменении некоторых свойств атомов в зависимости от положения элемента в периодической системе Д.И.Менделеева, а также перечень важнейших понятий, терминов; примеры по вопросам взаимосвязи электронного строения атомов, их свойств и положения химических элементов в периодической системе Д.И.Менделеева; тестовые задания и варианты самостоятельной внеаудиторной работы. В качестве примера приведено решение некоторых тестовых заданий и одного из вариантов самостоятельной работы.

Пособие предназначено для студентов Института химии направления подготовки «Техносферная безопасность» (бакалавриат).

Рекомендует

кафедра общей и неорганической химии Института химии СГУ

НМС Института химии СГУ

Рецензент

доцент кафедры общей и неорганической химии

Института химии СГУ

к.х.н. Акмаева

Строение атома и периодическая система элементов Д.И.Менделеева

Атом – электронейтральная микросистема, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Ядро составляет основу атома и определяет индивидуальность элемента.

Ядра атомов всех элементов (исключение атом водорода – ${}^1_1\text{H}$) состоят из протонов и нейтронов. Протон (p) – элементарная частица с положительным зарядом, по абсолютной величине равным заряду электрона, и массой $m = 1$ а.е. Число протонов в ядре характеризует его заряд и принадлежность атома данному химическому элементу. Нейтрон (n) – элементарная частица, не обладающая электрическим зарядом и массой $m = 1$ а.е. Электрон (e^-) – частица, обладающая элементарным отрицательным зарядом (-1). Линейные размеры атомов $\sim 10^{-8}$ см; ядра $\sim 10^{-12}$ см. Основная масса атома сосредоточена в ядре и характеризуется массовым числом A , равным сумме чисел протонов Z (заряда ядра) и нейтронов N :

$$A = Z + N$$

Зная массовое число и число нейтронов, можно определить заряд ядра атома.

Например, если атомная масса элемента равна 41, а число нейтронов – 20, то заряд ядра $Z = 41 - 20 = 21$.

Атомы, обладающие одинаковым зарядом ядра (и, следовательно, тождественными химическими свойствами), но разным числом нейтронов (а значит и разными массовыми числами), называют изотопами. Как правило, каждый элемент представляет собой совокупность нескольких изотопов. Именно этим объясняются значительные отклонения атомных масс многих элементов от целочисленных величин.

Устойчивому состоянию ядер атомов соответствуют определенные соотношения чисел протонов и нейтронов: для легких элементов $Z/N \sim 1$, для тяжелых – около 0,6. Если это соотношение нарушено, то атом становится радиоактивным.

Главной характеристикой атома является заряд ядра. Он определяет число электронов, находящихся в атоме, и соответствует атомному номеру, т.е.

порядковому номеру элемента в периодической системе. При химических реакциях ядра атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ, не изменяются. Изменения претерпевают только электронные оболочки. Электрону присуща корпускулярно-волновая природа. В квантовой механике о местонахождении электрона судят только с вероятностной точки зрения. Электрон может находиться в любом месте объема атома, однако вероятность его пребывания в различных элементах объема атома в данный момент времени неодинакова. Он чаще бывает в одних местах, реже в других, и полностью избегает третьи участки объема атома, вероятность пребывания электрона в которых равна нулю. Движение электрона в атоме носит вероятностно-волновой характер. Электрон при своем движении как бы “размазан” по всему объему, образуя электронное облако. *Околоядерное пространство, в котором с наибольшей вероятностью может находиться электрон, называется атомной орбиталью (АО).* Она характеризуется определенной формой и расстоянием от ядра. Каждую орбиталь можно описать тремя квантовыми числами (n, l, m_l). Электрон в атоме имеет еще одну характеристику, не связанную со свойствами орбитали – собственный магнитный момент (m_s).

Главное квантовое число n определяет возможные значения энергии электрона, т.е. степень его удаления от ядра, или размер электронного облака. Для электронов, находящихся в невозбужденных атомах, оно может принимать целочисленные значения 1, 2, 3, ... ∞ (равные номеру периода в периодической системе элементов, числу энергетических уровней). Электроны, имеющие одинаковые значения n , образуют *электронные слои*, обозначаемые 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 или K, L, M, N, O, P, Q. Наименьшему значению энергии (E) электрона в атоме соответствует значение $n = 1$. Остальным квантовым состояниям отвечают более высокие значения энергий, и электроны, находящиеся на этих энергетических уровнях, менее прочно связаны с ядром. Квантовое состояние атома с наименьшей энергией называют *основным или стационарным*. Остальные квантовые состояния с более высокими уровнями энергии называют *возбужденными*. Когда атом находится в возбужденном состоянии, связь электрона с ядром ослабевает вплоть до

отрыва электрона от атома. В основном состоянии атом может находиться неограниченное время, в возбужденном же состоянии – ничтожные доли секунды ($10^{-8} - 10^{-10}$ с). Возбуждение атома происходит при нагревании, электроразряде, поглощении света и т.п. При этом в любом случае атом поглощает лишь определенные порции – кванты энергии, соответствующие разности энергетических уровней электронов.

Орбитальное квантовое число l характеризует форму электронных облаков и указывает на различие энергии электронов, находящихся в пределах одного энергетического уровня. Орбитальное квантовое число l обычно обозначают буквами в соответствии со схемой:

значение l	0	1	2	3	4
обозначение	s	p	d	f	g

Для каждого значения главного квантового числа n орбитальное число l принимает целочисленные значения от 0 до $(n-1)$, т.е. каждому значению n соответствует определенное число значений l . Следовательно, *энергетический уровень представляет собой совокупность энергетических подуровней. При этом число подуровней равно номеру уровня, т.е. численному значению n .*

Значения главного и орбитального квантовых чисел и обозначение подуровня

Главное квантовое число n	Орбитально квантовое число l	Обозначение орбитали (электронного облака, подуровня)
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 первого энергетического уровня ($n = 1$) возможна только одна форма орбитали, для второго энергетического уровня ($n = 2$) возможны две формы орбиталей, для третьего уровня ($n = 3$) – три и т.д. Согласно квантовомеханическим расчетам s-орбитали имеют форму сферы, p-орбитали – форму гантели, d – четырехлепестковую форму.

Магнитное квантовое число m_l характеризует проекцию магнитного момента на оси координат и пространственное расположение электронных облаков. Число возможных значений m_l при заданном l равно $(2l+1)$, при этом m_l изменяется от $-l$ через 0 до $+l$.

Значения орбитального и магнитного квантовых чисел, число орбиталей

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

Число значений m_l указывает число орбиталей с заданным l . s-Состоянию отвечает одна орбиталь, p-состоянию – три, d-состоянию – пять, f-состоянию – семь. Орбитали с одинаковой энергией называются вырожденными. Таким образом, p-состояние вырождено трехкратно, d-состояние – пятикратно, f-состояние – семикратно. По характеру ориентации в пространстве p-орбитали обозначают p_x , p_y , p_z (рис.1), d-орбитали, ориентированные своими лепестками по осям координат, обозначаются $d_{x^2-y^2}$, d_{z^2} ; а d-орбитали, ориентированные лепестками между осями координат, обозначают d_{xy} , d_{yz} , d_{xz} (рис.1). Общее число орбиталей, из которых состоит любой энергетический уровень, равно n^2 , число орбиталей, составляющих подуровень, равно $(2l+1)$.

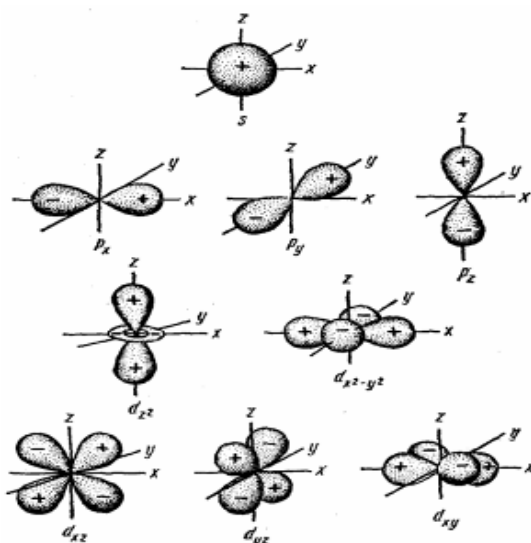


Рис.1. Форма s-,p- и d-орбиталей.

Спиновое квантовое число m_s характеризует собственный магнитный момент электрона. Оно может иметь только 2 значения: $+1/2$ или $-1/2$ (условно).

Набором четырех квантовых чисел (n, l, m_l, m_s) можно полностью охарактеризовать состояние любого электрона в атоме.

Пример 1. Какой набор квантовых чисел описывает пять 3d-атомных орбиталей?

Решение. Для 3d-атомных орбиталей главное квантовое число $n=3$, орбитальное квантовое число $l=2$, магнитное квантовое число принимает значения от $-l$ до $+l$: $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$.

Пример 2. Какие типы орбиталей соответствуют следующим значениям орбитального квантового числа

а) $l = 1$; б) $l = 3$; в) $l = 2$; г) $l = 0$?

Решение. Для каждого значения главного квантового числа n орбитальное число l принимает целочисленные значения от 0 до $(n-1)$, т.е. каждому значению n соответствует определенное число значений l . Следовательно, энергетический уровень представляет собой совокупность энергетических подуровней. При этом число подуровней равно номеру уровня, т.е. численному значению n .

Главное квантовое число n	Орбитальное квантовое число l	Обозначение орбитали (электронного облака, подуровня)
1	0	1s
2	0,1	2s,2p
3	0,1,2	3s,3p,3d
4	0,1,2,3	4s,4p,4d,4f

Пример 3. Сколько атомных орбиталей содержит уровень со значением главного квантового числа $n = 4$?

Решение. Общее число орбиталей, из которых состоит любой энергетический уровень, равно n^2 , следовательно, общее число атомных орбиталей 4 энергетического уровня равно $4^2 = 16$.

Пример 4. Сколько атомных орбиталей содержит 5f – подуровень?

Решение. Число значений m_l указывает число орбиталей с заданным l . Число орбиталей, составляющих подуровень, равно $(2l+1)$. Главное квантовое число $n = 5$, орбитальное квантовое число l принимает значение 0, 1, 2, 3. Число значений m_l (при $l=3$) равно +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3.

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

Пример 5. Сколько существует подуровней для главных квантовых чисел $n = 1; n = 2; n = 3; n = 4$?

Решение. Число подуровней равно номеру уровня, т.е. численному значению главного квантового числа n .

Пример 6. Какие наборы квантовых чисел описывают 2p-атомные орбитали?

Решение. Цифра 2 означает, что $n = 2$; p – означает, что $l=1$. Тогда магнитное квантовое число m_l принимает значения от $-l$ до $+l$, т.е.

$$m_l = -1, m_l = 0, m_l = +1.$$

Пример 7. Какая атомная орбиталь определяется набором квантовых чисел $n = 3, l = 0, m_l = 0$? Как различить 2 электрона, которые могут занимать эту орбиталь?

Решение. Такой набор квантовых чисел соответствует 3s-орбитали, которая занимает одно положение в пространстве. На 3s-орбитали могут находиться 2 электрона со спиновым квантовым числом $m_s = +1/2$ и $m_s = -1/2$.

Распределение электронов в атомах элементов по АО определяется принципом наименьшей энергии, принципом Паули и правилами Хунда и Клечковского.

Принцип наименьшей энергии: последовательность размещения электронов по АО в невозбужденном атоме должна отвечать наибольшей связи их с ядром, т.е. электрон должен обладать наименьшей энергией. Электроны заполняют орбитали, начиная с подуровня с меньшей энергией.

Принцип Паули: в атоме не может быть двух или более электронов, имеющих одинаковый набор всех четырех квантовых чисел. Следствие: на одной орбитали могут находиться не более двух электронов с противоположными спинами. Следовательно, в s-состоянии (одна орбиталь) может быть лишь 2 электрона, в p-состоянии (три орбитали) – 6 электронов, в d-состоянии (пять орбиталей) – 10 электронов, в f-состоянии (семь орбиталей) – 14 электронов. Согласно принципу Паули, максимальное число электронов на уровне равно $2n^2$ (табл.1).

Правило Хунда: в пределах энергетического подуровня электроны располагаются так, чтобы их суммарный спин был максимальным.

$\Sigma m_s = 1$	<table border="1" style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="width: 15px; height: 15px; text-align: center;">↑</td><td style="width: 15px; height: 15px; text-align: center;">↑</td><td style="width: 15px; height: 15px;"></td></tr></table>	↑	↑		правильно
↑	↑				
$\Sigma m_s = 0$	<table border="1" style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="width: 15px; height: 15px; text-align: center;">↑</td><td style="width: 15px; height: 15px; text-align: center;">↓</td><td style="width: 15px; height: 15px;"></td></tr></table>	↑	↓		неправильно
↑	↓				
$\Sigma m_s = 0$	<table border="1" style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="width: 15px; height: 15px; text-align: center;">↑↓</td><td style="width: 15px; height: 15px;"></td><td style="width: 15px; height: 15px;"></td></tr></table>	↑↓			неправильно
↑↓					

Правило Хунда называют также принципом максимальной мультиплетности, из этого следует, что в пределах подуровня электроны сначала заполняют все орбитали наполовину, а затем полностью.

Правила Клечковского: энергия электрона в основном определяется значением главного квантового числа n и орбитального l , таким образом, сначала заполняются те подуровни, для которых сумма значений $(n + l)$ является меньшей; если суммы значений $(n + l)$ равны, то сначала идет заполнение подуровня с меньшим значением n . Отсюда следует, что после 3p-подуровня заполняется 4s-подуровень ($n + l = 4 + 0 = 4$), затем 3d-подуровень ($n + l = 3 + 2 = 5$), 4p ($n + l = 4 + 1 = 5$) и 5s-подуровень ($n + l = 5 + 0 = 5$).

период	1	2		3		4					
подуровни	<i>1s</i>	<i>2s</i>	<i>2p</i>	<i>3s</i>	<i>3p</i>	<i>4s</i>	<i>3d</i>	<i>4p</i>			
(n+l)	1+0	2+0	2+1	3+0	3+1	4+0	3+2	4+1			
n	1	2	2	3	3	4	3	4			
период	5			6				7			
подуровни	<i>5s</i>	<i>4d</i>	<i>5p</i>	<i>6s</i>	<i>4f</i>	<i>5d</i>	<i>6p</i>	<i>7s</i>	<i>5f</i>	<i>6d</i>	<i>7p</i>
(n+l)	5+0	4+2	5+1	6+0	4+3	5+2	6+1	7+0	5+3	6+2	7+1
n	5	4	5	6	4	5	6	7	5	6	7

Согласно этим правилам, электроны заполняют уровни и подуровни в следующей последовательности:

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

где s, p, d, f – энергетические подуровни, цифры впереди букв означают энергетический уровень, на котором находятся данные электроны.

Значения квантовых чисел и максимальное число электронов на квантовых уровнях и подуровнях

квантовый				число подуровней в уровне	магнитное квантовое число m_l	число квантовых состояний (орбиталей) в подуровне $(2l+1)$	максимальное число электронов в подуровне $2(2l+1)$	максимальное число электронов в уровне $2n^2$
уровень		подуровень						
обозначение	главное квантовое число n	обозначение	орбитальное квантовое число l					
K	1	s	0	1	0	1	2	2
L	2	s p	0 1	2	0 -1,0,+1	1 3	2 6	8
M	3	s p d	0 1 2	3	0 -1,0,+1 -2,-1, 0,+1,+2	1 3 5	2 6 10	18
N	4	s p d f	0 1 2 3	4	0 -1,0,+1 -2,- 1,0,+1,+2 -3,-2,- 1,0,+1,+2 ,+3	1 3 5 7	2 6 10 14	32

Строение электронных оболочек атомов тесно связано с положением атомов в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Существует большое число вариантов периодической таблицы химических элементов. Наиболее распространены клеточные варианты таблицы с короткими (восемь групп) и длинными (восемнадцать групп) периодами. Элементы в таблице располагаются в порядке возрастания заряда ядра атома. Вертикальные ряды называются группами, а горизонтальные – периодами. *Период представляет собой последовательный ряд элементов, в атомах которых происходит заполнение одинакового числа электронных уровней.* При этом номер периода совпадает со значением главного квантового числа внешнего энергетического уровня. Длина периодов определяется максимальной емкостью уровней: $2n^2$. В зависимости от того, на какой

энергетический уровень в атоме поступает последний электрон, элементы делятся на s -, p -, d - и f -элементы. У s - и p -элементов валентные электроны находятся на внешнем n -энергетическом уровне; у d -элементов – на s -подуровне внешнего энергетического уровня и предвнешнего $(n-1)$ d -подуровня.

В малых периодах находятся только s - и p -элементы. В больших периодах между s -элементами и p -элементами внедряются 10 d -элементов, у которых электроны заполняют предвнешний d -подуровень. У всех d -элементов, независимо от номера группы, на внешнем уровне находится 2 электрона (или один электрон, если имеет место «провал» электрона). Явление «провала» электрона (электрон с подуровня ns «проваливается» на подуровень $(n-1)d$) можно объяснить наибольшей устойчивостью наполовину или полностью заполненных d -подуровней. Например: Cr $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$. Подобные аномалии в распределении электронов в атомах встречаются у атомов молибдена, меди, серебра, золота, рутения, родия, палладия и у некоторых других элементов.

В четвертом и пятом периодах располагаются соответственно $3d$ - и $4d$ -элементы. В шестом и седьмом периодах помимо 10 d -элементов располагаются еще по 14 f -элементов (лантаноиды и актиноиды). Между s - и p -элементами в шестом и седьмом периодах находятся по 24 переходных металла, соответственно ($5d$ - и $4f$ -элементы) и ($6d$ - и $5f$ -элементы).

В группы объединяют атомы элементов, имеющие одинаковое число валентных электронов. Каждая группа делится на две подгруппы: главную (s -, p -элементы) и побочную (d -, f -элементы). Подгруппа – это совокупность элементов, являющихся полными химическими аналогами. Электронными аналогами называются элементы, у которых валентные электроны описываются общей для всех элементов формулой. Например, галогены являются электронными аналогами, электронная конфигурация внешнего уровня $ns^2 np^5$.

Суммарное количество электронов на внешнем уровне у s - и p -элементов соответствует номеру группы, в которой находится элемент.

На основании рассмотренных положений можно представить распределение электронов по уровням и подуровням в атомах любых элементов. Распределение

электронов в атоме записывается в виде электронно-графических или электронных формул.

Приведенные электронные конфигурации и электронно-графические формулы соответствуют невозбужденному состоянию атома, что отвечает состоянию атома с минимальной энергией. Состояние атома, характеризующееся более высокой энергией, называется *возбужденным* состоянием. Переход атома в возбужденное состояние сопровождается переходом электрона с одного подуровня на другой в пределах того же уровня. Этот переход возможен при наличии свободных квантовых ячеек подуровней в пределах данного уровня.

Периодическое изменение электронного строения атомов элементов является причиной периодического изменения химических свойств элементов, а также соединений, которые они образуют.

В настоящее время периодический закон Д.И. Менделеева формулируется следующим образом: *свойства простых веществ, а также свойства и формы соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов элементов.*

Периодическая система элементов основана на двух типах закономерностей:

- закономерности, проявляющиеся в вертикальных рядах (в группах);
- закономерности, проявляющиеся в горизонтальных рядах (периодах) и связанные с последовательным увеличением порядкового номера.

Химическая природа элемента обуславливается способностью его атома терять и приобретать электроны. Эта способность может быть количественно оценена *энергией ионизации* атома и его *сродством к электрону*.

Энергия ионизации (I) – количество энергии, необходимое для отрыва электрона от невозбужденного атома $\text{Э}^0 + \text{I} = \text{Э}^+ + \text{e}$		
<i>Характеризует металлические, восстановительные свойства элементов</i>		
В периоде слева направо	Общая закономерность	В группе сверху вниз для элементов главных подгрупп
Увеличивается		Уменьшается
		В группе сверху вниз для элементов побочных подгрупп
		Увеличивается
<i>Наиболее устойчивы подуровни, заполненные электронами полностью или наполовину</i>		

Сродство к электрону (F) - энергетический эффект присоединения электрона к нейтральному атому с превращением его в отрицательный ион $\text{Э}^0 + e = \text{Э}^- + F$		
<i>Характеризует неметаллические, окислительные свойства элементов</i>		
В периоде слева направо	Общая закономерность	В группе сверху вниз для элементов главных подгрупп
Увеличивается		Уменьшается

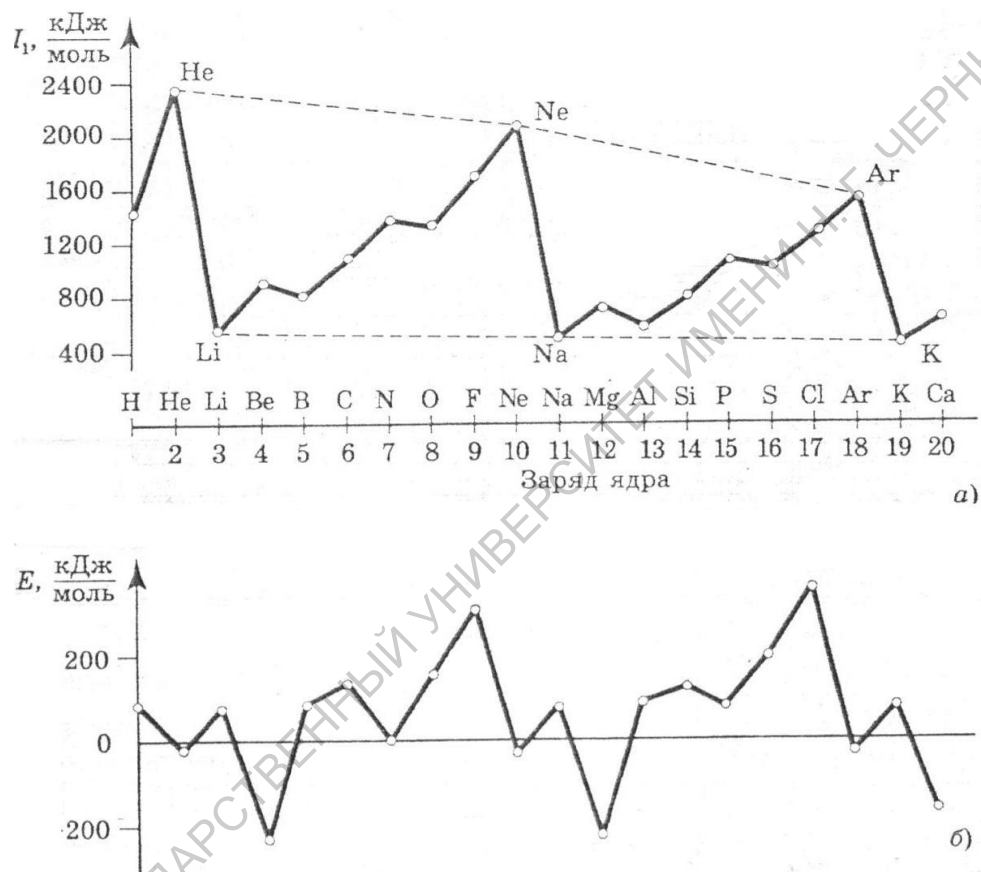


Рис. 2. Периодические зависимости первых энергий ионизации I_1 (а) и энергий сродства к электрону (б) от заряда ядра для элементов первого, второго и третьего периодов.

Значения электроотрицательности, полученные разными способами, не совпадают. Однако общие тенденции в изменении электроотрицательности по периодической таблице совпадают.

Изменение энергии ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности по группам и периодам: по периоду слева направо увеличиваются, а по группе сверху вниз уменьшаются.

Электроотрицательность – способность атома данного элемента притягивать к себе электроны, связывающие их с другими атомами в гетероатомной молекуле		
В периоде слева направо	Общая закономерность	В группе сверху вниз
<i>Увеличивается</i>		<i>Уменьшается</i>
Ослабевают металлические, возрастают неметаллические свойства		Ослабевают неметаллические, возрастают металлические свойства

Относительные электроотрицательности некоторых химических элементов

Периоды	Ряды	Группы								
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	1	H 2,10								
2	2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10		
3	3	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,10	S 2,60	Cl 2,83		
4	4	K 0,91	Ca 1,04				Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	
4	5	Cu 1,75	Zn 1,66		Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74		
5	6	Rb 0,89	Sr 0,99							
5	7	Ag 1,42	Cd 1,46		Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21		
6	8	Cs 0,86	Ba 0,97							
6	9	Au 1,42	Hg 1,44		Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,67	At 1,90		

Радиусы атомов – условные величины, поскольку изолированный атом не имеет строго определенного размера из-за волновых свойств электронов. Атомный радиус определяют как полусумму соответствующих расстояний между ядрами соседних атомов в молекуле. Атомные радиусы элементов в периоде слева направо уменьшаются. Объяснить это можно тем, что с увеличением заряда ядра увеличивается сила кулоновского притяжения электронов к ядру, которая преобладает над силами взаимного отталкивания электронов. Происходит сжатие электронной оболочки. Наиболее заметное уменьшение радиуса наблюдается для s- и p-элементов. В рядах d- и f-элементов радиусы изменяются более плавно вследствие заполнения электронами второй и третьей снаружи оболочки. В главных подгруппах с увеличением номера периода (главного квантового числа) происходит заметное увеличение радиуса атома. Для элементов побочных подгрупп изменение радиусов незначительное, а при переходе от пятого к шестому периоду радиусы атомов практически не изменяются. Это является следствием сжатия электронной оболочки в семействе лантаноидов, которое и компенсирует увеличение объема

атома. У элементов, находящихся в одной группе, радиусы атомов последовательно увеличиваются по мере возрастания заряда ядра атома. Общие закономерности изменения радиусов можно представить следующим образом:

Радиус атомов – условная величина, полусумма расстояний между ядрами соседних атомов в молекуле	
В периоде слева направо	В группе сверху вниз
<i>Уменьшается</i>	<i>Увеличивается</i>
Усиление притяжения электронов к ядру; количество энергетических уровне постоянно; увеличение заряда ядра	Увеличение заряда ядра; увеличение количества энергетических уровней
Уменьшение радиуса атомов в ряду d-элементов называется <i>d-сжатием</i> , в ряду f-элементов - <i>f-сжатие</i>	В главных подгруппах с увеличением номера периода (главного квантового числа) происходит заметное увеличение радиуса атома. Для элементов побочных подгрупп изменение радиусов незначительное

Ионы, образованные за счет отдачи атомом электронов (*катионы*), характеризуются меньшим радиусом, чем исходный атом. Ионы, образованные за счет присоединения атом электронов (*анионы*), характеризуются большим радиусом, чем исходный атом. Для радиусов одноатомных ионов установлены следующие закономерности:

- у ионов одинакового заряда со сходным электронным строением радиус тем больше, чем больше электронных слоев имеет ион;
- радиус ионов, содержащих одинаковое число электронов (*изоэлектронных ионов*), уменьшается с ростом заряда иона. Особенно сильно этот эффект проявляется у положительных ионов, что обусловлено в основном двумя причинами: при увеличении заряда иона электроны сильнее притягиваются к центру иона и ион большего заряда сильнее взаимодействует с ионами противоположно заряженными, что ведет к уменьшению межионных расстояний и, следовательно, радиусов ионов. У отрицательных ионов при увеличении заряда электроны, наоборот, сильнее отталкиваются от иона, однако влияние второго фактора остается тем же самым и оно, как правило, меньше эффекта отталкивания электронов от иона;

- у ионов, имеющих электронную конфигурацию атомов благородных газов, радиусы больше, чем у ионов, имеющих на внешнем слое *d*-электроны.

Большинство элементов – металлы. Важной особенностью металлических элементов является наличие на внешнем энергетическом уровне малого числа электронов (1-3), но наличие большого числа вакантных атомных орбиталей. Для них характерны низкие значения ионизационных потенциалов и электроотрицательности. Металлы проявляют способность к отдаче электронов, т.е. проявляют восстановительные свойства. Внутри периодов слева направо металлические свойства элементов ослабевают, т.е. ослабевают восстановительные свойства (способность к отдаче электронов) и усиливаются неметаллические свойства (способность присоединять электроны), т.е. окислительные свойства. По группе сверху вниз металлические свойства атомов увеличиваются, а неметаллические ослабевают. Чем сильнее проявляются восстановительные свойства, тем активнее металл. Неметаллические элементы отличаются от металлических более высокими значениями энергии ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности.

Среди природных соединений широко распространено явление изоморфизма. Изоморфизм характеризуется способностью веществ, обладающих в чистом виде различными при данной температуре стабильными модификациями, образовывать общие кристаллические решетки со структурой одного из компонентов.

Полезной является классификация разновалентных «изоморфных» ионов (с различием в величине радиусов не более 10–15%) по принципу геохимических рядов А.Е. Ферсмана:

Ряд одновалентных катионов

Катион	Li ⁺	Cu ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Tl ⁺	Rb ⁺	Cs ⁺
r, Å	0,68	0,94	0,98	1,13	1,33	1,40	1,49	1,49	1,65

Ряд двухвалентных катионов

Катион	Be ²⁺	Mg ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Fe ²⁺	Cu ²⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Cd ²⁺
r, Å	0,34	0,74	0,74	0,78	0,80	0,80	0,83	0,91	0,99

Катион	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Pb ²⁺	Ba ²⁺	Ra ²⁺
r, Å	1,04	1,26	1,26	1,38	1,44

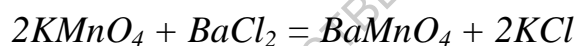
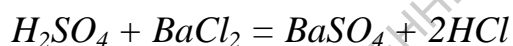
Ряд трехвалентных катионов

Катион	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Ln ³⁺ и Y ³⁺
r, Å	0,68	0,94	0,98	1,13

Группы изоморфных ионов отделены друг от друга двойной чертой. Аналогичные изоморфные ряда известны для анионов. Именно этим объясняется способность различных ионов замещать друг друга в узлах кристаллической решеткой природных веществ. В качестве примера можно привести химические формулы минералов *турмалина* $\text{Na}(\text{Mg}, \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Mn}, \text{Li}, \text{Al})_3\{(\text{BO}_3)_3(\text{Si}_6\text{O}_{18})(\text{OH}, \text{F}_4)\}$ – формула обобщена, химический состав непостоянный вследствие широкого проявления изоморфных замещений; и *жадеита* $\text{Na}_2\text{Al}_2(\text{Si}_2\text{O}_6)_2$ – ион натрия часто замещается на катионы Ca^{2+} , ионы Al^{3+} – на Mg^{2+} , Fe^{2+} , Cr^{3+} .

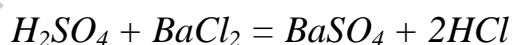
Изоморфизм наглядно проявляется при выполнении следующего эксперимента: в химический стакан емкостью 50 мл налить раствор перманганата калия, серной кислоты, затем раствор хлорида бария. В другой стакан налить раствор серной кислоты, добавить раствор хлорида бария и прилить раствор перманганата калия. Прделанные опыты отличаются порядком сливания реагирующих растворов и следовательно, протекающими при этом превращениями:

1 стакан: порядок сливания растворов - $\text{KMnO}_4, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{BaCl}_2$.



Две соли BaSO_4 и BaMnO_4 образуются одновременно, имеют химическую структуру одного типа и образуют кристаллы одной формы с мало различающимися размерами кристаллической решетки, т.к. ионы MnO_4^- (2,40 Å) и SO_4^{2-} (2,30 Å) являются изоморфными.

2 стакан: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2$ и затем KMnO_4



Формируется кристаллическая решетка индивидуального вещества BaSO_4 , вводимый после этого KMnO_4 не принимает участия в формировании кристаллической решетки, он может лишь адсорбироваться на поверхности осадка сульфата бария.

Доказать наблюдаемое явление изоморфного соосаждения с образование твердого раствора перманганата калия в сульфате бария, можно, добавив в оба стакана раствор сульфита натрия до обесцвечивания раствора перманганата калия. Избыток перманганата калия реагирует с сульфитом натрия:



В первом стакане, где перманганат калия соосадился изоморфно, осадок сульфата бария окрашен в розовый цвет.

Во втором же стакане, где перманганат калия мог адсорбироваться на поверхности, осадок сульфата бария белый.

Необходимо научиться с помощью периодической системы характеризовать химические свойства элементов. Рассмотрим несколько примеров.

Пример 8. Какими квантовыми числами характеризуются валентные электроны атома углерода?

Решение. Строение электронной оболочки атома углерода отражается электронной конфигурацией ${}_6\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$. Валентные электроны расположены на 2 энергетическом уровне, следовательно, главное квантовое число $n=2$. При $n=2$, орбитальное квантовое число l принимает значения: $l = 0$ (s -подуровень) и $l = 1$ (p -подуровень). При $l = 0$ магнитное квантовое число $m_l = 0$, а при $l = 1$ магнитное квантовое число $m_l = -1, 0, +1$.

Электроны, находящиеся на $2s$ -подуровне характеризуются следующими квантовыми числами:

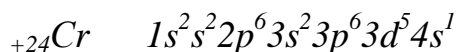
1-й электрон	$n=2$	$l = 0$	$m_l = 0$	$m_s = +1/2$
2-й электрон	$n=2$	$l = 0$	$m_l = 0$	$m_s = -1/2$

Электроны, находящиеся на $2p$ -подуровне характеризуются следующими квантовыми числами:

1-й электрон	$n=2$	$l = 1$	$m_l = -1$	$m_s = +1/2$
2-й электрон	$n=2$	$l = 1$	$m_l = 0$	$m_s = +1/2$

Пример 9. Какими квантовыми числами характеризуются валентные электроны атома хрома в основном состоянии?

Решение. Запишем электронное строение атома хрома



У атома хрома 6 валентных электронов, которые находятся на предвнешнем 3d-подуровне и внешнем 4s-подуровне. На 3d-подуровне находится 5 неспаренных электронов: для всех электронов главное квантовое число $n=3$, а орбитальное квантовое число принимает значение: $l = 2$ (d-подуровень). Следовательно, магнитное квантовое число принимает значения $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$.

Электроны, находящиеся на 3d -подуровне характеризуются следующими квантовыми числами:

1-й электрон	$n=3$	$l = 2$	$m_l = -2$	$m_s = +1/2$
2-й электрон	$n=3$	$l = 2$	$m_l = -1$	$m_s = +1/2$
3-й электрон	$n=3$	$l = 2$	$m_l = 0$	$m_s = +1/2$
4-й электрон	$n=3$	$l = 2$	$m_l = +1$	$m_s = +1/2$
5-й электрон	$n=3$	$l = 2$	$m_l = +2$	$m_s = +1/2$

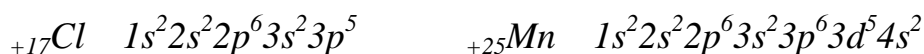
Валентный электрон 4s-подуровня характеризуется следующими квантовыми числами: $n=4$; $l = 0$; $m_l = 0$; $m_s = +1/2$.

Пример 10. Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 20. К какой группе относится этот элемент и в каком периоде располагается?

Решение. В соответствии с правилами Клечковского подуровни заполняются в последовательности $1s2s2p3s3p4s3d$. Из принципа Паули следует, что максимальное число электронов на s-подуровне равно 2, а на p-подуровне - 6. Записываем число электронов на подуровнях в соответствии с указанной последовательностью, следя за тем, чтобы суммарное число электронов составляло 20: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^0$. Внешний энергетический уровень = 4 (главное квантовое число = 4); элемент II группы - на внешнем уровне 2 электрона, которые располагаются на s-подуровне - элемент главной подгруппы.

Пример 11. Почему хлор и марганец помещают в одну группу, но в разные подгруппы?

Решение. Запишем электронные конфигурации атомов:



Валентные электроны атома хлора – $3s^2 3p^5$, а атома марганца – $3d^5 4s^2$. Таким образом, эти элементы не являются электронными аналогами и не должны располагаться в одной подгруппе. На валентных орбиталях атомов этих элементов находится одинаковое число электронов, равное 7. На этом основании оба элемента помещают в одну и ту же VII группу периодической системы, но в разные подгруппы: хлор – в главную, а марганец – в побочную.

Пример 12. Дайте характеристику элемента Са, исходя из положения в периодической системе.

Решение. Элемент кальций Са находится во 2 группе, главной подгруппе IV периода. Его порядковый номер – 20. Следовательно, заряд ядра атома +20. Атомная масса 40. Ядро атома кальция содержит 20 протонов и 20 нейтронов ($40 - 20 = 20$). Вокруг ядра располагаются 20 электронов. Строение электронной оболочки ${}_{20}\text{Ca } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. На внешнем энергетическом уровне находится 2 электрона: $4s^2$, следовательно, кальций – s-элемент, металл, обладает небольшим значением энергии ионизации, легко отдает 2 электрона (проявляет сильные металлические и восстановительные свойства) и превращается в положительно заряженный катион $\text{Ca}^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Пример 13. Дайте характеристику элемента N, исходя из положения в периодической системе.

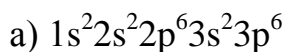
Решение. Атом азота находится V группе, в главной подгруппе II периода. Порядковый номер элемента 7. Следовательно, положительный заряд ядра атома 7, ядро атома состоит из 7 протонов и 7 нейтронов, т.к. атомная масса равна 14 ($14 - 7 = 7$). Вокруг ядра располагаются 7 электронов. Электронная конфигурация атома ${}_{7}\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$. Число электронов на внешнем энергетическом уровне равно числу валентных электронов (5), что соответствует номеру группы. Это p-элемент, неметалл. Обладает большим сродством к электрону, присоединяя 3 электрона, образует частицу N^3 с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^6$. Проявляет при этом окислительные свойства. Учитывая электронную конфигурацию электронейтрального атома, элемент азот может отдавать

электроны, проявляя восстановительные свойства и образуя положительно заряженные частицы N^{+1} , N^{+2} , N^{+3} , N^{+4} и N^{+5} .

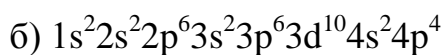
Пример 14. Дайте характеристику элемента ${}_{17}\text{Cl}$, исходя из положения в периодической системе.

Решение. Порядковый номер 17 означает, что атом содержит 17 электронов, заряд ядра +17. III период – 3 энергетических уровня. VII группа, главная подгруппа, поэтому на внешнем уровне $7\bar{e}$, неметалл. Электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, валентные электроны – $3s^2 3p^5$. Легко присоединяет один электрон, проявляя при этом сильные окислительные свойства. Невозбужденный атом хлора имеет электронную конфигурацию $\dots 3s^2 3p^5$ (один неспаренный электрон), валентность равна 1. Возбужденные атомы хлора $\dots 3s^2 3p^4 3d^1$ (три неспаренных электрона), $\dots 3s^2 3p^3 3d^2$ (пять неспаренных электронов), $\dots 3s^1 3p^3 3d^3$ (семь неспаренных электронов), проявляют валентность, соответственно, III, V, VII. Возбуждение атомов возможно только при условии, что на внешнем уровне имеются свободные орбитали и спаренные электроны.

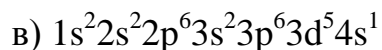
Пример 15. По электронной конфигурации атомов назовите элементы с указанием символа, порядкового номера, группы, периода, числа неспаренных электронов:



Решение. Данная запись соответствует элементу с порядковым номером 18, так как общее число электронов равно 18; элемент находится в III периоде, VIII группе, имеет 3 энергетических уровня, на последнем уровне имеется 2 завершённых подуровня ($s^2 p^6$), такие конфигурации (конфигурации атомов благородных газов) обладают высокой устойчивостью и обеспечивают химическую инертность элемента Ar.

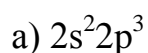


Решение. Данная электронная конфигурация соответствует элементу Se с порядковым номером 34; элемент находится в IV периоде, VI группе главной подгруппы (так как имеет 6 валентных электронов на s- и p-подуровнях, 2 из которых неспаренные).

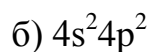


Решение. Данная электронная конфигурация соответствует атому хрома Cr, общее число электронов 24, порядковый номер атома 24. Число валентных электронов 6 (все неспаренные), располагаются на внешнем s-подуровне (1 электрон, провал электрона) и на предвнешнем d-подуровне (5 электронов, наполовину заполненный подуровень, устойчивая электронная конфигурация). Металл, т.к. на внешнем уровне 1 электрон, образует частицы Cr^{+2} , Cr^{+3} и Cr^{+6} , электронная конфигурация которых соответственно: $Cr^{+2} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^0$; $Cr^{+3} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^0$; $Cr^{+6} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0 4s^0$.

Пример 16. Назовите элементы (с указанием символа, порядкового номера, группы и периода), атомы которых имеют следующие электронные конфигурации внешних уровней:



Решение. Число электронов на внешнем энергетическом уровне равно числу валентных электронов и равно 5, следовательно, это элемент II периода, V группы главной подгруппы (p-элемент). Полная электронная конфигурация атома: $1s^2 2s^2 2p^3$. Общее число электронов указывает на порядковый номер элемента 7. Это атом азота N.



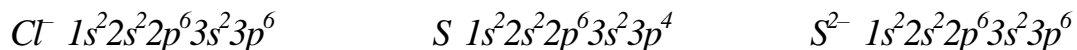
Решение. Элемент находится в 4 периоде, p-элемент, имеет 4 валентных электрона, расположен в IV группе, главной подгруппе. Это германий, порядковый номер 32.

Пример 17. Составьте электронную конфигурацию частицы Cl^- .

Решение. Атом хлора имеет порядковый номер 17, электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Частица Cl^- образуется, когда электронейтральный атом присоединяет один электрон на внешний энергетический уровень, что соответствует следующей записи $Cl^0 + 1e = Cl^- (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6)$.

Пример 18. Какие частицы являются изоэлектронными: Cl^- , S, S^{2-} ?

Решение. Изоэлектронными являются частицы, которые имеют одинаковое электронное строение (одинаковое число электронов). Запишем электронные конфигурации указанных частиц:



Из этого следует, что изоэлектронными являются частицы Cl и S²⁻.

Пример 19. Составьте электронную конфигурацию атома железа Fe и ионов Fe⁺² и Fe⁺³. Объясните устойчивость электронной конфигурации иона Fe⁺³.

Решение. Запишем электронную конфигурацию атома железа в основном состоянии: ${}_{26}\text{Fe } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ Данный атом имеет 8 валентных электронов, из которых 6 находятся на предвнешнем 3d-подуровне (4 неспаренных электрона) и 2 электрона (спаренные) – на внешнем 4s-подуровне.

При образовании иона Fe⁺² валентные электроны в первую очередь уходят с внешнего 4s-подуровня и образующаяся частица имеет электронную конфигурацию Fe⁺² $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^0$

При образовании иона Fe⁺³ валентные электроны покидают внешний 4s-подуровень и 1 электрон уходит с 3d-подуровня и образуется частица с электронной конфигурацией Fe⁺³ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^0$ и приобретает наполовину заполненный 3d-подуровень, который характеризуется большей устойчивостью.

Пример 20. Какой атом в данном ряду имеет наибольшее значение энергии ионизации: C – P – Br – I?

Решение. Энергия ионизации (I) – количество энергии, необходимое для отрыва электрона от невозбужденного атома $\text{Э}^0 + I = \text{Э}^+ + e$. Характеризует металлические, восстановительные свойства элементов. Чем меньше величина энергии ионизации, тем активнее металл как восстановитель. Чем больше величина энергии ионизации, тем сильнее выражены неметаллические (окислительные) свойства элемента. По периоду слева направо энергия ионизации атомов увеличивается, а в группе сверху вниз – уменьшается. Среди указанных элементов наиболее сильный неметалл – бром, он имеет наибольшую энергию ионизации.

Пример 21. Какой атом имеет наибольшее значение сродства к электрону: C, P, Cl, Si?

Решение. Сродство к электрону в группе сверху вниз уменьшается, поэтому из 2-х элементов 4 группы C и Si, углерод C обладает большим значением сродства к электрону. По периоду слева направо сродство к электрону увеличивается. Элементы ${}_{14}\text{Si}$, ${}_{15}\text{P}$, ${}_{17}\text{Cl}$ находятся в одном периоде, с увеличением порядкового номера элемента, возрастает сродство к электрону. Наибольшее значение сродства к электрону имеет атом, который проявляет наиболее ярко выраженные неметаллические свойства, т.е. атом хлора.

Основные понятия и термины

Атом – электронейтральная микросистема, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Протон (p) – элементарная частица с положительным зарядом, по абсолютной величине равным заряду электрона.

Нейтрон (n) – элементарная частица, не обладающая электрическим зарядом.

Электрон (e^-) – частица, обладающая элементарным отрицательным зарядом.

Изотопы – атомы, обладающие одинаковым зарядом ядра, но разным числом нейтронов (разными массовыми числами).

Атомная орбиталь – околоядерное пространство, в котором с наибольшей вероятностью может находиться электрон.

Главное квантовое число (n) определяет возможные значения энергии электрона, т.е. степень его удаления от ядра, или размер электронного облака.

Орбитальное квантовое число (l) характеризует форму электронных облаков и указывает на различие энергии электронов, находящихся в пределах одного энергетического уровня.

Магнитное квантовое число (m_l) характеризует проекцию магнитного момента на оси координат и пространственное расположение электронных облаков.

Спиновое квантовое число (m_s) характеризует собственный магнитный момент электрона.

Принцип наименьшей энергии – последовательность размещения электронов по атомным орбиталям в невозбужденном атоме должна отвечать наибольшей связи их с ядром, т.е. электрон должен обладать наименьшей энергией.

Принцип Паули – в атоме не может быть двух или более электронов, имеющих одинаковый набор всех четырех квантовых чисел. Следствие: на одной орбитали могут находиться не более двух электронов с противоположными спинами.

Правило Хунда – в пределах энергетического подуровня электроны располагаются так, чтобы их суммарный спин был максимальным.

Правило Клечковского – сначала заполняются те подуровни, для которых сумма значений $(n + l)$ является меньшей; а если суммы значений $(n + l)$ равны, то сначала идет заполнение подуровня с меньшим значением n .

Электронные аналоги – элементы, у которых валентные электроны описываются общей для всех элементов формулой.

Группа – совокупность элементов, содержащих одинаковое число валентных электронов.

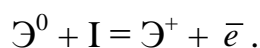
Подгруппа – совокупность элементов, являющихся безусловными электронными аналогами.

Период – последовательный ряд элементов, в атомах которых происходит заполнение одинакового числа электронных слоев.

Периодическое изменение электронного строения атомов элементов – причина периодического изменения химических свойств элементов, а также соединений, которые они образуют.

Периодический закон – свойства простых веществ, а также свойства и формы соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов элементов.

Энергия ионизации (I) – количество энергии, необходимое для отрыва электрона от невозбужденного атома:



Сродство к электрону – энергетический эффект (F) процесса присоединения электрона к нейтральному атому с превращением его в отрицательный ион: $\text{Э}^0 + \bar{e} = \text{Э}^- \pm F$.

Электроотрицательность (ЭО) – способность атома данного элемента притягивать к себе электроны, связывающие их с другими атомами в гетероатомной молекуле.

Для проверки степени усвоения материала по изучаемой теме предлагаются тестовые проверочные работы. В качестве примера рассмотрим решение одного из вариантов с целью ознакомления с методическим подходом к выбору обоснованного ответа.

1. Ядро атома некоторого изотопа содержит 16 нейтронов, а электронная оболочка – 15 электронов. Массовое число **изотопа** равно:

- 1) 16 2) 15 3) 31 4) 1

Решение. Атом – электронейтральная частица, число протонов равно числу электронов и равно 15. Ядро состоит из протонов и нейтронов и определяет массовое число атома, $16 + 15 = 31$. Следовательно, правильный ответ - 3.

2. Укажите символ химического элемента, атом которого в основном состоянии на **третьем** энергетическом уровне содержит 10 электронов:

- 1) *Ca* 2) *Ti* 3) *Se* 4) *Cu*

Решение. Третий энергетический уровень состоит из *s*-, *p*- и *d*- орбиталей, на которых располагается 10 электронов: $3s^2 3p^6 3d^2$. Написанная электронная конфигурация соответствует элементу, находящемуся в 3 периоде, в IV группе, в побочной подгруппе. Это титан. Ответ – 2.

3. Атому какого элемента (в основном состоянии) отвечает электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

- 1) *Ba* 2) *Cu* 3) *Zn* 4) *Sr*

Решение. Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ соответствует элементу 4 периода (внешний энергетический уровень), 2 группа побочная подгруппа, 10-й *d*-элемент – цинк. Ответ – 3.

4. В каком ряду элементов, символы которых приведены ниже, **увеличивается** электроотрицательность атомов?

- 1) *P; Cl; Si* 2) *Si; Cl; P* 3) *Si; P; Cl* 4) *Cl; P; Si*

Решение. Электроотрицательность по периоду слева направо увеличивается, а по группе сверху вниз уменьшается. *P; Cl; Si* - в этом ряду электроотрицательность от фосфора к хлору увеличивается, а от хлора к кремнию уменьшается. *Si; Cl; P* - в этом ряду электроотрицательность от кремния к хлору увеличивается, а затем от хлора к фосфору уменьшается.

Si; P; Cl - элементы находятся в одном третьем периоде и расположены в порядке увеличения электроотрицательности. Ответ – 3.

5. Какой ряд элементов представлен в порядке **возрастания** атомного радиуса?

- 1) *O; S; Se; Te* 2) *Na; Mg; Al; Si*
3) *C; N; O; F* 4) *I; Br; Cl; F*

Решение. Атомный радиус элементов незначительно уменьшается слева направо по периоду. По группе сверху вниз атомный радиус увеличивается. Элементы, представленные в 1 ряду расположены в одной группе и наблюдается

увеличение порядкового номера элементов ${}_8\text{O}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_{34}\text{Se}$, ${}_{52}\text{Te}$. Следовательно, в данном ряду элементов происходит увеличение атомного радиуса. Ответ – 1.

Ниже представлен комплект различных вопросов по изучаемой теме, которые составляют основу тестового контроля знаний студентов:

1. Число **электронов** в атоме аргона равно числу электронов в частице:

- 1) S^{4+} 2) Al^{3+} 3) Cl 4) N^{3-}

2. В ядре изотопа ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ число **нейтронов** больше, чем в ядре изотопа ${}^{19}_9\text{F}$ на:

- 1) 8 2) 10 3) 11 4) 12

3. В ядре атома одного из изотопов меди находится 36 нейтронов. **Массовое число** этого изотопа равно:

- 1) 29 2) 36 3) 65 4) 94

4. Укажите число **протонов** в молекуле оксида азота (II):

- 1) 30 2) 15 3) 14 4) 16

5. Отметьте химические символы **изотопов** кислорода:

- 1) O_2 2) ${}^{16}_8\text{O}$ 3) O_3 4) ${}^{18}_8\text{O}$

6. Укажите число **нейтронов** в ядре атома изотопа бария ${}^{138}_{56}\text{Ba}$:

- 1) 56 2) 138 3) 82 4) 194

7. В каких парах атомы по отношению друг к другу являются **изотопами**?

- 1) ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ и ${}^{42}_{20}\text{Ca}$ 2) ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ и ${}^{40}_{19}\text{K}$
3) ${}^{138}_{58}\text{Ce}$ и ${}^{136}_{58}\text{Ce}$ 4) ${}^{112}_{48}\text{Cd}$ и ${}^{112}_{50}\text{Sn}$

8. В ядре атома какого изотопа содержится четыре **нейтрона**?

- 1) ${}^4_2\text{He}$ 2) ${}^7_3\text{Li}$ 3) ${}^3_1\text{H}$ 4) ${}^2_1\text{H}$

9. **Изотопы** данного элемента отличаются между собой:

- 1) физическими свойствами 2) числом нейтронов в ядре атома
3) массовым числом 4) массой атома

10. Пять **неспаренных** электронов возникают при возбуждении валентных электронов атома:

- 1) лития 2) бора 3) азота 4) фосфора

11. Отметьте символы частиц с одинаковым распределением электронов по энергетическим подуровням:

- 1) O^{2-} 2) Ne 3) N^{+5} 4) Cl^{+7}

12. Укажите электронную конфигурацию иона Zn^{2+} :

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$
3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$

13. Укажите заряд ядра атома с сокращённой электронной конфигурацией основного состояния ... $3d^5 4s^2 4p^0$:

- 1) 20 2) 25 3) 30 4) 35

14. Какая электронная конфигурация соответствует частице Cl^{+5} ?

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

15. Возбуждённому состоянию атома отвечает электронная конфигурация:

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

16. Укажите символ частицы, которая имеет такую же электронную конфигурацию, как и атом аргона в основном состоянии:

- 1) Ca^{+2} 2) K 3) Cl 4) Na^{+}

17. Среди приведённых электронных конфигураций укажите невозможные:

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

18. Укажите число электронов в частице Al^{+3} :

- 1) 13 2) 27 3) 10 4) 40

19. Число протонов в атоме элемента со строением валентных подуровней $3d^6 4s^2$ равно:

- 1) 8 2) 32 3) 26 4) 30

20. Отметьте символы только d-элементов:

- 1) $Ca; Mn; Co$ 2) $Sc; Ag; Cu$
3) $Cl; Te; Ti$ 4) $Au; Ce; Po$

30. В каком ряду металлы перечислены в порядке **возрастания** химической активности простых веществ?

- 1) серебро – медь – золото 2) золото – серебро – медь
3) медь – серебро – золото 4) серебро – золото – медь

31. В атомах каких элементов в основном состоянии одинаковое число электронов на **внешнем** энергетическом уровне?

- 1) хрома 2) ванадия 3) магния 4) серы

32. Какие сокращённые электронные конфигурации отвечают **d – элементам** 4 периода?

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

33. У какого из элементов, сокращённые электронные конфигурации атомов которых приведены ниже, металлические свойства выражены **наиболее** сильно?

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

34. Укажите электронную конфигурацию атома элемента с зарядом ядра 24 в основном состоянии:

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

35. **Периодически** изменяются характеристики атомов:

- 1) заряд ядра 2) число нейтронов в ядре
3) электроотрицательность 4) число валентных электронов

36. Конфигурация орбиталей валентных электронов **висмута** совпадают с:

- 1) селеном и теллуром 2) кремнием и германием
3) азотом и фосфором 4) ниобием и танталом

37. Ион Al^{3+} имеет столько же электронов, сколько и атом:

- 1) магния 2) натрия 3) неона 4) кремния

38. В **одном периоде** находятся элементы:

- 1) со схожими химическими свойствами;
2) с одинаковым радиусом атома;

- 3) с одинаковым числом энергетических уровней;
4) заряд ядра атома которых последовательно возрастает на единицу.

39. Какой элемент имеет химические свойства, позволяющие говорить о его сходстве с элементом **кальцием**?

- 1) *C* 2) *Na* 3) *K* 4) *Sr*

40. **Внешний** уровень атома имеет электронную формулу $\dots 4s^2 4p^6$.
Определите порядковый номер этого элемента в периодической системе.

- 1) 7 2) 9 3) 36 4) 21

41. Элемент с сокращённой электронной конфигурацией **невозбуждённого** состояния атома $\dots 3d^5 4s^1$:

- 1) расположен в 3 периоде
2) имеет 6 валентных электронов
3) находится в VI группе главной подгруппы
4) расположен в VI группе побочной подгруппы.

42. Наиболее ярко выраженными **неметаллическими** свойствами обладает:

- 1) алюминий 2) сера 3) хлор 4) кремний

43. Атому какого элемента (в основном состоянии) отвечает электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$:

- 1) *Cl* 2) *Ar* 3) *Sr* 4) *Br*

44. В каком ряду элементов электроотрицательность **увеличивается** слева направо?

- 1) фтор – азот – кислород 2) кислород – азот – фтор
3) азот – кислород – фтор 4) кислород – фтор – азот

45. Какой ряд элементов включает только **d-элементы**?

- 1) элементы 11, 14, 22, 42; 2) элементы 13, 33, 54, 83;
3) элементы 24, 39, 74, 80; 4) элементы 19, 32, 51, 101

*Освоив изучаемый материал, студенты должны **знать и уметь**:*

- квантовые числа, их физический смысл;
- виды орбиталей, их геометрическую форму и ориентацию в пространстве
- принципы наименьшей энергии и Паули;

- правила Клечковского и Хунда;
- определять состав ядра;
- с помощью квантовых чисел рассчитывать количество подуровней, орбиталей и электронов на данном уровне;
- строить электронные и электронно-графические формулы элементов, зная их порядковые номера;
- определять положение элемента в периодической системе на основании его электронной формулы;
- сопоставлять различные свойства элементов, руководствуясь их положением в периодической системе;
- связь между положением элемента в периодической системе и электронным строением атома;
- периодически и непериодически изменяющиеся свойства, причины периодичности;
- закономерности изменения атомных радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности в периодах и группах.

Самостоятельная работа по теме «Строение атома. Периодическая система элементов»

Решение одного из вариантов

1. Определите число нейтронов в ядре атома изотопа урана 235.

Решение: Запишем символ атома урана, укажем значение атомной массы (235) и порядкового номера ${}_{92}\text{U}$. Число нейтронов равно разности $N = A - Z$, т.е. $235 - 92 = 143$.

2. Каким значением главного квантового числа характеризуется энергетический уровень, если он расщеплен на 4 подуровня? Напишите их буквенные обозначения.

Решение: По определению главное квантовое число = число энергетических уровней = число подуровней в данном энергетическом уровне = номер периода. Следовательно, главное квантовое число = 4.

3. Составьте электронную и электронно-графические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 15 и 29.

Решение: Элемент с порядковым номером 15 – фосфор P; электронная конфигурация атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

Элемент с порядковым номером 29 – медь Cu; электронная конфигурация атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$.

4. Сколько электронных слоев и какое число электронов содержит атом с внешним электронным слоем $5s^2 5p^6$?

Решение: Цифра 5 указывает на то, что элемент находится в 5 периоде; на внешнем энергетическом уровне 8 электронов, элемент расположен в 8 группе главной подгруппы – это ксенон Xe.

5. Напишите общую электронную формулу внешнего энергетического уровня для элементов 6 группы главной подгруппы.

Решение: Элементы 6 группы главной подгруппы имеют на внешнем энергетическом уровне 6 электронов, которые располагаются на s- и p-подуровнях: $ns^2 np^4$.

6. В чем состоит сходство и различие элементов, которые находятся в одной группе, но в разных подгруппах? Ответ поясните на примере серы и хрома.

Решение: ${}_{16}S 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ число валентных электронов = 6;
 ${}_{24}Cr 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ число валентных электронов = 6.

Данные атомы имеют одинаковое число валентных электронов, поэтому находятся в одной группе, но разное электронное строение, поэтому не являются полными электронными аналогами и располагаются в разных подгруппах.

7. Составьте электронную формулу иона алюминия. Какому атому изоэлектронен этот ион?

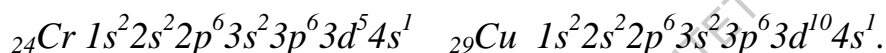
Решение: ${}_{13}Al^{3+} 1s^2 2s^2 2p^6$ (13-3 = 10 электронов). Изоэлектронные частицы имеют одинаковое электронное строение. Это атом элемента с порядковым номером 10 – Ne (неон).

8. Какую информацию о месте элемента в периодической системе и его свойствах можно получить, зная порядковый номер элемента? Покажите это на примере элементов с порядковыми номерами 11 и 17 (номер периода, группа, подгруппа, число протонов, электронов и нейтронов, число валентных электронов,

металл или неметалл, валентность, степени окисления, электронная конфигурация элемента в основном и возбужденном состояниях).

Решение: Элемент с порядковым номером 11 – натрий Na, электронная конфигурация: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Число протонов – 11; число электронов – 11, число нейтронов – $23 - 11 = 12$. Номер периода – 3; 1 группа главная подгруппа; число валентных электронов – 1; металл, степень окисления в составе простого вещества – 0 (Na); в составе соединений +1 (NaCl).

9. В атомах каких элементов (приведите 2 примера) осуществляется так называемый «провал» электрона. Объясните причину этого эффекта. **Решение:** Провал электрона обусловлен образованием более устойчивой электронной конфигурации. Наблюдается у атомов хрома и меди, электроны с 4s подуровня переходят на 3d, т.к. при этом образуются более устойчивые наполовину и полностью заполненные подуровни $3d^5$ и $3d^{10}$:



10. Какое место в периодической системе занимают 2 элемента, один из которых характеризуется наибольшим значением ионизационного потенциала и электроотрицательности, а другой – наименьшим значением этих величин?

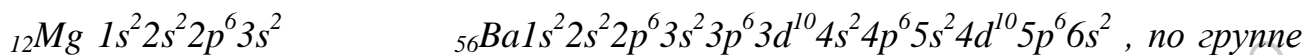
Решение: Потенциал ионизации характеризует металлические свойства атома, чем меньше энергия ионизации, тем легче атом элемента отдает электрон. Электроотрицательность характеризует неметаллические свойства атома. Наибольшим значением ионизации и электроотрицательности обладает атом фтора; наименьшим – атом франция.

11. В какой части периодической системы находятся элементы с наибольшей электроотрицательностью? Что характеризует электроотрицательность?

Решение: Электроотрицательность – способность атома данного элемента притягивать к себе электроны, связывающие их с другими атомами в гетероатомной молекуле. Электроотрицательность по периоду слева направо увеличивается, а по группе сверху вниз уменьшается. Элементы с наибольшей электроотрицательностью располагаются в верхней правой части таблицы Менделеева.

12. Какой из двух элементов является более активным металлом: магний или барий и почему?

Решение: В таблице Менделеева указанные элементы находятся в одной группе и в одной подгруппе, являются полными электронными аналогами



сверху вниз металлические свойства увеличиваются, т.к. увеличивается число энергетических уровней. Поэтому барий более активный металл.

13. Ионы Co^{2+} и Ni^{2+} легко замещают друг друга в минералах. Чем это обусловлено?

Решение: Замещение одних ионов другими в кристаллических решетках различных минералов обусловлено явлением изоморфизма (образование общих кристаллических решеток со структурой одного из компонентов), радиусы ионов должны быть близки, различие не более 10-15%.

Каждый студент может проверить, насколько хорошо им освоен материал изучаемой темы, проработав самостоятельно ниже представленные варианты. При выполнении работы, предложенной студенту, компоновка материала может быть иной.

Вариант 2

1. Определите порядковый номер элемента ${}^{41}\text{Э}$, если в его ядре находится 20 нейтронов.

2. Чему равна емкость энергетических уровней, для которых главное квантовое число равно 2 и 3?

3. Напишите электронную и электронно-графическую формулы атомов кальция и кобальта в основном состоянии.

4. Сколько электронных слоев и какое число электронов содержит атом с внешним электронным слоем $4s^2 4p^2$?

5. Какие общие свойства имеют элементы одной группы?

6. Что общего в основном электронном состоянии элементов 7 группы?

7. Какой заряд должен быть у атома фосфора, чтобы быть изоэлектронным иону хлора Cl^- ?

8. Объясните, почему хром и сера находятся в одной группе, но в разных подгруппах?

9. Какую информацию о месте элемента в периодической системе и его свойствах можно получить, зная порядковый номер элемента? Покажите это на примере элементов с порядковыми номерами 26 и 16 (номер периода, группа, подгруппа, число протонов, электронов и нейтронов, число валентных электронов, металл или неметалл, валентность, степени окисления, электронная конфигурация элемента в основном и возбужденном состояниях).

10. Из двух элементов один образует ион Э^{2-} , а другой Э^{2+} . Оба иона имеют одинаковую электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6$. Определите период, группу, подгруппу и порядковый номер каждого элемента.

11. Что такое энергия ионизации? Как изменяются величины энергии ионизации по периоду и в группе? Какие свойства характеризует величина энергии ионизации?

12. Составьте ряд металлов в порядке возрастания химической активности, исходя из предложенных элементов: барий, медь, бериллий, алюминий.

13. Какой из элементов имеет наибольшее сродство к электрону: хлор или иод? Обоснуйте свой выбор. Дайте определение понятию энергия сродства к электрону.

14. Галогенид-ионы легко замещают друг друга в минералах. Чем это обусловлено? Дайте обоснованное объяснение.

Вариант 3

1. Ядро некоторого изотопа содержит 16 нейтронов, а электронная оболочка – 15 электронов. Определите массовое число изотопа.

2. С помощью квантовых чисел рассчитайте число d- орбиталей третьего энергетического уровня.

3. Какие элементы составляют главные подгруппы?

4. Составьте электронную формулу атома хлора в основном состоянии и электронно-графические формулы для возможных возбужденных состояний атома хлора.

5. Что общего в основном электронном состоянии элементов 1 группы главной подгруппы?

6. Определите порядковый номер элемента, его положение в периодической системе, который имеет сокращенную электронную конфигурацию ... $3s^23p^4$.

7. Что общего у элементов, находящихся в одном периоде?

8. Напишите электронную формулу иона натрия и определите, какому двухзарядному аниону изоэлектронен ион натрия.

9. Какую информацию о месте элемента в периодической системе и его свойствах можно получить, зная порядковый номер элемента? Покажите это на примере элементов с порядковыми номерами 9 и 16 (номер периода, группа, подгруппа, число протонов, электронов и нейтронов, число валентных электронов, металл или неметалл, валентность, степени окисления, электронная конфигурация элемента в основном и возбужденном состояниях).

10. Объясните причины различия величин энергии ионизации для атомов лития и калия. Дайте определение понятия энергия ионизации.

11. Какой из элементов алюминий или хлор имеет наибольшее сродство к электрону и почему? Что такое сродство к электрону?

12. Атом элемента имеет электронную формулу ... $3d^54s^1$. Определите место элемента в периодической системе, составьте электронную формулу для частиц Э^{2+} и Э^{3+} .

13. Азот и висмут находятся в периодической системе в одной группе и в одной подгруппе. Однако первый из этих элементов относится к неметаллам, а второй - к металлам. Почему?

14. Ионы PZЭ^{3+} и Y^{3+} легко замещают друг друга в минералах. Чем это обусловлено? Дайте обоснованное объяснение.

Вариант 4

1. Массовое число изотопа некоторого элемента равно 130, а в электронной оболочке находится 54 электрона. Определите число протонов и нейтронов в ядре атома.

2. Какая атомная орбиталь характеризуется набором квантовых чисел $n=3, l=0, m_l=0$?

3. Составьте электронные формулы атома элемента с порядковым номером 17 в основном и возбужденном состоянии.

4. Укажите среди атомов s-элементов II группы полные и неполные электронные аналоги.

5. Определите заряд ядра атома элемента с сокращенной электронной конфигурацией $..3d^34s^2$. Укажите место элемента в периодической системе.

6. Рассчитайте суммарное число электронов на s-орбиталях в атоме магния.

7. Составьте электронную формулу иона Ca^{2+} и укажите, какому однозарядному катиону изoeлектронен ион кальция.

8. Что называется группой периодической системы? Почему в одной группе различают две подгруппы?

9. Какую информацию о месте элемента в периодической системе и его свойствах можно получить, зная порядковый номер элемента? Покажите это на примере элементов с порядковыми номерами 13 и 17 (номер периода, группа, подгруппа, число протонов, электронов и нейтронов, число валентных электронов, металл или неметалл, валентность, степени окисления, электронная конфигурация элемента в основном и возбужденном состояниях).

10. Атом элемента в основном состоянии имеет сокращенную формулу $...3d^64s^2$. Определите период, группу, подгруппу, порядковый номер элемента и напишите электронную формулу для частиц Э^{2+} и Э^{3+} .

11. В какой части периодической системы находятся элементы с наибольшей электроотрицательностью? Дайте определение понятию электроотрицательность. Какие свойства элемента характеризует величина электроотрицательности?

12. Какой из двух элементов кремний или хлор является более активным неметаллом и почему?

13. Как изменяются значения электроотрицательности элементов главных подгрупп по периодам и в пределах одной группы? Назовите два резко отличающихся по электроотрицательности элемента в третьем периоде.

14. Ионы свинца (2+) и кальция (2+) легко замещают друг друга в минералах. Чем это обусловлено? Дайте обоснованное объяснение.

Вариант 5

1. Определите число нейтронов в ядре атома изотопа урана 235.

2. Каким значением главного квантового числа характеризуется энергетический уровень, если он расщеплен на 3 подуровня? Напишите их буквенные обозначения.

3. Какие элементы называют s-элементами; p-элементами и d-элементами?

4. Напишите электронную и электронно-графическую формулы атомов серы и кобальта в основном состоянии.

5. Сколько электронных слоев и какое число электронов содержит атом с внешним электронным слоем $4s^2 4p^4$?

6. Определите порядковый номер элемента, его положение в периодической системе, который имеет сокращенную электронную конфигурацию $\dots 3s^2 3p^5$.

7. Что общего у элементов, находящихся в одном третьем периоде?

8. Рассчитайте суммарное число электронов на s-орбиталях в атоме железа.

9. Какую информацию о месте элемента в периодической системе и его свойствах можно получить, зная порядковый номер элемента? Покажите это на примере элементов с порядковыми номерами 20 и 27 (номер периода, группа, подгруппа, число протонов, электронов и нейтронов, число валентных электронов, металл или неметалл, валентность, степени окисления, электронная конфигурация элемента в основном и возбужденном состояниях).

10. Атом элемента имеет электронную формулу $\dots 3d^5 4s^1$. Определите место элемента в периодической системе, составьте электронную формулу для частиц Э^{2+} и Э^{3+} .

11. Какой из элементов кремний или бром имеет наибольшее сродство к электрону и почему? Что характеризует энергия сродства к электрону?

12. Какой из двух элементов углерод или хлор является более активным неметаллом и почему?

13. Азот и висмут находятся в периодической системе в одной группе и в одной подгруппе. Однако первый из этих элементов относится к неметаллам, а второй - к металлам. Почему?

14. Ионы Pz^{3+} и Y^{3+} легко замещают друг друга в минералах. Чем это обусловлено? Дайте обоснованное объяснение.

Список литературы

1. Третьяков Ю.Д. Неорганическая химия: в 3 т.- М.: Академия, 2004. – Т.1. – 240с.
2. Гельфман М.М., Юстратов В.П. Химия. Серия «Учебники для ВУЗов Специальная литература». – СПб.: Лань. 2000. – 480с.
3. Лидин Р.А., Аликберова Л.Ю., Логинова Г.Н. Общая и неорганическая химия в вопросах: пособие для ВУЗов / Под ред. Р.А.Лидина. – М.: Дрофа, 2004. – 304с.
4. Коровин Н.В. Общая химия: учебник для технических направлений и спец. ВУЗов. – М.: Высш.шк., 1998. – 559с.
5. Неорганическая химия: учеб. для вузов /Д.А.Князев, С.Н.Смарыгин. – 3-е изд., испр. – М.: Дрофа, 2005. – 591с.