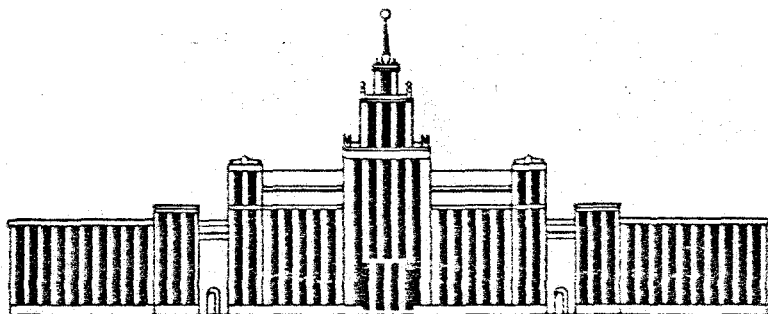


МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ



ЮЖНО-УРАЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

54(07)
Э455

Крюкова И.В., Животовская Г.П.,
Сидоренкова Л.А., Дворяшина Ю.С.

**ЭЛЕКТРОННЫЕ СТРУКТУРЫ АТОМОВ.
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ
Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА**

Учебное пособие

Челябинск
2004

ЭОХ

Министерство образования и науки Российской Федерации
Южно-Уральский государственный университет
Кафедра общей химии

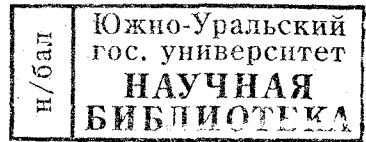
54(07)
Э455

Крюкова И.В., Животовская Г.П.,
Сидоренкова Л.А., Дворяшина Ю.С.

**ЭЛЕКТРОННЫЕ СТРУКТУРЫ АТОМОВ.
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ
Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА**

Учебное пособие

6125



Челябинск
Издательство ЮУрГУ
2004

Электронные структуры атомов. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева: Учебное пособие / И.В. Крюкова, Г.П. Животовская, Л.А. Сидоренкова, Ю.С. Дворяшина. – Челябинск: Изд. ЮУрГУ, 2004. – 69 с.

Учебное пособие предназначено для самостоятельного изучения данной темы студентами нехимических специальностей технических вузов.

В начале пособия приведены основные приёмы учебно-познавательной деятельности и предлагается шесть вариантов задач (вопросов), охватывающих разделы темы: электрон в атоме, электронная структура многоэлектронных атомов, периодическое изменение свойств элементов и их соединений. Основные теоретические сведения по разделам даны в обучающей программе. Завершается пособие лабораторной работой, целью которой является углубление и закрепление теоретических положений, выработка навыков проведения эксперимента, умение объяснять наблюдаемые явления, анализировать полученные результаты и формулировать выводы.

Ил. 9, табл. 12, список лит. – 8 назв.

Одобрено учебно-методической комиссией физико-металлургического факультета.

Рецензенты: Гернер В.И., Вансович Э.А.

ПРЕДИСЛОВИЕ

Основной задачей высшей школы является подготовка специалистов, умеющих творчески мыслить. Это качество необходимо им в профессиональной деятельности для решения теоретических и практических проблем.

В настоящем пособии сделана попытка научить студента основным приёмам учебно-познавательной деятельности и развить его творческое мышление. С этой целью в начале пособия предлагаются варианты для самостоятельной работы. В них даны задачи (вопросы), ответы на которые требуют глубокого, осмысленного понимания изучаемого материала, поиска дополнительной информации, умения анализировать имеющиеся данные, что способствует приведению системы знаний в целое. При решении задачи (вопроса) необходимо:

- внимательно ознакомиться с условием и мысленно наметить ход решения;
- чётко представлять, какую информацию и из какого раздела темы использовать;
- установить, требуется ли непосредственное применение теоретического материала (перенос знаний) или сначала надо провести анализ, т.е. установить взаимосвязь отдельных элементов задачи (вопроса), получить нужные сведения, сопоставить их и лишь после этого дать ответ;
- установить, достаточно ли имеющейся информации в условии задачи (вопроса) или требуются дополнительные данные;
- получив ответ, проанализировать его, чтобы быть уверенным в правильности решения.

Любой человек в познавательной деятельности к окончательному результату может идти различными путями. Но тем не менее в большинстве случаев используются некоторые общие приёмы:

Анализ и синтез (греч. *analysis* – разложение и *synthesis* – соединение) – процессы мысленного разложения целого на составные части и воссоединение целого из частей. Анализ – познание частей как элементов сложного целого. Синтез – процесс объединения в целое частей, свойств, отношений, выделенных посредством анализа. Синтез дополняет анализ и находится с ним в единстве. Анализ и синтез выступают как логические приёмы мышления, связанные с рядом мыслительных операций: абстракцией (отвлечением), обобщением, сравнением и т.п. Анализ приводит к выделению сущности.

Аналогия (греч. *analogia* – соответствие) – вывод о наличии определенных признаков на основании фиксации сходства, существующего в некоторых других признаках. Обычная схема заключения по аналогии: объект «В» обладает признаками а, b, с, d, e, объект «С» – признаками b, c, d, e. Следовательно, объект «С», вероятно, обладает признаком а.

Дедукция и индукция (лат. *deductio* – выведение и *inductio* – наведение). Дедукция – умозаключение от общего к частному, от общих суждений к частным или другим общим выводам. Индукция – умозаключение от частных случаев к

общему выводу, от отдельных фактов к обобщениям. В научном познании дедукция неразрывно связана с индукцией.

Интуиция (лат. *intueri* – пристально, внимательно смотреть) – способность непосредственного постижения истины на основе очень большого опыта деятельности в данной области.

Классификация (лат. *classis* – разряд + *facere* – делать) – распределение предметов, явлений, понятий по классам, деление классов на виды, деление видов и т.д. в зависимости от их общих признаков.

Так классификация химических элементов, созданная Д.И. Менделеевым, основана на познании законов связи между видами, перехода от одного вида к другому в процессе развития.

Обобщение – логический процесс перехода от единичного к общему, от менее общего к более общему знанию. Получение обобщенного знания означает более глубокое отражение действительности, проникновение в её сущность.

Предсказание (греч. *prognosis* – прогноз) – предвидение, основанное на определенных данных.

Систематизация (греч. *systema* – целое, составленное из частей) – расположение в определенном порядке, установление определенной последовательности, приведение в систему.

Сравнение – сопоставление объектов с целью выявления черт сходства и черт различия между ними (или того и другого вместе). Является важной предпосылкой обобщения. Игрет большую роль в умозаключениях по аналогии. Суждения, выражающие результат сравнения, служат цели раскрытия содержания понятий о сравниваемых объектах.

Этими приемами может воспользоваться обучающийся при самостоятельном выполнении вариантов. Но прежде чем приступить к решению вопросов и задач, предложенных в вариантах, необходимо внимательно ознакомиться с обучающей программой. В ней изложены основные теоретические положения, связанные с природой электрона, его состоянием в атоме, электронной структурой атомов, периодическим изменением свойств химических элементов и их соединений. Кроме того, в обучающей программе показаны пути решения некоторых задач.

В вариантах наиболее сложными являются задачи 11, 17, 20, в которых предлагается объяснить противоречие и решить проблему. Проблема (греч. *problem* – задача, задание) – это определенная система знаний и доступной информации, в которой имеются несогласованные элементы и противоречивые соотношения. Решить проблему – это значит преобразовать имеющуюся систему в новую, в которой устранены несогласованность и противоречие. Для этого необходимо привлечь новую информацию, сопоставить её с имеющейся, создать новые связи среди элементов системы знаний. В задачах 11, 17, 20 устранить кажущиеся несогласованность и противоречия можно на основании анализа данных о расположении элементов в периодической системе Д.И. Менделеева и электронной структуре их атомов. Это даёт возможность привести знания в единую систему и решить проблему.

Для облегчения работы с вариантами можно воспользоваться предметным указателем (с. 65) и следующим указателем типа задач:

Перенос знаний: 1–4, 7, 8, 13, 14, 15а.

Сравнение: 5, 6, 12, 19, 23.

Решение проблемы: 11, 17, 20.

Предсказание: 9, 18, 21, 22, 24.

Недостаток информации: 10, 15б.

Сообразительность: 16.

Обобщение: 25.

Завершает пособие лабораторная работа, выполняя которую студент приобретает навыки проведения эксперимента и используя на практике основные приёмы познавательной деятельности, учится объяснять изучаемые явления, анализировать полученные результаты.

ВАРИАНТЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

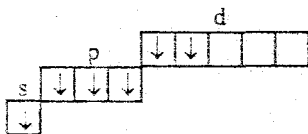
ВАРИАНТ I

1. В чём заключается двойственная природа электрона?
2. Какому значению орбитального квантового числа l соответствуют s-орбитали? При каком значении главного квантового числа n возможны s-орбитали? Почему на любом энергетическом уровне возможна только одна s-орбиталь? Какова её форма?
3. Каким квантовым числом характеризуется второй энергетический уровень? Каково его значение? Сколько и какие подуровни возможны на нём? Каким квантовым числом характеризуется каждый из этих подуровней? Каковы его значения? Сколько и какие атомные орбитали возможны на подуровнях? Изобразить орбитали на этих подуровнях в виде магнитно-квантовых ячеек.
4. Обосновать максимально возможное число электронов на подуровнях $3p$ и $3d$.
5. Два электрона находятся на 4 s-орбитали. Каким квантовым числом они отличаются и каковы его значения?
6. Электроны переходят: а) с 3s на 2p-подуровень;
б) с 3d на 4p-подуровень.

В каком случае энергия поглощается, а в каком выделяется? Ответ обоснуйте, используя одно из правил Клечковского, подсчитав сумму $(n+l)$ для этих подуровней.

7. Даны следующие элементы: ${}_{18}\text{Ar}$, ${}_{8}\text{O}$, ${}_{26}\text{Fe}$, ${}_{33}\text{As}$. Для каждого элемента:
а) написать электронную формулу атома;
б) определить, к какому семейству относится элемент;
в) распределить валентные электроны атома по орбиталям (магнитно-квантовым ячейкам), учитывая правило Гунда;
г) определить ковалентность атома в нормальном и возбужденном состояниях.

8. Написать электронные формулы атомов ${}_{24}\text{Cr}^0$ и ${}_{29}\text{Cu}^0$ (учесть «проскок» электрона). Распределить валентные электроны по атомным орбиталям (магнитно-квантовым ячейкам). Объяснить, почему в данном случае происходит «проскок» электрона.
9. Даны следующие элементы: ${}_{38}\text{Sr}$, ${}_{42}\text{Mo}$, ${}_{53}\text{I}$. Исходя из положения элемента в периодической системе Д.И. Менделеева, предсказать для каждого из них:
- число энергетических уровней, занятых электронами;
 - к какому семейству относится элемент;
 - на каких уровнях и подуровнях находятся валентные электроны, записать их электронную конфигурацию.
10. Нейтральный атом некоего газа обладает следующим набором заполненных орбиталей: $1s, 2s, 2p, 3s$. Из атомов какого элемента состоит этот газ?
11. Элементы азот, фосфор, ванадий находятся в V группе периодической системы Д.И. Менделеева:
- валентные электроны атома азота находятся на втором, атома фосфора – на третьем, а атома ванадия – на третьем и четвертом энергетических уровнях;
 - ковалентность азота равна трём, а фосфора и ванадия – трём и пяти.
- Из приведенных данных следует, что элементы одной и той же группы характеризуются различно. Объяснить, противоречие это или закономерное изменение свойств, проявляемых атомами элементов данной группы. Ответ обосновать.
12. Чем отличается электронная структура атома ${}_{26}\text{Fe}^0$ от атома ${}_{25}\text{Mn}^0$ и атома ${}_{26}\text{Fe}^0$ от иона ${}_{26}\text{Fe}^{2+}$?
13. Попробуйте дать пространственное изображение орбиталей атома ${}_5\text{B}^0$ и иона ${}_5\text{B}^+$. Указать количество электронов на каждой орбитали.
14. Определить, в каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если конфигурация валентных электронов в его атоме, следующая: а) $5s^25p^2$; б) $4d^45s^1$.
15. Определить, в каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если:
- его атом имеет следующую конфигурацию внешнего и предвнешнего энергетических уровней: $3s^23p^63d^{10}4s^24p^5$;
 - электронная формула атома включает электронную конфигурацию $4d^2$.
16. В какой группе и подгруппе находятся элементы, если валентные электроны их атомов в возбужденном состоянии располагаются следующим образом:



17. Хром и сера – элементы VI группы периодической системы:
- в виде простого вещества хром проявляет металлические свойства, а сера – неметаллические;

б) хром проявляет только восстановительные свойства, а сера – в зависимости от условий может быть и окислителем, и восстановителем.

Из приведённых данных следует, что элементы одной и той же группы характеризуются различно. Объяснить, противоречие это или закономерное изменение свойств, проявляемых атомами элементов данной группы. Ответ обосновать.

18. Исходя из положения элементов в периодической системе Д.И. Менделеева: $_{21}\text{Sc}$, $_{39}\text{Y}$, $_{57}\text{La}$ – предсказать, какой из атомов этих элементов имеет наименьший радиус.
19. Объяснить, почему радиус иона Fe^{3+} меньше, чем радиус иона Fe^{2+} и атома Fe^0 . Как изменяется радиус в ряду $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$? Дать качественную оценку.
20. Элементы пятой группы побочной подгруппы имеют атомные радиусы (пм): V – 131, Nb – 143, Ta – 143. Следовательно, при переходе от четвёртого периода к пятому радиус атома элемента возрастает, а от пятого к шестому практически не изменяется. В главной подгруппе этой же группы у элементов As, Sb, Bi, расположенных в тех же периодах, в которых находятся элементы побочной подгруппы, атомный радиус возрастает (табл.5).
Объяснить, противоречие это или закономерное изменение величин атомных радиусов элементов. Ответ обосновать.
21. Атомы элементов V группы периодической системы Д.И. Менделеева имеют следующие величины энергии ионизации (кДж/моль): P – 1018,07; Bi – 702,52; As – 946,66; N – 1399,25; Sb – 833,76.
Предсказать изменение восстановительных свойств атомов этих элементов, найдя закономерность в изменении величин их энергии ионизации.
22. Исходя из положения элементов $_{17}\text{Cl}$ и $_{35}\text{Br}$ в периодической системе Д.И. Менделеева, предсказать, какой из атомов этих элементов является более сильным окислителем. Результат подтвердить величинами энергии срoдства к электрону (табл. 8).
23. Фосфор с фтором, серой и кальцием образует соединения соответственно PF_3 , P_2S_3 , Ca_3P_2 . Используя величины относительной электроотрицательности (табл. 9), найти, в каких случаях фосфор является окислителем, в каких – восстановителем: и почему?
24. Предсказать, какая из двух кислот является более сильным электролитом: а) H_2SO_3 или H_2SO_4 ; б) H_2SO_3 или H_2SeO_3 .
25. Выполнив все задачи (вопросы) данного варианта, попытайтесь сделать заключение о тех возможностях, которые открылись при изучении строения вещества после того, как стало известно, что электрон не только частица, но и волна.

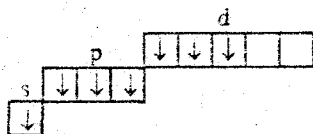
ВАРИАНТ 2

1. Какой физический смысл имеет главное квантовое число n ? Какие значения может иметь это число?
2. Какими квантовыми числами характеризуются $4p_x$ -, $4p_y$ -, $4p_z$ -орбитали? Каковы значения этих чисел? Какова форма p -орбиталей? Каким образом они ориентированы в пространстве?
3. Каким квантовым числом характеризуется третий энергетический уровень? Каково его значение? Сколько и какие подуровни возможны на этом уровне? Каким квантовым числом характеризуется каждый подуровень и каковы его значения? Сколько и какие орбитали возможны на каждом энергетическом подуровне? Изобразить их в виде магнитно-квантовых ячеек.
4. Какое максимальное количество электронов может находиться на первом энергетическом уровне? Дать обоснование, используя набор квантовых чисел. Распределить электроны по подуровням в пределах данного уровня.
5. Два электрона находятся на $3p_x$ -орбитали. Каким набором квантовых чисел они характеризуются? Чем они отличаются друг от друга?
6. Как будет увеличиваться энергия электронов на $4s$ -, $4p$ -, $4d$ -, $4f$ -подуровнях? При ответе использовать одно из правил Клечковского, подсчитав сумму $(n + l)$ для этих подуровней.
7. Даны следующие элементы: ${}^3\text{Li}$, ${}^7\text{N}$, ${}^{28}\text{Ni}$, ${}^{31}\text{Ga}$. Для каждого элемента:
 - а) написать электронную формулу атома;
 - б) определить, к какому семейству относится элемент;
 - в) распределить валентные электроны атома по орбиталиям (магнитно-квантовым ячейкам), учитывая правило Гунда;
 - г) определить ковалентность атома в нормальном и возбужденном состояниях.
8. Написать электронные формулы атомов ${}^{24}\text{Cr}^0$ и ${}^{29}\text{Cu}^0$ (учесть «проскок» электрона). Распределить валентные электроны по атомным орбиталиям (магнитно-квантовым ячейкам). Объяснить, почему в данном случае происходит «проскок» электрона.
9. Даны следующие элементы: ${}^{55}\text{Cs}$, ${}^{57}\text{La}$, ${}^{82}\text{Pb}$. Исходя из положения элемента в периодической системе Д.И. Менделеева, предсказать для каждого из них:
 - а) число энергетических уровней, занятых электронами;
 - б) к какому семейству относится элемент;
 - в) на каких уровнях и подуровнях находятся валентные электроны, записать их электронную конфигурацию.
10. Нейтральный атом некоего газа обладает следующим набором заполненных орбиталей: $1s$, $2s$, $2p$, $3s$, $3p$, $4s$. Из атомов какого элемента состоит этот газ?
11. Элементы кислород, сера и хром находятся в VI группе периодической системы Д.И. Менделеева:
 - а) валентные электроны атома кислорода находятся на втором, атома серы – на третьем, а атома хрома – на третьем и четвертом энергетических уровнях;

б) ковалентность кислорода равна двум, серы – двум, четырём и шести, хрома – шести.

Из приведённых данных следует, что элементы одной и той же группы характеризуются различно. Объяснить, противоречие это или закономерное изменение свойств, проявляемых атомами элементов данной группы. Ответ обосновать.

12. Чем отличается электронная структура атома ${}_{20}\text{Ca}^0$ от атома ${}_{21}\text{Sc}^0$ и атома ${}_{20}\text{Ca}^0$ от иона ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$?
13. Попытайтесь дать пространственное изображение орбиталей атома ${}_{3}\text{Li}^0$ и иона ${}_{3}\text{Li}^+$. Указать количество электронов на каждой орбитали.
14. Определить, в каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если конфигурация валентных электронов в его атоме, следующая: а) $4s^2 4p^4$; б) $5d^2 6s^2$.
15. Определить, в каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если:
а) его атом имеет следующую конфигурацию внешнего и предвнешнего энергетических уровней: $4s^2 4p^6 5s^2$;
б) электронная формула атома включает электронную конфигурацию $5d^2$.
16. В какой группе и подгруппе находятся элементы, если валентные электроны их атомов в возбуждённом состоянии располагаются следующим образом:



17. Кремний и титан – элементы IV группы периодической системы:
а) в виде простого вещества титан проявляет металлические свойства, а кремний – неметаллические;
б) титан проявляет только восстановительные свойства, а кремний – в зависимости от условий может быть и окислителем, и восстановителем.
Из приведённых данных следует, что элементы одной и той же группы характеризуются различно. Объяснить, противоречие это или закономерное изменение свойств, проявляемых атомами элементов данной группы. Ответ обосновать.
18. Исходя из положения элементов в периодической системе Д.И. Менделеева, предсказать, атом какого элемента в каждой паре имеет больший радиус:
а) ${}_{9}\text{F}$, ${}_{17}\text{Cl}$; б) ${}_{3}\text{Li}$, ${}_{19}\text{K}$; в) ${}_{14}\text{Si}$, ${}_{16}\text{S}$; г) ${}_{22}\text{Ti}$, ${}_{25}\text{Mn}$.
19. Объяснить, почему радиус иона Cr^{3+} больше, чем радиус иона Cr^{2+} , но меньше радиуса атома Cr^0 . Как изменяется радиус в ряду $\text{Cr}^0 \rightarrow \text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}^{6+}$? Дать качественную оценку.
20. Элементы шестой группы побочной подгруппы имеют атомные радиусы (пм): Cr – 125. Mo – 136. W – 137. Следовательно, при переходе от четвёртого периода к пятому радиус атома элемента возрастает, а от пятого к шестому практически не изменяется. В главной подгруппе этой же группы у элементов

Se, Te, Po, расположенных в тех же периодах, в которых находятся элементы побочной подгруппы, атомный радиус возрастает (табл.5).

Объяснить, противоречие это или закономерное изменение величин атомных радиусов элементов. Ответ обосновать.

21. Предсказать, как будет изменяться энергия ионизации атомов элементов Li, B, C, O, F, если электронная конфигурация внешнего энергетического уровня их следующая: ${}_3\text{Li} \dots 2s^1$; ${}_5\text{B} \dots 2s^2 2p^1$; ${}_6\text{C} \dots 2s^2 2p^2$; ${}_8\text{O} \dots 2s^2 2p^4$; ${}_9\text{F} \dots 2s^2 2p^5$. Какой из атомов этих элементов самый сильный окислитель?
22. Исходя из положения элементов ${}_{16}\text{S}$ и ${}_{17}\text{Cl}$ в периодической системе Д.И. Менделеева, предсказать, какой из атомов этих элементов является более сильным окислителем. Результат подтвердить величинами энергии сродства к электрону (табл. 8).
23. Кислород с фтором, серой и натрием образует соединения OF_2 , SO_2 , Na_2O . Используя величины относительной электроотрицательности (табл. 9), определить, в каких случаях кислород является окислителем, в каких – восстановителем и почему?
24. Предсказать, как изменяются восстановительная активность и сила кислот в ряду: HF , HCl , HBr , HI ?
25. Выполнив все задачи (вопросы) данного варианта, попытайтесь сделать заключение о тех возможностях, которые открылись при изучении строения вещества после того, как стало известно, что электрон не только частица, но и волна.

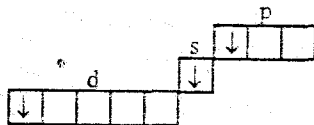
ВАРИАНТ 3

1. Какой физический смысл имеет орбитальное квантовое число ℓ ? Какие значения может иметь ℓ в зависимости от n ?
2. Какому значению орбитального квантового числа ℓ соответствуют d-орбитали? При каком значении главного квантового числа n возможны d-орбитали? Почему возможны только пять d-орбиталей?
3. Каким квантовым числом характеризуется первый энергетический уровень? Каково его значение? Какие подуровни возможны на этом уровне? Каким квантовым числом характеризуется подуровень? Каково его значение? Сколько и какие орбитали возможны на подуровне? Изобразить орбиталь в виде магнитно-квантовой ячейки.
4. Обосновать максимально возможное число электронов на подуровне $4s$ и на подуровне $4f$.
5. Два электрона имеют три одинаковых квантовых числа: $n = 2$, $\ell = 0$, $m_\ell = 0$. Каким квантовым числом они отличаются и каковы его значения? На каком энергетическом уровне и подуровне находятся эти два электрона?
6. Энергия некоторых атомных орбиталей характеризуется суммой $(n+\ell)$, равной 5. При этом значения n и ℓ следующие: а) $n = 5$, $\ell = 0$; б) $n = 4$, $\ell = 1$; в) $n = 3$, $\ell = 2$. Найти, какие это атомные орбитали. Объяснить, в какой после-

довательности увеличивается их энергия, используя одно из правил Клечковского.

7. Даны следующие элементы: $_{11}\text{Na}$, $_{13}\text{Al}$, $_{23}\text{V}$, $_{32}\text{Ge}$. Для каждого элемента:
 - а) написать электронную формулу атома;
 - б) определить, к какому семейству относится элемент;
 - в) распределить валентные электроны атома по орбиталям (магнитно-квантовым ячейкам), учитывая правило Гунда;
 - г) определить ковалентность атома в нормальном и возбужденном состояниях.
8. Написать электронные формулы атомов $_{24}\text{Cr}^0$ и $_{29}\text{Cu}^0$ (учесть «проскок» электрона). Распределить валентные электроны по атомным орбиталям (магнитно-квантовым ячейкам). Объяснить, почему в данном случае происходит «проскок» электрона.
9. Даны следующие элементы: $_{20}\text{Ca}$, $_{27}\text{Co}$, $_{34}\text{Se}$. Исходя из положения элемента в периодической системе Д.И. Менделеева, предсказать для каждого из них:
 - а) число энергетических уровней, занятых электронами;
 - б) к какому семейству относится элемент;
 - в) на каких уровнях и подуровнях находятся валентные электроны, записать их электронную конфигурацию.
10. Нейтральный атом некоего газа обладает следующим набором заполненных орбиталей: $1s$, $2s$, $2p$. Из атомов какого элемента состоит этот газ?
11. Элементы фтор, хлор и марганец находятся в VII группе периодической системы Д.И. Менделеева:
 - а) валентные электроны атома фтора находятся на втором, атома хлора – на третьем, а атома марганца – на третьем и четвертом энергетических уровнях;
 - б) ковалентность фтора равна единице; хлора – единице, трём, пяти, семи; марганца – пяти и семи.Из приведённых данных следует, что элементы одной и той же группы характеризуются различно. Объяснить, противоречие это или закономерное изменение свойств, проявляемых атомами элементов данной группы. Ответ обосновать.
12. Чем отличается электронная структура атома $_{30}\text{Zn}^0$ от атома $_{31}\text{Ga}^0$ и атома $_{30}\text{Zn}^0$ от иона $_{30}\text{Zn}^{2+}$?
13. Попытайтесь дать пространственное изображение орбиталей атома $_{6}\text{C}^0$ и иона $_{6}\text{C}^{2+}$. Указать количество электронов на каждой орбитали.
14. Определить, в каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если конфигурация валентных электронов в его атоме, следующая: а) $6s^2 6p^6$; б) $3d^7 4s^2$.
15. Определить, в каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если:
 - а) его атом имеет следующую конфигурацию внешнего и предвнешнего энергетических уровней: $5s^2 5p^6 5d^5 6s^2$;
 - б) электронная формула атома включает электронную конфигурацию br^4 .

16. В какой группе и подгруппе находятся элементы, если валентные электроны их атомов в возбужденном состоянии располагаются следующим образом:

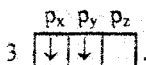


17. Фосфор и ванадий – элементы V группы периодической системы:
- а) в виде простого вещества ванадий проявляет металлические свойства, а фосфор – неметаллические;
 - б) ванадий проявляет только восстановительные свойства, а фосфор – в зависимости от условий может быть и окислителем, и восстановителем.
- Из приведённых данных следует, что элементы одной и той же группы характеризуются различно. Объяснить, противоречие это или закономерное изменение свойств, проявляемых атомами элементов данной группы. Ответ обосновать.
18. Исходя из положения элементов в периодической системе Д.И. Менделеева, предсказать, какой из атомов элементов: ${}_5\text{B}$, ${}_{13}\text{Al}$, ${}_{31}\text{Ga}$, ${}_{49}\text{In}$, ${}_{81}\text{Tl}$ – имеет наибольший радиус.
19. Объяснить, почему радиус иона S^{2-} больше, радиуса атома S^0 , а радиус иона S^{6+} меньше радиуса атома S^0 . Как изменяется радиус в ряду $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^0 \rightarrow \text{S}^{6+}$? Дать качественную оценку.
20. Элементы первой группы побочной подгруппы имеют атомные радиусы (пм): Cu – 125, Ag – 145, Au – 144. Следовательно, при переходе от четвертого периода к пятому радиус атома элемента возрастает, а от пятого к шестому практически не изменяется. В главной подгруппе этой же группы у элементов K, Rb, Cs, расположенных в тех же периодах, в которых находятся элементы побочной подгруппы, атомный радиус возрастает (табл. 5).
Объяснить, противоречие это или закономерное изменение величин атомных радиусов элементов. Ответ обосновать.
21. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атомов s-элементов II группы периодической системы Д.И. Менделеева следующая: ${}_4\text{Be} \dots 2s^2$; ${}_{12}\text{Mg} \dots 3s^2$; ${}_{20}\text{Ca} \dots 4s^2$; ${}_{38}\text{Sr} \dots 5s^2$; ${}_{56}\text{Ba} \dots 6s^2$. Предсказать, как будет изменяться энергия ионизации атомов этих элементов и какой из них самый сильный восстановитель?
22. Исходя из положения элементов ${}_{15}\text{P}$ и ${}_{16}\text{S}$ в периодической системе Д.И. Менделеева, предсказать, какой из атомов этих элементов является более сильным окислителем. Результат подтвердить величинами энергии сродства к электрону (табл. 8).
23. Водород с натрием, азотом и хлором образует соединения соответственно NaNH_2 , NH_3 , HCl . Используя величины относительной электроотрицательности (табл. 9), определить, в каких случаях водород является окислителем, в каких – восстановителем и почему?

24. Предсказать, какое из двух соединений является более сильным основанием и почему: а) NaOH или CsOH ; б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или $\text{Ba}(\text{OH})_2$?
25. Выполнив все задачи (вопросы) данного варианта, попытайтесь сделать заключение о тех возможностях, которые открылись при изучении строения вещества после того, как стало известно, что электрон не только частица, но и волна.

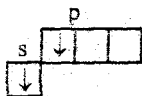
ВАРИАНТ 4

1. Можно ли определить траекторию движения электрона в атоме?
2. Какому значению орбитального квантового числа ℓ соответствуют р-орбитали? При каком значении главного квантового числа n возможны р-орбитали? Почему возможны только три р-орбитали? Какова форма этих орбиталей и их ориентация в пространстве?
3. Какому из наборов квантовых чисел n и ℓ : а) $n = 5, \ell = 2$; б) $n = 3, \ell = 0$; в) $n = 4, \ell = 3$ соответствуют энергетические подуровни: 3s, 4f, 5d. Сколько орбиталей может находиться на каждом из этих подуровней? Изобразить орбитали на 5d-подуровне в виде магнитно-квантовых ячеек.
4. Какое максимальное количество электронов может находиться на четвертом энергетическом уровне? Дать обоснование, используя набор квантовых чисел. Распределить электроны по подуровням в пределах данного уровня.
5. Два электрона находятся на орбиталях 3p-подуровня следующим образом:



- Каким квантовым числом они отличаются и каковы его значения?
6. Энергия атомных орбиталей 4d, 5s и 5p характеризуется суммой $(n + \ell) = 4 + 2 = 6$; $(n + \ell) = 5 + 0 = 5$ и $(n + \ell) = 5 + 1 = 6$ соответственно. Найти, в какой последовательности увеличивается энергия этих орбиталей, используя правила Клечковского.
 7. Даны следующие элементы: ${}_{12}\text{Mg}$, ${}_{14}\text{Si}$, ${}_{27}\text{Co}$, ${}_{34}\text{Se}$. Для каждого элемента:
 - а) написать электронную формулу атома;
 - б) определить, к какому семейству относится элемент;
 - в) распределить валентные электроны атома по орбиталям (магнитно-квантовым ячейкам), учитывая правило Гунда;
 - г) определить ковалентность атома в нормальном и возбужденном состоянии.
 8. Написать электронные формулы атомов ${}_{24}\text{Cr}^1$ и ${}_{29}\text{Cu}^0$ (учесть «проскок» электрона). Распределить валентные электроны по атомным орбиталям (магнитно-квантовым ячейкам). Объяснить, почему в данном случае происходит «проскок» электрона.
 9. Даны следующие элементы: ${}_{56}\text{Ba}$, ${}_{74}\text{W}$, ${}_{84}\text{Po}$. Исходя из положения элемента в периодической системе Д.И. Менделеева, предсказать для каждого из них:
 - а) число энергетических уровней, занятых электронами;

- б) к какому семейству относится элемент;
- в) на каких уровнях и подуровнях находятся валентные электроны, записать их электронную конфигурацию.
10. Нейтральный атом некоего газа имеет следующий набор энергетических подуровней: $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s$. Все орбитали подуровней заполнены максимально, кроме $3d$, на котором находятся три электрона. Из атомов какого элемента состоит этот газ?
11. Элементы углерод, кремний и титан находятся в IV группе периодической системы Д.И. Менделеева:
- а) валентные электроны атома углерода находятся на втором, атома кремния – на третьем, а атома титана – на третьем и четвертом энергетических уровнях;
- б) степень окисления углерода и кремния может быть $-4, +2, +4$, а титана только $+2$ и $+4$.
- Из приведённых данных следует, что элементы одной и той же группы характеризуются различно. Объяснить, противоречие это или закономерное изменение свойств, проявляемых атомами элементов данной группы. Ответ обосновать.
12. Чем отличается электронная структура атома ${}_{15}\text{P}^0$ от атома ${}_{16}\text{S}^0$ и атома ${}_{13}\text{P}^0$ от иона ${}_{13}\text{P}^{3-}$?
13. Попытайтесь дать пространственное изображение орбиталей атома dBe^0 и иона dBe^{2+} . Указать количество электронов на каждой орбитали.
14. Определить, в каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если конфигурация валентных электронов в его атоме, следующая: а) $6s^2 6p^1$; б) $4d^2 5s^2$.
15. Определить, в каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если:
- а) его атом имеет следующую конфигурацию внешнего и предвнешнего энергетических уровней: $5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2$;
- б) электронная формула атома включает электронную конфигурацию $5d^6$.
16. В какой группе и подгруппе находятся элементы, если валентные электроны их атомов в возбуждённом состоянии располагаются следующим образом:



17. Хлор и марганец – элементы VII группы периодической системы:
- а) в виде простого вещества марганец проявляет металлические свойства, а хлор – неметаллические;
- б) марганец проявляет только восстановительные свойства, а хлор – в зависимости от условий может быть и окислителем, и восстановителем.
- Из приведённых данных следует, что элементы одной и той же группы характеризуются различно. Объяснить, противоречие это или закономерное изменение свойств, проявляемых атомами элементов данной группы. Ответ обосновать.

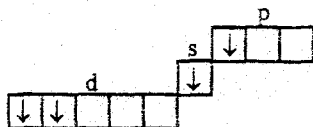
18. Исходя из положения элементов в периодической системе Д.И. Менделеева, предсказать, атом какого из них имеет меньший радиус ${}_{29}\text{Cu}$ или ${}_{19}\text{K}$.
19. Объяснить, почему радиус иона Cl^- больше радиус атома Cl^0 , а радиус иона Cl^{7+} меньше радиуса атома Cl^0 . Как изменяется радиус в ряду $\text{Cl} \rightarrow \text{Cl}^0 \rightarrow \text{Cl}^{7+}$? Дать качественную оценку.
20. Элементы восьмой группы побочной подгруппы имеют атомные радиусы (пм): Ni – 124, Pd – 138, Pt – 139. Следовательно, при переходе от четвертого периода к пятому радиус атома элемента возрастает, а от пятого к шестому практически не изменяется. В главной подгруппе этой же группы у элементов K, Xe, Rn, расположенных в тех же периодах, в которых находятся элементы побочной подгруппы, атомный радиус возрастает (табл. 5).
Объяснить, противоречие это или закономерное изменение величин атомных радиусов элементов. Ответ обосновать.
21. Предсказать, какой из атомов элементов: S, Cl, Ar – будет иметь наибольшую величину энергии ионизации, если электронная конфигурация их внешнего энергетического уровня следующая: ${}_{16}\text{S} \dots 3s^2 3p^4$; ${}_{17}\text{Cl} \dots 3s^2 3p^5$; ${}_{18}\text{Ar} \dots 3s^2 3p^6$.
22. Исходя из положения в периодической системе Д.И. Менделеева, предсказать, какой из атомов элементов – ${}_{8}\text{O}$ или ${}_{9}\text{F}$ является более активным окислителем. Результат подтвердить величинами энергии сродства к электрону (табл. 8).
23. Азот с фтором, водородом и кислородом образует соединения NF_3 , NH_3 , N_2O_3 . Используя величины относительной электроотрицательности (табл. 9), определить, в каких случаях азот является окислителем, в каких – восстановителем и почему?
24. Предсказать, как изменяются сила кислот и их окислительная активность в ряду: $\text{HMnO}_4 \rightarrow \text{HTcO}_4 \rightarrow \text{HReO}_4$?
25. Выполнив все задачи (вопросы) данного варианта, попытайтесь сделать заключение о тех возможностях, которые открылись при изучении строения вещества после того, как стало известно, что электрон не только частица, но и волна.

ВАРИАНТ 5

1. Какой физический смысл имеет магнитное квантовое число m_l ? Какие значения может принимать m_l при данном l ?
2. Какому значению орбитального квантового числа l соответствуют f-орбитали? При каком значении главного квантового числа n возможны f-орбитали? Почему возможно семь f-орбиталей?
3. Каким квантовым числом характеризуется четвертый энергетический уровень? Каково его значение? Сколько и какие подуровни возможны на этом уровне? Каким квантовым числом характеризуется каждый подуровень и каковы его значения? Сколько и какие орбитали возможны на каждом подуровне данного уровня? Изобразить орбитали на этих подуровнях в виде магнитно-квантовых ячеек.

4. Какое максимальное число электронов может находиться на любой атомной орбитали? Ответ обосновать, используя набор четырёх квантовых чисел и принцип Паули.
5. Два электрона располагаются на $3p_z$ -орбитали. Каким квантовым числом они отличаются и каковы его значения?
6. Имеются орбитали: $5d$, $6p$ и $7s$. Найти сумму $(n+l)$ для каждой орбитали. Объяснить, используя одно из правил Клечковского, в какой последовательности увеличивается этих орбиталей.
7. Даны следующие элементы: ${}_{4}Be$, ${}_{17}Cl$, ${}_{21}Sc$, ${}_{32}Ge$. Для каждого элемента:
 - а) написать электронную формулу атома;
 - б) определить, к какому семейству относится элемент;
 - в) распределить валентные электроны атома по орбиталям (магнитно-квантовым ячейкам), учитывая правило Гунда;
 - г) определить ковалентность атома в нормальном и возбужденном состояниях.
8. Написать электронные формулы атомов ${}_{24}Cr^0$ и ${}_{29}Cu^0$ (учесть «проскок» электрона). Распределить валентные электроны по атомным орбиталям (магнитно-квантовым ячейкам). Объяснить, почему в данном случае происходит «проскок» электрона.
9. Даны следующие элементы: ${}_{38}Sr$, ${}_{43}Tc$, ${}_{51}Sb$. Исходя из положения элемента в периодической системе Д.И. Менделеева, предсказать для каждого из них:
 - а) число энергетических уровней, занятых электронами;
 - б) к какому семейству относится элемент;
 - в) на каких уровнях и подуровнях находятся валентные электроны, записать их электронную конфигурацию.
10. Нейтральный атом некоего газа имеет следующий набор энергетических уровней: $1s$, $2s$, $2p$, $3s$, $3p$, $3d$, $4s$, $4p$. Все орбитали подуровней заполнены максимально, кроме $4p$, на котором находятся 5 электронов. Из атомов какого элемента состоит этот газ?
11. Элементы неон, аргон и железо находятся в VIII группе периодической системы Д.И. Менделеева:
 - а) валентные электроны атома неона находятся на втором, атома аргона – на третьем, а атома железа – на третьем и четвёртом энергетических уровнях;
 - б) ковалентность неона и аргона равна нулю, а максимальная ковалентность железа – шести.
 Из приведённых данных следует, что элементы одной и той же группы характеризуются различно. Объяснить, противоречие это или закономерное изменение свойств, проявляемых атомами элементов данной группы. Ответ обосновать.
12. Чем отличается электронная структура атома ${}_{22}Ti^0$ от атома ${}_{23}V^0$ и атома ${}_{22}Ti^0$ от иона ${}_{22}Ti^{4+}$?
13. Попытайтесь дать пространственное изображение орбиталей атома ${}_{7}N^0$ и иона ${}_{7}N^{3+}$. Указать количество электронов на каждой орбитали.

14. Определить, в каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если конфигурация валентных электронов в его атоме, следующая: а) $5s^2 5p^3$; б) $4d^7 5s^1$.
15. Определить, в каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если: а) его атом имеет следующую конфигурацию внешнего и предвнешнего энергетических уровней: $4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^4$; б) электронная формула атома включает электронную конфигурацию $5d^2$.
16. В какой группе и подгруппе находятся элементы, если валентные электроны их атомов в возбужденном состоянии располагаются следующим образом:



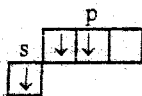
17. Селен и молибден – элементы VI группы периодической системы: а) в виде простого вещества молибден проявляет металлические свойства, а селен – неметаллические; б) молибден является только восстановителем, а селен – в зависимости от условий может быть и окислителем, и восстановителем. Из приведённых данных следует, что элементы одной и той же группы характеризуются различно. Объяснить, противоречие это или закономерное изменение свойств, проявляемых атомами элементов данной группы. Ответ обосновать.
18. Исходя из положения элементов главной подгруппы VI группы периодической системы Д.И. Менделеева, предсказать, как будет изменяться радиус атома при переходе от ${}_8\text{O}$ к ${}_{52}\text{Te}$.
19. Объяснить, почему радиус иона Mn^{2+} меньше радиуса атома Mn^0 , но больше радиуса иона Mn^{7+} . Как изменяется радиус в ряду $\text{Mn}^0 \rightarrow \text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{7+}$? Дать качественную оценку.
20. Элементы второй группы побочной подгруппы имеют атомные радиусы (пм): Zn - 133, Cd - 149, Hg - 150. Следовательно, при переходе от четвёртого периода к пятому радиус атома элемента возрастает, а от пятого к шестому практически не изменяется. В главной подгруппе этой же группы у элементов Ca, Sr, Ba, расположенных в тех же периодах, в которых находятся элементы побочной подгруппы, атомный радиус возрастает (табл. 5). Объяснить, противоречие это или закономерное изменение величин атомных радиусов элементов. Ответ обосновать.
21. Предсказать, какой из атомов элементов: Al, Si, P – будет иметь наименьшую величину энергии ионизации, если электронная конфигурация их внешнего энергетического уровня следующая: ${}_{13}\text{Al} \dots 3s^2 3p^1$; ${}_{14}\text{Si} \dots 3s^2 3p^2$; ${}_{15}\text{P} \dots 3s^2 3p^3$.
22. Исходя из положения элементов ${}_5\text{V}$ и ${}_6\text{C}$ в периодической системе Д.И. Менделеева, предсказать, какой из атомов этих элементов является более сильным окислителем. Результат подтвердить величинами энергии сродства к электрону (табл. 8).

23. Мышьяк с кислородом, водородом и магнием образует соединения соответственно As_2O_3 , AsH_3 , Mg_3As_2 . Используя величины относительной электроотрицательности (табл. 9), определить, в каких случаях мышьяк является окислителем, в каких – восстановителем и почему?
24. Предсказать, как изменится окислительная активность и сила кислот в ряду: $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$.
25. Выполнив все задачи (вопросы) данного варианта, попытайтесь сделать заключение о тех возможностях, которые открылись при изучении строения вещества после того, как стало известно, что электрон не только частица, но и волна.

ВАРИАНТ 6

1. Какой физический смысл имеет спиновое квантовое число m_s ? Какие значения может принимать это число?
2. Какими квантовыми числами характеризуются 3s-, 4s-, 5s-орбитали? Каковы значения этих чисел? Какова форма s-орбитали? Чем отличаются друг от друга 3s-, 4s-, 5s-орбитали?
3. Какому из наборов квантовых чисел n и ℓ : а) $n = 4$, $\ell = 1$; б) $n = 3$, $\ell = 2$; в) $n = 5$, $\ell = 3$ соответствуют энергетические подуровни: 3d, 4p, 5f. Сколько орбиталей может находиться на каждом из этих подуровней? Изобразить орбитали 4p-подуровня в виде магнитно-квантовых ячеек.
4. Какое максимальное количество электронов может находиться на третьем энергетическом уровне? Дать обоснование, используя набор квантовых чисел. Распределить электроны по подуровням в пределах данного уровня.
5. Два электрона имеют три одинаковых квантовых числа: $n = 4$, $\ell = 0$, $m_\ell = 0$. Каким квантовым числом они отличаются и каковы его значения? На каком энергетическом уровне и подуровне находятся эти два электрона?
6. Энергия атомных орбиталей 6s-, 6p-, 6d- характеризуется суммой $(n + \ell) = 6 + 0 = 6$; $(n + \ell) = 6 + 1 = 7$; $(n + \ell) = 6 + 2 = 8$ соответственно. Объяснить, используя одно из правил Клечковского, в какой последовательности увеличивается энергия этих орбиталей.
7. Даны следующие элементы: ${}_{12}Mg$, ${}_{15}P$, ${}_{22}Ti$, ${}_{36}Kl$. Для каждого элемента:
 - а) написать электронную формулу атома;
 - б) определить, к какому семейству относится элемент;
 - в) распределить валентные электроны атома по орбиталиям (магнитно-квантовым ячейкам), учитывая правило Гунда;
 - г) определить ковалентность атома в нормальном и возбужденном состояниях.
8. Написать электронные формулы атомов ${}_{24}Cr^0$ и ${}_{29}Cu^0$ (учесть «проскок» электрона). Распределить валентные электроны по атомным орбиталиям (магнитно-квантовым ячейкам). Объяснить, почему в данном случае происходит «проскок» электрона.
9. Даны следующие элементы: ${}_{19}K$, ${}_{26}Fe$, ${}_{35}Br$. Исходя из положения элемента в периодической системе Д.И. Менделеева, предсказать для каждого из них:
 - а) а) число энергетических уровней, занятых электронами;

- б) к какому семейству относится элемент;
- в) на каких уровнях и подуровнях находятся валентные электроны, записать их электронную конфигурацию.
10. Нейтральный атом некоего газа имеет следующий набор заполненных атомных орбиталей: $1s, 2s, 2p, 3s, 3p$. Из атомов какого элемента состоит этот газ?
11. Фтор, бром, технеций находятся в VII группе периодической системы Д.И. Менделеева:
- а) валентные электроны атома фтора находятся на втором, атома брома – на четвёртом, а атома технеция – на четвёртом и пятом энергетических уровнях;
- б) ковалентность фтора равна единице, брома – единице, трём, пяти, семи, а технеция – пяти и семи.
- Из приведённых данных следует, что элементы одной и той же группы характеризуются различно. Объяснить, противоречие это или закономерное изменение свойств, проявляемых атомами элементов данной группы. Ответ обосновать.
12. Чем отличается электронная структура атома ${}_{33}\text{As}^0$ от атома ${}_{34}\text{Se}^0$ и атома ${}_{33}\text{As}^0$ от иона ${}_{33}\text{As}^{3-}$?
13. Попытайтесь дать пространственное изображение орбиталей атома ${}_{11}\text{Na}^0$ и иона ${}_{11}\text{Na}^+$. Указать количество электронов на каждой орбитали.
14. Определить, в каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если конфигурация валентных электронов в его атоме, следующая: а) $5s^2 5p^5$; б) $4d^5 5s^2$.
15. Определить, в каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если:
- а) его атом имеет следующую конфигурацию внешнего и предвнешнего энергетических уровней: $4s^2 4p^6 4d^5 5s^1$;
- б) электронная формула атома включает электронную конфигурацию $5p^1$.
16. В какой группе и подгруппе находятся элементы, если валентные электроны их атомов в возбуждённом состоянии располагаются следующим образом:



17. Мышьяк и ниобий – элементы V группы периодической системы:
- а) в виде простого вещества ниобий проявляет металлические свойства, а мышьяк – неметаллические;
- б) ниобий является только восстановителем, а мышьяк – в зависимости от условий может быть и окислителем, и восстановителем.
- Из приведённых данных следует, что элементы одной и той же группы характеризуются различно. Объяснить, противоречие это или закономерное изменение свойств, проявляемых атомами элементов данной группы. Ответ обосновать.
18. Исходя из положения элементов в периодической системе Д.И. Менделеева, предсказать, какой из элементов IV периода имеет наибольший радиус атома.

19. Написать электронные формулы ионов ${}_{11}\text{Na}^+$ и ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$. На основании положения элементов в периодической системе Д.И. Менделеева определить, какой из ионов имеет больший радиус.
20. Элементы седьмой группы побочной подгруппы имеют атомные радиусы (пм): Mn – 130, Tc – 136, Re – 137. Следовательно, при переходе от четвертого периода к пятому радиус атома элемента возрастает, а от пятого к шестому практически не изменяется. В главной подгруппе этой же группы у элементов Вг, I, At, расположенных в тех же периодах, в которых находятся элементы побочной подгруппы, атомный радиус возрастает (табл. 5).
Объяснить, противоречие это или закономерное изменение величин атомных радиусов элементов. Ответ обосновать.
21. Предсказать, какой из атомов элементов: ${}_{21}\text{Sc}$, ${}_{23}\text{V}$, ${}_{25}\text{Mn}$, ${}_{27}\text{Co}$, ${}_{30}\text{Zn}$ – имеет наименьшую величину энергии ионизации и у какого из этих элементов в наибольшей степени выражены восстановительные свойства.
22. Исходя из положения элементов ${}_{35}\text{Br}$ и ${}_{53}\text{I}$ в периодической системе Д.И. Менделеева, предсказать, какой из атомов этих элементов является более сильным окислителем. Результат подтвердить величинами энергии сродства к электрону (табл. 8).
23. Сера с кислородом, водородом и медью образует соединения SO_2 , H_2S , CuS . Используя величины относительной электроотрицательности (табл. 9), определить, в каких случаях сера является окислителем, в каких – восстановителем и почему?
24. Предсказать, как изменяются восстановительная активность и сила кислот в ряду: H_2S , H_2Se , H_2Te .
25. Выполнив все задачи (вопросы) данного варианта, попытайтесь сделать заключение о тех возможностях, которые открылись при изучении строения вещества после того, как стало известно, что электрон не только частица, но и волна.

ОБУЧАЮЩАЯ ПРОГРАММА

1. ЭЛЕКТРОН В АТОМЕ

Атом представляет собой сложную микросистему, состоящую из микрочастиц. Одной из микрочастиц атома является электрон, имеющий массу покоя $9,1 \cdot 10^{-31}$ кг и заряд $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл или относительный заряд -1 .

Не зная природы электрона и его состояния в атоме, невозможно объяснить строение атома, т.е. его электронную структуру, с которой связаны физико-химические свойства атомов, периодическое изменение свойств атомов в системе элементов Д.И. Менделеева и способность атомов образовывать химические связи. Современная квантово-механическая теория строения атома основана на корпускулярно-волновых свойствах электрона.

1.1. Корпускулярно-волновые свойства электрона

В 1924 году Луи де Бройль выдвинул идею, что двойственная природа (корпускулярно-волновая) присуща не только фотону, но и любым микрочастицам, в том числе электрону. Поэтому движение электрона – частицы следует рассматривать как волновой процесс. Математически это нашло выражение в соотношении Луи де Бройля, согласно которому электрону, имеющему массу m и движущемуся со скоростью v , соответствует волна длиной

$$\lambda = \frac{h}{mv}, \quad (1)$$

где λ – длина волны Луи де Бройля; h – постоянная Планка; m – масса электрона; v – скорость движущегося электрона.

Через три года после высказанной гипотезы американские, английские и советские ученые экспериментально доказали волновую природу электрона. Была обнаружена дифракция электронов при действии их на кристаллическую решетку металла.

Исходя из представления о волновой природе электрона, невозможно точно определить орбиту, по которой движется электрон. Вычислению поддается лишь вероятность нахождения электрона в том или ином месте атомного пространства вокруг ядра. Отсюда классическое понятие орбиты заменяется понятием атомной орбитали (см. раздел 1.2.).

1.2. Волновая функция. Квантовые числа. Атомные орбитали

Состояние электрона в атоме описывается уравнением волнового типа. Наилучшим образом описывает движение электрона в атоме уравнение стоячей волны, т.к. именно оно определяет стационарный (устойчивый) характер движения электрона. Стоячие волны можно представить как результат интерференции электронных волн, распространяющихся во все стороны от ядра и возвращающихся к ядру вследствие того, что электрон как бы закреплен в атоме силами электростатического притяжения.

Идея стоячих электронных волн была использована Э. Шредингером для создания квантово-механической модели атома. Для этого Шредингер электронную волну представил в виде волновой функции ψ (пси). Подставив эту функцию в уравнение, характеризующее стоячие волны в трёхмерном пространстве и включив в него соотношение Луи де Бройля (1), Шредингер получил уравнение, носящее его имя и являющееся формой математического описания электронной структуры атома. Уравнение Шредингера строго решается только для атома водорода.

Для других более сложных атомных систем при решении используют различные методы приближений [1-5].

Волновая функция ψ , являющаяся решением волнового уравнения Шредингера, всегда содержит безразмерные параметры n , ℓ , m_ℓ , имеющие целочисленные значения, т.е. $\psi = \psi(n, \ell, m_\ell)$. Эти целочисленные параметры называются квантовыми числами: n – главное квантовое число; ℓ – орбитальное квантовое число; m_ℓ – магнитное квантовое число.

Физический смысл имеют лишь те целочисленные значения квантовых чисел n , ℓ , m_ℓ , которые отвечают определенным соотношениям между ними (табл. 1).

Таблица 1

Соотношения между квантовыми числами n , ℓ , m_ℓ

Главное квантовое число n	Орбитальное квантовое число ℓ	Магнитное квантовое число m_ℓ
1	0 (s)	0
2	0 (s)	0
	1 (p)	-1, 0, +1
3	0 (s)	0
	1 (p)	-1, 0, +1
	2 (d)	-2, -1, 0, +1, +2
4	0 (s)	0
	1 (p)	-1, 0, +1
	2 (d)	-2, -1, 0, +1, +2
	3 (f)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3

Каждому соотношению n , ℓ , m_ℓ может соответствовать любое возможное значение спинового квантового числа m_s (раздел 1.2.4.).

Волновая функция ψ с определенным соотношением трёх квантовых чисел n , ℓ , m_ℓ определяет области атомного пространства вокруг ядра, в которых нахождение электрона наиболее вероятно (90–95%). Эти области называют атомными орбиталями (АО). Электронная плотность в атомных орбиталях определяется квадратом волновой функции.

1.2.1. Главное квантовое число.

Размеры атомных орбиталей. Энергетические уровни

Главное квантовое число может принимать все целочисленные значения от 1 до ∞ , например 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 и т.д. В пределах периодической системы элементов Д.И. Менделеева главное квантовое число изменяется от 1 до 7 и его значение соответствует номеру периода. Главное квантовое число определяет ве-

роятность нахождения электрона на различных расстояниях от ядра, что соответствует размерам атомной орбитали. По мере того, как n возрастает, размеры (радиусы) атомных орбиталей увеличиваются, и они становятся более размытыми. Кроме того, значение главного квантового числа соответствует номеру энергетического уровня. Например, пятый энергетический уровень характеризуется значением главного квантового числа, равным пяти ($n = 5$).

Атомные орбитали с одинаковым значением главного квантового числа n образуют энергетический уровень. Главное квантовое число также характеризует энергию электрона в атоме (см. раздел 1.3.).

1.2.2. Орбитальное квантовое число.

Форма атомных орбиталей. Энергетические подуровни

Форма атомных орбиталей определяется граничной поверхностью области, где местонахождение электрона наиболее вероятно, и характеризуется значением орбитального квантового числа ℓ . Значения орбитального квантового числа ℓ связаны со значениями главного квантового числа n . Именно для данного n орбитальное квантовое число ℓ может принимать целочисленные значения от 0 до $(n - 1)$. Количество возможных значений ℓ численно равно значению n (см. табл. 1). Кроме числовых значений, орбитальное квантовое число может быть обозначено буквами в соответствии со схемой 1.

Схема 1

ℓ	Числовое значение	0	1	2	3	4	5
	Буквенное обозначение	s	p	d	f	g	h

Так, если атомная орбиталь характеризуется значением $\ell = 0$, то она может быть обозначена буквой s; при $\ell = 1$ атомную орбиталь обозначают буквой p и т.д.

Таким образом, s-орбитали ($\ell = 0$) возможны при любом значении главного квантового числа n ; p-орбитали ($\ell = 1$) возможны при $n > 1$; d-орбитали ($\ell = 2$) возможны при $n > 2$; f-орбитали ($\ell = 3$) – при $n > 3$ (см. табл. 1).

Формы граничных поверхностей s-, p-, d-атомных орбиталей показаны на рис.1. Граничная поверхность s-орбиталей имеет форму сферы, p-орбиталей – форму гантели. Граничная поверхность d-орбиталей имеет более сложную форму, чем у p-орбиталей.

Атомные орбитали с одинаковым значением ℓ при данном n образуют энергетический подуровень. Подуровням присвоены те же буквенные обозначения, что и атомным орбиталам, т.е. буквенные обозначения подуровней соответствуют значениям орбитального квантового числа ℓ . Каждый подуровень имеет определенное число атомных орбиталей (разд. 1.4.). Орбитальное квантовое число ℓ характеризует также энергию электрона в многоэлектронном атоме (см. раздел 1.3.).

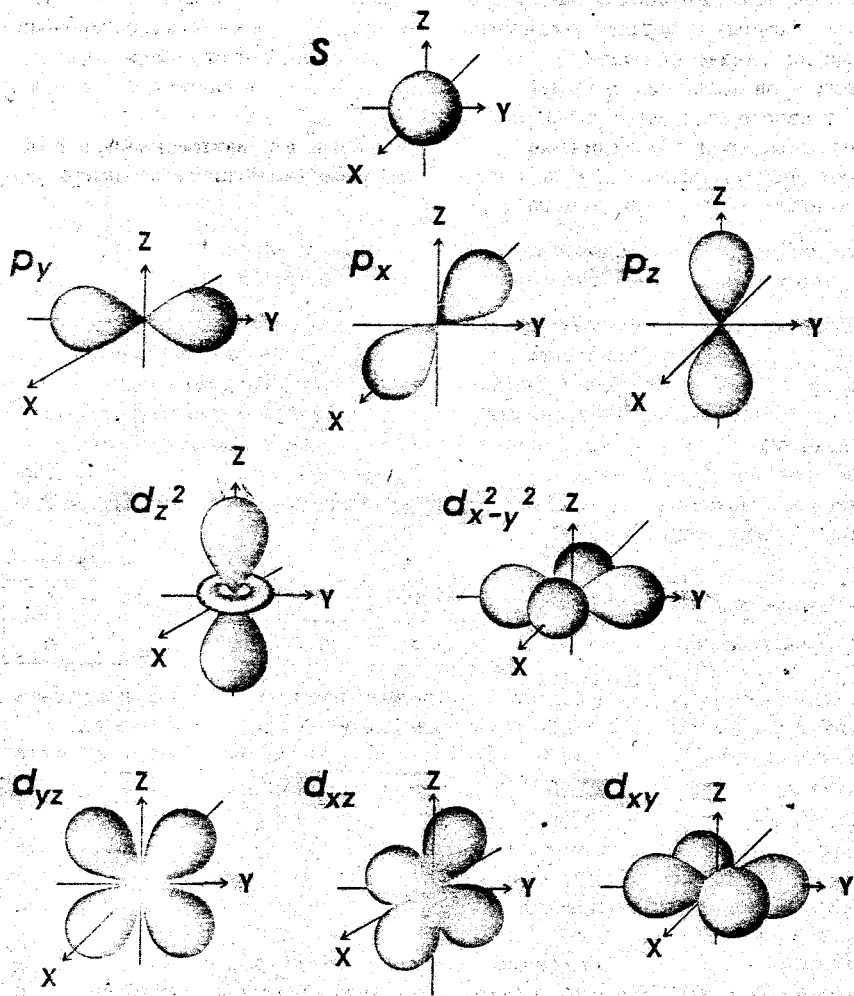


Рис.1. Форма и ориентация s-, p-, d-атомных орбиталей

1.2.3. Магнитное квантовое число.

Пространственная ориентация атомных орбиталей

Пространственная ориентация атомных орбиталей характеризуется значением магнитного квантового числа m_l . Для данного l магнитное квантовое число может принимать целочисленные значения от 0 до $\pm l$ (см. табл. 1). Каждое значение m_l для атомной орбитали с данным l соответствует определенной ориентации орбитали в пространстве.

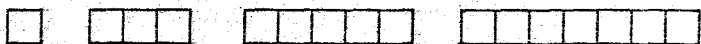
Так, для p -орбиталей $l = 1$, и этому числу соответствуют три значения m_l : $-1, 0, +1$. Три значения m_l характеризуют ориентацию в пространстве p -орбиталей. А именно, если $m_l = -1$, то p -орбиталь ориентирована по оси Y и имеет обозначение p_y , если $m_l = 0$, то p -орбиталь ориентирована по оси Z и имеет обозначение p_z , а если $m_l = +1$, то p -орбиталь ориентирована по оси X и эту орбиталь обозначают p_x (см. рис. 1). Такая ориентация самая выгодная. Она отвечает наименьшему отталкиванию электронов.

Для d -орбиталей $l = 2$. Пять значений m_l : $-2, -1, 0, +1, +2$, соответствующие $l = 2$ (см. табл. 1), характеризуют ориентацию в пространстве d -орбиталей: d -орбитали, ориентированные по осям координат обозначают dz^2 и dx^2-y^2 , а d -орбитали, ориентированные между осями координат обозначают dyz, dxz, dxy (рис. 1). Таким образом, число значений m_l соответствует числу орбиталей с данным значением l . Это число может быть также определено по формуле: $2l + 1$ (раздел 1.4.). Так, число s -орбиталей равно единице; p -орбиталей – трём; d -орбиталей – пяти; f -орбиталей – семи и т.д. Следовательно, на s -подуровне может быть одна s -орбиталь; на p -подуровне – три p -орбитали; на d -подуровне – пять d -орбиталей; на f -подуровне – семь f -орбиталей и т.д. (разд. 1.4.). Если атомную орбиталь изобразить в виде магнитно-квантовой ячейки \square , то атомные орбитали, находящиеся на подуровнях, можно представить следующим образом:

энергетический
подуровень

s p d f

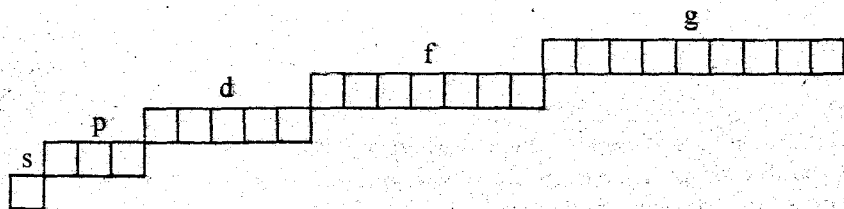
атомные
орбитали



Пример 1. Значением какого квантового числа характеризуется пятый энергетический уровень? Какие подуровни имеются на данном уровне? Значением какого квантового числа характеризуется каждый подуровень? Сколько атомных орбиталей на каждом подуровне? Изобразить атомные орбитали в виде магнитно-квантовых ячеек.

Решение. Пятый энергетический уровень характеризуется значением главного квантового числа $n = 5$. На пятом энергетическом уровне должно быть пять подуровней, характеризуемых орбитальным квантовым числом l . Действительно, если $n = 5$, то l имеет пять значений: 0, 1, 2, 3, 4, или соответственно буквенные обо-

значения: s, p, d, f, g. Следовательно, на пятом уровне имеются подуровни 5s, 5p, 5d, 5f, 5g. Каждый подуровень имеет $(2\ell + 1)$ орбиталей. Так, на 5s-подуровне ($\ell = 0$) — одна орбиталь ($m_\ell = 0$); на 5p-подуровне ($\ell = 1$) — три орбитали ($m_\ell = -1, 0, +1$); на 5d-подуровне ($\ell = 2$) — пять орбиталей ($m_\ell = -2, -1, 0, +1, +2$); на 5f-подуровне ($\ell = 3$) — семь орбиталей ($m_\ell = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$); на 5g-подуровне ($\ell = 4$) — девять орбиталей ($m_\ell = -4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4$). Тогда атомные орбитали пятого энергетического уровня можно изобразить в виде магнитно-квантовых ячеек следующим образом:



1.2.4. Спиновое квантовое число

Спиновое квантовое число m_s характеризует собственное вращение электрона вокруг своей оси. Спиновое квантовое число имеет два значения: $+1/2$ и $-1/2$, условно обозначаемые противоположно направленными стрелками $\downarrow\uparrow$.

1.3. Энергия электронов (атомных орбиталей)

Энергия электрона E в атоме квантована. Дискретность энергии электрона является следствием его волновой природы и подтверждается линейчатым характером атомных спектров (оптических, рентгеновских). Величина энергии E для электрона, найденная из уравнения Шредингера, соответствует его волновой функции ψ с определенным соотношением квантовых чисел n, ℓ, m_ℓ , полученной из того же уравнения [1-5].

Так, волновой функцией $\psi = \psi(n, \ell, m_\ell)$, характеризующей различные состояния электрона в атоме водорода, соответствуют только такие энергии, которые задаются выражением

$$E = -\frac{2\pi^2 \cdot m \cdot e^4}{n^2 \cdot h^2}, \quad \text{или} \quad E = -\frac{1312,4}{n^2} \text{ кДж/моль}, \quad (2)$$

где m — масса электрона; e — его заряд; n — главное квантовое число; h — постоянная Планка.

Состояние электрона, характеризующееся определенной величиной энергии E , называют энергетическим состоянием. Переход электрона из одного энергетического состояния в другое связан со скачкообразным изменением его энергии.

В атоме водорода электрону, состояние которого определено квантовыми числами $n = 1, \ell = 0, m_\ell = 0$, соответствует s-орбиталь. Для этой орбитали величина

энергии E , рассчитанная по формуле (2), равна $-1312,4$ кДж/моль. Для электрона, находящегося в других состояниях, соответствующие величины энергии приведены в табл. 2. С увеличением n (см. табл. 2) энергия электрона в атоме водорода возрастает, и при $n \rightarrow \infty$ электрон может быть удален из атома.

Таблица 2

Энергия электрона атома водорода в различных его состояниях

n	ℓ	m_ℓ	$\psi(n, \ell, m_\ell)$	АО	E , кДж/моль
1	0	0	$\psi(1, 0, 0)$	1s	-1312,40
2	0	0	$\psi(2, 0, 0)$	2s	-328,10
3	0	0	$\psi(3, 0, 0)$	3s	-145,82
4	0	0	$\psi(4, 0, 0)$	4s	-82,02

Состояние электрона в атоме водорода с наименьшей энергией E ($n = 1$) называют нормальным, или основным, состоянием. Все остальные состояния с большим значением энергии будут возбужденными. В основном состоянии электрон может находиться неограниченное время, в возбужденном же состоянии ничтожные доли секунды (10^{-8} – 10^{-10} с). В возбужденное состояние электрон можно перевести при нагревании, при действии электрического разряда, при поглощении света и т.д. В любом случае происходит поглощение определенной порции энергии – кванта энергии. За счет полученной порции энергии электрон переходит из одного энергетического состояния в другое.

Если энергия электрона в атоме водорода зависит только от главного квантового числа n , то в многоэлектронном атоме его энергия связана со значениями главного n и орбитального ℓ квантовых чисел, а именно с их суммой, т.е. $(n + \ell)$. Зависимость энергии электрона от орбитального квантового числа объясняется тем, что с его значением связаны форма орбиталей и распределение электронной плотности в области граничной поверхности. Различие орбиталей по форме и распределению электронной плотности приводит к тому, что проникающая способность к ядру у электронов не одинакова. А это влияет на состояние отдельных электронов в атоме, что сказывается на их энергии.

Изменение энергии электрона (атомной орбитали) в многоэлектронном атоме в зависимости от суммы $(n + \ell)$ было установлено советским ученым В.М. Клечковским (правила Клечковского).

Правило первое. Энергия электрона (атомной орбитали) увеличивается в порядке возрастания суммы $(n + \ell)$.

Правило второе. При одинаковых значениях суммы $(n + \ell)$ энергия электрона (атомной орбитали) увеличивается в порядке возрастания главного квантового числа n .

Пример 2. Определить как изменяется энергия 4s-, 4p-, 4d- и 4f-орбиталей.

Решение. Для каждой атомной орбитали находим сумму $(n + \ell)$:

АО	4s	4p	4d	4f
$n + \ell$	$4 + 0 = 4$	$4 + 1 = 5$	$4 + 2 = 6$	$4 + 3 = 7$

Сумма $(n + \ell)$ от 4s- к 4f-орбитали возрастает. Согласно первому правилу Клечковского, в этой же последовательности возрастает энергия атомных орбиталей, т.е. энергия атомных орбиталей изменяется так: $4s < 4p < 4d < 4f$.

Пример 3. Определить, как изменяется энергия 3s-, 3p-, 3d-, 4s- и 4p-орбиталей.

Решение. Для каждой атомной орбитали находим сумму $(n + \ell)$:

АО	3s	3p	3d	4s	4p
$n + \ell$	$3 + 0 = 3$	$3 + 1 = 4$	$3 + 2 = 5$	$4 + 0 = 4$	$4 + 1 = 5$

Расположим атомные орбитали в порядке возрастания суммы $(n + \ell)$: 3s, 3p, 4s, 3d, 4p. Для орбиталей 3p и 4s сумма $(n + \ell)$ равна 4, а для 3d и 4p сумма $(n + \ell)$ равна 5. Согласно второму правилу Клечковского, энергия атомных орбиталей $3p < 4s$, а $3d < 4p$. Тогда в соответствии с первым и вторым правилами Клечковского энергия атомных орбиталей будет возрастать в такой последовательности: $3s < 3p < 4s < 3d < 4p$.

Пользуясь первым и вторым правилами, можно составить ряд, называемый рядом Клечковского. Ряд Клечковского приведен в табл. 3 (первая строка).

Таблица 3

Ряд Клечковского

Квантовые числа	Энергетическое состояние электронов (атомных орбиталей)																	
	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d	5p	6s	4f	5d	6p	7s	5f	6d
n	1	2	2	3	3	4	3	4	5	4	5	6	4	5	6	7	5	6
ℓ	0	0	1	0	1	0	2	1	0	2	1	0	3	2	1	0	3	2
$(n + \ell)$	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6	6	6	7	7	7	7	8	8

В ряду Клечковского изменение энергии электронов (атомных орбиталей) в зависимости от значения n и ℓ дается в порядке её возрастания и соответствует нормальному, или основному состоянию электрона в многоэлектронном атоме. Заполнение атомных орбиталей (энергетических подуровней и уровней) электронами в атомах элементов происходит в той же последовательности, в какой возрастает их энергия, как это показано на рис.2. То есть соблюдается принцип наименьшей энергии: формирование электронных структур атомов элементов происходит таким образом, чтобы при добавлении каждого последующего электрона энергия атома была минимальной.

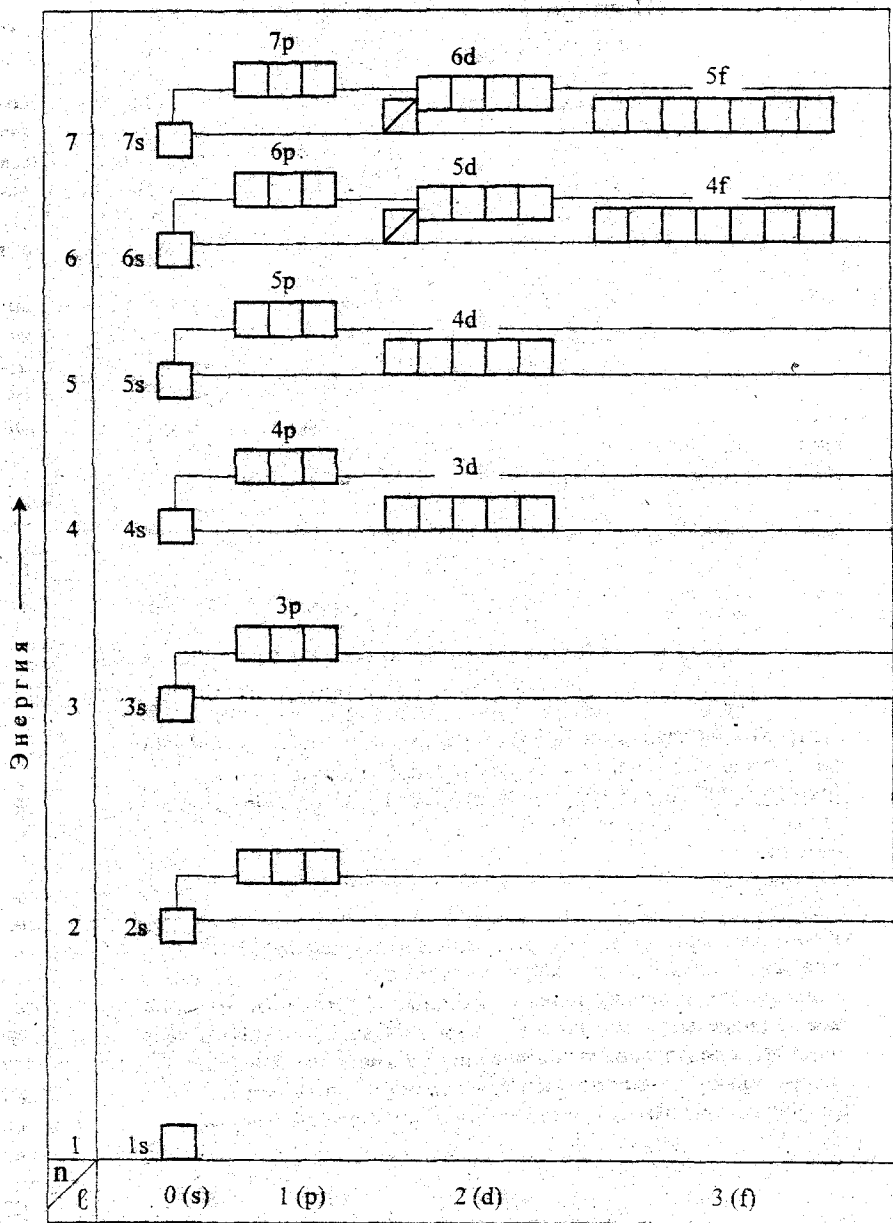


Рис. 2. Последовательность заполнения атомных орбиталей в атомах элементов

1.4. Принцип Паули. Максимальное число электронов на орбитали, подуровне, уровне

В атоме состояние электрона, с учетом его собственного вращения вокруг своей оси, характеризуется четырьмя квантовыми числами: n , ℓ , m_ℓ и m_s . Однако два электрона не могут иметь одинаковые четыре квантовых числа. Это запрещается принципом Паули: в атоме состояния любых двух электронов должны различаться хотя бы одним из четырех квантовых чисел n , ℓ , m_ℓ , m_s . Согласно принципу Паули можно найти максимальное число электронов на орбитали, подуровне и уровне [1, 2, 5].

Так, на одной атомной орбитали, характеризуемой тремя квантовыми числами n , ℓ , m_ℓ , может находиться или один электрон, называемый неспаренным, с произвольными значениями m_s \downarrow ; \uparrow , или максимально два электрона $\downarrow\uparrow$ с различными значениями m_s : $+1/2$ и $-1/2$. Два электрона, находящиеся на одной орбитали, т.е. имеющие одинаковые значения квантовых чисел n , ℓ , m_ℓ , но различные значения спинового квантового числа, называются спаренными.

Максимальное число электронов на энергетическом подуровне может быть определено по формуле $2(2\ell + 1)$, где $(2\ell + 1)$ – число орбиталей на подуровне, соответствующее числу значений m_ℓ (см. табл.1), а коэффициент 2 учитывает спиновое число электронов. В соответствии с этим на подуровне s может быть максимально 2 электрона, p – 6 электронов, d – 10 электронов, f – 14 электронов и т.д.

Максимальное число электронов на энергетическом уровне определяется суммой максимального числа электронов на всех подуровнях данного уровня. Оно равно $2n^2$, где n – номер уровня, n^2 – число атомных орбиталей на уровне, 2 – число электронов на каждой орбитали. Максимальное число электронов на различных энергетических уровнях и подуровнях приведено в табл. 4.

Пример 4. Объяснить, почему на втором энергетическом уровне максимально может быть восемь электронов. Распределить их по подуровням.

Решение. Максимальное количество электронов на уровне равно $2n^2$, где n – номер уровня. Поэтому на втором энергетическом уровне может быть максимально $2 \cdot 2^2 = 8$ электронов. Это число может быть найдено иначе. Определим, какие подуровни возможны на втором энергетическом уровне и сколько атомных орбиталей на каждом подуровне. Зная, что максимально на каждой атомной орбитали, согласно принципу Паули, может быть только 2 электрона, можно найти максимальное количество электронов на уровне. Итак, для второго энергетического уровня ($n = 2$) орбитальное квантовое число ℓ имеет два значения: 0 (s) и 1 (p).

Следовательно, на втором энергетическом уровне может быть два подуровня: $2s$ и $2p$. Число атомных орбиталей на каждом подуровне равно числу значений m_ℓ или $(2\ell + 1)$. В соответствии с этим, если $\ell = 0$ (s), то $m_\ell = 0$. Тогда на $2s$ -подуровне может быть одна орбиталь и максимальное количество электронов равно двум; если $\ell = 1$ (p), то $m_\ell = -1, 0, +1$. Тогда на $2p$ -подуровне возможны три атомные орбитали и максимальное количество электронов равно шести. Таким образом, на втором энергетическом уровне максимально может быть восемь электронов.

Это количество электронов на уровне, распределенное по подуровням, может быть записано следующим образом: $2s^2 2p^6$.

Таблица 4

Максимальное число электронов
на энергетических уровнях и подуровнях

Энергетические уровни	Энергетические подуровни	Число орбиталей		Максимальное число электронов	
		на подуровне $2\ell + 1$	на уровне n^2	на подуровне $2(2\ell + 1)$	на уровне $2n^2$
K ($n = 1$)	s ($\ell = 0$)	1	1	$2 (s^2)$	2 $(1s^2)$
L ($n = 2$)	s ($\ell = 0$)	1	4	$2 (s^2)$	8 $(2s^2 2p^6)$
	p ($\ell = 1$)	3		$6 (p^6)$	
M ($n = 3$)	s ($\ell = 0$)	1	9	$2 (s^2)$	18 $(3s^2 3p^6 3d^{10})$
	p ($\ell = 1$)	3		$6 (p^6)$	
	d ($\ell = 2$)	5		$10 (d^{10})$	
N ($n = 4$)	s ($\ell = 0$)	1	16	$2 (s^2)$	32 $(4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14})$
	p ($\ell = 1$)	3		$6 (p^6)$	
	d ($\ell = 2$)	5		$10 (d^{10})$	
	f ($\ell = 3$)	7		$14 (f^{14})$	

2. ЭЛЕКТРОННЫЕ СТРУКТУРЫ МНОГОЭЛЕКТРОННЫХ АТОМОВ

2.1. Электронные структуры атомов элементов периодической системы Д.И. Менделеева.

s-, p-, d- и f-элементы.

Главные и побочные подгруппы

Электронные структуры многоэлектронных атомов в виде электронных и графических электронных формул представляют собой распределение электронов по орбиталям, энергетическим подуровням и уровням в соответствии с закономерностями, обусловленными корпускулярно-волновой природой электрона. При этом должны соблюдаться: принцип Паули, принцип наименьшей энергии и правило Гунда.

Принцип Паули позволяет определить максимально возможное число электронов на орбитали, энергетическом подуровне, уровне (см. раздел 1.4., табл.4).

Принцип наименьшей энергии характеризует нормальное (невозбужденное) состояние атома и определяет порядок заполнения электронами орбиталей на

энергетических подуровнях и уровнях, т.е. формирование электронных структур атомов элементов (см. табл.3 и рис.2).

Правило Гунда является следствием изучения атомных спектров элементов: в атоме с минимальным запасом энергии (нормальное состояние) электроны распределяются в пределах подуровня таким образом, чтобы суммарный спин их был максимальным.

Рассмотрим, например, три варианта возможного распределения четырёх электронов на орбиталях р-подуровня:



Суммарный спин электронов в I варианте $\Sigma m_s = +1/2 - 1/2 + 1/2 + 1/2 = 1$, $\Sigma m_s = +1/2 - 1/2 - 1/2 + 1/2 = 0$ - во II, $\Sigma m_s = +1/2 - 1/2 + 1/2 - 1/2 = 0$ - в III. Правильным является именно первый вариант, соответствующий максимальному значению суммарного спина электронов. Распределение электронов в вариантах II и III противоречит правилу Гунда. Таким образом, согласно правилу Гунда, сначала орбитали подуровня заполняются полностью одиночными (неспаренными) электронами с одинаковым спиновым числом, а затем вторым - с противоположным спином.

На основании вышеизложенного рассмотрим формирование электронных структур в многоэлектронных атомах элементов периодической системы Д.И. Менделеева.

Для этого выпишем ряд Клечковского (см. табл.3). Затем, используя принцип Паули (см. табл.4), укажем для каждого из подуровней максимально возможное число электронов. Далее отделим вертикальной чертой каждый вновь появляющийся энергетический уровень с большей энергией. В результате получим ряд, представленный схемой 2.

Схема 2

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

Совокупность подуровней с максимально возможным числом электронов, заключенных между двумя вертикальными чертами, обозначим цифрой, соответствующей наибольшему значению n, которое равно номеру периода. Согласно полученному ряду в атомах элементов первого периода ($n = 1$) будет заполняться электронами s-орбиталь подуровня 1s. Так как на данном подуровне максимально может быть два электрона (схема 3), то первый период включает два элемента (${}_1\text{H}$ и ${}_2\text{He}$). Первый период называют сверхмалым.

* Слева внизу от символа элемента ставится порядковый номер элемента (заряд ядра атома).

Формирование электронных структур атомов элементов 1-5 периодов
в порядке возрастания заряда ядра их атомов

Номер периода	Электронная формула
1	$1s^{1-2}$
2	$1s^2 2s^{1-2} 2p^{1-6}$
3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^{1-2} 3p^{1-6}$
4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^{1-2} 3d^{1-10} 4p^{1-6}$
5	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^{1-2} 4d^{1-10} 5p^{1-6}$

В атомах элементов второго периода ($n = 2$) заполняются электронами орбитали $2s$ - и $2p$ -подуровней. Сумма электронов на этих подуровнях равна восьми (см. схему 3). Поэтому во втором периоде находится восемь элементов (${}_3\text{Li} - {}_{10}\text{Ne}$).

В атомах элементов третьего периода ($n = 3$) происходит заполнение электронами орбиталей $3s$ - и $3p$ -подуровней внешнего энергетического уровня аналогично тому, как это было в атомах элементов второго периода (см. схему 3). Поэтому в третьем периоде, как и во втором, находится восемь элементов (${}_{11}\text{Na} - {}_{18}\text{Ar}$). Второй и третий периоды являются малыми периодами в системе элементов Д.И. Менделеева.

В атомах элементов четвертого ($n = 4$) и пятого ($n = 5$) периодов (большие периоды) происходит формирование электронной структуры s - и p -подуровней внешнего энергетического уровня, соответствующего номеру периода n , и d -подуровня предвнешнего энергетического уровня ($n - 1$). Заполнение электронами уровней и подуровней происходит следующим образом: сначала заполняется электронами орбиталь s -подуровня внешнего энергетического уровня n , после этого орбитали d -подуровня предвнешнего энергетического уровня ($n - 1$), а затем орбитали p -подуровня внешнего энергетического уровня (см. схемы 2 и 3). Сумма электронов на s -, p -, d -подуровнях равна восемнадцати, что соответствует количеству элементов в периодах: в четвертом – восемнадцать (${}_{19}\text{K} - {}_{36}\text{Kr}$), в пятом – восемнадцать (${}_{37}\text{Rb} - {}_{54}\text{Xe}$).

В атомах элементов шестого периода ($n = 6$) сначала двумя электронами заполняется орбиталь $6s$ -подуровня. Далее, вопреки правилу Клечковского (см. схему 2), заполняются орбитали не $4f$ -, а $5d$ -подуровня одним электроном (см. рис. 2), и только после этого происходит заполнение орбиталей $4f$ -подуровня от одного электрона до четырнадцати. Затем максимально заполняются орбитали $5d$ - и $6p$ -подуровней. Сумма электронов на подуровнях $6s$, $4f$, $5d$ и $6p$ равна тридцати двум. Поэтому в шестом периоде тридцать два элемента. Шестой период – это сверхбольшой период. Аналогичное наблюдается в седьмом периоде ($n = 7$), но в отличие от шестого, седьмой является незавершенным.

Элементы, у которых заполняется электронами s -подуровень внешнего энергетического уровня, называются *s-элементами*, или элементами s -семейства. Это первые два элемента, которые находятся в начале каждого периода (кроме

первого) системы Д.И. Менделеева, т.е. элементы I и II групп главных подгрупп (схема 4).

Элементы, у которых заполняется электронами р-подуровень внешнего энергетического уровня, называются *р-элементами*, или элементами р-семейства. Это элементы, главных подгрупп с III по VIII группу включительно в каждом периоде (см. схему 4). Таким образом, *главные подгруппы* каждой группы включают либо s-, либо р-элементы малых и больших периодов.

Между s- и р-элементами в больших периодах системы Д.И. Менделеева, начиная с III группы, располагаются элементы (по 10 элементов в каждом периоде), в атомах которых заполняется электронами d-подуровень предвнешнего энергетического уровня. Эти элементы называются *d-элементами*, или элементами d-семейства (переходные элементы). Все d-элементы составляют побочные подгруппы каждой группы. Следовательно, *побочные подгруппы* во всех группах содержат только элементы больших периодов, а именно d-элементы (схема 5).

Побочная подгруппа III группы шестого и седьмого периодов включает также элементы, в атомах которых заполняется электронами f-подуровень (n - 2) уровня. Это *f-элементы*, или элементы f-семейства. Таких элементов четырнадцать, и они вынесены в низ периодической системы Д.И. Менделеева. В шестом периоде находятся f-элементы – лантаноиды, в седьмом периоде – актиноиды.

Электроны, расположенные на орбиталях s-, p-, d- и f-подуровней, называются соответственно s-, p-, d- и f-электронами.

Рассмотренные электронные структуры атомов элементов периодической системы Д.И. Менделеева можно представить в виде электронных формул, в которых показано распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням. Для составления электронной формулы атома любого элемента необходимо знать:

- **порядковый номер элемента** в периодической системе Д.И. Менделеева, который соответствует заряду ядра и общему числу электронов в нейтральном атоме.
- **номер периода**, который соответствует общему числу энергетических уровней в атоме, при этом начало каждого периода совпадает с началом заполнения внешнего энергетического уровня.
- **номер группы и подгруппы**. В атомах элементов главных подгрупп заполняются либо s-, либо p-подуровни внешнего энергетического уровня n. Сумма электронов на s- и p-подуровнях соответствует номеру группы. Атомы элементов побочной подгруппы имеют на внешнем энергетическом уровне n два электрона на s-подуровне, а заполняется d-подуровень предвнешнего энергетического уровня (n - 1). Сумма электронов на ns- и (n - 1)d-подуровнях соответствует номеру группы. Исключение составляют подгруппы кобальта, никеля, меди и цинка.

Пример 5. Даны следующие элементы: ${}_{3}\text{Li}$; ${}_{6}\text{C}$; ${}_{7}\text{F}$; ${}_{25}\text{Mn}$. Для каждого элемента:

- написать электронную формулу атома;
- определить, к какому семейству относится элемент.

Схема 4

Заполнение электронами внешнего энергетического уровня (n) в атомах s- и p-элементов (главные подгруппы) 1–6 периодов

Номер группы	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
nsnp	ns ¹	ns ²	ns ² np ¹	ns ² np ²	ns ² np ³	ns ² np ⁴	ns ² np ⁵	ns ² np ⁶

Схема 5

Заполнение электронами внешнего (n) и предвнешнего (n-1) энергетических уровней в атомах d-элементов (побочные подгруппы) 4–6 периодов

Номер группы	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
(n-1)dns			(n-1)d ¹ ns ²	(n-1)d ² ns ²	(n-1)d ³ ns ² [1]	(n-1)d ⁴ ns ² (n-1)d ⁵ ns ¹ [2]	(n-1)d ⁵ ns ²	(n-1)d ⁶ ns ² [3]	(n-1)d ⁷ ns ² [4]	(n-1)d ⁸ ns ² [5]
	(n-1)d ¹⁰ ns ¹	(n-1)d ¹⁰ ns ²								

Исключения, связанные с проскоком электронов:

[1] Nb (n-1)d⁴ns¹

[3] Ru (n-1)d⁷ns¹

[5] Pd(n-1)d¹⁰ns⁰,

[2] Cr, Mo (n-1)d⁵ns¹

[4] Rh (n-1)d⁸ns¹

Pt (n-1)d⁹ns¹

В побочной подгруппе I группы все три элемента (Cu, Ag, Au) составляют исключения.

M/43485

35

Решение.

Литий.

а) Заряд ядра атома лития равен трём ($z = 3$), что соответствует трём электронам. Так как литий – элемент второго периода три электрона в его атоме должны распределяться на двух энергетических уровнях. Сначала, согласно принципу наименьшей энергии, максимально заполнится первый энергетический уровень ($n = 1$) $1s^2$ (см. табл. 4). Следующий электрон, третий, будет заполнять второй энергетический уровень ($n = 2$), s -подуровень, который характеризуется наименьшим запасом энергии при данном n (см. рис. 2). Электронная формула атома лития ${}_3\text{Li } 1s^2 2s^1$.

б) Литий находится в главной подгруппе первой группы периодической системы элементов Д.И. Менделеева, значит, на внешнем энергетическом уровне, действительно, должен быть один s -электрон. Литий относится к элементам s -семейства.

Углерод.

а) Заряд ядра атома углерода равен шести ($z = 6$). Значит в атоме углерода шесть электронов. Они должны распределяться на двух энергетических уровнях (элемент второго периода). Два электрона, согласно их энергии, заполняют первый энергетический уровень $1s^2$ (см. табл. 4, рис. 2). Оставшиеся четыре – займут второй энергетический уровень. Энергия электронов на $2s$ -подуровне меньше, чем на подуровне $2p$. Поэтому вначале заполнятся электронами орбитали $2s$ -подуровня ($2s^2$). Следующие два электрона займут $2p$ -подуровень ($2p^2$) внешнего энергетического уровня (см. рис. 2). Итак, электронная формула атома углерода ${}_6\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$.

б) Сумма электронов на $2s$ - и $2p$ -подуровнях равна четырём, что соответствует номеру группы. Так как в атоме углерода заполняются электронами орбитали p -подуровня, то он относится к элементам p -семейства. Углерод – элемент главной подгруппы IV группы периодической системы элементов Д.И. Менделеева.

Фтор.

а) Заряд ядра атома фтора равен девяти ($z = 9$), что соответствует общему количеству электронов в атоме. Фтор – элемент второго периода. Следовательно, девять электронов должны распределиться на двух энергетических уровнях. Первый энергетический уровень заполнен электронами $1s^2$ (см. табл. 4). Остальные семь электронов располагаются на втором энергетическом уровне: $2s^2 2p^5$ (см. рис. 2). Электронная формула атома фтора ${}_9\text{F } 1s^2 2s^2 2p^5$.

б) Поскольку в атоме фтора заполняется электронами p -подуровень внешнего энергетического уровня, то фтор относится к элементам p -семейства. Сумма электронов на $2s$ - и $2p$ -подуровнях равна семи, что соответствует номеру группы. Таким образом, фтор – элемент главной подгруппы седьмой группы периодической системы.

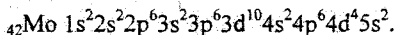
Марганец.

а) Заряд ядра атома марганца 25 ($z = 25$), что соответствует общему числу электронов в атоме. Эти электроны располагаются на четырёх энергетических уровнях, т.к. марганец находится в четвертом периоде системы элементов

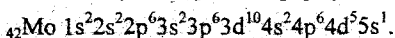
Д.И. Менделеева. Согласно принципу наименьшей энергии, сначала максимально заполняются первый и второй энергетические уровни ($1s^2 2s^2 2p^6$) (см. табл. 4, рис. 2), затем s- и p-подуровни третьего энергетического уровня ($3s^2 3p^6$). Оставшиеся семь электронов распределяются по орбиталим следующим образом: сначала заполняется электронами s-подуровень четвертого (внешнего) энергетического уровня ($4s^2$), а затем орбитали d-подуровня третьего (предвнешнего) уровня ($3d^5$). Электронная формула атома марганца ${}_{25}\text{Mn } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$.

б) В атоме марганца заполняется электронами d-подуровень предвнешнего ($n - 1$) энергетического уровня. Следовательно, марганец относится к элементам d-семейства. Сумма d-электронов третьего и s-электронов четвертого энергетических уровней равна семи: $3d^5 4s^2$, что соответствует номеру группы. Марганец — элемент VII группы побочной подгруппы периодической системы элементов.

При изучении атомных спектров элементов было обнаружено, что для некоторых d- и f-элементов наблюдается «проскок» электронов. Так, например, для атома молибдена на основании рассмотренных выше закономерностей, определяющих формирование электронных структур, электронная формула должна быть такой:

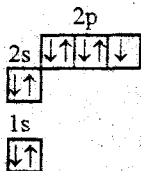


Однако анализ спектральных данных показал, что в атоме этого элемента наблюдается «проскок» одного s-электрона с пятого энергетического уровня на d-подуровень четвертого. Поэтому электронная формула атома молибдена такая:



Вероятно, такое состояние наиболее энергетически выгодно. «Проскок» электрона с s-подуровня внешнего энергетического уровня ns на d-подуровень предвнешнего уровня ($n - 1$)d происходит не только в атоме молибдена, но и в атомах некоторых других d-элементов, например, ${}_{24}\text{Cr}$, ${}_{29}\text{Cu}$, ${}_{47}\text{Ag}$, ${}_{79}\text{Au}$, ${}_{41}\text{Nb}$, ${}_{44}\text{Ru}$, ${}_{45}\text{Rh}$, ${}_{46}\text{Pd}$ (см. схему 5).

Очень часто электронные структуры атомов элементов изображают с помощью графических электронных формул, показывающих распределение электронов не только по энергетическим уровням и подуровням, но и по орбиталим (магнитно-квантовым ячейкам). Так, например, в атоме фтора ${}_{9}\text{F}$ (электронная формула рассмотрена в примере 5) распределение электронов по орбиталим энергетических уровней и подуровней может быть представлено следующим образом:



2.2. Валентные электроны. Ковалентность атомов элементов

Химические и многие физические свойства атомов элементов определяются в основном их валентными электронами.

Валентные электроны – это электроны, наименее прочно связанные с ядром и участвующие в образовании ковалентных связей. Их электронная конфигурация зависит от того, к какому семейству (s-, p-, d- или f-) относится данный элемент (схема 6).

Схема 6

Семейство элементов	s-элементы	p-элементы	d-элементы	f-элементы
Валентные электроны	ns	nsnp	(n-1)dns	(n-2)f(n-1)dns

s-Элементы. Валентными электронами для атомов элементов этого семейства являются s-электроны внешнего энергетического уровня – ns. Количество этих электронов равно номеру группы, в которой находится элемент (см. схему 4).

p-Элементы. Валентными электронами для атомов элементов этого семейства являются s- и p-электроны внешнего энергетического уровня – ns np. Сумма ns- и p-электронов равна номеру группы, в которой находится элемент (см. схему 4).

d-Элементы. Валентными электронами для атомов этих элементов являются s-электроны внешнего n и d-электроны предвнешнего (n-1) энергетических уровней – (n-1)d ns. Сумма (n-1)d- и ns-электронов равна номеру группы, в которой находится элемент (см. схему 5). Исключение составляют элементы подгрупп кобальта, никеля, меди и цинка.

f-Элементы. Валентными электронами для атомов этих элементов являются s-электроны внешнего n, d-электроны предвнешнего (n-1) и f-электроны третьего снаружи (n-2) энергетических уровней – (n-2)f(n-1)d ns.

Зная распределение валентных электронов по атомным орбиталиям, можно найти **ковалентность** атома данного элемента (число неспаренных электронов), т.е. число ковалентных связей, которые он может образовывать с другими атомами. Ковалентность может быть увеличена за счет перевода атома из нормального состояния в возбуждённое при поглощении атомом энергии (см. раздел 1.3.). При этом переход электрона с одного подуровня на другой происходит в пределах одного и того же энергетического уровня.

Для определения ковалентности атомов элементов периодической системы Д.И. Менделеева необходимо:

- написать электронную формулу атома элемента;
- определить к какому семейству относится данный элемент;
- найти валентные электроны;

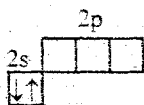
- используя графические электронные формулы распределить валентные электроны по атомным орбиталям (магнитно-квантовым ячейкам) с учётом правила Гунда;
- определить ковалентность атома в нормальном (κ) и возможных возбужденных его состояниях (κ^*). Возбужденное состояние атома – состояние, энергия которого больше энергии атома в нормальном состоянии.
- Ковалентность атома элемента может быть больше числа неспаренных электронов в атоме. Это объясняется тем, что в образовании химических связей могут принимать участие не только неспаренные электроны, но и электронные пары и атомные орбитали.

Пример 6. Определить ковалентность ${}_{4}\text{Be}$; ${}_{7}\text{N}$; ${}_{15}\text{P}$; ${}_{22}\text{Ti}$ в нормальном и возможных возбужденных состояниях.

Решение.

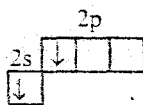
Бериллий: ${}_{4}\text{Be } 1s^2 2s^2$. Данный элемент относится к s-семейству. Валентные электроны $2s^2$. Распределим их по орбиталям:

нормальное состояние

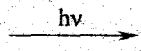


$\kappa = 0$

возбужденное состояние



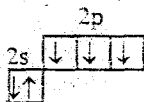
$\kappa^* = 2$



В нормальном состоянии ковалентность (κ) бериллия – ноль. Поглощая энергию, атом из нормального состояния переходит в возбужденное. При этом происходит переход одного электрона с s-подуровня на свободную орбиталь p-подуровня того же уровня. В возбужденном состоянии ковалентность атома (κ^*) равна двум.

Азот: ${}_{7}\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$. Элемент относится к p-семейству. Валентные электроны $2s^2 2p^3$. Распределим их по орбиталям данного энергетического уровня с учётом правила Гунда:

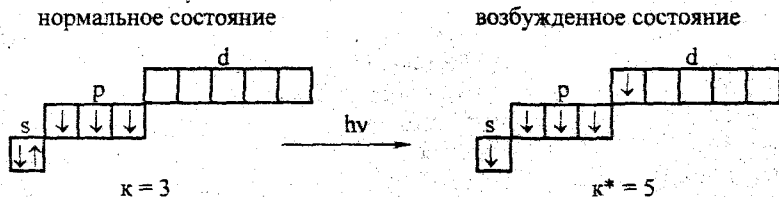
нормальное состояние



$\kappa = 3$

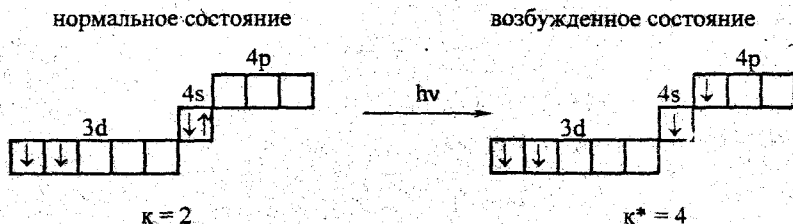
В нормальном состоянии ковалентность атома азота равна трём. Поглощение энергии не изменяет ковалентность азота, так как на втором энергетическом уровне нет свободных орбиталей. Однако, за счёт электронной пары, расположенной на 2s-подуровне, ковалентность азота может быть равной четырём. Это его максимальная ковалентность.

Фосфор. ${}_{15}\text{P } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Фосфор относится к р-элементам и его валентные электроны $3s^2 3p^3$. Распределим валентные электроны по орбиталиам данного энергетического уровня с учётом правила Гунда:



В нормальном состоянии ковалентность фосфора равна трём. Фосфор – аналог азота. Но в атоме фосфора, в отличие от азота, есть свободные орбитали d-подуровня. При поглощении энергии один s-электрон переходит на d-орбиталь этого же энергетического уровня. В возбужденном состоянии ковалентность фосфора равна пяти.

Титан. ${}_{22}\text{Ti } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$. Титан – элемент d-семейства. Валентные электроны $3d^2 4s^2$. Распределим их по орбиталиам третьего и четвёртого энергетических уровней с учётом правила Гунда:



В нормальном состоянии ковалентность титана равна двум. При поглощении атомом энергии один s-электрон четвёртого энергетического уровня переходит на свободную орбиталь p-подуровня того же уровня. В возбужденном состоянии ковалентность титана равна четырём.

Зная номера периода и группы, а также подгруппу, в которой находится элемент, можно определить конфигурацию валентных электронов, не составляя электронную формулу (схема 7).

Схема 7

Номер периода	n		
	Номер группы	I – II	III – VIII
Подгруппа	главная		побочная
Семейство элементов	s-элементы	p-элементы	d-элементы
Валентные электроны *	ns^{1-2}	$ns^2 np^{1-6}$	$(n-1)d^{1-10} ns^{1-2}$

*Количество валентных электронов равно номеру группы, в которой расположен элемент (исключение – d-элементы подгрупп Co, Ni, Cu, Zn).

Пример 7. Написать конфигурацию валентных электронов для элементов: ${}_{37}\text{Rb}$ и ${}_{52}\text{Te}$, исходя из их положения в периодической системе Д.И. Менделеева.

Решение.

Рубидий ${}_{37}\text{Rb}$. Этот элемент находится в пятом периоде I группы главной подгруппы. Следовательно, в атоме этого элемента один электрон должен находиться на пятом энергетическом уровне, s-подуровне. Отсюда получаем электронную конфигурацию валентных электронов: ${}_{37}\text{Rb } 5s^1$.

Теллур ${}_{52}\text{Te}$. Это элемент пятого периода VI группы, значит, шесть валентных электронов находятся на пятом энергетическом уровне. Теллур расположен в главной подгруппе (p-элемент). Следовательно, электронная конфигурация валентных электронов: ${}_{52}\text{Te } 5s^2 5p^4$.

Зная конфигурацию валентных электронов, можно определить в каком периоде, группе и подгруппе находится элемент (см. схему 7), его порядковый номер и название.

Пример 8. Определить, какой элемент имеет следующую конфигурацию валентных электронов: $3d^3 4s^2$.

Решение. Внешний энергетический уровень – четвертый (4s) следовательно, это элемент четвертого периода. Число валентных электронов равно пяти (d^3 и s^2), значит это элемент V группы. Поскольку в атоме данного элемента заполняется электронами d-подуровень предвнешнего (3d) энергетического уровня, то это d-элемент, и следовательно, находится в побочной подгруппе. Элемент, расположенный в четвертом периоде V группе побочной подгруппы – ванадий ${}_{23}\text{V}$.

Пример 9. Электронная конфигурация внешнего и предвнешнего энергетических уровней атома элемента следующая: $\dots 5s^2 5p^6 6s^2$. Определить, какой это элемент.

Решение. Валентные электроны $6s^2$ – тогда это s-элемент шестого периода. Число валентных электронов равно двум, следовательно, элемент II группы главной подгруппы – барий ${}_{56}\text{Ba}$.

Пример 10. Электронная конфигурация внешнего и предвнешнего энергетических уровней атома элемента следующая: $\dots 4d^{10} 5s^2 5p^5$. Определить, какой это элемент.

Решение. Валентные электроны $5s^2 5p^5$ – значит это элемент пятого периода. Число валентных электронов равно семи – элемент VII группы. Поскольку заполняется p-подуровень – это элемент главной подгруппы иод ${}_{53}\text{I}$.

Пример 11. Определить, в атоме какого элемента на d-подуровне пятого энергетического уровня находятся пять электронов.

Решение. Записываем заданную конфигурацию: $5d^5$. Этот элемент относится к d-семейству. Значит конфигурация валентных электронов в общем виде – $(n-1)d^{1-10} ns^{1-2}$ (см. схему 7). В данном случае $(n-1) = 5$, значит $n = 6$ – шестой период. Тогда, валентные электроны $5d^5 6s^2$. Число валентных электронов равно семи – это элемент VII группы побочной подгруппы – ${}_{75}\text{Re}$.

3. ПЕРИОДИЧЕСКОЕ ИЗМЕНЕНИЕ СВОЙСТВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Периодичность изменения свойств химических элементов, являющаяся наиболее общим и важным законом химии, нашла свое отражение в периодической системе и периодическом законе, предложенных Д.И. Менделеевым (1869 г.) и получила дальнейшее подтверждение и обоснование с точки зрения современных представлений о строении атома (см. раздел 1.2).

Так, периодическую систему следует рассматривать как классификацию элементов по электронной структуре их атомов. Периодичность свойств элементов и их соединений обусловлена периодическим повторением электронных структур. Уточнено понятие химического элемента как совокупности определенного вида атомов с одинаковым зарядом ядра. Современная формулировка периодического закона такова: свойства простых веществ, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атома.

3.1. Изменение радиусов атомов по периодам и группам

Атомы и ионы не имеют строго определенных границ вследствие волновой природы электронов. Поэтому определяют условные радиусы атомов и ионов, связанных друг с другом химической связью в молекулах и кристаллах. В этом случае радиусы атомов и ионов вычисляют из межатомных (межъядерных) расстояний, которые зависят не только от природы атома, но также от характера химической связи между ними, от агрегатного состояния вещества [4-8]. Такие радиусы называют эффективными, т.е. проявляющими себя в действии. Эффективные атомные радиусы подразделяют на радиусы атомов металлов, ковалентные радиусы атомов неметаллических элементов и радиусы атомов инертных (благородных) газов (табл.5).

Радиус свободного атома (орбитальный радиус), за который можно принять расстояние от ядра до максимума электронной плотности внешних орбиталей, можно рассчитать по формуле

$$r = k \frac{n^2}{z^*}, \quad (3)$$

где r — радиус атома, пм ($1 \text{ пм} = 10^{-12} \text{ м}$);

k — постоянная;

n — главное квантовое число, или количество энергетических уровней в атоме, равное для атома данного элемента номеру периода системы Д.И. Менделеева.

z^* — эффективный заряд ядра.

Под эффективным зарядом ядра z^* атома элемента понимают кажущийся заряд, который воздействует на рассматриваемый электрон. Величина z^* меньше, чем величина истинного заряда ядра z потому, что каждый внешний электрон частично экранируется от действия ядра внутренними электронами (табл. 6).

В пределах периода от элемента к элементу в периодической системе Д.И. Менделеева, согласно формуле (3), радиусы атомов уменьшаются (табл. 7). Это связано с тем, что при одинаковом значении n эффективный заряд ядра возрастает в той же последовательности, что и заряд ядра (порядковый номер), хотя величина z^* много меньше z . Силы кулоновского притяжения электронов к ядру увеличиваются, что приводит к уменьшению радиуса атома.

Резкое уменьшение радиуса атомов в большей степени проявляется у s - и p -элементов малых периодов, поскольку у них происходит заполнение электронами внешнего энергетического уровня. Например, радиусы атомов у элементов третьего периода от $_{11}\text{Na}$ к $_{18}\text{Ar}$ уменьшаются от 171 до 66 пм. У d - и f -элементов больших периодов наблюдается более плавное уменьшение радиуса атомов за счет заполнения электронами внутреннего энергетического уровня. Так, радиусы атомов d -элементов IV периода от $_{21}\text{Sc}$ к $_{30}\text{Zn}$ изменяются от 157 до 107 пм (см. табл. 7).

У элементов, расположенных в главных подгруппах периодической системы Д.И. Менделеева, атомный радиус последовательно увеличивается по мере возрастания порядкового номера, поскольку для всех элементов одной подгруппы z^* , действующий на внешние электроны, изменяется незначительно (см. табл. 6), и размеры атомов зависят, в основном, от числа энергетических уровней n , заполненных электронами (см. табл. 7). Аналогично меняются радиусы атомов у элементов побочной подгруппы III группы — $_{21}\text{Sc}$, $_{39}\text{Y}$, $_{57}\text{La}$ (см. табл. 5).

В побочных подгруппах, начиная с IV группы, радиусы атомов изменяются иначе: у d -элементов шестого периода, стоящих после лантаноидов, радиусы атомов равны или меньше радиусов атомов элементов соответствующих подгрупп пятого периода. Это объясняется тем, что в атомах f -элементов (лантаноиды), предшествующих d -элементам шестого периода, заполняется электронами f -подуровень третьего снаружи энергетического уровня, т.е. уровня, близко расположенного к ядру. В результате этого f -электроны испытывают такое большое электростатическое притяжение к ядру (лантаноидное сжатие), что увеличение заряда ядра уже не оказывает существенного влияния на размеры атомов. Так, в ряду лантаноидов от $_{58}\text{Ce}$ до $_{71}\text{Lu}$ радиус атомов уменьшается от 197 до 155 пм. Лантаноидное сжатие сказывается на размерах атомов всех элементов шестого периода, следующих за лантаноидами (см. табл. 5).

На основании данных, приведенных в табл. 5 и 7, следует, что изменение атомных радиусов в периодической системе элементов Д.И. Менделеева имеет периодический характер, связанный с электронной структурой атомов (зарядом ядра).

Таблица 5

Радиусы атомов металлов (s-, d-элементы)
и ковалентные радиусы атомов неметаллов (p-элементы),
рассчитанные из межатомных расстояний в молекулах и кристаллах, пм

Группы Периоды	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
2	Li 155	Be 113	B 88	C 77	N 77	O 73	F 71	Ne 160										
3	Na 189	Mg 160	Al 126	Si 117	P 110	S 104	Cl 99	Ar 192										
4	K 236	Ca 197	Sc 164	Ti 146	V 131	Cr 125	Mn 130	Fe 126	Co 125	Ni 124								
	Cu 125	Zn 133	Ga 127	Ge 122	As 121	Se 117	Br 114	Kr 198										
5	Rb 248	Sr 215	Y 181	Zr 160	Nb 143	Mo 136	Tc 136	Ru 134	Rh 135	Pd 138								
	Ag 145	Cd 149	In 144	Sn 140	Sb 141	Te 137	I 133	Xe 218										
6	Cs 268	Ba 221	La 187	Hf 159	Ta 143	W 137	Re 137	Os 135	Ir 136	Pt 139								
	Au 144	Hg 150	Tl 171	Pb 175	Bi 182	Po 170	At 150	Rn 226										

Таблица 6

Истинные и эффективные заряды ядер
нейтральных атомов некоторых элементов (z / z')

Группы Периоды	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H 1 $1/1$										
2	Li 3 $3/1,26$	Be 4 $4/1,66$	B 5 $5/1,56$	C 6 $6/1,82$	N 7 $7/2,07$	O 8 $8/2,00$	F 9 $9/2,26$				
3	Na 11 $11/1,84$	Mg 12 $12/2,25$	Al 13 $13/1,99$	Si 14 $14/2,32$	P 15 $15/2,64$	S 16 $16/2,62$	Cl 17 $17/2,93$				
4	K 19 $19/2,09$	Ca 20 $20/2,48$	Sc 21 $21/2,57$	Ti 22 $22/2,62$	V 23 $23/2,61$	Cr 24 $24/2,61$	Mn 25 $25/2,74$	Fe 26 $26/2,82$	Co 27 $27/2,81$	Ni 28 $28/2,77$	
	Cu 29 $29/2,79$	Zn 30 $30/3,08$	Ga 31 $31/2,46$	Ge 32 $32/2,82$	As 33 $33/3,14$	Se 34 $34/3,13$	Br 35 $35/3,45$				

Таблица 7

Орбитальные радиусы нейтральных атомов, пм

Группы Периоды	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII												
1	H 53	1								He 29	2									
2	Li 159	3	Be 104	4	B 78	5	C 60	6	N 49	7	O 41	8	F 36	9	Ne 32	10				
3	Na 171	11	Mg 128	12	Al 131	13	Si 107	14	P 92	15	S 81	16	Cl 73	17	Ar 66	18				
4	K 216	19	Ca 169	20	Sc 157	21	Ti 148	22	V 140	23	Cr 145	24	Mn 128	25	Fe 123	26	Co 118	27	Ni 114	28
	Cu 119	29	Zn 107	30	Ga 125	31	Ge 109	32	As 99	33	Se 91	34	Br 84	35						

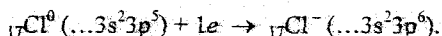
Радиусы ионов отличаются от радиусов атомов, т.к. атомы при превращении в ионы или лишились нескольких электронов, или присоединили их. Потеря атомом электронов приводит к уменьшению его размера, а присоединение избыточных электронов – к увеличению. Поэтому радиус положительно заряженного иона (катиона) всегда меньше, а радиус отрицательно заряженного иона (аниона) всегда больше радиуса соответствующего электронейтрального атома. Так, радиус атома натрия ${}_{11}\text{Na}^0$ составляет 189 пм, а радиус иона ${}_{11}\text{Na}^+$ – 98 пм; радиусы атома фтора ${}_{9}\text{F}^0$ и иона ${}_{9}\text{F}^-$ соответственно равны 71 и 133 пм. Причем радиус иона тем сильнее отличается от радиуса атома, чем больше заряд иона. Так, радиусы атома хрома ${}_{24}\text{Cr}^0$ и его ионов ${}_{24}\text{Cr}^{2+}$ и ${}_{24}\text{Cr}^{3+}$ составляют соответственно 125, 84 и 64 пм. Радиусы ионов также, как радиусы атомов, находятся в периодической зависимости от порядкового номера элемента (заряда ядра).

Пример 12. Объяснить изменение радиуса атомов элементов побочной подгруппы IV группы.

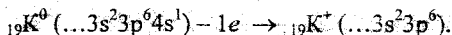
Решение. В побочной подгруппе IV группы при переходе от ${}_{22}\text{Ti}$ к ${}_{40}\text{Zr}$ радиус атомов увеличивается, а при переходе от ${}_{40}\text{Zr}$ к ${}_{72}\text{Hf}$ наблюдается некоторое уменьшение радиуса атома, т.к. Hf (гафний) – элемент шестого периода системы Д.И. Менделеева и располагается после лантаноидов. Эффект от появившегося в шестом периоде нового (шестого) энергетического уровня, который должен увеличить размеры атома Hf, пропадает ввиду лантаноидного сжатия. Итак, радиусы атомов ${}_{22}\text{Ti}$, ${}_{40}\text{Zr}$, ${}_{72}\text{Hf}$ равны соответственно 146, 160, 159 пм (см. табл. 5).

Пример 13. Определить, какой из ионов Cl^- или K^+ имеет больший радиус, исходя из положения этих элементов в периодической системе Д.И. Менделеева.

Решение. Атом хлора располагается в третьем периоде и его электроны находятся на трёх энергетических уровнях ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$), а атом калия – в четвёртом периоде и его электроны занимают четыре энергетических уровня ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$). Поэтому радиус атома калия, равный 216 пм, больше радиуса атома хлора, равного 73 пм (см. табл. 7). Атом ${}_{17}\text{Cl}^0$ переходит в состояние иона ${}_{17}\text{Cl}^-$, принимая один электрон на подуровень 3p:



Атом ${}_{19}\text{K}^0$ переходит в состояние иона ${}_{19}\text{K}^+$, отдавая один электрон с внешнего 4s-подуровня:



Из электронных формул ионов Cl^- и K^+ видно, что количество электронов на внешнем энергетическом уровне у них одинаково. Эффективный заряд ядра иона K^+ больше, чем эффективный заряд ядра иона Cl^- , поэтому электроны внешнего энергетического уровня иона K^+ испытывают более сильное притяжение к ядру, чем электроны иона Cl^- . Следовательно, радиус иона K^+ должен быть меньше радиуса иона Cl^- . Действительно, радиусы ионов K^+ и Cl^- равны соответственно 133 и 181 пм.

3.2. Элементы – восстановители. Энергия электронов

Элементы, атомы которых отдают электроны, называются восстановителями. Восстановителями являются атомы металлов. На внешнем энергетическом уровне у них 1–3 электрона. Это s-, d- и некоторые p-элементы, например Al, Ga, In, Tl, Sn, Pb, Bi. Атомы металлов способны только отдавать электроны, образуя при этом положительно заряженные ионы. Восстановителями могут быть и элементы, имеющие на внешнем энергетическом уровне более чем 3 электрона, т.е. p-элементы – атомы неметаллов. Они также могут отдавать электроны, переходя в положительно заряженные ионы.

Восстановительные свойства атомов в значительной мере зависят от того, насколько прочно их валентные электроны удерживаются на своих орбиталях. *Энергия, которая затрачивается на удаление электронов из атома в газообразном состоянии, называется энергией ионизации $E_{и}$.* Энергию ионизации обычно выражают в кДж/моль.

Для многоэлектронных атомов существует несколько значений энергии ионизации $E_{и(1)}$, $E_{и(2)}$, $E_{и(3)}$, ..., соответствующих отрыву первого, второго, третьего и т.д. электронов от атома. При этом энергия ионизации всегда изменяется в следующем порядке $E_{и(1)} < E_{и(2)} < E_{и(3)}$, т.к. с увеличением числа отрываемых электронов растет эффективный заряд образующегося положительного иона, который сильнее притягивает электроны.

Энергия ионизации характеризует восстановительную активность нейтрального атома. Чем меньше величина энергии ионизации, тем легче нейтральный атом теряет электроны, тем сильнее выражены его восстановительные свойства. Энергия ионизации зависит от эффективного заряда ядра, электронного строения и радиуса атома элемента периодической системы Д.И. Менделеева:

$$E_{и} = E_{и(H)} \cdot \frac{Z^*}{r}, \quad (4)$$

где $E_{и(H)}$ – энергия ионизации атома водорода, равная 1312,4 кДж/моль;

Z^* – эффективный заряд ядра атома;

r – радиус атома.

Минимальные значения энергий ионизации характерны для щелочных металлов, атомы которых, отдавая свой единственный электрон с внешнего энергетического уровня, приобретают электронную конфигурацию атома предшествующего инертного газа. Максимальные значения энергии ионизации соответствуют инертным газам, которые обладают наиболее устойчивой электронной конфигурацией ns^2np^6 . Это можно объяснить тем, что в пределах периодов слева направо радиусы атомов уменьшаются (см. табл. 7), эффективный заряд ядра увеличивается (см. табл. 6), энергии ионизации согласно формуле (4) при этом должны увели-

чиваться. Итак, самые сильные восстановители располагаются в начале каждого периода.

Пример 14. Объяснить, почему уменьшается энергия ионизации $E_{и(1)}$ атомов элементов главной подгруппы первой группы от лития к цезию.

Элемент	${}_3\text{Li}$	${}_{11}\text{Na}$	${}_{19}\text{K}$	${}_{37}\text{Rb}$	${}_{55}\text{Cs}$
Энергия ионизации $E_{и(1)}$, кДж/моль	521,10	492,15	414,95	405,30	376,35

Как изменяется восстановительная активность атомов этих элементов?

Решение. Уменьшение энергии ионизации атомов элементов первой группы главной подгруппы связано с возрастанием радиусов атомов r (см. раздел 1.3). Кроме этого, увеличение числа энергетических уровней, расположенных между ядром атома и валентными электронами (ns^1), обуславливает более сильное экранирование ядра. Это приводит к тому, что величина эффективного заряда ядра становится много меньше заряда ядра атома ($z^* \ll z$). Так, для: $\text{Li } z = 3, z^* = 1,26$; $\text{Na } z = 11, z^* = 1,84$; $\text{K } z = 19, z^* = 2,09$ (см. табл. 6) и т.д. Оба фактора (увеличение r и малая величина z^*) приводит к ослаблению связи валентных электронов с ядром и, следовательно, к уменьшению энергии ионизации.

Чем меньше энергия ионизации атома, тем сильнее его восстановительные свойства. Таким образом, самый сильный восстановитель в главной подгруппе первой группы – цезий. Такая закономерность наблюдается во всех главных подгруппах (подгруппы s- и p-элементов) и в побочной подгруппе третьей группы (${}_{21}\text{Sc}, {}_{39}\text{Y}, {}_{57}\text{La}$).

Пример 15. Объяснить, как изменяется восстановительная активность атомов элементов побочной подгруппы первой группы от меди к золоту, если величина энергии ионизации $E_{и(1)}$ для атомов этих элементов следующая:

элемент	${}_{29}\text{Cu}$	${}_{47}\text{Ag}$	${}_{79}\text{Au}$
энергия ионизации $E_{и(1)}$, кДж/моль	744,98	730,50	889,73

Решение. Величина энергии ионизации $E_{и(1)}$ атомов элементов побочной подгруппы первой группы изменяется иначе, чем у атомов элементов главной подгруппы той же группы (см. пример 14). При переходе от меди к серебру происходит незначительное уменьшение $E_{и(1)}$, т.к. радиус атома серебра (145 пм) несколько больше радиуса атома меди (125 пм). При переходе от серебра к золоту энергия ионизации существенно возрастает. Радиусы атомов серебра и золота почти одинаковы: 145 и 144 пм (причина – лантаноидное сжатие), а эффективный заряд ядра атома золота намного больше, чем у атома серебра, поэтому связь внешнего электрона с ядром у атома золота прочнее, чем у атома серебра. Самый слабый восстановитель в подгруппе меди – атом золота.

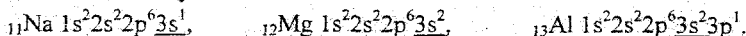
Аналогично изменяется энергия ионизации и восстановительные свойства атомов элементов всех побочных подгрупп (подгруппы d-элементов), исключение – побочная подгруппа третьей группы.

Пример 16. Величины энергий ионизации атомов натрия, магния, алюминия следующие:

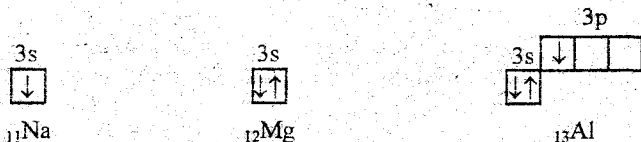
элемент	$_{11}\text{Na}$	$_{12}\text{Mg}$	$_{13}\text{Al}$
энергия ионизации			
$E_{и(1)}$, кДж/моль	492,15	737,26	577,07.

Почему $E_{и(1)}$ атома магния больше, чем $E_{и(1)}$ атомов натрия и алюминия.

Решение. Элементы Na, Mg, Al располагаются в третьем периоде системы Д.И. Менделеева. Радиусы атомов в пределах периода уменьшаются (см. табл. 5), а эффективный заряд ядра наибольший у магния (см. табл. 6), поэтому энергия ионизации атома в этом ряду элементов должна быть наибольшей у магния. Это подтверждает также состояние валентных электронов. Так, электронные формулы атомов элементов следующие:



Валентные электроны в атомах этих элементов располагаются на орбиталях так:



Валентные электроны атомов натрия и алюминия неспаренные ($3s^1$ у натрия и $3p^1$ у алюминия), поэтому на отрыв этих электронов затрачивается меньше энергии, чем на отрыв первого электрона у атома магния, валентные электроны которого спарены ($3s^2$). Отсюда энергия ионизации $E_{и(1)}$ атома Mg больше, чем $E_{и(1)}$ атомов Na и Al.

Пример 17. Энергии ионизации $E_{и(1)}$, $E_{и(2)}$, $E_{и(3)}$ для атома бериллия равны 897,45; 1756,30; 14783,50 кДж/моль соответственно. Чем объяснить резкое увеличение $E_{и(3)}$ по сравнению с $E_{и(2)}$?

Решение. Электронная формула атома бериллия – $_4\text{Be } 1s^2 2s^2$. Два валентных электрона в атоме этого элемента располагаются на подуровне 2s таким образом: $\boxed{\uparrow\downarrow}$. Энергия ионизации $E_{и(1)}$ и $E_{и(2)}$ для этих двух электронов наименьшая, т.к. они дальше находятся от ядра и на их отрыв от атома требуется сравнительно небольшое количество энергии. По мере последовательного удаления электронов из атома положительный заряд образующегося иона возрастает, а число электронов в атоме уменьшается. Силы притяжения оставшихся электронов с ядром возрастают, и при отрыве третьего электрона (с s-подуровня первого энергетического уровня) энергия ионизации резко увеличивается. Поэтому для атома бериллия энергия ионизации $E_{и(3)}$ намного больше, чем энергии ионизации $E_{и(2)}$ и $E_{и(1)}$.

3.3. Элементы – окислители. Сродство к электрону

Элементы, атомы которых в химических реакциях принимают электроны, называются окислителями. Окислителями являются атомы неметаллов. Они имеют на внешнем энергетическом уровне более чем три электрона. Атомы неметаллов способны не только принимать электроны, переходя в отрицательно заряженные ионы, имеющие устойчивую электронную конфигурацию, характерную для инертных газов (ns^2np^6), но и отдавать электроны, образуя положительно заряженные ионы (см. раздел 3.2).

Присоединение электронов окислителями, как правило, сопровождается выделением энергии. *Энергия, которая выделяется или затрачивается при присоединении электрона к нейтральному атому в газообразном состоянии, называется энергией сродства к электрону E_s* и выражается в кДж/моль.

Энергия сродства к электрону увеличивается при уменьшении радиуса атомов и увеличении эффективного заряда ядра, а также зависит от электронной конфигурации внешнего энергетического уровня. В периодах с ростом числа электронов на внешнем уровне энергия сродства к электрону, как правило, возрастает. Однако атомы с более или менее устойчивой конфигурацией электронов на внешнем уровне (ns^2 , ns^2np^3 , ns^2np^6) имеют отрицательную или близкую к нулю величину сродства к электрону. Например, ${}^4\text{Be} (\dots 2s^2)$, ${}^{12}\text{Mg} (\dots 3s^2)$, ${}^{10}\text{Ne} (\dots 2s^2 2p^6)$ имеют отрицательную величину энергии сродства к электрону, а у азота ${}^7\text{N} (\dots 2s^2 2p^3)$ она близка к нулю (табл. 8).

В подгруппах сверху вниз энергия сродства к электрону должна уменьшаться (${}^3\text{Li}$ 59,83 кДж/моль, ${}^{11}\text{Na}$ 53,07 кДж/моль), однако при переходе от фтора ${}^9\text{F}$ к хлору ${}^{17}\text{Cl}$ и от кислорода ${}^8\text{O}$ к сере ${}^{16}\text{S}$ (см. табл. 8) неожиданно обнаруживается её увеличение. Вероятно, это связано с наличием d -орбиталей у атомов элементов третьего периода (${}^{16}\text{S}$, ${}^{17}\text{Cl}$). Чем труднее атом отдаёт электрон, тем сильнее он его притягивает и тем больше его окислительная активность. Следовательно, способность к присоединению электрона усиливается с ростом как величины сродства к электрону, так и энергии ионизации. Сильными окислителями являются кислород, сера и особенно галогены (F, Cl, Br, I).

Пример 18. Объяснить изменение энергии сродства к электрону (см. табл. 8) от азота к фтору и окислительные свойства атомов этих элементов.

Решение. От азота к фтору (${}^7\text{N}$, ${}^8\text{O}$, ${}^9\text{F}$) сродство к электрону возрастает (4,82; 141,85; 322,31). Это связано с тем, что радиус атома элементов по периоду уменьшается слева направо (см. табл. 7), а эффективный заряд ядра увеличивается (см. табл. 6), следовательно, увеличивается энергия сродства к электрону. С увеличением энергии сродства к электрону возрастает способность атома присоединять электрон. Поэтому самым активным окислителем среди этих элементов будет атом фтора.

Таблица 8

Средство к электрону (E_e) атомов некоторых элементов, кДж/моль

Группы Периоды	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 72,37							He -21,23
2	Li 59,83	Be -17,37	B 23,16	C 122,55	N 4,92	O 141,85	F 322,31	Ne -28,95
3	Na 53,07	Mg -30,88	Al 50,18	Si 140,89	P 75,27	S 200,72	Cl 346,36	Ar -38,60
4	K 50,18			Ge 67,55		Se 194,93	Br 324,24	Kr -38,60
5	Rb 28,95						I 295,29	Xe -48,25

Пример 19. Определить, какой из элементов ${}_{35}\text{Br}$ или ${}_{53}\text{I}$ является более активным окислителем, исходя из положения этих элементов в периодической системе Д.И. Менделеева. Вывод подтвердить величинами энергии сродства к электрону (см. табл.8).

Решение. Элементы ${}_{35}\text{Br}$ и ${}_{53}\text{I}$ находятся в VII группе периодической системы Д.И. Менделеева. Количество валентных электронов у атомов этих элементов одинаково и равно семи (ns^2np^5). Валентные электроны атома йода находятся на пятом энергетическом уровне, а атома брома – на четвертом. Поэтому силы кулоновского притяжения валентных электронов к ядру в атоме йода меньше, чем в атоме брома. По этой причине выигрыш в энергии при присоединении одного электрона к атому йода меньше, чем при присоединении одного электрона к атому брома. Следовательно, энергия сродства к электрону атома брома должна быть больше, а значит, ${}_{35}\text{Br}$ является более сильным окислителем. Действительно, для атома брома $E_c = 324,24$ кДж/моль; а для атома йода $E_c = 295,29$ кДж/моль.

3.4. Электроотрицательность элементов

Сумма значений энергии ионизации и сродства к электрону, очевидно, может служить мерой способности атома и терять, и присоединять электроны. Чем больше эта сумма для данного атома, тем в меньшей степени у него выражена способность терять электроны и тем в большей степени – способность присоединять электроны. Вместо суммы энергии ионизации и сродства к электрону можно пользоваться величиной электроотрицательности. Относительные электроотрицательности атомов (ОЭО) приведены в табл.9. Наименьшую величину ОЭО имеет цезий Cs, наибольшую – фтор F. Атомы металлов (s-элементы) имеют самые малые величины ОЭО, атомы неметаллов (p-элементы) – большие. Относительная электроотрицательность атомов элементов возрастает в направлении слева направо в каждом периоде и уменьшается в направлении сверху вниз для атомов элементов одной и той же подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева (см табл.9). Чем больше величина ОЭО атома элемента, тем в большей степени выражены его окислительные свойства, т.е. способность присоединять электроны.

Строго говоря, атому элемента нельзя приписывать постоянную величину ОЭО. Она зависит от многих факторов, в частности от валентного состояния атома элемента, типа соединения, в которое он входит, и пр. Тем не менее, это понятие полезно для качественного объяснения свойств химической связи и соединений. По величине ОЭО можно определить знак степени окисления атома элемента в соединении. Атом элемента с наибольшей величиной ОЭО имеет отрицательную степень окисления, а с наименьшей величиной – положительную степень окисления.

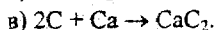
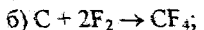
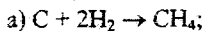
Пример 20. Составить уравнения реакций взаимодействия углерода с: а) с водородом; б) с фтором; в) с кальцием. Определить, в каких случаях углерод является окислителем, а в каких – восстановителем, используя величины ОЭО (см. табл. 9).

Таблица 9

Относительная электроотрицательность атомов элементов

Группы Периоды	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII											
1							H 2,10												
2	Li 3 0,97	Be 4 1,47	B 5 2,01	C 6 2,50	N 7 3,07	O 8 3,50	F 9 4,10												
3	Na 11 1,01	Mg 12 1,23	Al 13 1,47	Si 14 1,74	P 15 2,10	S 16 2,60	Cl 17 2,83												
4	K 19 0,91	Ca 20 1,04	21	Sc 22 1,20	Ti 23 1,32	V 24 1,45	Cr 25 1,56	Mn 26 1,60	26 Fe 1,64	27 Co 1,70	28 Ni 1,75								
	29 Cu 1,75	30 Zn 1,66	31 Ga 1,82	32 Ge 2,02	33 As 2,20	34 Se 2,48	35 Br 2,74												
5	Rb 37 0,89	Sr 38 0,99	39	Y 40 1,11	Zr 41 1,22	Nb 42 1,23	Mo 43 1,30	Tc 44 1,36	44 Ru 1,42	45 Rh 1,45	46 Pd 1,35								
	47 Ag 1,42	48 Cd 1,46	49 In 1,49	50 Sn 1,72	51 Sb 1,82	52 Te 2,01	53 I 2,21												
6	Cs 55 0,86	Ba 56 0,97	57-71 La-Lu 1,08-1,14		72 Hf 1,23	73 Ta 1,33	74 W 1,40	75 Re 1,46	76 Os 1,52	77 Ir 1,55	78 Pt 1,44								
	79 Au 1,42	80 Hg 1,44	81 Tl 1,44	82 Pb 1,55	83 Bi 1,67	84 Po 1,76	85 At 1,90												
7	Fr 87 0,86	Ra 88 0,97	89-103 Ac-Lr 1,00-1,12																

Решение. Уравнения реакций взаимодействия углерода с предложенными простыми веществами следующие:



Сравним величины ОЭО атомов элементов. В реакциях а) и в) атом углерода является окислителем, т.к. его ОЭО (2,50) больше, чем ОЭО водорода (2,10) и кальция (1,04). Значит, в этих реакциях у атома углерода в большей степени выражена способность принимать электроны. В реакции б) атом углерода является восстановителем, поскольку его ОЭО меньше ОЭО атома фтора (4,10).

3.5. Окислительно-восстановительные и кислотнo-основные свойства соединений элементов

Степень окисления – это условный заряд атома, который он может иметь в соединении, в результате отдачи или присоединения электронов. Она определяется исходя из предположения, что соединение состоит из простых ионов. Степень окисления может быть положительной, отрицательной и нулевой.

Степень окисления атомов элементов определяется их положением в периодической системе Д.И. Менделеева. Периодическое изменение степени окисления обусловлено периодическим повторением электронных структур атомов элементов (табл. 10, 11). Так, число электронов на внешнем энергетическом уровне в атомах s- и p-элементов соответствует номеру группы, в которой они расположены (см. схему 4). В соединениях, отдавая электроны более электроотрицательному атому, они проявляют максимальную положительную степень окисления, равную номеру группы. Такая закономерность наблюдается во всех периодах системы Д.И. Менделеева, исключения составляют кислород, фтор и благородные газы. Если для атомов s-элементов характерна постоянная положительная степень окисления, то для атомов p-элементов – переменная. Наряду с положительной переменной степенью окисления атомы p-элементов, начиная с четвертой группы проявляют и отрицательную степень окисления (см. табл. 10). Она может быть определена по разности между номером группы и числом 8. Восемь – это число электронов на внешнем энергетическом уровне (ns^2np^6) в атомах благородных газов, которые завершают каждый период [1, 2, 7].

Элементы побочных подгрупп (d-элементы) проявляют только положительную переменную степень окисления. Высшая положительная степень окисления для них, так же как для s- и p-элементов равна номеру группы. Например, хром ${}_{24}\text{Cr}$ – d-элемент VI группы – проявляет максимальную положительную степень окисления +6. Для него возможна низшая степень окисления +2 и промежуточная +3. Следует отметить, что не все d-элементы проявляют максимальную положительную степень окисления (см. табл. 11).

Таблица 10

Степени окисления атомов s- и p-элементов

Группы		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Валентные электроны		s ¹	s ²	s ² p ¹	s ² p ²	s ² p ³	s ² p ⁴	s ² p ⁵	s ² p ⁶
Периоды	2	Li +1	Be +2	B +3	C +4, +2 -4	N +5, +4, +3, +2, +1 -3	O +2 -1, -2	F -1	Ne
	3	Na +1	Mg +2	Al +3	Si +4, +2 -4	P +5, +3 -3	S +6, +4 -2	Cl +7, +5, +3, +1 -1	Ar
	4	K +1	Ca +2	Ga +3	Ge +4, +2 -4	As +5, +3 -3	Se +6, +4 -2	Br +7, +5, +3, +1 -1	Kr +4, +2
	5	Rb +1	Sr +2	In +3	Sn +4, +2 -4	Sb +5, +3 -3	Te +6, +4 -2	I +7, +5, +3, +1 -1	Xe +8, +6, +4, +2
	6	Cs +1	Ba +2	Tl +3, +1	Pb +4, +2 -4	Bi +5, +3 -3	Po +6, +4 -2	At +7, +5 -1	Rn +8, +6, +4, +2

Степени окисления атомов d-элементов

Таблица 11

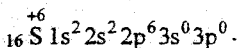
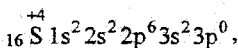
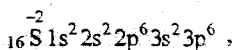
Группы Периоды	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
4			Sc +3	Ti +4, +3, +2	V +5, +4, +3, +2	Cr +6, +3, +2	Mn +7, +6, +4, +3, +2	Fe +6, +3, +2	Co +3, +2	Ni +3, +2
	Cu +2, +1	Zn +2								
5			Y +3	Zr +4	Nb +5, +3	Mo +6, +3	Tc +7, +6	Ru +4, +3	Rh +3	Pd +4, +2
	Ag +1	Cd +2								
6			La +3	Hf +4	Ta +5	W +6	Re +7	Os +8, +4, +3	Ir +4, +3	Pt +4, +2
	Au +3, +1	Hg +2, +1								

Степень окисления используют при классификации веществ, описании и предсказании свойств соединений, а также прогнозировании изменения этих свойств. Соединения, в которых элемент проявляет высшую положительную степень окисления, являются окислителями, низшую степень окисления – восстановителями, промежуточную степень окисления – либо окислителями, либо восстановителями в зависимости от условий.

Пример 21. Предсказать, как изменяются окислительно-восстановительные свойства в ряду $S^{(-2)}(H_2S) \rightarrow S^{(+4)}(H_2SO_3) \rightarrow S^{(+6)}(H_2SO_4)$.

Решение. Сера имеет низшую степень окисления, равную -2 , высшую $+6$. Поэтому соединения, в которых сера имеет степень окисления -2 будут восстановителями, а $+6$ – окислителями. Соединения, содержащие серу с промежуточной степенью окисления $+4$, могут быть окислителями или восстановителями, в зависимости от условий. Проявление окислительно-восстановительных свойств серы можно объяснить с точки зрения строения атома.

Сера – элемент, расположенный в третьем периоде, в шестой группе главной подгруппе. Электронная формула ${}_{16}S^0 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Принимая два или отдавая четыре и шесть электронов сера переходит, соответственно, в состояния S^{-2} , S^{+4} , S^{+6} , электронные формулы которых следующие:



Сера в состоянии S^{-2} не может принимать электроны, так как третий энергетический уровень (подуровни s и p) полностью заполнен. Она может только отдавать электроны и быть восстановителем.

Сера в состоянии S^{+6} . В этом состоянии в атоме серы на внешнем (третьем) энергетическом уровне электронов нет. Она может принимать их, заполняя орбитали свободного уровня. В этом случае сера может быть только окислителем.

Сера в состоянии S^{+4} занимает промежуточное положение между S^{-2} и S^{+6} , т.е. может как отдавать электроны (с подуровня $3s$), так и принимать их (на подуровень $3p$). Поэтому она будет восстановителем в присутствии окислителя и окислителем в присутствии восстановителя.

Окислительно-восстановительные свойства можно также предсказать в ряду однотипных соединений. Для этого необходимо знать степень окисления атома элемента и его радиус.

Пример 22. Предсказать, как изменяется восстановительная активность в ряду $NH_3 \rightarrow PH_3 \rightarrow AsH_3$.

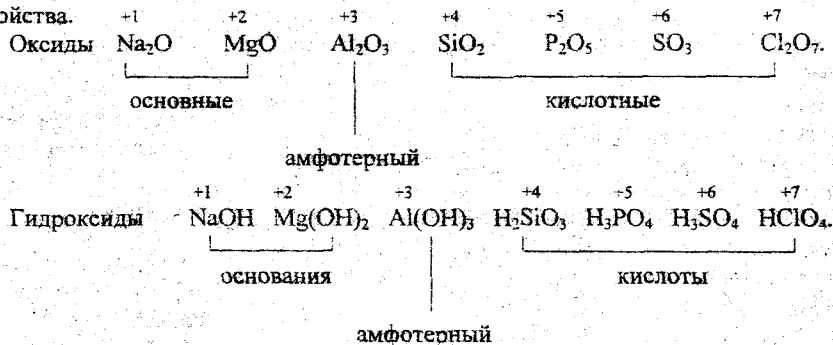
Решение. В соединениях с водородом азот, фосфор и мышьяк (элементы пятой группы главной подгруппы) проявляют одну и ту же низшую степень окисления, равную -3 (см. табл. 10), поэтому могут быть только восстановителями. Имея одно и то же число электронов на внешнем энергетическом уровне (ns^2np^3), легче будет отдавать электроны тот атом, радиус которого больше. Следовательно восстановительная активность от NH_3 к AsH_3 возрастает, так как в той же последовательности увеличивается радиус атомов элементов (см. табл. 5).

Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов (кислот и оснований), изменение этих свойств в периодах и группах, также как и окислительно-восстановительные свойства соединений, определяются положением элемента в периодической системе, его степенью окисления и радиусом атома.

Пример 23. Предсказать, как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и соответствующих им гидроксидов, образованных элементами третьего периода с максимальной положительной степенью окисления.

Решение. В третьем периоде расположены элементы: $_{11}Na$, $_{12}Mg$, $_{13}Al$, $_{14}Si$, $_{15}P$, $_{16}S$, $_{17}Cl$ (благородный газ исключаем). В форме простых веществ s-элементы (Na , Mg) – металлы, p-элементы (Si , P , S , Cl) – неметаллы, алюминий (Al), занимающий промежуточное положение между металлами и неметаллами – амфотерный. С кислородом атомы металлов образуют основные оксиды, неметаллов – кислотные, а амфотерные элементы – амфотерные оксиды.

Гидроксиды, соответствующие этим оксидам, будут проявлять те же самые свойства.

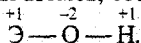


Таким образом, в периодах слева направо по мере уменьшения радиуса атома (см. табл. 5) и увеличения его максимальной положительной степени окисления (см. табл. 10) ослабевают основные и усиливаются кислотные свойства оксидов и гидроксидов.

Пример 24. Предсказать, как изменяются основные свойства гидроксидов атомов элементов главной подгруппы первой группы.

Решение. В главной подгруппе первой группы расположены элементы: ${}_3Li$, $_{11}Na$, $_{19}K$, $_{37}Rb$, $_{55}Cs$, которые проявляют максимальную положительную степень окисления, равную номеру группы, т.е. $+1$. Этим элементам соответствуют гидро-

ксиды LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , которые могут быть представлены, в соответствии со степенями окисления атомов, общей структурной формулой

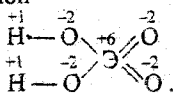


Таким образом, величины степени окисления всех атомов, образующих гидроксиды, постоянны, но изменяется радиус атома элемента (Э). От лития к цезию радиус атома возрастает. В результате связь $\text{Э} - \text{O}$ становится менее прочной, чем связь $\text{O} - \text{H}$, что приводит к усилению основных свойств гидроксидов. Самым сильным основанием является CsOH .

Итак, если основания образованы атомами элементов одной и той же подгруппы, имеющими одинаковую степень окисления, то основные свойства их в подгруппах возрастают сверху вниз.

Пример 25. Предсказать, как изменяются кислотные свойства в ряду $\text{H}_2\text{SO}_4 - \text{H}_2\text{SeO}_4 - \text{H}_2\text{TeO}_4$.

Решение. Сера, селен, теллур – элементы шестой группы главной подгруппы. В соединениях H_2SO_4 , H_2SeO_4 , H_2TeO_4 эти элементы проявляют максимальную положительную степень окисления $+6$, равную номеру группы. В соответствии со степенью окисления атомов элементов, образующих кислоты, их можно представить общей структурной формулой



Радиус атома от серы к теллуру возрастает (см. табл. 5), следовательно, связь $\text{H} - \text{O}$ в молекулах кислот от H_2SO_4 , H_2SeO_4 , H_2TeO_4 становится более прочной, что приводит к ослаблению кислотных свойств.

Таким образом, если кислоты образованы атомами элементов одной и той же подгруппы, имеющими одинаковую степень окисления, то их кислотные свойства ослабевают по подгруппе сверху вниз.

Пример 26. Предсказать, как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов марганца, в зависимости от его степени окисления.

Решение. Марганец – элемент седьмой группы побочной подгруппы. Для него характерна переменная положительная степень окисления $+2$, $+3$, $+4$, $+6$, $+7$ (см. табл. 11). Такой степени окисления соответствуют оксиды и гидроксиды:

	+2	+3	+4	+6	+7
Оксиды	MnO	Mn_2O_3	MnO_2	MnO_3	Mn_2O_7
	+2	+3		+6	+7
Гидроксиды	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	$\text{Mn}(\text{OH})_3$	–	H_2MnO_4	HMnO_4

У атомов элементов с переменной положительной степенью окисления, оксиды и гидроксиды с наименьшей степенью окисления атома проявляют основные свойства, с наибольшей – кислотные, а с промежуточной – амфотерные.

Наименьшие значения степени окисления марганца $+2$ и $+3$. Поэтому оксиды и гидроксиды марганца с указанными степенями окисления проявляют основные свойства MnO , Mn_2O_3 и $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_3$. При этом основные свойства тем больше, чем меньше степень окисления атома.

Наибольшие значения степени окисления марганца +6 и +7. Оксиды и гидроксиды, содержащие марганец с такой степенью окисления, проявляют кислотные свойства MnO_3 , Mn_2O_7 и H_2MnO_4 , $HMnO_4$. Кислотные свойства тем сильнее, чем больше величина степени окисления атома.

Степень окисления марганца +4 является промежуточной, поэтому соединение MnO_2 проявляет амфотерные свойства. Гидроксид марганца со степенью окисления +4 не устойчив и разлагается по схеме $Mn(OH)_4 \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$.

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

К середине XIX века было известно 63 химических элемента. Появилась естественная необходимость их систематизации. Однако атомные веса (массы) некоторых элементов были неточны, недостаточно было экспериментальных данных о свойствах элементов и их соединений. Возникал вопрос, что взять за основу классификации.

Д.И. Менделеев принял за основу атомный вес, но в отличие от своих предшественников не рассматривал его как единственную характеристику элемента. Используя атомный вес как общий принцип систематизации, он в некоторых случаях отдал предпочтение другому принципу, дополняющему и корректирующему первый, – химическому сходству. На основании имеющихся данных Д.И. Менделеев составил таблицу, в которую включил большинство известных элементов, сгруппировав их в несколько горизонтальных рядов (периодов) так, чтобы вертикальные столбцы (группы) содержали элементы сходные по химическим свойствам (табл. 12). В настоящее время эта таблица называется периодической системой Д.И. Менделеева.

Было установлено, что свойства элементов и их соединений закономерно изменяются с возрастанием порядкового номера и атомной массы элемента. Так, в 1869 году был открыт периодический закон – фундаментальный закон не только химии, но и природы. Его формулировка: «Свойства простых тел, также формы и свойства соединений элементов, находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов».

Работая над таблицей, Менделеев не только обобщил свойства уже изученных, но и оставил места для неизвестных ещё элементов, заранее описав их свойства, используя аналогии и различия в свойствах рядом расположенных элементов. Объяснить периодичность изменения свойств элементов и их соединений в то время не представлялось возможным, т.к. считалось, что атом не делим.

Конец XIX и начало XX веков характеризуются новыми открытиями, на основании которых установлено, что атом – сложная микросистема, включающая электроны, протоны и другие микрочастицы; раскрыт физический смысл порядкового номера элемента, который не только фиксирует его положение в периодической системе, но и определяет заряд ядра атома, а следовательно общее число электронов. Сделанные открытия создали предпосылки для разработки модели атома и теории его строения. Важную роль при этом сыграло установление двой-

ственной природы электрона: электрон не только частица, но и волна, а значит, его движение не может быть объяснено в рамках классической механики. Совокупность законов движения частиц, учитывающая их волновые свойства получила название квантовой механики. Она основана на представлении о квантовании энергии, волновом характере движений микрочастиц и вероятностном (статистическом) методе описания микрочастиц – принцип неопределенности. В квантовой механике состояние электрона в атоме описывается волновым уравнением. Решение этого уравнения и изучение атомных спектров позволили объяснить электронную структуру атомов элементов.

Таблица 12

Естественная система элементов Д.И. Менделеева

	Группа I	Группа II	Группа III	Группа IV	Группа V	Группа VI	Группа VII	Группа VIII, переходная к группе I
Типичные элементы	H 1 Li 7	Be 9.4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
1 период	Ряд 1 Na 23	Mg 24	Al 27.3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35.5	
	Ряд 2 K 39	Ca 40	— 44	Ti 50?	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe Co Ni Cu 56 59 59 63
2 период	Ряд 3 (Cu) 63	Zn 65	— 68	— 72	As 75	Se 78	Br 80	
	Ряд 4 Rb 85	Sr 87	(Y) 88?	Zr 90	Nb 94	Mo 96	— 100	Ru Rh Pd Ag 104 104 106 108
3 период	Ряд 5 (Ag) 108	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 128?	I 127	
	Ряд 6 Cs 133	Ba 137	— 137	Ce 138?	—	—	—	
4 период	Ряд 7 —	—	—	—	—	—	—	
	Ряд 8 —	—	—	—	Ta? 182	W 184	—	Os Jr Pt Au 199? 198? 197 197
5 период	9 ряд (Au) 197	Hg 200	— 204	Pb 207	Bi 208	—	—	
	Ряд 10 —	—	—	Th 232	—	U 240	—	
Высшая солеобразующая окись	R ₂ O	R ₂ O ₂ или RO	R ₂ O ₃	R ₂ O ₄ или RO ₂	R ₂ O ₅	R ₂ O ₆ или RO ₃	R ₂ O ₇	R ₂ O ₈ или RO ₄
Высшее водородное соединение			(RH ₃)	RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH	

Электронные структуры атомов подтвердили правильность классификации химических элементов и дали возможность раскрыть физический смысл периодического закона. А именно периодическое изменение свойств элементов и их соединений в периодах и группах связано с электронной структурой атомов (порядковым номером элемента). Периодическое повторение электронных структур обуславливает периодическое повторение свойств. Например, свойства элемента, характеризуемые энергией ионизации, сродством к электрону, электроотрицательностью, степенью окисления, атомным и ионным радиусами, зависят от распределения электронов в атоме и изменяются закономерно по мере увеличения порядкового номера элемента, то есть изменение этих характеристик подчиняется периодическому закону. Используя вышеперечисленные характеристики можно предсказать и объяснить химические свойства элементов и их соединений, тоже закономерно изменяющиеся с ростом порядкового номера и периодически повторяющиеся у элементов одной и той же группы.

Таким образом, периодический закон и его табличное выражение – периодическая система получили подтверждение и дальнейшее развитие благодаря созданию современной теории строения атома.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

Электронные структуры и свойства атомов металлов и неметаллов и их одноатомных ионов

Цель работы. Привить навыки составления электронных формул атомов элементов и их одноатомных ионов, использования периодической системы элементов Д.И. Менделеева для объяснения свойств атомов элементов и одноатомных ионов.

Посуда и реактивы. Штатив, пробирки. Металлы – магний, алюминий, цинк, железо. Растворы – соляная кислота с массовой долей 18%, сульфат меди, бромная вода (Br_2), иодид калия (0,05 М), содержащий крахмал.

Опыт 1. Электронные формулы и свойства атомов металлов магния, алюминия, цинка и их одноатомных ионов

Преобразование нейтрального атома в соответствующий ион для элементов магния, алюминия и цинка ($\text{Mg}^0 \rightarrow \text{Mg}^{2+}$, $\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{3+}$, $\text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{2+}$) можно осуществить с помощью следующих реакций.

Возьмите три пробирки. В каждую налейте раствор соляной кислоты (на 1/3 объёма). В первую пробирку опустите магний, во вторую – алюминий, в третью – цинк. Что наблюдается? Напишите соответствующие уравнения реакций.

1. Составьте электронные формулы атомов и одноатомных ионов магния, алюминия, цинка. Какие свойства проявляют атомы металлов, переходя из нейтрального состояния в ионное?

2. Используя квантовые числа (n , ℓ , m_ℓ и m_s), объясните, почему в атоме металлов магния, алюминия и цинка на втором энергетическом уровне два подуровня (s , p) и максимальное число электронов равно восьми.

3. Какими квантовыми числами характеризуются два электрона на $1s$ -подуровне в атоме магния, один электрон на $3p_x$ -подуровне в атоме алюминия и один электрон на $3p_z$ -подуровне в атоме цинка?

4. К какому электронному семейству относится каждый элемент? Ответ обоснуйте.

5. Определите для атома каждого элемента валентные электроны. Какова ковалентность атомов в нормальном и возбуждённом состояниях?

6. Как изменяется орбитальный радиус атома от магния к алюминию (см. табл. 7)? Ответ обоснуйте.

7. Объясните, почему радиус одноатомного иона меньше радиуса соответствующего атома металла, используя данные приведённые ниже.

Элемент	Радиус атома, пм	Радиус иона, пм
Магний	160	97
Алюминий	126	66
Цинк	133	83

8. Используя величины относительной электроотрицательности (см. табл. 9), определите в молекулах хлоридов магния, алюминия и цинка, к атому какого элемента смещены электроны.

Опыт 2. Электронные формулы и свойства атомов металлов железа, меди и их одноатомных ионов

Превращение иона меди в нейтральный атом ($\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^0$) и атома железа в соответствующий ион ($\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+}$) можно осуществить с помощью следующей реакции.

В пробирку (на 1/3 объёма) налейте раствор сульфата меди. Затем опустите железо, предварительно зачищенное. Наблюдайте выделение меди на поверхности железа. Напишите уравнение реакции.

1. Составьте электронную формулу атома меди, с учётом «проскока» электрона, и одноатомного иона меди, атома железа и его одноатомного иона. Какие свойства проявляют ион меди, переходя в нейтральный атом, и нейтральный атом железа – в ион?

2. К какому электронному семейству относятся элементы? Ответ обоснуйте.

3. Объясните последовательность заполнения электронами энергетических подуровней 3s, 3p, 3d, 4s в атоме железа, используя правила В.М. Клечковского.

4. Выпишите величины радиуса атомов металлов для элементов побочных подгрупп скандия, железа, меди (см. табл.5). Объясните, почему в подгруппах железа и меди при переходе от элемента пятого к элементу шестого периода, радиус атома металла практически не изменяется, а в подгруппе скандия – возрастает.

Опыт 3. Электронные формулы и свойства атомов неметаллов брома, йода и их одноатомных ионов

Опыт выполняйте под тягой!

Превращение иона йода в нейтральный атом ($\text{I}^- \rightarrow \text{I}^0$) и атома брома в соответствующий ион ($\text{Br}^0 \rightarrow \text{Br}^-$) можно осуществить с помощью следующей реакции.

В пробирку (на 1/3 объёма) налейте раствор йодида калия, содержащего крахмал. Добавьте по каплям бромную воду до появления синей окраски. Напишите уравнение реакции.

1. Напишите электронные формулы атомов и одноатомных ионов брома и йода. Какие свойства проявляют ион йода переходя в нейтральный атом йода и нейтральный атом брома – в ион брома?

2. К какому электронному семейству относятся элементы? Ответ обоснуйте.

3. Определите в атоме йода валентные электроны. Какова ковалентность атома йода в нормальном и возбуждённом состояниях?

4. Для элементов главной подгруппы брома и йода найдите величины ковалентного радиуса атома неметалла (см. табл. 5) и объясните, почему от брома к йоду радиус атома возрастает.

5. Объясните, почему радиус одноатомного иона неметалла больше радиуса его атома, используя данные, приведённые ниже.

Элемент	Радиус атома, пм	Радиус иона, пм
Бром	114	196
Иод	133	220

6. Почему восстановительная активность одноатомных ионов от брома к йоду возрастает, а окислительная активность их атомов – уменьшается? Ответ обоснуйте.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2003.
2. Коровин Н.В. Общая химия. – М.: Высшая школа, 2003.
3. Теоретические основы общей химии/ А.И. Горбунов, А.А. Гуров, Г.Г. Филиппов, В.Н. Шаповал; Под ред. А.И. Горбунова. – М.: Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2001.
4. Зайцев О.С. Химия: Современный краткий курс. – М.: Агар, 1997.
5. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. – М.: Химия, 1993.
6. Зайцев О.С. Общая химия. Направление и скорость химических процессов. Строение вещества. – М.: Высшая школа, 1983.
7. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Строение вещества. – М.: Высшая школа, 1978.
8. Кемпбел Дж. Современная общая химия. – М.: Мир, 1975.

ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

Атом(ы)

- восстановители 48-50
- окислители 51-53
- радиус 42-47
- электронная конфигурация (структура, формула) 31-37

Атомная орбиталь

- количество электронов 30, 31
- ориентация 25, 26
- размеры 23
- форма 23, 24
- энергия 26-29

Волновая функция электрона 21, 22

Валентные электроны (см. электрон)

Закон периодический Менделеева 42

Квантовые числа

- главное 22
- магнитное 23
- орбитальное 25
- спиновое 26

Ковалентность

- возбуждённое состояние 38-40
- нормальное состояние 38

Кислотно-основные свойства

соединений 55

Лантаноидное сжатие 43

Окислительно-восстановительные

свойства соединений 55

Правило(а)

- Гунда 32
- Клечковского 27, 28

Принцип

- наименьшей энергии 28

Паули 30

Радиус(ы)

- атома 42-47
- иона 47

Ряд Клечковского 28

Сродство к электрону 51-53

Степень окисления 55-57

Уравнение Луи де Бройля 21

Электрон(ы)

- валентные 38
- корпускулярно-волновые свойства 21
- «проскок» 37
- энергия в нормальном и возбуждённом состоянии 27
- энергетические подуровни и уровни, максимальное количество электронов на них 23, 30

Электроотрицательность 53

Элементы

- восстановители 48-50
- главные подгруппы 43
- побочные подгруппы 43
- s-семейства 33
- p-семейства 34
- d-семейства 34
- f-семейства 34
- окислители 51-53

Энергия ионизации 48-51

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Группы элементов															
	I	II		III	IV	V		VI	VII		VIII					
1	(H)								H 1,00 ВОДОРОД		He 4,00 ГЕЛИЙ					
2	Li 6,94 ЛИТИЙ	Be 9,01 БЕРИЛИЙ	B 10,81 БОР	C 12,01 УГЛЕРОД	N 14,01 АЗОТ	O 15,99 КИСЛОРОД		F 18,99 ФТОР	Ne 20,18 НЕОН							
3	Na 22,99 НАТРИЙ	Mg 24,31 МАГНИЙ	Al 26,98 АЛЮМИНИЙ	Si 28,09 КРЕМНИЙ	P 30,97 ФОСФОР		S 32,06 СЕРА	Cl 35,45 ХЛОР	Ar 39,95 АРГОН							
4	K 39,10 КАЛИЙ	Ca 40,08 КАЛЬЦИЙ	Sc 44,96 СКАНДИЙ	Ti 47,87 ТИТАН	V 50,94 ВАНАДИЙ		Cr 51,99 ХРОМ	Mn 54,94 МАРГАНЕЦ	Fe 55,85 ЖЕЛЕЗО		Co 58,93 КОБАЛЬТ	Ni 58,69 НИКЕЛЬ				
	Cu 63,55 МЕДЬ	Zn 65,39 ЦИНК	Ga 69,72 ГАЛЛИЙ	Ge 72,59 ГЕРМАНИЙ	As 74,92 Мышьяк		Se 78,96 СЕЛЕН	Br 79,90 БРОМ	Kr 83,80 КРИПТОН							
5	Rb 85,47 РУБИДИЙ	Sr 87,62 СТРОНЦИЙ	Y 88,91 ИТРИЙ	Zr 91,22 ЦИРКОНИЙ	Nb 92,91 НЙОБИЙ		Mo 95,94 МОЛИБДЕН	Tc 98,91 ТЕХНЕЦИЙ	Ru 101,07 РУТЕНИЙ		Rh 109,90 РОДИЙ	Pd 106,42 ПАЛЛАДИЙ				
	Ag 107,87 СЕРЕБРО	Cd 112,41 КАДМИЙ	In 114,82 ИНДИЙ	Sn 118,71 ОЛОВО	Sb 121,75 СУРЬМА		Te 127,60 ТЕЛЛУР	I 126,90 ИОД	Xe 131,29 КСЕНОН							
6	Cs 132,90 ЦЕЗИЙ	Ba 137,34 БАРИЙ	La 138,91 ЛАНТАН	Hf 178,49 ГАФНИЙ	Ta 180,95 ТАНТАЛ		W 183,84 ВОЛЬФРАМ	Re 186,21 РЕНИЙ	Os 190,23 ОСМИЙ		Ir 192,22 ИРИДИЙ	Pt 195,08 ПЛАТИНА				
	Au 196,97 ЗОЛОТО	Hg 200,59 РТУТЬ	Tl 204,38 ТАЛЛИЙ	Pb 207,20 СВИНЕЦ	Bi 208,98 ВИСМУТ		Po 209,98 ПОЛОНИЙ	At 209,99 АСТАТ	Rn 222,02 РАДОН							
7	Fr 223,02 ФРАНЦИЙ	Ra 226,03 РАДИЙ	Ac 227,03 АКТИНИЙ	<261> РЭЗЕРФОРДИЙ	<262> ДУБНИЙ		<263> СБЕРГОРИЙ	<264> БОРИЙ	<265> ХАССИЙ		<266> МЕНТЕНЕРИЙ					
* ЛАНТАНОИДЫ																
	Ce 140,12 ЦЕРИЙ	Pr 140,91 ПРАЙМОДИЙ	Nd 144,24 НЕОДИМ	Pm 144,92 ПРОМЕТЕЙ	Sm 150,36 САМАРИЙ	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	Tb 158,93 ТЕРБИЙ	Dy 162,50 ДИСПРОИЙ	Ho 164,93 ГОЛЬМИЙ	Er 167,26 ЭРБИЙ	Tm 168,93 ТУЛИЙ	Yb 173,04 ИТТЕРБИЙ	Lu 174,97 ЛУТЕЦИЙ		
** АКТИНОИДЫ																
	Th 232,04 ТОРИЙ	Pa 231,04 ПРОТАКТИНИЙ	U 238,03 УРАН	Np 237,05 НЕПУТЦИЙ	Pu 239,05 ПУЛТОНИЙ	Am 241,06 АМЕРИЦИЙ	Cm 247,07 КУРИЙ	Bk 249,08 БЕРКЛИЙ	Cf 251,07 КАЛИФОРНИЙ	Es 252,08 ЭЙНШТЕЙНИЙ	Fm 257,09 ФЕРМИЙ	Md 258,09 МЕНДЕЛЕВИЙ	No 259,10 НОБЕЛИЙ	Lr 260,11 ЛОУРЕНСИЙ		

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие.....	3
Варианты для самостоятельной работы	
Вариант 1.....	5
Вариант 2.....	8
Вариант 3.....	10
Вариант 4.....	13
Вариант 5.....	15
Вариант 6.....	17
Обучающая программа	
1. Электрон в атоме.....	20
1.1. Корпускулярно-волновые свойства электрона.....	21
1.2. Волновая функция. Квантовые числа. Атомные орбитали.....	21
1.2.1. Главное квантовое число. Размеры атомных орбиталей. Энергетические уровни.....	22
1.2.2. Орбитальное квантовое число. Форма атомных орбиталей. Энергетические подуровни.....	23
1.2.3. Магнитное квантовое число. Пространственная ориентация атомных орбиталей.....	25
1.2.4. Спиновое квантовое число.....	26
1.3. Энергия электронов (атомных орбиталей).....	26
1.4. Принцип Паули. Максимальное число электронов на орбитали, подуровне, уровне.....	30
2. Электронные структуры многоэлектронных атомов	
2.1. Электронные структуры атомов элементов периодической системы Д.И. Менделеева. s-, p-, d- и f-элементы. Главные и побочные подгруппы.....	31
2.2. Валентные электроны. Ковалентность атомов элементов.....	38
3. Периодическое изменение свойств химических элементов и их соединений.....	42
3.1. Изменение радиусов атомов по периодам и группам.....	42
3.2. Элементы – восстановители. Энергия электронов.....	48
3.3. Элементы – окислители. Сродство к электрону.....	51
3.4. Электроотрицательность элементов.....	53
3.5. Окислительно-восстановительные и кислотно-основные свойства соединений элементов.....	55
Заключение.....	61
Лабораторная работа.....	64
Библиографический список.....	66
Предметный указатель.....	67