

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ
УРАЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ЛЕСОТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
Кафедра общей и неорганической химии

Б.П. Середа, С.В. Смирнов,
Т.Б. Голубева, С.В. Целищева,
Г.В. Киселева

СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

Методические указания
для лабораторных и практических занятий
студентов очной и заочной форм обучения
по всем направлениям и специальностям обучения в УГЛТУ

Екатеринбург
2008

Печатается по рекомендации методической комиссии ИЭФ
Протокол № 4 от 28 марта 2008 г.

Рецензент – доцент канд. техн. наук Л.П. Леканов

Редактор А.Л. Ленская

Оператор А.А. Сидорова

Подписано в печать 15.09.08		Поз. 62
Плоская печать	Формат 60x84 1/16	Тираж 250 экз.
Заказ №	Печ. л. 0,93 печ. л.	Цена 3 руб. 00 коп

Редакционно-издательский отдел УГЛТУ
Отдел оперативной полиграфии УГЛТУ

ВВЕДЕНИЕ

Методические указания к учебно-исследовательской лабораторной работе по теме «Строение атома и Периодический закон» предназначены для студентов очной и заочной форм обучения по всем направлениям и специальностям, изучающим разделы общей химии, связанные со строением вещества и периодическим изменением свойств элементов и их соединений: «Химия», «Общая и неорганическая химия», «Концепции современного естествознания».

При подготовке данных методических указаний авторами были использованы ранее изданные методические указания и учебное пособие кафедры общей и неорганической химии [1-3].

Методические указания состоят из теоретической, практической и экспериментальной частей. Студенты должны выполнить расчётную работу в соответствии с приведёнными в тексте вариантами индивидуальных заданий. При этом авторами разработаны задания разных уровней сложности: упрощённый (задания 1 – 3) и повышенный (задания 4 – 6). Материал, необходимый для выполнения заданий 4 – 6, приведён в теоретической части.

Перед выполнением практического эксперимента в лаборатории при внеаудиторной самостоятельной работе студентами выполняется теоретическое прогнозирование. Рекомендуется при этом использовать литературу из библиографического списка, а также конспекты лекций.

СОВРЕМЕННАЯ МОДЕЛЬ СТРОЕНИЯ АТОМА

Современной модели строения атома предшествовала теория Нильса Бора, который принял планетарную модель Эрнеста Резерфорда, дополнив её положениями квантовой теории Макса Планка.

Согласно модели Бора (см. рисунок) электроны располагаются вокруг ядра на разрешённых орбитах, для которых момент количества движения электрона mvr квантован и пропорционален постоянной Планка:

$$mvr = \frac{h}{2\pi} n, \quad (1)$$

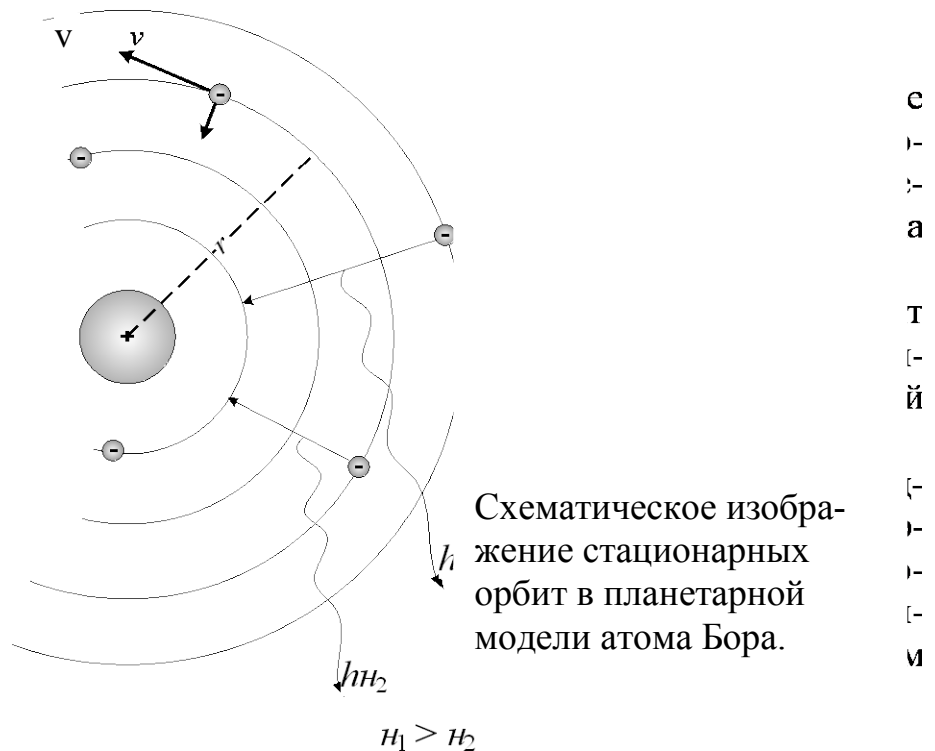
где m – масса электрона;

v – скорость электрона;

r – радиус стационарной орбиты электрона;

n – главное квантовое число (принимает значения 1, 2, 3...∞);

h – постоянная Планка ($6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж·с).



Радиусы орбит зависят от тангенциальной составляющей скорости электрона v .

Переходы с одной стационарной орбиты на другую сопровождаются выделением или поглощением кванта энергии $h\nu$.

По Бору, каждой стационарной орбите электрона или энергетическому уровню с главным квантовым числом n соответствует определённое значение энергии E_n . Наименьшей энергией обладает электрон на первом энергетическом уровне, для которого $n=1$. Первая «боровская орбита» имеет минимальный радиус, который обозначают через « a »¹. Из уравнения (1) при $n=1$ находим

$$a = \frac{h}{2\pi m v} = 5,29 \cdot 10^{-2} \text{ нм.} \quad (2)$$

Для атома водорода потенциальная энергия электрона на первой боровской орбите определяется электростатическим взаимодействием положительно заряженного ядра и отрицательно заряженного электрона²:

$$E_1 = -\frac{e^2}{2a} = -R. \quad (3)$$

В спектроскопии эту энергию принято обозначать как «постоянную Ридберга» R ($R=1312$ кДж/моль).

В общем случае энергия электрона в электростатическом поле атомного ядра элемента с порядковым номером N определяется зарядом Z этого ядра³:

$$E_n = -\frac{RZ^2}{n^2}. \quad (4)$$

Фактически энергия притяжения электрона к атомному ядру оказывается меньше вследствие экранирующего действия электронов, располагающихся между рассматриваемым электроном и ядром. Для расчета энергии электрона в атоме вводят понятие «эффективный заряд атомного ядра» Z^* , определяемый как разность заряда ядра и «постоянной экранирования» S_n :

$$Z^* = Z - S_n. \quad (5)$$

Постоянная экранирования рассчитывается как сумма вкладов электронов атома. Существуют пять эмпирических правил, позволяющих приближенно оценить «постоянную экранирования» для любого электрона, находящегося на энергетическом уровне с номером n .

1. Электроны, имеющие более высокие значения главного квантового числа по сравнению с рассматриваемым уровнем, не вносят никакого вклада в экранирование.

¹ В 1928 г. Дуглас Хартри предложил «атомную систему единиц», в которой за единицу длины принят радиус первой «боровской орбиты».

² Абсолютное значение заряда электрона $e=1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл; в системе CGSE заряд электрона равен $4,803 \cdot 10^{-10}$ электростатических единиц.

³ $Z = N$.

2. Каждый электрон, находящийся на том же энергетическом уровне, что и рассматриваемый, даёт вклад 0,35 в постоянную экранирования.

3. Каждый из s - и p -электронов на предшествующем внутреннем энергетическом уровне вносит в постоянную экранирования вклад 0,85.

4. Каждый из d - и f -электронов на предшествующем внутреннем энергетическом уровне вносит в постоянную экранирования вклад 1,0.

5. Вклады от всех электронов, находящихся на более глубоких энергетических уровнях, принимаются равными 1,0.

Пример. Рассчитать постоянную экранирования S_n и эффективный заряд атомного ядра Z^* для внешнего электрона атомов лития, фтора и калия.

$$\begin{array}{ll}
 {}_3\text{Li } 1s^2 2s^1 & S_2 = 2 \cdot 0,85 = 1,70; \\
 & Z^* = 3 - 1,7 = 1,3. \\
 {}_9\text{F } 1s^2 2s^2 2p^5 & S_2 = 6 \cdot 0,35 + 2 \cdot 0,85 = 3,80; \\
 & Z^* = 9 - 3,8 = 5,2. \\
 {}_{19}\text{K } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 & S_4 = 8 \cdot 0,85 + 10 \cdot 1,00 = 16,80; \\
 & Z^* = 19 - 16,8 = 2,2.
 \end{array}$$

Представления об эффективном заряде атомного ядра позволяют производить приближённую оценку энергии электрона E_n по уравнению

$$E_n = -\frac{RZ^{*2}}{n^2}. \quad (6)$$

Теория Бора хорошо описывала атом водорода, но с её помощью нельзя было объяснить и рассчитать, например, спектр многоэлектронных атомов. Учет тонкой структуры энергетического спектра потребовал использования, наряду с главным квантовым числом, орбитального квантового числа l . Для приближённой оценки среднего размера атомной орбитали r пользуются следующим выражением:

$$r = \frac{an^2}{Z^*} \left(\frac{3}{2} - \frac{l(l+1)}{2n^2} \right). \quad (7)$$

В 1924 г. французский физик Луи де Бройль предположил, что все виды материи, в том числе и элементарные частицы – электроны, могут проявлять волновые свойства. Австрийский физик Эрвин Шредингер разработал квантовомеханическую модель атома и в 1927 году предложил уравнение для нахождения «волновых функций электрона» ψ . Существенный вклад в объяснение волновых свойств электрона, связанных со спиновым квантовым числом, внёс английский физик Поль Дирак. Основные законы квантовой механики носят вероятностный характер, непосредственно вытекающий из сформулированного в 1927 г. немецким физиком Вернером Гейзенбергом принципа неопределённости, в соответствии с которым

для электрона нельзя одновременно определить с любой заданной точностью его пространственные координаты и импульс.

В отличие от теории Бора, современная модель строения атома описывает электронные состояния как квадрат волновой функции ψ^2 , который пропорционален вероятности обнаружения электрона в заданной области пространства. Пространство, в котором наиболее вероятно пребывание электрона, носит название «атомная орбиталь» (АО). Согласно современной модели электрон занимает АО, а не орбиту, как у Бора. Расчеты показывают, что наиболее вероятное расстояние электрона от ядра и средняя энергия электрона на данном энергетическом уровне соответствуют расчетам Бора.

Для параметрического описания волновых функций ψ в трёхмерном пространстве используются три квантовых числа: n – главное, l – орбитальное (или побочное) и m – магнитное. Главное квантовое число определяет энергию и размер АО, орбитальное – форму АО, а магнитное – пространственную ориентацию АО.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

Периодичность (или повторяющееся изменение отличительных характеристик предметов и явлений) – это неотъемлемое свойство движущейся материи, позволяющее с помощью ограниченного набора элементов реализовать бесконечное многообразие Природы. Периодичность окружающего нас мира проявляется в смене циклов активности Солнца, в характерных морфологических и физиологических признаках животных и растений, в закономерностях строения атомных ядер⁴ и в многих других положениях физики, метеорологии, социологии и т.п. Однако только в химии это фундаментальное положение естествознания сформулировано в 1869 году Дмитрием Ивановичем Менделеевым как Периодический закон. Сейчас хорошо известно, что причиной периодического изменения химических свойств простых и сложных веществ является сходство в строении внешних (валентных) электронных оболочек атомов.

В электронейтральном атоме число электронов совпадает с зарядом атомного ядра, который определяется числом протонов p^+ . В свою очередь, заряд атомного ядра совпадает с порядковым номером элемента. Современная формулировка Периодического закона Д.И.Менделеева отражает эти закономерности: Свойства атомов, а также соединений, ими образуемых,

⁴ Для комбинации нуклонов в атомных ядрах наблюдается повторяемость. Наиболее устойчивые атомные ядра отвечают, так называемым, «магическим числам» — 2, 8, 20, 28, 50, 82, 126, которые соответствуют числу протонов p^+ и нейтронов n^0 в атомных ядрах. Например, $He^4(2p^+2n^0)$, $O^{16}(8p^+8n^0)$, $Ca^{40}(20p^+20n^0)$, и т.п.

находятся в периодической зависимости от порядкового номера элемента в Периодической таблице.

К периодически изменяющимся относятся кислотно-основные и окислительные свойства веществ, радиусы атомов и ионов, энергии ионизации, характер химических связей и др.

Как показывают расчеты по формулам (6) и (7), у элементов, относящихся к одной подгруппе⁵ Периодической системы элементов Д.И. Менделеева, эффективный заряд ядра приблизительно одинаков, в результате чего по мере возрастания порядкового номера элемента радиус атомов, как правило, последовательно увеличивается, а энергия электрона – уменьшается⁶.

При переходе слева направо вдоль каждого периода радиус атомов постепенно уменьшается, поскольку в пределах одного периода число заселённых энергетических уровней остаётся постоянным, средний радиус электронов любого энергетического уровня, определяемый преимущественно главным квантовым числом n также мало изменяется, а заряд ядра последовательно возрастает.

Энергию связи внешних электронов с атомным ядром характеризует энергия (потенциал) ионизации I_i . Для свободного атома – это первый потенциал ионизации I_1 , для однозарядного катиона – второй I_2 , для двухзарядного – третий I_3 и т.д. Если известно соответствующее значение энергии ионизации, то, пользуясь формулой (6), можно определить эффективный заряд атомного ядра⁷ из условия $E_n = -I_i$:

$$Z^* = \sqrt{\frac{I_i n^2}{R}}. \quad (8)$$

Используя формулу (4) и найденное значение Z^* , можно рассчитать средний размер атомной орбитали с квантовыми числами n и l :

$$r = \frac{5,29n^2}{Z^*} \left(\frac{3}{2} - \frac{l(l+1)}{2n^2} \right). \quad (9)$$

Размеры, форма и энергетические характеристики АО внешних энергетических уровней атомов определяют периодический характер изменения в периодах и подгруппах большого количества свойств элементов и

⁵ Для элементов, принадлежащих одной подгруппе, строение внешних валентных уровней совпадает, а значение главного квантового числа для внешних электронов совпадает с номером периода.

⁶ Рассчитанное по формуле (3) значение энергии электрона не учитывает межэлектронное отталкивание и строго применимо для одноэлектронных (водородоподобных) атомов. Для многоэлектронных атомов найденное E_n является приближённой величиной.

⁷ Эффективный заряд Z^* , действующий на электроны, принадлежащие разным энергетическим подуровням, меняется в зависимости от постоянной экранирования.

образуемых ими соединений. Так, к периодически изменяющимся в зависимости от положения атома в Периодической таблице относятся, наряду с радиусами атомов и потенциалов ионизации, электроотрицательность, молярный объем, устойчивые степени окисления, тип химических связей у простых веществ, кислотно-основной характер оксидов и гидроксидов, окислительно-восстановительные свойства.

Существуют свойства, которые также связаны с зарядом атомных ядер, но периодическими не являются. В качестве примера рассмотрим рентгеновские спектры излучения атомов, наблюдающиеся при переходе электронов с внешних энергетических уровней возбужденных атомов на глубокие энергетические уровни с небольшими значениями главных квантовых чисел (1, 2, 3, ...), которые являются уникальной характеристикой атомов элемента и называются характеристическими. Для характеристических спектров рентгеновского излучения элемента, согласно закону Мозли (*H. Moseley*, 1913 г.), справедливо утверждение, что корень квадратный из частоты ν характеристического рентгеновского излучения и заряд атомного ядра Z связаны линейной зависимостью:

$$\sqrt{\frac{\nu}{R}} = \frac{Z - S_n}{n}, \quad (10)$$

где R – постоянная Ридберга.

Существуют также свойства, которые связаны со строением электронных оболочек атомов и ионов, но периодического изменения в зависимости от зарядов атомных ядер не наблюдается. Одним из таких свойств является окраска соединений, которая обусловлена переходами валентных электронов между энергетическими подуровнями внешних энергетических уровней. Эти переходы определяются преимущественно характером и прочностью химических связей в соединениях, изменение которых даже для однотипных веществ имеет сложный характер.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Индивидуальные задания выполняются по варианту, номер которого совпадает с порядковым номером фамилии студента в журнале группы. При выполнении заданий следует использовать Периодическую таблицу Д.И. Менделеева, справочную и учебную литературу по химическим свойствам элементов и их соединений.

1. Главные и побочные подгруппы элементов

Для трех элементов с порядковыми номерами Z_1 , Z_2 и Z_3 составьте полные электронные конфигурации атомов. Подчеркните валентные электроны. Укажите, к каким электронным семействам (s -, p -, d - или f -) отно-

сятся данные элементы. Исходя из положения в Периодической системе элементов, кратко опишите химические свойства подчеркнутого элемента (металлические или неметаллические, возможные степени окисления, формулу высшего гидроксида и др.).

№	Z_1, Z_2, Z_3	№	Z_1, Z_2, Z_3	№	Z_1, Z_2, Z_3	№	Z_1, Z_2, Z_3
1	42, 49, 88	9	52, 60, 74	17	39, 61, 80	25	34, 42, 101
2	46, 59, 84	10	51, 56, 105	18	41, 72, 94	26	55, 65, 89
3	47, 51, 104	11	57, 66, 86	19	36, 69, 89	27	35, 57, 100
4	55, 77, 90	12	38, 72, 92	20	57, 97, 107	28	57, 66, 86
5	40, 54, 85	13	43, 79, 89	21	56, 62, 82	29	48, 53, 78
6	48, 53, 78	14	45, 87, 91	22	53, 65, 106	30	39, 61, 80
7	50, 70, 81	15	37, 75, 93	23	33, 64, 72	31	51, 56, 105
8	44, 73, 83	16	35, 63, 103	24	46, 55, 94	32	46, 59, 84

2. Полная электронная формула атома

По валентным электронам атома, указанным в Вашем варианте, определите его порядковый номер и символ, представьте полную электронную конфигурацию этого атома.

№	Внешние электроны	№	Внешние электроны	№	Внешние электроны	№	Внешние электроны
1	$4f^2 5d^0 6s^2$	9	$5f^2 6d^1 7s^2$	17	$5s^2 5p^3$	25	$6s^2$
2	$5d^{10} 6s^1$	10	$6s^2 6p^1$	18	$4s^2 4p^4$	26	$4d^{10} 5s^1$
3	$5s^2$	11	$4f^7 5d^0 6s^2$	19	$6s^2 6p^6$	27	$5f^8 6d^1 7s^2$
4	$6s^2 6p^4$	12	$5s^2 5p^6$	20	$5d^{10} 6s^1$	28	$4d^5 5s^1$
5	$4d^{10} 5s^2$	13	$6s^2 6p^3$	21	$7s^1$	29	$5f^7 6d^1 7s^2$
6	$7s^2$	14	$5f^4 6d^1 7s^2$	22	$5s^2 5p^2$	30	$6s^1$
7	$5d^7 6s^2$	15	$4d^2 5s^2$	23	$4d^8 5s^1$	31	$6s^2 6p^3$
8	$4d^3 5s^2$	16	$5f^3 6d^1 7s^2$	24	$5s^2 5p^4$	32	$5d^{10} 6s^2$

3. Электронное строение атомов в соединениях

Для Вашего варианта составьте химические формулы соединений, в которых реализуется указанная степень окисления атомов. Запишите электронные конфигурации, отвечающие этим степеням окисления.

№	ионы	№	ионы	№	ионы	№	ионы
1	As^{3-}, Cd^{+2}	9	P^{3-}, Co^{+3}	17	N^{3-}, Hg^{+}	25	As^{+3}, Mo^{+2}
2	Fe^{+3}, I	10	Fe^{6+}, Br^{-}	18	Pb^{2+}, Mn^{+7}	26	Br^{-}, Mn^{4+}
3	Cr^{+3}, Ge^{4-}	11	Ni^{+3}, Sn^{4-}	19	Cr^{+2}, I	27	S^{2-}, W^{2+}
4	Mn^{4+}, Te^{2-}	12	S^{2-}, Ba^{+2}	20	Br^{-}, Cu^{+2}	28	Sb^{3-}, Tl^{+}
5	Se^{2-}, Fe^{+2}	13	Bi^{3+}, Ni^{+2}	21	Au^{+}, Se^{4+}	29	Si^{4-}, Mo^{6+}
6	Si^{4+}, Ag^{+}	14	Cl, Rb^{+}	22	Te^{2-}, Ti^{+3}	30	Nb^{+3}, Si^{4-}
7	Ge^{4+}, V^{+2}	15	Pb^{4+}, Ag^{+}	23	As^{5+}, Mn^{6+}	31	P^{5+}, Cu^{+}
8	Mn^{+2}, Te^{2-}	16	Ga^{3+}, Sn^{2+}	24	Br^{-}, Cu^{+2}	32	Ni^{3+}, Ti^{4+}

4. Изменение свойств элементов в подгруппах

В соответствии с Вашим вариантом, для подгруппы элементов II—V периодов составьте конфигурацию внешних валентных электронов. Пользуясь справочным материалом, для каждого элемента укажите значения радиуса атомов или ионов, первого потенциала ионизации и электроотрицательности. Исходя из положения элементов в Периодической таблице, опишите окислительно-восстановительные свойства простых веществ.

Сделайте вывод, как изменяются указанные свойства атомов при увеличении порядкового номера элемента в подгруппе. Что является причиной периодического изменения свойств атомов?

№	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Подгруппа	IVA	VIB	VA	IVB	VIA	VIB	IIIA	VIB	IIA	VB
№	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
Подгруппа	VIA	IVB	VA	VIB	IIIB	VIB	IIIB	VB	IVA	VIB
№	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
Подгруппа	IVB	IA	VIB	IB	IIIB	VA	IIIB	IIIA	IIA	VB

5. Изменение радиусов атомов в периоде

Для заданных в Вашем варианте атомов с порядковыми номерами Z_4 , Z_5 , Z_6 , Z_7 составьте полные электронные конфигурации, укажите валентные электроны, укажите к какой подгруппе (главной или побочной) относятся эти атомы. Пользуясь справочной литературой, найдите первые потенциалы ионизации для каждого атома⁸. Пользуясь формулами (8) и (9), рассчитайте эффективный заряд атомного ядра и среднее расстояние между внешним валентным электроном и ядром для каждого атома.

№	Z_4	Z_5	Z_6	Z_7	№	Z_4	Z_5	Z_6	Z_7	№	Z_4	Z_5	Z_6	Z_7
1	38	41	49	50	11	37	39	49	51	21	20	28	31	33
2	37	40	50	52	12	38	43	50	54	22	19	27	32	34
3	55	72	81	83	13	38	41	49	50	23	37	39	49	51
4	56	73	82	86	14	37	40	51	53	24	38	43	50	54
5	38	43	49	52	15	55	72	81	83	25	56	73	82	86
6	38	40	50	53	16	56	73	76	82	26	20	28	31	33
7	56	75	81	84	17	39	43	49	51	27	55	72	81	83
8	56	72	82	83	18	38	40	48	50	28	39	43	49	51
9	20	28	31	33	19	72	75	81	84	29	38	41	49	50
10	19	27	32	34	20	56	72	82	83	30	20	28	31	33

Сделайте выводы о том,

- как изменяются радиусы атомов в пределах одного периода;
- какие факторы оказывают основное влияние на размеры атомов.

⁸ Если потенциалы ионизации приведены в эВ/атом, то для дальнейших расчётов их следует перевести в кДж/моль умножением справочного значения на множитель 96500.

6. Изменение радиусов атомов главных подгрупп

Для заданных в Вашем варианте атомов с порядковыми номерами Z_8, Z_9, Z_{10}, Z_{11} составьте полные электронные конфигурации, укажите валентные электроны, укажите, к какой подгруппе (главной или побочной) относятся эти атомы. Пользуясь справочной литературой, найдите первые потенциалы ионизации для каждого атома⁸. Пользуясь формулами (8) и (9), рассчитайте эффективный заряд атомного ядра и среднее расстояние между внешним валентным электроном и ядром для каждого атома.

№ варианта	Z_8	Z_9	Z_{10}	Z_{11}
1, 9, 17, 24	3	11	19	37
2, 10, 18, 25	4	12	20	38
3, 11, 19, 26	5	13	31	49
4, 12, 20, 27	6	14	32	50
5, 13, 21, 28	7	15	33	51
6, 14, 22, 29	8	16	34	52
7, 15, 23, 30	9	17	35	53
8, 16, 24, 31	10	18	36	54

Сделайте выводы о том,

- как изменяются радиусы атомов в пределах одного периода;
- какие факторы оказывают основное влияние на размеры атомов.

7. Сравнение радиусов атомов и ионов

Для атома Вашего варианта с порядковым номером Z_{12} составьте полные электронные конфигурации атома и соответствующего двухзарядного катиона. Отметьте валентные электроны атома и иона. Пользуясь справочной литературой, найдите первый I_1 и третий I_3 потенциалы ионизации для заданного атома⁸. Используя формулы (8) и (9), рассчитайте эффективный заряд атомного ядра и среднее расстояние между внешним валентным электроном и ядром для каждого атома.

№	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
Z_{12}	25	26	27	23	22	29	30	32	48	43	28	25	30	27	21
№	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
Z_{12}	22	48	22	28	25	30	27	21	25	27	23	30	32	30	27

Сделайте вывод о том, как изменяются радиусы при переходе от атомов к положительно заряженным ионам.

8. Изменение кислотно-основных свойств элементов в периодах

Для элементов III периода, за исключением хлора и аргона, запишите электронные конфигурации валентных подуровней, возможные степени

окисления и химические формулы оксидов и гидроксидов, отвечающие наиболее высоким степеням окисления. Запишите названия этих соединений.

Проведите опыты, с помощью которых можно установить химический характер гидроксидов с высшими степенями окисления каждого атома. При выполнении опытов следует использовать таблицу растворимости солей, оснований и кислот в воде.

Опыт 1. Получение гидроксидов элементов III периода

Используя растворы солей магния, алюминия и кремния, получите осадки гидроксидов магния, алюминия и кремниевой кислоты. Запишите соответствующие уравнения химических реакций в ионной и молекулярной формах.

Запишите уравнения электролитической диссоциации молекул гидроксида натрия, фосфорной и серной кислот в водных растворах.

Опыт 2. Исследование кислотно-основных свойств гидроксидов элементов III периода

Подействуйте водными растворами гидроксида калия и соляной кислоты на гидроксиды натрия, магния, алюминия, кремниевую, ортофосфорную и серную кислоты. Реакции, протекающие в растворах без участия осадков, проконтролируйте по изменению pH с помощью универсальной индикаторной бумаги. Отметьте, в каких случаях наблюдаются химические реакции. Запишите соответствующие уравнения протекающих реакций в ионной и молекулярной формах.

Сделайте вывод об изменении кислотно-основных свойств у гидроксидов элементов III периода.

Отметьте наличие амфотерных свойств у исследованных соединений.

Укажите, какой химический характер имеет гидроксид хлора в степени окисления «+7»; запишите химическую формулу и название этого гидроксида.

Опыт 3. Периодическое изменение химического характера гидроксидов элементов IVA группы

Тест 1. Гидроксид углерода(IV) — угольная кислота

В пробирку с газоотводной трубкой насыпают ~ 2 г мрамора ($CaCO_3$), добавляют раствор 2 н. хлороводородной кислоты. Образующийся углекислый газ пропускают через известковое молоко – насыщенный раствор $Ca(OH)_2$, наблюдают помутнение раствора и последующее растворение

осадка. Напишите уравнения соответствующих реакций. Сделайте вывод о химическом характере оксида углерода (IV).

Тест 2. Гидроксид кремния — кремниевая кислота

В пробирку вносят ~ 2 мл раствора хлороводородной кислоты и ~ 2 мл раствора силиката натрия. Наблюдают образование осадка (геля) кремниевой кислоты. Образовавшийся осадок растворяют в 4 н растворе гидроксида натрия. Напишите уравнения соответствующих реакций. Сделайте вывод о силе кремниевой кислоты.

Тест 3. Гидроксид олова (IV)

В две пробирки вносят по 2-4 капли раствора SnCl_4 и по 2-4 капли 2 н. раствора гидроксида натрия до выпадения белого осадка. К полученному осадку в одну пробирку добавляют несколько мл раствора хлороводородной кислоты, в другую – несколько мл раствора гидроксида натрия (в обоих случаях – до растворения осадка). Составьте уравнения соответствующих реакций. Сделайте вывод о характере гидроксида олова (IV).

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Серeda, Б.П. Методические указания и программы для расчётов в курсе общей и неорганической химии [Текст] / Б.П. Серeda, С.В. Смирнов, Г.И. Балдуева. Свердловск. 1981.

2. Серебrenникова, И.Н. Электронное строение атома и Периодическая система элементов [Текст] / И.Н. Серебrenникова, А.В. Нечаев. Методические указания и задачи для самостоятельной работы студентов I курса всех специальностей очной и заочной форм обучения, Екатеринбург, 2004.

3. Серeda, Б.П. Общая и неорганическая химия [Текст]: учеб. пособие / Б.П. Серeda, Л.С. Молочников, Л.В. Демидова, С.В. Целищева. Екатеринбург: УГЛТУ, 2002. – 275 с.

4. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Текст]: Учебник для студентов хим.-технолог. специальностей вузов / Н.С. Ахметов. М.: Высш. шк., 2002. – 743 с.

5. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия [Текст]: Учебник для вузов / Я.А. Угай. М.: Высш. шк., 2000. – 527 с.

6. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия [Текст]: Учебник для вузов / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. М.: Химия, 2000. – 592 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	3
СОВРЕМЕННАЯ МОДЕЛЬ СТРОЕНИЯ АТОМА	4
ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН	7
ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ	9
Задание 1 Главные и побочные подгруппы элементов	9
Задание 2 Полная электронная формула атома	10
Задание 3 Электронное строение атомов в соединениях ...	10
Задание 4 Изменение свойств элементов в подгруппах	11
Задание 5 Изменение радиусов атомов в периоде	11
Задание 6 Изменение радиусов атомов главных подгрупп	12
Задание 7 Сравнение радиусов атомов и ионов	12
Задание 8 Изменение кислотно-основных свойств элементов в периодах	12
Опыт 1 Получение гидроксидов элементов III периода .	13
Опыт 2 Исследование кислотно-основных свойств гидроксидов элементов III периода	13
Опыт 3 Периодическое изменение химического харак- тера гидроксидов элементов IVA группы	13
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК	14