

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
ЛУГАНСКОЙ НАРОДНОЙ РЕСПУБЛИКИ
ГОУ ВПО ЛНР «ЛУГАНСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ ТАРАСА ШЕВЧЕНКО»**

**В.Д. Дяченко
Н.М. Хрусталева
Е.Г. Полупаненко**

Химия и методика преподавания химии

Методические рекомендации
по подготовке к государственному экзамену
для студентов очной формы обучения
по направлению подготовки 04.03.01 «Химия»



**Луганск
2018**

УДК [54+387.016:54](072)

ББК 24р3

Д 99

Рецензенты:

- Кривоколыско С.Г.* – профессор кафедры физики и химии ГОУ ВПО ЛНР «Луганский национальный университет имени Владимира Давидовича», доктор химических наук, старший научный сотрудник, профессор;
- Сараева Т.А.* – доцент кафедры химии и биохимии ГОУ ВПО ЛНР «Луганский национальный университет имени Тараса Шевченко», кандидат химических наук;
- Коваленко Е.А.* – методист ГУ ДПО ЛНР «Республиканский центр развития образования», учитель химии высшей категории, Заслуженный учитель Украины.

Дяченко В.Д.

Д 99

Химия и методика преподавания химии : методические рекомендации по подготовке к государственному экзамену / В.Д. Дяченко, Н.М. Хрусталева, Е.Г. Полупаненко; ГОУ ВПО ЛНР «Луганский национальный университет имени Тараса Шевченко». – Луганск : Книта, 2018.– 88 с.

В методических рекомендациях по подготовке к государственному экзамену отражены основные теоретические вопросы, правила проведения и критерии оценки итогового государственного экзамена по направлению подготовки 04.03.01 «Химия», а также приведены примеры экзаменационных заданий.

Издание предназначено для студентов по направлению подготовки 04.03.01 «Химия», а также будет полезно преподавателям вузов.

УДК [54+387.016:54](072)

ББК 24р3

Рекомендовано Учебно-методическим советом Луганского национального университета имени Тараса Шевченко в качестве методических рекомендаций для студентов, обучающихся по направлению подготовки 04.03.01 «Химия» (протокол № 11 от 12 июня 2018 года)

© Дяченко В.Д., Хрусталева Н.М.,
Полупаненко Е. Г., 2018

© ГОУ ВПО ЛНР «Луганский национальный университет имени Тараса Шевченко», 2018

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	4
1. ТРЕБОВАНИЯ К УРОВНЮ ОСВОЕНИЯ СОДЕРЖАНИЯ ДИСЦИПЛИН	5
2. ПРОЦЕДУРА ПРОВЕДЕНИЯ ГОСУДАРСТВЕННОГО ЭКЗАМЕНА	8
3. КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ ЗНАНИЙ НА ГОСУДАРСТВЕННОМ ЭКЗАМЕНЕ	9
4. СОДЕРЖАНИЕ ПРОГРАММЫ ПО ДИСЦИПЛИНАМ	11
4.1. Неорганическая химия	11
4.2. Органическая химия	21
4.3. Методика преподавания химии	31
5. ПРИМЕРНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНАМ	35
5.1. Неорганическая химия	35
5.2. Органическая химия	70
5.3. Методика преподавания химии	77
6. ПРИМЕР ЭКЗАМЕНАЦИОННОГО БИЛЕТА	80
СПИСОК РЕКОМЕНДОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ	81
ЗАКЛЮЧЕНИЕ	83

ВВЕДЕНИЕ

Государственный экзамен по химии и методике преподавания химии предусматривает проверку усвоения фундаментальных теоретических основ химии, методики преподавания школьного курса химии, умений использовать эти основы при объяснении свойств элементов и их соединений, химических процессов, а также для решения образовательных, развивающих и воспитательных задач в процессе изучения химии.

Государственный экзамен по химии нацелен на выявление глубины понимания выпускниками теоретических основ химии, умения связывать общие и конкретные вопросы, свободно пользоваться примерами из различных отраслей химии, ориентироваться в вопросах связи химической науки с жизнью. Основу программы экзамена составляют вопросы по неорганической и органической химии, методике преподавания химии, а также ряд наиболее значимых вопросов из аналитической, физической химии, основ химической технологии. Вопросы по методике преподавания химии направлены на выявление уровня педагогического мастерства выпускников, умения использовать полученные знания для решения современных задач учебно-воспитательного процесса в процессе изучения химии в основной и старшей школе.

Основными целями испытаний с помощью итогового государственного экзамена является:

- установление соответствия уровня подготовки выпускника требованиям ГОС по направлению подготовки 04.03.01 «Химия»;
- оценка системности знаний и умений обоснованно и творчески принимать профессиональные решения;
- оценка потенциальной способности выпускника к самостоятельной профессиональной деятельности.

1. ТРЕБОВАНИЯ К УРОВНЮ ОСВОЕНИЯ СОДЕРЖАНИЯ ДИСЦИПЛИН

Задача государственного экзамена – выявление уровня профессиональной компетентности будущего специалиста-химика, который должен:

В области общепрофессиональных компетенций:

– демонстрировать понимание общих законов природы и происходящих в ней химических явлений и процессов, понимать особенности организации химической формы материи;

– использовать знания о современной естественнонаучной картине мира в профессиональной и образовательной деятельности;

– уметь выделить, сформулировать химическую проблему или её аспекты при решении конкретных научно-технических и научно-исследовательских задач;

– владеть принципами и теоретическими основами анализа и обобщения наблюдаемых фактов;

– владеть техникой выполнения химического эксперимента, в том числе с использованием лабораторной техники, оборудования, измерительных приборов;

– применять методы математической обработки информации, теоретического и экспериментального исследования;

– представлять результаты своей работы в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе.

В области неорганической химии:

– знать теоретические основы неорганической химии, понимать принципы строения вещества и протекания химических процессов;

– знать состав, строение, химические свойства и области применения простых веществ и основных классов неорганических соединений;

– уметь анализировать причины и закономерности изменения свойств химических элементов и их соединений внутри групп и подгрупп периодической системы на основании периодического

закона Д. И. Менделеева и современных представлений о строении вещества;

– знать виды химических связей в веществах в их различных состояниях, структуры и строение молекул и кристаллов неорганических соединений различных классов;

– владеть методами и способами синтеза и исследования неорганических веществ;

– уметь устанавливать связь между строением вещества и его свойствами, предвидеть свойства неорганических соединений на основе положения элементов в периодической системе, строения вещества, принадлежности к соответствующему классу соединений;

– уметь решать химические задачи теоретического и прикладного характера, в том числе расчетные.

В области органической химии:

– владеть теоретическими представлениями о строении и классификации органических соединений, механизмах реакций с их участием;

– знать состав, строение, свойства и область применения органических веществ – представителей основных классов (углеводородов, гомофункциональных соединений, гетерофункциональных соединений, гетероциклических соединений);

– уметь анализировать взаимосвязь между строением и свойствами органических соединений с учетом характера распределения электронной плотности;

– описывать механизм химических реакций с участием органических соединений;

– прогнозировать реакционную способность органических веществ, используя понятия о взаимном влиянии атомов и групп атомов в органических молекулах;

– владеть методами и способами синтеза органических веществ, навыками описания строения молекул на основании данных спектральных и иных исследований.

В области аналитической химии

– понимать роль аналитической химии в системе наук; знать основные теоретические положения аналитической химии; типы реакций и процессов в аналитической химии, их основные закономерности;

– знать теорию и практическое применение основных методов качественного и количественного химического анализа; уметь проводить аналитический эксперимент, руководствуясь методическими указаниями, а также обрабатывать опытные данные и делать вывод по проделанной работе; решать задачи по теоретическим основам аналитической химии, а также основным методам количественного анализа.

В области физической химии:

– знать общую картину физико-химических превращений материального мира;

– понимать основы физической химии как теоретического фундамента современной химии, владеть основами химической термодинамики, теории растворов и фазовых равновесий, знать основы химической кинетики и катализа, механизма химических реакций, электрохимии; владеть методами важнейших физико-химических расчетов;

– знать теоретические основы и практическое применение основных методов физико-химических исследований, владеть навыками расшифровки экспериментальных данных.

В области основ химической технологии:

– знать наиболее значимые химические производства, понимать физико-химические принципы технологических процессов;

– иметь представление о современном состоянии химической промышленности в стране и мире, понимать направленность происходящих глубоких изменений в основных технологиях переработки сырьевых и энергетических ресурсов, тенденции повышения наукоемкости химических производств;

В области методики преподавания химии:

– понимать основные цели и задачи обучения химии;

– знать требования государственных образовательных стандартов по химии применительно к среднему общему и среднему профессиональному образованию;

– владеть теоретическими и психолого-педагогическими основами методики обучения химии в части формирования основных химических понятий;

– знать приемы определения научного содержания обучения, уметь использовать соответствующие отобранному содержанию

методы обучения и средства обучения при изучении конкретных разделов школьного курса химии;

– владеть методами контроля знаний, уметь диагностировать усвоенные химические знания и корректировать процесс обучения.

– владеть формами организации и проведения внеклассной работы по химии.

2. ПРОЦЕДУРА ПРОВЕДЕНИЯ ГОСУДАРСТВЕННОГО ЭКЗАМЕНА

К государственному экзамену допускаются лица, завершившие полный курс обучения по основной образовательной программе бакалавриата направления подготовки 04.03.01 «Химия» и успешно прошедшие все аттестационные испытания, предусмотренные учебным планом специальности.

Государственный экзамен проводится по билетам, содержащим вопросы, составленные в соответствии с учебными планами и программами подготовки бакалавров. С программой подготовки и требованиями к уровню освоения содержания дисциплин, а также перечнем примерных вопросов студентов знакомят за полгода до начала государственного экзамена. Перед государственным экзаменом проводятся обязательные консультации.

Государственный экзамен проводится на открытом заседании государственной экзаменационной комиссии (ГЭК) с участием не менее двух третей представителей состава комиссии. В состав комиссии входят: председатель ГЭК, заместитель председателя, представители профессорско-преподавательского состава и ведущие преподаватели и научные работники по профилю специальности из других высших учебных заведений. Состав государственной экзаменационной комиссии утверждается приказом ректора.

Во время экзамена студентам разрешается использовать следующие документы и материалы:

– программа государственного экзамена по направлению подготовки 04.03.01 «Химия», программа школьного курса химии;

– периодическая система химических элементов, таблица растворимости, справочные материалы по химии, содержащие све-

дения по основным физическим константам, физическим и физико-химическим свойствам неорганических и органических веществ;
– калькулятор.

Государственный экзамен проводится в письменной форме по экзаменационным билетам, разработанным кафедрой химии и биохимии ГОУ ВПО ЛНР «Луганский национальный университет имени Тараса Шевченко». Время, отведенное на экзамен, определяется количеством вопросом, вынесенным в экзаменационный билет. Конкретное время для написания экзаменационной работы сообщается студентам в ходе консультации перед государственным экзаменом.

Студент обязательно приносит на экзамен зачетную книжку, в которой комиссия выставляет полученную студентом оценку.

3. КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ ЗНАНИЙ НА ГОСУДАРСТВЕННОМ ЭКЗАМЕНЕ

Результат сдачи выпускником государственного экзамена определяется оценками «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно» и объявляется в тот же день после оформления в установленном порядке протоколов заседаний комиссии.

Государственный экзамен по направлению подготовки 04.03.01 «Химия» проводится по билетам, составленным в соответствии с утвержденной программой в письменной форме. В экзаменационный билет включается материал по четырем основным направлениям профиля: неорганическая химия, органическая химия, методика преподавания химии и педагогика.

Выставляется оценка:

«отлично», если выпускник продемонстрировал:

– глубокие и твердые знания всего программного материала учебных дисциплин, глубокое понимание сущности и взаимосвязи рассматриваемых явлений (процессов), твердые знания основных положений дисциплин;

– четкие, лаконичные, логически последовательные, полные, правильные и конкретные ответы на поставленные вопросы;

– умение самостоятельно анализировать химические явления и процессы в их взаимосвязи и диалектическом развитии, применять математический аппарат и применять теоретические положения к решению практических и расчетных задач;

– твердые навыки, обеспечивающие решение задач дальнейшей профессиональной деятельности.

«хорошо», если выпускник продемонстрировал:

– достаточно полные и твердые знания всего программного материала дисциплин, вынесенных на государственный экзамен, правильное понимание сущности и взаимосвязи рассматриваемых процессов (явлений), достаточно полно освоил знания основных положений смежных дисциплин;

– последовательные, правильные, конкретные, без существенных неточностей ответы на вопросы в билете;

– умение самостоятельно анализировать изучаемые явления и процессы, применять основные теоретические положения и математический аппарат к решению практических и расчетных задач;

– достаточно твердые навыки и умения, обеспечивающие решение задач предстоящей профессиональной деятельности.

«удовлетворительно», если выпускник продемонстрировал:

– знание основного материала учебных дисциплин, выносимых на государственный экзамен без частных особенностей и основных положений смежных дисциплин;

– правильные, без грубых ошибок ответы на поставленные вопросы;

– умение применять теоретические знания к решению основных расчетных и практических задач;

– слабые навыки, необходимые для профессиональной деятельности.

«неудовлетворительно», если выпускник продемонстрировал:

– отсутствие знаний значительной части программного материала;

– неправильный ответ хотя бы на один из основных вопросов, существенные и грубые ошибки в ответах на вопросы, непонимание сущности излагаемых вопросов;

– неумение применять теоретические знания при решении расчетных и практических задач;

– отсутствие навыков, необходимых для предстоящей профессиональной деятельности.

Оценка выставляется отдельно за каждый блок, а итоговая оценка рассчитывается как среднее арифметическое между оценками за каждый вопрос. Но в случае неудовлетворительной оценки за какой-либо блок, итоговый междисциплинарный экзамен в целом признается не сданным с выставлением оценки «неудовлетворительно».

Студенты, не сдавшие итоговый государственный экзамен, не допускаются к защите выпускной квалификационной работы (бакалаврской работы).

4. СОДЕРЖАНИЕ ПРОГРАММЫ ПО ДИСЦИПЛИНАМ

4.1. Неорганическая химия

Теоретические основы неорганической химии.

1. Введение.

Понятие о материи. Вещество и поле – конкретные виды материи. Движение как форма существования материи; формы движения материи; химическая форма движения. Предмет химии. Философское и химическое понятия вещества. Уровни организации вещества, изучаемые химией. Место неорганической химии в системе химических наук.

Этапы развития неорганической химии.

Связь химии с другими науками о природе – физикой, биологией, экологией. Химия и народное хозяйство. Сохранение окружающей среды – одна из главных задач химии.

Методы химии, наблюдение, эксперимент. Основные принципы организации эксперимента. Формы записи результатов эксперимента: качественная, цифровая (табличная), графическая, аналитическая. Понятие о погрешности эксперимента.

2. Основные химические понятия и законы в свете атомно-молекулярного учения.

Атомно-молекулярная теория как фундамент современной химии. Закон сохранения массы и энергии.

Атомы и молекулы, их размеры и массы. Простое вещество и химический элемент. Аллотропия. Сложные вещества. Закон по-

стоянства состава. Закон Авогадро и выводы из него. Закон простых объемных отношений.

Моль. Молярная масса и молярный объем, эквивалент, закон эквивалентов. Соотношение между молярной массой, эквивалентом и молярной массой эквивалента. Методы определения атомных и молекулярных масс.

Нахождение простейших и истинных формул химических соединений. Виды химических формул. Расчеты по химическим формулам и химическим уравнениям.

Химические реакции и их классификация по характеру взаимодействия реагирующих веществ (обменные, окислительно-восстановительные, комплекссообразования).

3. Классификация и номенклатура неорганических соединений.

Классификация неорганических соединений по номенклатурным правилам ИЮПАК.

Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения: гидриды, оксиды, пероксиды, галогениды, халькогениды, нитриды, карбиды. Трехэлементные соединения.

Классификация сложных веществ по функциональным признакам. Оксиды. Номенклатура, свойства оксидов, способы получения.

Основания. Свойства и номенклатура оснований. Способы получения оснований.

Кислоты: бескислородные и кислородсодержащие. Классификация кислот. Свойства и номенклатура кислот. Общие способы получения кислот.

Соли: средние, кислые, основные, смешанные, двойные. Способы получения солей. Номенклатура солей.

4. Строение атома.

Квантовая механика и корпускулярно-волновой дуализм излучения. Кванты. Уравнение М. Планка. Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности В. Гейзенберга.

Квантово-механическая модель атома водорода. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Физический смысл квантовых чисел. Атомные орбитали (АО), ос-

новное и возбужденное состояния. Формы и пространственная ориентация s-, p-, d- и f-атомных орбиталей.

Многоэлектронные атомы. Три принципа заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда. Порядок заполнения атомных орбиталей. Правила Клечковского. Электронные формулы (символическая и графическая форма записи).

Характеристики изолированных атомов: атомные радиусы, энергия ионизации, сродство атома к электрону, электроотрицательность, относительная электроотрицательность. Условные ионные радиусы. Магнитные свойства атомов.

Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивые и неустойчивые ядра. Радиоактивный распад ядер.

5. Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева.

Содержание периодического закона. Периодическая система – конкретизированное (табличное) выражение периодического закона. Длинная и короткая формы периодической таблицы. Периоды, группы, подгруппы, семейства элементов.

Связь местоположения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп.

Изменение радиусов, энергий ионизации и электроотрицательности атомов элементов с увеличением зарядов их ядер. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов.

Значение открытия периодического закона в развитии науки.

6. Химическая связь и строение вещества.

Типы химической связи. Характеристики связи: длина, энергия, полярность, направленность. Методы определения структуры вещества.

Ковалентная связь, квантово-механические методы ее толкования – метод валентных связей (ВС) и метод молекулярных орбиталей (МО).

Физическая идея метода ВС: образование двуцентровых двухэлектронных связей, принцип максимального перекрывания АО. Два механизма образования ковалентной связи: обобществления неспаренных электронов разных атомов и донорно-

акцепторный механизм. Свойства ковалентной связи: насыщаемость, направленность, поляризуемость. Ковалентности атомов элементов I, II, III периодов, максимальная ковалентность. Кратность связи, σ - и π -связи. Гибридизация АО. Типы гибридизации и геометрия молекул.

Физическая идея метода МО: делокализация электронной плотности между всеми ядрами в молекуле. Связывающие и разрыхляющие МО, принципы заполнения молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы и электронные формулы двухатомных молекул элементов I-II периодов.

Сравнение методов ВС и МО, их достоинства и недостатки. Приближенный характер методов.

Типы кристаллических решеток, образуемых веществами с ковалентной связью. Влияние типа кристаллической решетки на свойства вещества.

Ионная связь. Катионы и анионы. Свойства ионной связи. Границы применения ионной модели. Ионные кристаллические решетки. Свойства веществ с ионным типом связи. Поляризация и поляризующее действие ионов.

Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов элементов, способных к образованию металлической связи.

Понятия валентность, степень окисления, координационное число, их трактовка для соединений с различным типом связи.

Водородная связь, внутримолекулярная и межмолекулярная. Влияние водородной связи на свойства вещества.

Межмолекулярные взаимодействия: дисперсионное, ориентационное, индукционное.

7. Энергетика и направленность химических процессов.

Химическая термодинамика. Внутренняя энергия вещества. Изменение внутренней энергии системы. Энтальпия. Тепловые эффекты химических реакций. Теплоты образования химических соединений. Закон Г.И. Гесса. Понятие об энтропии. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса).

Роль энтальпийного и энтропийного факторов в направленности процессов в различных условиях. Использование табличных значений стандартных энтальпий и стандартных изобарных потенциалов образования исходных и конечных веществ для оценки возможности протекания химических реакций.

Необратимые и обратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константы химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ, давления и температуры.

8. Скорость химических реакций.

Скорость химической реакции, истинная и средняя. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс. Применение закона действующих масс для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от температуры, температурный коэффициент. Правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса.

Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, автокатализ, положительный и отрицательный. Использование катализа в промышленности. Роль катализаторов в биологических процессах, особенности ферментов как катализаторов.

9. Растворы.

Характеристика дисперсных систем. Истинные растворы, коллоидные растворы, грубодисперсные системы (суспензии, эмульсии). Вода как растворитель. Механизм процесса растворения. Сольватация (гидратация) при растворении. Труды Д. И. Менделеева по теории растворов. Термодинамика процесса растворения.

Растворимость твердых веществ в воде. Насыщенные, ненасыщенные, пересыщенные растворы.

Способы выражения количественного состава растворов. Массовая, мольная, объемная доля растворенного вещества. Молярная концентрация. Молярная концентрация эквивалента. Моляльность.

10. Теория электролитической диссоциации.

Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации веществ с различным типом химической связи. Роль полярных молекул воды в процессах диссоциации. Механизм гидратации анионов и катионов.

Степень электролитической диссоциации. Сильные, слабые электролиты. Применение закона действующих масс к процессу диссоциации слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.

Кислоты, основания, амфотерные гидроксиды, соли в свете теории электролитической диссоциации.

Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель. Значение постоянной величины рН в химических и биологических процессах.

Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.

Направленность обменных реакций в растворах электролитов.

11. Комплексные соединения.

Основные положения координационной теории А. Вернера. Внешняя и внутренняя сферы комплексных соединений. Комплексообразователь. Характеристика лигандов. Координационное число комплексообразователя. Заряд комплексного иона. Основные классы комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений.

Диссоциация комплексных соединений. Диссоциация на ионы внутренней и внешней сфер. Диссоциация комплексного иона в водном растворе, константы нестойкости.

Значение комплексообразования в химии и биологии.

12. Окислительно-восстановительные реакции.

Реакции, происходящие с изменением степени окисления атомов элементов. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Электронная теория окисления. Окислители и восстановители. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса и электронно-ионный метод. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных процессов.

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах. Электрохимический ряд напряжений металлов. Электролиз расплавов и водных растворов кислот, щелочей, солей, его практическое применение.

Химия элементов и их соединений.

1. Водород.

Водород. Особенности положения водорода в периодической системе. Характеристика молекулы водорода. Промышленные и лабораторные способы получения водорода, его физические и химические свойства. Соединения водорода с металлами и неметаллами, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

2. Элементы главной подгруппы VII группы.

Общая характеристика атомов элементов: электронные структуры, радиусы атомов, ионизационные потенциалы, сродство к электрону, электроотрицательность, степени окисления.

Общая характеристика свойств фтора, хлора, брома, йода. Зависимость свойств простых веществ, водородных соединений и оксокислот галогенов от величины зарядов их ядер. Методы получения галогенов и их соединений. Биологическая роль галогенов и их соединений.

3. Элементы главной подгруппы VI группы.

Общая характеристика атомов элементов: электронные структуры, радиусы атомов, ионизационные потенциалы, сродство к электрону, электроотрицательность, степени окисления.

Кислород. Способы получения кислорода, его химические и физические свойства. Аллотропия кислорода. Озон, его свойства, получение, образование в природе. Применение кислорода. Значение кислорода в природе.

Водородные соединения кислорода. Вода и пероксид водорода: состав и электронное строение их молекул. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства воды и пероксида водорода.

Сера. Сера в природе. Аллотропия серы. Физические свойства ее важнейших модификаций. Химические свойства и практическое применение серы. Водородные соединения серы, их свойства. Кислородсодержащие соединения серы (IV, VI): физические и химические свойства, способы получения. Значение серной кислоты и ее солей в народном хозяйстве.

Селен. Теллур. Физические и химические свойства, значение в современной технике. Водородные и кислородсодержащие соединения селена и теллура.

4. Элементы главной подгруппы V группы.

Общая характеристика атомов элементов: электронные структуры, радиусы атомов, ионизационные потенциалы, сродство к электрону, электроотрицательность, степени окисления.

Азот. Азот в природе. Физические и химические свойства азота, методы получения, применение.

Аммиак. Способы получения, физические и химические свойства аммиака. Соли аммония, их свойства.

Кислородные соединения азота. Кислородсодержащие соединения азота, их физические, химические свойства, способы получения. Биологическая роль азота. Проблема связывания атмосферного азота. Азотные удобрения. Круговорот азота в природе.

Фосфор. Фосфор в природе, получение. Аллотропные модификации фосфора, их свойства. Кислородсодержащие соединения фосфора. Биологическая роль фосфора. Фосфорные удобрения.

Сравнительная характеристика физических и химических свойств мышьяка, сурьмы, висмута. Сравнение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств кислородсодержащих соединений мышьяка, сурьмы, висмута в различных степенях окисления.

5. Элементы главной подгруппы IV группы.

Общая характеристика атомов элементов: электронные структуры, радиусы атомов, ионизационные потенциалы, сродство к электрону, электроотрицательность, степени окисления.

Углерод. Углерод в природе. Аллотропные видоизменения углерода: алмаз, графит, карбин, фуллерены, графен, их физические и химические свойства. Практическое применение.

Оксиды углерода (II и IV), физические и химические свойства, промышленные и лабораторные способы получения. Угольная кислота и ее соли.

Кремний и его соединения. Кремний в природе. Способы получения кремния. Свойства кремния. Диоксид кремния. Кремниевые кислоты. Силикаты, растворимое стекло. Искусственные силикаты. Цемент. Бетон.

Германий, олово, свинец, их соединения. Получение простых веществ, физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды германия, олова, свинца, кислотные и окислительно-

восстановительные свойства. Применение олова, свинца и их соединений в народном хозяйстве.

6. Элементы главной подгруппы VIII группы.

Место инертных газов в периодической системе элементов и электронная структура их атомов. Инертные газы в природе, физические и химические свойства. Применение инертных газов.

7. Общие свойства металлов.

Место металлов в периодической системе элементов. Особенности электронного строения атомов металлов. Металлическая связь. Важнейшие методы получения металлов из руд. Физические и химические свойства металлов. Электрохимический механизм взаимодействия металлов с водой и водными растворами электролитов. Электрохимический ряд напряжений металлов.

Сплавы, их использование в народном хозяйстве.

8. Элементы главной подгруппы I группы.

Общая характеристика атомов элементов. Щелочные металлы в природе. Роль соединений калия и натрия в физиологических процессах. Получение щелочных металлов, физические свойства. Химические свойства простых веществ и соединений элементов: оксидов, гидроксидов, солей. Применение щелочных металлов и их солей. Калийные удобрения.

9. Элементы главной подгруппы II группы.

Общая характеристика атомов элементов. Физические свойства простых веществ.

Химические свойства простых веществ и соединений. Закономерности изменения химических свойств оксидов, гидроксидов, солей в ряду бериллий – радий. Негашеная и гашеная известь. Жесткость воды и методы ее устранения.

10. Элементы главной подгруппы III группы.

Общая характеристика атомов элементов.

Бор. Аллотропные видоизменения. Физические, химические свойства аморфного и кристаллического бора. Получение бора. Бор как микроэлемент. Соединения бора. Оксид и гидроксид бора: структура, свойства, применение. Ортоборная кислота. Бора.

Алюминий. Физические и химические свойства простого вещества, получение. Применение алюминия и его сплавов. Получение и свойства важнейших соединений алюминия: оксида, гидроксида, солей; практическое применение этих соединений.

11. Элементы побочной подгруппы I группы.

Общая характеристика атомов элементов. Способы получения, физические и химические свойства простых веществ. Применение металлов, образованных элементами побочной подгруппы I группы и их сплавов.

Важнейшие соединения меди, серебра, золота: оксиды, гидроксиды, соли, комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди, серебра, золота.

Значение ионов меди (II) и серебра (I) в физиологических процессах.

12. Элементы побочной подгруппы II группы.

Общая характеристика атомов элементов. Физические и химические свойства простых веществ. Способы получения цинка, кадмия, ртути. Практическое применение металлов и их сплавов, амальгамы металлов.

Важнейшие соединения цинка, кадмия, ртути: оксиды, гидроксиды, соли, комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства соединений цинка, кадмия, ртути.

Физиологическое действие соединений цинка, ртути и их соединений.

13. Элементы побочной подгруппы VI группы.

Общая характеристика атомов элементов. Хром в природе. Получение. Применение хрома и его сплавов. Химические свойства хрома и его соединений. Соединения хрома (II, III, VI) – оксиды, гидроксиды, соли: получение и свойства. Зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств оксидов и гидроксидов хрома от степени окисления атомов хрома.

Молибден; вольфрам. Применение молибдена, вольфрама и их сплавов. Свойства молибдена, вольфрама и их соединений: оксидов, гидроксидов.

14. Элементы побочной подгруппы VII группы.

Общая характеристика атомов элементов. Марганец. Природные соединения марганца. Получение марганца, физические и химические свойства простого вещества. Применение марганца и его сплавов. Зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств оксидов и гидроксидов от степени окисления атомов марганца.

15. Элементы побочной подгруппы VIII группы.

Общая характеристика элементов семейства железа и платиновых металлов. Железо. Распространение в природе, важнейшие природные соединения, важнейшие сплавы железа: чугун и сталь. Химизм получения чугуна и стали. Железо, кобальт как микроэлементы. Сравнительная характеристика простых веществ и соединений железа, кобальта, никеля (II, III).

16. Общая характеристика свойств элементов побочных подгрупп периодической системы Д. И. Менделеева.

Особенности электронных структур атомов элементов d- и f- семейств. Сравнение свойств атомов простых веществ и соединений элементов главных и побочных подгрупп. Отличие в главных и побочных подгруппах характера изменений свойств элементов и их соединений с увеличением зарядов ядер атомов. Разнообразии степеней окисления атомов элементов в побочных подгруппах.

4.2. Органическая химия

1. Введение.

Предмет органической химии. Органическая химия – химия соединений углерода. Изучение соединений углерода и их химические особенности. Причина выделения соединений углерода в отдельную химическую науку. Краткое историческое развитие органической химии. Связь органической химии с другими науками и ее значение.

Методы изучения органических веществ. Методы выделения индивидуальных органических соединений. Качественный и количественный анализ органических соединений. Установление строения органических соединений физико-химическими методами.

Структурная теория химического строения органических соединений. Понятие «структура молекулы». Основные положения структурной теории химического строения органических соединений. Зависимость свойств веществ от их качественного и количественного состава, от структуры молекулы. Изомерия. Взаимное влияние атомов в молекуле. Роль трудов А. М. Бутлерова, А. Кекуле и А. Купера в создании структурной теории химического

строения органических соединений. Значение теории химического строения органических соединений.

Важнейшие школы химиков-органиков и выдающиеся ученые химики-органики XIX и XX века, их вклад в развитие органической химии.

2. Классификация органических соединений.

Ациклические (алифатические или нециклические), карбоциклические (алициклические и ароматические), гетероциклические соединения. Понятие о функциональных группах

Ациклические соединения алифатического ряда.

3. Алканы (насыщенные углеводороды).

Химический состав алканов, их общая формула, гомологический ряд. Вывод структурных формул алканов. Первичные, вторичные, третичные и четвертичные атомы углерода. Углеводородные радикалы и их названия. Номенклатура алканов: историческая, рациональная и по правилам ИЮПАК.

Изомерия алканов. Структурная изомерия (изомерия углеродного скелета) и конформационная изомерия.

Методы синтеза алканов.

Физические свойства алканов. Агрегатное состояние алканов, закономерности в изменении температур кипения и плавления, а также плотности в гомологическом ряду.

Электронное строение насыщенных углеводородов. Теория гибридизации.

Химические свойства алканов. Классификация органических реакций по направлению их протекания: реакции присоединения (А-реакции), отщепления (Е-реакции), замещения (S-реакции), перегруппировка.

4. Алкены (этиленовые углеводороды, олефины).

Общая формула. Гомологический ряд этиленовых углеводородов и его генетическая связь с гомологическим рядом насыщенных углеводородов. Номенклатура алкенов: историческая, рациональная, ИЮПАК.

Радикалы алкенов и их названия. Изомерия алкенов: структурная (разветвления углеродного скелета и положения двойной связи), пространственная (*цис*- и *транс*-).

Методы получения алкенов. Физические свойства алкенов. Электронное строение этиленовых углеводородов. Химические свойства алкенов.

5. Диены (диеновые углеводороды).

Общая формула, классификация, номенклатура, изомерия. Диены с сопряженной системой двойных связей. Методы синтеза сопряженных диенов.

Физические свойства сопряженных диенов. Химические свойства сопряженных диенов.

Электронное строение пропADIена-1,2 и бутADIена-1,3.

6. Алкины (ацетиленовые углеводороды).

Общая формула. Гомологический ряд ацетиленовых углеводородов и его генетическая связь с гомологическими рядами насыщенных и этиленовых углеводородов. Изомерия, номенклатура.

Методы получения алкинов. Физические свойства ацетиленовых углеводородов. Электронное строение ацетиленовых углеводородов.

Химические свойства алкинов. Кислотные свойства алкинов: получение ацетиленидов тяжелых металлов.

7. Галогенопроизводные алканов.

Общая формула, гомологический ряд галогеналканов. Номенклатура. Изомерия. Физические свойства галогеналканов. Методы получения галогеналканов. Электронное строение алкилгалогенида. Химические свойства галогеналканов.

8. Алканолаы (одноатомные спирты).

Функциональная группа спиртов, их атомность. Изомерия спиртов. Первичные, вторичные и третичные спирты. Номенклатура: историческая, рациональная, ИЮПАК.

Методы получения спиртов.

Физические свойства спиртов.

Электронное строение метиленового, этиленового и других спиртов.

Химические свойства спиртов.

9. Двух- и трехатомные спирты.

Гликоли. Гомологический ряд, изомерия, номенклатура. Получение гликолей из этиленовых углеводородов.

Химические свойства гликолей.

Глицерин. Получение глицерина омылением жиров и из пропилена через хлористый аллил. Кислотно-основные свойства глицерина и сравнение их с аналогичными свойствами одноатомных спиртов.

10. Амины алифатического ряда.

Амины - органические соединения, которые являются производными аммиака. Функциональная группа аминов. Первичные, вторичные и третичные амины. Номенклатура. Получение аминов.

Физические свойства аминов.

Электронное и пространственное строение молекул аминов.

Химические свойства аминов.

11. Альдегиды и кетоны.

Функциональная группа альдегидов и кетонов. Гомологичные ряды альдегидов и кетонов, их изомерия и номенклатура.

Методы получения.

Физические свойства альдегидов и кетонов.

Химические свойства альдегидов и кетонов.

12. Монокарбоновые кислоты.

Функциональная группа карбоновых кислот. Гомологический ряд монокарбоновых кислот, их изомерия, номенклатура.

Методы получения.

Физические свойства.

Электронное строение карбоксильной группы.

Химические свойства.

Сложные эфиры. Гомологический ряд сложных эфиров. Получение сложных эфиров из карбоновых кислот реакцией этерификации.

Жиры (триглицериды) – сложные эфиры глицерина и высших карбоновых кислот. Высшие насыщенные и ненасыщенные карбоновые кислоты, которые входят в состав жиров. Получение из жиров мыла.

13. Оксикарбоновые кислоты и оптическая изомерия.

Функциональные группы оксикарбоновых кислот. Основность и атомность оксикислот.

Основные двухатомные оксикислоты.

Методы получения.

Химические свойства.

14. Аминокислоты.

Функциональные группы аминокислот. Гомологический ряд, номенклатура аминокислот α , β -, γ -, δ -аминокислоты. Изомерия аминокислот.

Синтез аминокислот.

Химические свойства аминокислот.

Соединения ароматического ряда.

15. Углеводороды ряда бензола.

Бензол. Молекулярная формула. Структурная формула бензола, предложенная Кекуле, Ладенбургом, Дьюаром, Тиле. Электронное строение бензола, схемы δ - и π -связей.

Химические методы синтеза бензола.

Природные источники получения ароматических углеводов.

Химические свойства бензола.

16. Правила ориентации для реакции электрофильного замещения в бензольном ядре.

Нарушение симметрии электронного облака бензольного ядра при введении в него заместителя. Заместители первого рода, их классификация. Заместители второго рода. Сопоставление силы I - и M -эффектов заместителей второго рода.

17. Галогено-, сульфо- и нитропроизводные бензольного ряда.

Арилгалогениды.

Электронное строение арилгалогенидов.

Химические свойства арилгалогенидов. Реакции с участием атома галогена и влияние на его активность бензольного ядра и различных заместителей в нем.

Реакции с участием ароматического ядра: хлорирование, нитрование, сульфирование.

Ароматические сульфокислоты.

Химические свойства арилсульфокислот.

Реакции с участием сульфогруппы.

Реакции с участием ароматического ядра.

Нитросоединения ароматического ряда.

Химические свойства ароматических нитросоединений.

18. Фенолы и ароматические спирты.

Фенолы – гидроксопроизводные ароматических углеводов, отличие в строении фенолов и ароматических спиртов. Атомность фенолов.

Одноатомные фенолы.

Получение фенолов.

Химические свойства одноатомных фенолов.

Двухатомные и трехатомные фенолы.

19. Альдегиды и кетоны бензольного ряда.

Ароматические альдегиды. Гомологический ряд, номенклатура, методы получения. Технические методы получения бензальдегида. Электронное строение ароматических альдегидов и взаимное влияние атомов в их молекулах. Химические свойства ароматических альдегидов. Реакции с участием карбонильной группы. Реакции, общие с алифатическими альдегидами. Специфические свойства ароматических альдегидов: автоокисление, бензоиновая конденсация, реакция Канниццаро, конденсация Кляйзена, реакция Перкина, реакция с аммиаком и с первичными ароматическими аминами, с фенолами, с хлором. Реакции электрофильного замещения ароматических альдегидов.

Коричный альдегид, его получение, свойства, применение.

Салициловый альдегид, химические свойства.

Ароматические кетоны. Классификация: жирно-ароматические и ароматические кетоны.

Жирно-ароматические кетоны. Ацетофенон, синтез его по реакции Фриделя-Крафтса и ее механизм; химические свойства. Реакции, общие с алифатическими кетонами.

Ароматические кетоны. Бензофенон, его синтез, химические свойства, восстановление.

Реакции электрофильного замещения в ароматическом ядре ароматических и жирно-ароматических кетонов.

20. Ароматические монокарбоновые кислоты. Дикарбоновые ароматические кислоты.

Ароматические монокарбоновые кислоты. Гомологический ряд, номенклатура, методы получения. Электронное строение, взаимное влияние атомов в молекуле.

Реакции с участием карбоксильной группы: диссоциация, образование солей, сложных эфиров, хлорангидридов. Влияние заме-

стителей в ароматическом ядре на константу диссоциации ароматических кислот.

Реакции электрофильного замещения в ароматическом ядре.

Бензойная кислота. Получение окислением толуола и из хлор- или бромбензола. Производные бензойной кислоты: хлористый бензол, пероксид бензоила, надбензойная кислота и их применение. Реакции бензоилирования.

Орто-сульфобензойная кислота и ее амид.

Орто-, *пара*-аминобензойные кислоты и их применение. *Пара*-аминобензойная кислота – витамин группы В. Анестезия, новокаин, их строение, применение.

Салициловая кислота. Получение по реакции Кольбе. Химические свойства. Производные салициловой кислоты: ацетилсалициловая кислота, салол, *пара*-аминосалициловая кислота и их применение. Галловая кислота.

Дикарбоновые ароматические кислоты. Фталевая и терефталевая кислоты, их получение, химические свойства. Фталевый ангидрид, его взаимодействие со спиртами. Использование диалкилфталатов как репеллентов и пластификаторов. Конденсация фталевого ангидрида с фенолами (фенолфталеин), глицерином (глифталевые смолы). Фталимид, его электронное строение, кислотные свойства и использование в синтезе аминов по Габриэлю.

Терефталевая кислота. Диметилтерефталат, полиэфирные волокна. Лавсан.

21. Ароматические амины.

Классификация: первичные, вторичные, третичные жирноароматические и ароматические амины. Важнейшие представители, изомерия, номенклатура ароматических аминов. Получение анилина из нитробензола.

Физические свойства ароматических аминов. Электронное строение анилина, взаимное влияние атомов в молекуле, *I*- и *M*-эффекты аминогруппы (*p*-, π -сопряжение).

Реакции ароматических аминов с участием бензольного ядра.

22. Ароматические диазо- и азосоединения.

Соли диазония. Получение солей диазония реакцией диазотирования, условия проведения реакции. Механизм реакции диазотирования, строение нитрозокациона. Электронное строение катио-

на диазония, формы diazosоединений в зависимости от pH среды: соль диазония, гидроксид диазония, диазогидрат, диазотат.

Химические свойства солей диазония. Реакции солей диазония с выделением азота диазогруппы. Разложение солей диазония (S_{N1}): гидролиз (получение фенолов), взаимодействие со спиртами, добыча арилфторидов (реакция Шимана). Замещение диазогруппы на водород (окислительно-восстановительный процесс). Замещение диазогруппы на хлор, бром (реакции Зандмейра), роль катализатора. Замещение диазогруппы на йод, на нитрильную группу.

Реакция солей диазония без выделения азота. Восстановление в арилгидразины. Реакция азосочетания с фенолами и ароматическими аминами, условия реакции, механизм реакции азосочетания (S_E2).

Азосоединения. Азокрасители, электронное строение азогруппы. Примеры азокрасителей: *para*-оксиазобензол, парадиметиламиноазобензол, метиловый оранжевый и его получение. Объяснение появления окраски у азосоединений наличием сопряженной системы двойных связей. Основные положения хромофорно-ауксохромной теории окраски веществ. Строение метилоранжа в нейтральной, щелочной и кислой среде. Причина изменения окраски метилоранжа в кислой среде, место присоединения протона, перенос реакционного центра, увеличение количеств электронных смещений.

23. Многоядерные ароматические соединения.

Дифенил, получение. Фенилметаны. Синтез трифенилметана (реакция Фриделя-Крафтса) и его свойства. Трифенилхлорметан, трифенилкарбинол, их получение, свойства. Кислотно-основные свойства трифенилкарбинола. Устойчивые свободные трифенилметильные радикалы. Электронное строение и окраска трифенилметильных радикалов, катионов и анионов.

Красители трифенилметанового ряда. Аминопроизводные трифенилметана. Малахитовый зеленый, его синтез. Электронное строение катиона малахитового зеленого, изменение окраски при взаимодействии с избытком кислоты.

Оксипроизводные трифенилметанового ряда. Фенолфталеин, его получение. Причины возникновения окраски в щелочной среде, обесцвечивание при действии на фенолфталеин избытка щелочи.

Ароматические углеводороды с конденсированными бензольными ядрами.

Нафталин, его строение. Доказательство равноценности двух бензольных ядер. Изомерия моно- и дизамещенных нафталина. Источники получения нафталина. Электронное строение, предельные структуры, порядок и длины связей, энергия сопряжения. Неравномерность распределения электронной плотности и неравноценность положений в нафталиновом ядре. Реакции замещения: ориентация реакций замещения и объяснение ее на основании устойчивости карбониевых ионов, которые образуются на промежуточной стадии. Нитрование, галогенирование, сульфирование. Реакции присоединения к нафталину: гидрирование и галогенирование. Окисление нафталина: с расщеплением нафталинового ядра (получение фталевого ангидрида) и без расщепления ядра (получение нафтохинонов). Важнейшие производные нафталина: метилнафталины, нафтолы, нафтиламины, галогенонафталины, нафталинсульфо-кислоты, нафтионовая кислота, их свойства. Биологическое значение производных 1,4-нафтохинона (витамины группы К).

Антрацен. Электронное строение, неравноценность положений в его молекуле, изомерия монозамещенных антрацена. Ароматический и ненасыщенный характер его свойств. Причина повышенной химической активности положений 9, 10. Реакции присоединения: гидрирование, присоединение натрия, взаимодействие с диенофилами. Реакции замещения: хлорирование, нитрование, сульфирование. Реакции окисления.

Фенантрен. Электронное строение, неравноценность положений. Причины повышенной химической активности положений 9, 10. Реакции присоединения: присоединение водорода. Реакции замещения: хлорирование, нитрование, сульфирование. Гидрирование фенатрена. Пергидрофенантрен. Циклопентанпергидрофенантреновый цикл в природных соединениях.

Гетероциклические соединения.

Определение гетероциклов и их классификация, номенклатура, нумерация атомов в гетероцикле.

24. Пятичленные гетероциклы.

Пиррол, фуран, тиофен. Методы получения.

Электронное строение пятичленных гетероциклов. Зависимость свойств от природы гетероатома. Реакции электрофильного замещения.

25. Шестичленные гетероциклы.

Пиридин, нумерация атомов в ядре и номенклатура его производных. Получение пиридина. Валентное состояние атома азота в пиридине. Предельные структуры, мезоформула, распределение электронной плотности в ядре. Химические свойства пиридина.

26. Углеводы.

Моносахариды. Общая формула, классификация, номенклатура: оксиальдегиды, оксикетоны, альдозы, кетозы, тетразы, пентозы, гексозы.

Изомерия моносахаридов.

Методы получения моносахаридов.

Химические свойства. Реакции карбонильных форм. Реакции циклических форм.

Дисахариды.

Общая формула. Два типа дисахаридов (восстанавливающие и невосстанавливающие). Отличие химических свойств восстанавливающих и невосстанавливающих дисахаридов. Мутаротации их растворов. Отношение восстанавливающих дисахаридов к реактиву Феллинга и к аммиаку гидроксида серебра. Распространение дисахаридов в природе и их биологическое значение.

Высшие полисахариды.

Общая формула. Высшие полисахариды - природные полимеры. Крахмал, образование в растениях, строение. Амилоза и амилопектин, строение их молекул. Гидролиз крахмала. Качественная реакция на крахмал. Гликоген, инулин.

Целлюлоза. Отличие строения целлюлозы от строения крахмала. Гидролиз целлюлозы. Гидролизный спирт. Применение целлюлозы и ее производных (нитратов, ацетатов). Химические свойства целлюлозы.

4.3. Методика преподавания химии

1. Общие вопросы методики обучения химии.

Задачи учебного предмета химии в общеобразовательных учреждениях.

Содержание и построение курса химии средней школы. Основные дидактические единицы школьного курса химии.

Анализ программ и учебников химии.

Методика обучения химии – как наука и учебный предмет в педагогическом вузе. Краткие исторические сведения о развитии методики обучения химии.

Основные компетенции учителя химии современной школы.

Образовательные, воспитывающие и развивающие задачи курса химии средней школе. Идея единства образовательной, воспитывающей и развивающей функций обучения химии.

Федеральный государственный образовательный стандарт общего образования. Требования ФГОС к уровню химического образования.

Место химии как учебного предмета в системе современного среднего образования.

Компетенции учащихся, формируемые при изучении химии в общеобразовательной школе. Личностные, предметные, метапредметные результаты освоения образовательной программы по химии.

Общие основы процесса обучения химии. Обучение и учение как особые виды человеческой деятельности.

Принципы процессов преподавания и учения. Этапы перехода от незнания к знанию.

Закономерности процесса познания. Информационный и продуктивный тип обучения. Суждение как признак знания.

Индукция, дедукция, трансдукция как способы формирования новых суждений.

Проблемное обучение как важное средство развития мышления учащихся.

2. Организационные формы обучения химии.

Организация химического кабинета в школе. Разрешительная и другая документация химического кабинета школы.

Инструктаж по технике безопасности.

Планирование учебной работы. Планирование в работе учителя. Тематическое планирование, этапы его составления. Поурочное планирование.

Требования к конспекту урока, развёрнутый и краткий план-конспект. Технологические карты урока.

Урок как основная форма организации обучения. Организационные формы обучения химии в школе. Формы обучения в общеобразовательной школе.

Урок – основная форма организации учебной работы в школе.

Классификация уроков. Система уроков по химии. Структура уроков различных типов. Требования к урокам различных типов.

Элективные курсы в профильном обучении. Факультативы.

3. Методы обучения химии.

Методы обучения химии. Понятие о методе обучения. Классификация методов обучения. Взаимосвязь и совершенствование методов обучения.

Словесные методы. Устная и письменная речь, требования к речи учителя и ученика. Фиксация материала в тетради учащихся и на доске. Работа с учебником.

Наглядные методы. Требования к наглядности и ее демонстрированию. Сочетание слова и наглядности. Техника и методика учебного химического эксперимента. Экскурсии. Кино и телевидение в обучении.

Практические методы обучения. Требования к применению практических методов. Практические работы по химии; виды, методика проведения и организации, оформление, этапы выполнения. Инструкции к работам.

Самостоятельная работа.

Методика использования и решения расчетных и экспериментальных задач.

Программированное обучение.

4. Химический эксперимент.

Химический эксперимент – специфический метод обучения химии. Методика организации практической работы и лабораторных опытов на уроке химии.

Практикумы по химии. Лабораторные опыты в процессе изучения химии. Моделирование применения учебного эксперимента на уроках химии.

Решение экспериментальных задач. Учет и контроль экспериментальных умений.

5. Средства обучения химии.

Система средств обучения химии (химические реактивы, технические средства обучения, информационные и программные средства обучения, наглядность, дидактические материалы, учебник, рабочая тетрадь и т.д.). Школьный химический кабинет.

Химический язык как средство познания по химии. История развития химического языка

6. Контроль результатов обучения.

Контроль и оценивание результатов обучения. Цели, задачи и значение контроля результатов обучения. Формы, виды и методы контроля.

Методы устного контроля. Индивидуальный и фронтальный устный опрос.

Методы письменного контроля результатов обучения. Самостоятельная проверочная работа. Химический диктант. Контрольная работа, содержание, методика проведения, анализ результатов. Тестовый контроль.

Экспериментальная проверка знаний и умений, учёт и контроль экспериментальных умений. Зачёт.

7. Технология проведения отдельных этапов урока.

Организационный момент. Изучение нового. Закрепление нового материала. Обобщение и систематизация знаний учащихся. Учет и контроль знаний учащихся. Домашнее задание как переход к следующему уроку.

Сочетание специализированных и комбинированных уроков при планировании учебной работы.

Особенности проведения уроков в классах, оснащенных современными информационными средствами обучения.

Психологический климат на уроке. Дисциплина на уроке. Анализ урока.

8. Методика формирования химических понятий.

Формирование понятий о классах неорганических соединений. Методика проведения первого урока по химии.

Формирование отдельных понятий и групп понятий с помощью определенных методических приемов: перечисления, обобщения в виде таблицы или схемы, демонстраций опытов, применения метода историзма, использования динамических моделей и т.д.

Методика формирования понятий о свойствах отдельного химического элемента или вещества. План изучения элемента или вещества в школе. Изменение подхода к изучению элемента или вещества в зависимости от глубины его изучения и возрастных особенностей.

Методика изучения периодического закона и системы химических элементов Д. И. Менделеева. Методика изучения теории строения атома. Методика изучения темы «Периодический закон Д. И. Менделеева. Строение атома». Место и значение темы в курсе химии. Основные понятия темы.

Методика изучения химической связи и теории строения неорганических соединений.

Методика изучения растворов и основ электролитической диссоциации. Методика изучения темы «Теория электролитической диссоциации». Место и значение темы в курсе химии. Основные понятия темы. Приборное обеспечение учебного эксперимента. Динамические модели при изучении темы.

Методика изучения органических веществ. Методические особенности изучения органической химии. Место органической химии в школьном курсе химии. Построение и содержание раздела органической химии в школьном курсе химии.

Основные особенности и проблемы, возникающие при изучении органической химии. Методические рекомендации к изучению теории строения органических веществ на примере углеводов.

Методические рекомендации к проведению учебного химического эксперимента на примере изучения углеводов.

Применение анимационных моделей при изучении строения и свойств органических веществ.

9. Внеклассная работа по химии.

Методика организации внеклассной работы по химии. Роль, задачи и принципы организации внеклассной работы по химии. Химический кружок. Химические тематические вечера. Тематические классные часы, диспуты, вечера вопросов и ответов. Темати-

ческие стенные газеты, стенды, выставки. Неделя (декада) химии в школе. Индивидуальная работа с учениками по химии. Подготовка и проведение химических олимпиад, конференций. Исследовательская работа учащихся по химии. Внеклассная работа на предприятиях, пришкольных участках и по организации работы школьного кабинета химии. Домашняя химическая лаборатория школьника.

Профессиональная ориентация учащихся на профессии, связанные с химией.

5. ПРИМЕРНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНАМ

5.1. Неорганическая химия

1. Химическая метрология. Единицы измерения в химии.

А. Дайте определение понятиям «Моль», «Молярная масса», «Относительная молекулярная масса», «Эквивалент», «Молярная масса эквивалента» и покажите соотношение между ними.

В. Перечислите основные способы измерения атомных и молекулярных масс и очертите границы их применения.

С. Определите, о каком металле говорится, рассчитайте его атомную массу и погрешность в ее определении по таким данным:

– при сгорании в кислороде 3,35 г металла получено 4,26 г его оксида;

– при прокаливании в хлоре 4,02 г металла получено 8,87 г его хлорида

– при электролизе раствора соли металла током силой 0,78 А за 96 мин. 43 сек. получено 1,376 г этого металла.

2. Основы количественных расчетов в химии.

А. Сформулируйте закон сохранения массы и энергии, закон эквивалентов, приведите как можно больше математических выражений закона эквивалентов.

В. Сформулируйте закон постоянства состава Пруста и закон кратных отношений Дальтона, очертите границы их применения, объясните значение законов в развитии химии.

С. Определите, о каком элементе говорится, рассчитайте его молярную массу, молярную массу эквивалента и валентность в оксидах из следующих данных:

– элемент образует три оксида, в которых его содержание составляет соответственно 52%, 68,42 и 76,47.

3. Основные понятия химии в свете атомно-молекулярного учения. Химические формулы.

А. Дайте определение понятиям «Атом», «Молекула», «Химический элемент», «Простое вещество», «Сложное вещество».

В. Проиллюстрируйте различия между понятиями «Химический элемент» и «Простое вещество» на конкретных примерах.

С. Определите эмпирическую и молекулярную формулу вещества, приведите его графическую формулу исходя из следующих данных:

Вещество содержит углерод, водород и бром. При полном сгорании 0,752 г его было получено 0,352 г CO_2 и 0,144 г H_2O . После преобразования всего брома в бромид серебра получено 1,504 г AgBr . Относительная плотность паров вещества по азоту составляет 6,71.

4. Классификация и номенклатура неорганических соединений.

А. Назовите основные классы бинарных и многоэлементных неорганических соединений, сформулируйте принципы их систематической номенклатуры.

В. Определите, к какому классу относится каждое из следующих бинарных соединений, дайте им систематические названия: Cl_2O , Na_2O_2 , OF_2 , CrO_3 , CrO_5 , HCl , ClF , ICl_3 , NH_3 , N_2H_4 , Mg_3N_2 , NI_3 , H_2S , CS_2 , FeS_2 , H_2S_5 , CaC_2 , CaH_2 , AuCu_3 .

С. Простые вещества А и В при взаимодействии образуют бинарное соединение С, которое полностью разлагается водой с образованием газообразного вещества D. Приведите как можно больше примеров. Напишите уравнения реакций образования и гидролиза веществ С, определите к какому классу относятся соединения С и D, дайте им систематические названия.

5. Законы газового состояния.

А. Дайте формулировку закона идеального газа, объединенного газового закона, закона Авогадро, закона Дальтона.

В. Верно ли выражение «Молярный объем любого газа составляет 22,4 л/моль»? Какие уточнения необходимо добавить, чтобы сделать его корректным?

С. Решите задачу с использованием закона простых объемных отношений:

К 130 мл смеси водорода, азота и метана добавили 200 мл кислорода. После взрыва объем сократился до 144 мл, после поглощения образованного CO_2 раствором КОН осталось 72 мл газа. Определить состав исходной газовой смеси и выразить его через массовые, мольные и объемные доли компонентов.

6. Корпускулярно-волновой дуализм излучения и частиц.

А. Запишите уравнение Планка, уравнение де Бройля, математическое выражение принципа неопределенности Гейзенберга. Объясните физический смысл данных уравнений.

В. Покажите, каким образом возможно вывести уравнение де Бройля для фотона, исходя из уравнения эквивалентности Эйнштейна и уравнения Планка. Выведите уравнение, связывающее длину волны, массу и скорость для любого тела. Почему корпускулярно-волновой дуализм присущ только микрочастицам?

С. Найдите длину волны де Бройля для электрона, протона и частицы массой 1 г, если они движутся с одинаковой скоростью 1 км/сек. В каком случае возможно наблюдать волновые свойства частицы?

7. Квантово-механическая модель атома водорода. Квантовые числа.

А. Какие параметры называются квантовыми числами? Какие и сколько значений они могут иметь? Что характеризует каждое из квантовых чисел?

В. Для атома с электронной структурой $1s^2 2s^2 2p^3$ впишите в таблицу значения четырех квантовых чисел, определяющих состояние каждого электрона в нормальном состоянии:

Номер электрона	1	2	3	4	5	6	7
n							
l							
m_l							
m_s							

С. Какие из приведенных наборов квантовых чисел электрона в атоме являются разрешенными? Для разрешенных конфигураций

напишите электронную формулу и нарисуйте форму электронного облака:

$$- n = 2, l = 1, m_l = 0;$$

$$- n = 3, l = 0, m_l = 1;$$

$$- n = 2, l = 2, m_l = 1;$$

$$- n = 4, l = 2, m_l = -1;$$

$$- n = 5, l = 0, m_l = 0.$$

8. Многоэлектронные атомы. Принципы заполнения орбиталей. Электронные формулы.

А. Запишите символические и графические формулы элементов с порядковыми номерами 10, 16, 20, 27, 32, 41, 56, 68, 80, 108.

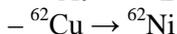
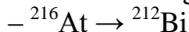
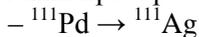
В. Сформулируйте принципы порядка заполнения электронами орбиталей в многоэлектронном атоме. Какие из этих принципов являются абсолютными, а какие могут нарушаться и при каких условиях?

С. Сколько электронов содержит атом, если следующий электрон должен сделать выбор между 5s и 4d атомными орбиталями? Какую из них и почему он выберет? Атом какого элемента при этом образуется? Запишите его электронную формулу и формулу ионов E^+ и E^- . Образование ионов какого типа свойственно этому элементу?

9. Строение атомного ядра. Радиоактивный распад ядер.

А. Какие частицы являются структурными единицами атомного ядра? Какой массой и зарядом они характеризуются? Дайте определение понятиям «Изотопы», «Изобары», «Изотоны», приведите их примеры. Назовите элементы, ядра которых содержат 9 протонов и 10 нейтронов; 25 протонов и 30 нейтронов, 35 протонов и 45 нейтронов.

В. Определите, какой тип радиоактивного распада имел место в таких преобразованиях ядер:



Запишите полные уравнения ядерных реакций.

С. Период полураспада изотопа ${}^{59}\text{Fe}$ составляет 47,1 суток. Через какое время масса 1 г данного изотопа железа уменьшится до 0,05 г в результате β -распада? Запишите уравнение этой ядерной реакции.

10. Периодический закон. Периодическая система.

А. Дайте современную формулировку Периодического закона, объясните его принципиальное отличие от формулировки Д.И. Менделеева. Какой физический смысл имеет порядковый номер элемента в периодической системе? Дайте определение понятиям «Период», «Группа», «Подгруппа», «Семейство химических элементов». По каким признакам элементы объединяют в периоды, группы, подгруппы, семейства?

В. Не используя периодической системы по порядковым номерам элементов № 35, 43, 56 определите:

- их электронную конфигурацию, к какому семейству элементов они относятся;
- их местоположение в периодической системе (период, группа, подгруппа);
- характерные и высшие степени окисления, формулы высших оксидов и гидроксидов, химические свойства этих соединений.

С. Запишите электронные конфигурации еще не открытых элементов № 119, 120. Где в периодической системе они будут расположены? Предложите им названия так, как в свое время сделал Д.И. Менделеев и спрогнозируйте их химические свойства.

11. Основные типы и характеристики химической связи.

А. Дайте определение понятию «Химическая связь». Перечислите основные типы химической связи и дайте их краткую характеристику, подчеркивая сходство или различия между разными типами связи. Дайте определение понятиям «Энергия связи», «Длина связи», «Полярность связи», «Валентность», «Степень окисления», «Координационное число».

В. Определите валентности, степени окисления и координационные числа азота и углерода в молекулах: N_2 , NH_3 , N_2H_4 , NH_2OH , NF_3 , NI_3 , NO , NO_2 , CH_4 , CCl_4 , C_2H_6 , C_2H_4 , C_2H_2 , CO , CO_2 , HCN , C_2N_2 .

С. Рассчитайте энергию s - p ковалентной связи в молекуле HCl , если энергии связей $H-H$ и $Cl-Cl$ соответственно равны $-435,9$ и $-242,3$ кДж/моль, а стандартная энтальпия образования $HCl_{(г)} = -92,3$ кДж/моль.

12. Ковалентная связь. Метод валентных связей.

А. Сформулируйте основные положения метода ВС. Опишите два механизма образования ковалентной связи: обобществление неспаренных электронов и донорно-акцепторный. Опишите различные способы перекрытия атомных орбиталей, дайте определение понятиям «Кратность связи», « σ -, π - и δ -связь». Перечислите основные недостатки метода ВС.

В. Приведите примеры молекул, которые содержат:

- только σ -связи;
- одну σ - и одну π -связь;
- одну σ - и две π -связи;
- две σ - и одну π -связь;
- две σ - и две π -связи;
- три σ - и одну π -связь.

С. Используя метод ВС постройте структурные и электронные формулы следующих молекул и ионов: CO_2 , SO_2 , NO_2 , NO_2^- , NO_2^+ , XeF_2 , BeF_2 .

13. Ковалентная связь. Теория гибридизации и геометрия молекул.

А. Сформулируйте основные положения теории гибридизации, перечислите основные виды гибридизации атомных орбиталей, опишите пространственное строение молекул с разным типом гибридизации.

В. Основываясь на методе ВС и модели отталкивания электронных пар, приведите примеры (не менее двух) молекул или ионов состава AB_n , имеющие в газообразном состоянии следующую конфигурацию:

- тригональная бипирамида;
- октаэдр;
- тетраэдр;
- треугольник;
- квадрат;
- тетрагональная пирамида;
- линейное строение;
- угловое строение.

Определите тип гибридизации центрального атома в каждом случае.

С. Используя метод ВС, теорию гибридизации, метод отталкивания электронных пар постройте структурную и электронную формулу молекулы COCl_2 . Известно, что в этой молекуле валентные углы составляют $111,3^\circ$ и $124,3^\circ$. Какому гибриднему состоянию соответствуют эти углы? Отметьте величины углов в структурной формуле, и объясните отклонения величины углов от характерных для такого гибридного состояния.

14. Ковалентная связь. Метод молекулярных орбиталей.

А. Сформулируйте основные положения метода МО, дайте определение понятиям «Связывающие орбитали», «Разрыхляющие орбитали», « σ - и π -орбитали», перечислите принципы заполнения электронами молекулярных орбиталей.

В. Сравните методы ВС и МО, перечислив их основные преимущества и недостатки.

С. В таблице приведены энергии диссоциации некоторых молекул и ионов. Постройте для этих частиц схемы молекулярных орбиталей, определите кратность связи, определите, какие из частиц являются парамагнитными, поместите частицы в порядке увеличения межатомного расстояния:

Частица	N_2	N_2^-	N_2^+	C_2	C_2^+	CN	CN^-
Энергия диссоциации, кДж / моль	945	745	843	605	527	761	1003

15. Ионная связь. Металлическая связь. Кристаллические решетки: ионные, металлические, атомные, молекулярные.

А. Опишите основные свойства ионной и металлической связи и сравните их со свойствами ковалентной связи. Приведите примеры веществ с преимущественно ионным и металлическим типом связи.

В. Определите, какая кристаллическая решетка (атомная, молекулярная, металлическая, ионная) реализована в следующих твердых веществах: Fe, Si, I_2 , S_8 , P_4 , CO_2 , NaI, N_2 , H_2O , CsF, Hg, C_6H_6 , SiC, At_2 , BN, RbCl, N_2O_5 . Какой тип химической связи реализуется в данных веществах? Какие из этих веществ являются проводниками электрического тока, а какие диэлектриками?

С. Что понимают под степенью ионности связи? Определить степень ионности связи в КСl и КBr, если для них экспериментально найдены длины связей 0,267 и 0,282 нм и значения дипольного момента μ $3,4 \times 10^{-29}$ и $2,5 \times 10^{-29}$ Кл \times м соответственно.

16. Межмолекулярное взаимодействие. Агрегатное состояние. Водородная связь.

А. Дайте определение водородной связи. Приведите примеры веществ с внутримолекулярной и межмолекулярной водородной связью, объясните, как наличие водородных связей отражается на физических и химических свойствах веществ.

В. Назовите виды межмолекулярного взаимодействия. Чем определяется каждый вид взаимодействия? Возможно ли отсутствие некоторых видов взаимодействия, и в каких случаях? Приведите примеры веществ, молекулы которых не способны проявлять индукционного или ориентационного взаимодействия.

С. Молекулы H₂S и NH₃ способны образовывать водородные связи с молекулами воды. Нарисуйте возможные модели молекул H₂S \times H₂O и NH₃ \times H₂O и объясните, почему водный раствор NH₃ имеет щелочную реакцию среды, а H₂S – кислую.

17. Тепловые эффекты химических реакций.

А. Дайте определение понятиям: «Тепловой эффект химической реакции», «Теплота образования», «Теплота сгорания». Сформулируйте закон Гесса и следствия из него.

В. На примере конкретной химической реакции покажите, каким образом рассчитывают тепловые эффекты химических реакций с использованием стандартной теплоты образования и теплоты сгорания химических веществ.

С. Стандартная теплота сгорания аммиака в кислороде в присутствии платинового катализатора составляет –292,5 кДж/моль, а в обычных условиях равна –382,1 кДж/моль. По этим данным найдите стандартную теплоту образования оксида азота (II).

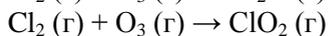
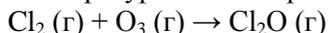
18. Направленность химических реакций. Энергия Гиббса химической реакции.

А. Приведите математическое выражение термодинамической функции, которая называется изобарно-изотермическим потенциалом, объясните физический смысл каждой величины, входящей в это уравнение. Что можно сказать о химической реакции,

для которой $\Delta H > 0$, $\Delta H < 0$, $\Delta H = 0$; $\Delta S > 0$, $\Delta S < 0$, $\Delta S = 0$; $\Delta G > 0$, $\Delta G < 0$, $\Delta G = 0$?

В. Для реакции $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2\text{O} (\text{г})$ известны стандартные значения термодинамических величин: $\Delta H^\circ = 40$ кДж, $\Delta S^\circ = 40$ Дж/К. Рассчитайте для этой реакции изменение энергии Гиббса и определите, в какую сторону она протекает в стандартных условиях. Охарактеризуйте влияние энтальпийного и энтропийного фактора на ход этой реакции, определите температуру при которой равновероятно ее протекание в противоположных направлениях.

С. Используя приведенные в таблице термодинамические данные, определите, возможно ли в стандартных условиях и при повышении температуры течение реакций:



	Cl_2O	Cl_2	ClO_2	O_3
$\Delta_f H^\circ_{298}$, кДж/моль	76,1	0	105,0	142,5
S°_{298} , кДж/моль	266,3	222,8	257,0	238,7

19. Скорость химических реакций, закон действующих масс, кинетические уравнения.

А. Дайте определение понятиям «Истинная скорость химической реакции», «Константа скорости химической реакции», «Порядок реакции», «Молекулярность реакции». Перечислите факторы, влияющие на скорость и константу скорости. Сформулируйте закон действующих масс, приведите его математическое выражение в общем виде.

В. Дайте характеристику и приведите примеры реакций первого, второго и третьего порядка, запишите для них кинетические уравнения. Опишите основные методы определения порядка реакции и сравните их.

С. Реакция сульфирования бензола оксидом серы (VI), что осуществляется в растворе нитробензола, изучалась следующим образом. Сначала поддерживалась постоянная концентрация оксида серы (VI) и определялось, как меняется со временем содержание бензола в смеси, а затем поддерживалась постоянная концентрация бензола, и оценивалось время уменьшения в два раза концентрации оксида серы (VI). Полученные результаты

приведены в таблицах. Выведите кинетическое уравнение реакции сульфирования бензола.

$$c(\text{SO}_3) = \text{const}$$

Время, с	0	10	20	30	40	50	70
$c(\text{C}_6\text{H}_6)$, усл.един	100	70	49	35	24,5	17,2	8,4

$$C(\text{C}_6\text{H}_6) = \text{const}$$

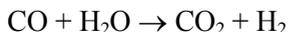
$C(\text{SO}_3)$, усл.един	600	400	300	200	100	70
$t_{1/2}$, с	50	75.5	100	149	300	430

20. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Энергия активации.

А. Сформулируйте правило Вант-Гоффа, запишите его математическое выражение. Запишите уравнение Аррениуса в обычном и логарифмическом виде, объясните содержание величин, входящих в него. Нарисуйте энергетическую диаграмму экзотермической химической реакции, отметьте на ней тепловой эффект реакции, энергию активации прямой и обратной реакции.

В. Опишите экспериментальные методы определения энергии активации химической реакции и дайте трактовку понятия «Энергия активации» в рамках теории активных столкновений и теории активированного комплекса (переходного состояния).

С. Рассчитайте энергию активации, предэкспоненциальный множитель, температурный коэффициент и константу скорости реакции



при 303 К, если константы скорости этой реакции при 288 и 313 К соответственно равны $3,1 \times 10^{-4}$ и $8,15 \times 10^{-3} \text{ л} \times \text{моль}^{-1} \times \text{мин}^{-1}$.

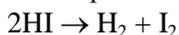
21. Катализ.

А. Дайте определение понятиям «Катализ», «Гомогенный катализ», «Гетерогенный катализ», «Автокатализ», «Катализатор», «Ингибитор», «Каталитический яд», «Промотор». Дайте классификацию каталитических процессов. Покажите на энергетической диаграмме химической реакции, каким образом влияет на ее течение присутствие положительного и отрицательного катализатора.

В. Объясните, каким образом катализаторы влияют (или не влияют) на механизм химической реакции, скорость реакции, константу скорости, энергию активации, тепловой эффект химической

реакции, состояние химического равновесия, константу равновесия, выход продуктов реакции.

С. Энергия активации реакции разложения йодоводорода

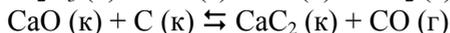
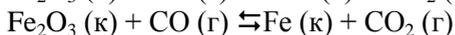
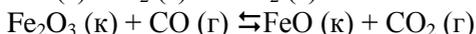
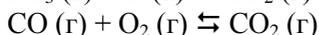
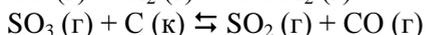
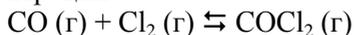


в газовой фазе при 800 К равна 190 кДж/моль. В присутствии платины она снижается до 60 кДж/моль. Определите, во сколько раз скорость реакции в присутствии катализатора выше скорости некаталитического разложения йодоводорода.

22. Обратимые химические реакции. Химическое равновесие.

А. Дайте определение, какие химические реакции называют обратимыми, какое состояние системы называется химическим равновесием. Опишите основные признаки состояния химического равновесия. Представьте кинетический вывод закона действующих масс. Запишите закон действующих масс для обратимой реакции в общем виде и на примере двух конкретных реакций, одна из которых является гомогенной, а вторая – гетерогенной.

В. Сформулируйте принцип смещения химического равновесия. Запишите выражение константы химического равновесия для реакций и объясните, каким образом повлияет на состояние равновесия повышение давления, повышение температуры и повышение концентрации СО:



С. Вещества А и В в количестве 3 и 4 моль соответственно, содержащиеся в сосуде вместимостью 2 л, реагируют согласно уравнению $5\text{A} + 3\text{B} \rightleftharpoons \text{A}_5\text{B}_3$. До достижения равновесия прореагировало 1,6 моль вещества А. Определите количество вещества В, которое прореагировало и количество полученного продукта. Рассчитайте константу равновесия K_c .

23. Дисперсные системы. Растворы. Способы выражения количественного состава растворов.

А. Дайте определение понятию «Раствор». Приведите формулы для расчета молярной концентрации, молярной концентрации

эквивалента, моляльной концентрации, массовой, объемной и мольной доли растворенного вещества.

В. Дайте определение понятию «Дисперсная система». Приведите классификацию дисперсных систем по степени дисперсности и агрегатному состоянию. Опишите основные признаки истинного раствора и различия между истинными растворами, коллоидными растворами и грубо дисперсными системами.

С. Рассчитайте молярную концентрацию, нормальную концентрацию (по реакции полной нейтрализации) и моляльную концентрацию раствора ортофосфорной кислоты с массовой долей ее 49 % ($\rho = 1,33$ г/мл).

24. Физико-химические свойства разбавленных растворов неэлектролитов.

А. Сформулируйте закон Рауля и следствия из него. Запишите формулы для расчета осмотического давления, снижения температуры замерзания и повышения температуры кипения в растворах неэлектролитов. Объясните смысл каждого уравнения и величин, входящих в них.

В. Постройте схематично диаграмму состояния воды, укажите точки замерзания и кипения. Как изменится вид этой диаграммы, и куда сдвинутся точки замерзания и кипения, если в воде растворено некоторое количество нелетучего вещества? Приведите как можно больше примеров, когда на практике приходится наблюдать за проявлениями закона Рауля и следствий из него.

С. Сколько грамм сахарозы нужно растворить в 100 мл воды, для того чтобы:

- снизить температуры ее замерзания на $0,1$ °С;
- повысить температуру ее кипения на $0,1$ °С;
- полученный раствор был изотонический раствору, содержащему в 100 мл 5 г глюкозы (считать $\rho = 1$ г/мл).

25. Теория электролитической диссоциации (ТЭД). Степень и константа диссоциации.

А. Сформулируйте основные положения теории электролитической диссоциации. Дайте определение понятиям «Электролит», «Электролитическая диссоциация». Что понимают под величинами «Изотонический коэффициент», «Степень диссоциации», «Константа диссоциации»? Перечислите факторы,

от которых зависят эти величины и запишите уравнения, связывающие их между собой.

В. На примере HCN выведите формулу, связывающую степень и константу диссоциации. Для каких электролитов, кроме HCN, возможно применить эту формулу, а для каких – нет? Как называется это уравнение? Объясните, повлияет ли на константу и степень диссоциации HCN:

- повышение температуры;
- разбавление раствора;
- добавление к раствору NaCN;
- добавление к раствору HCl;
- добавление к раствору NaCl.

С. В растворе объемом 300 мл содержится бинарный электролит массой 2,55 г, а его кажущаяся степень диссоциации по экспериментальным данным составляет 86 %. Осмотическое давление раствора при 19 °С равно $3,495 \times 10^5$ Па. Найдите молярную массу электролита.

26. Основы теории сильных электролитов. Метод активностей.

А. Сформулируйте основные положения теории сильных электролитов. Дайте определение понятиям «Кажущаяся степень диссоциации», «Ионная сила раствора», «Активность», «Фактор (коэффициент) активности». Запишите формулы для расчета ионной силы раствора и объясните, каким образом влияет ионная сила на коэффициенты активности и активность электролитов.

В. Запишите уравнения Дебая-Гюккеля для расчета коэффициентов активности через ионную силу раствора. Объясните предположения, сделанные при выводе этих уравнений, и смысл величин, входящих в них. Очертите значение ионной силы, в пределах которых возможно применять каждое из этих уравнений.

С. Рассчитайте ионную силу, коэффициент активности ионов Ca^{2+} и их активную концентрацию в растворе, в 1 л которого содержится 0,002 моль CaCl_2 и 0,001 моль $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

27. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Буферные растворы.

А. Напишите уравнение диссоциации воды, объясните механизм ее диссоциации. Запишите выражение для константы диссоциации воды и ионного произведения воды. Объясните, от

каких факторов они зависят. Запишите формулы, по которым рассчитывается водородный и гидроксильный показатель. Опишите, как изменяются концентрации ионов гидроксония и гидроксила, рН и рОН в кислой, нейтральной, щелочной среде, как они связаны между собой и с ионным произведением воды.

В. Объясните, в чем заключается механизм действия буферных растворов, какое значение они имеют. Выведите формулу для расчета концентрации ионов водорода в буферном растворе на примере ацетатного буфера. Перечислите факторы, от которых зависит рН буферного раствора.

С. Рассчитайте рН растворов, образовавшихся при сливании равных объемов следующих кислоты и основания:

– 0,02 М НСl и 0,01 М NaOH;

– 0,02 М CH_3COOH и 0,01 М NaOH ($K_{\text{д}(\text{CH}_3\text{COOH})} = 1,74 \times 10^{-5}$).

28. Растворимость. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадков.

А. Объясните, какие растворы называются насыщенными, ненасыщенными, пересыщенными. Дайте определение понятиям «Растворимость», «Произведение растворимости». Запишите уравнения, связывающие растворимость и произведение растворимости для солей AgBr , Ag_2CrO_4 , Ag_3PO_4 , As_2S_3 .

В. Сформулируйте условия образования и растворения осадков. Объясните что означают для раствора Ca(OH)_2 выражения:

– $[\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^-]^2 < \text{ПР}(\text{Ca(OH)}_2)$

– $[\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = \text{ПР}(\text{Ca(OH)}_2)$

– $[\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^-]^2 > \text{ПР}(\text{Ca(OH)}_2)$

Какое из этих состояний является стабильным, что за процессы происходят в таких системах, и до какого предела они будут продолжаться?

С. Рассчитайте произведение растворимости йодида свинца (II), если для растворения 5,8 г этой соли понадобилось 10 л воды.

29. Основные классы неорганических соединений с точки зрения ТЭД. Кислоты.

А. Дайте определение понятию «Кислота» с точки зрения ТЭД. Перечислите признаки, по которым классифицируют кислоты и приведите примеры кислот каждого типа. Перечислите основные

химические свойства кислот и проиллюстрируйте их уравнениями соответствующих реакций.

В. С какими из приведенных соединений будет реагировать HCl: CaO, AgNO₃, CuSO₄, FeS, (CuOH)₂CO₃, Cr(OH)₃, Hg, Ni, MnO, MnO₂, KMnO₄? Запишите уравнения возможных реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде и отметьте те из них, которые свойственны любой сильной кислоте.

С. Дайте названия кислотам в соответствии с различными номенклатурами и классифицируйте их по всем возможным признакам: HPO₃, H₃PO₂, H₃PO₃, H₃PO₄, H₄P₂O₇; HCl, HClO, HClO₂, HClO₃, HClO₄; H₂S, H₂S₂, H₂SO₃, H₂S₂O₃, H₂SO₄, H₂SO₅, H₂S₂O₇, H₂S₂O₈. Постройте структурные формулы тех из соединений, которые принадлежат к классу изополикислот.

30. Основные классы неорганических соединений с точки зрения ТЭД. Основания.

А. Дайте определение понятию «Основание» с точки зрения теории электролитической диссоциации. Перечислите признаки, по которым классифицируют основания и приведите примеры для каждого типа. Перечислите важнейшие химические свойства оснований и проиллюстрируйте их уравнениями соответствующих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

В. Перечислите основные способы получения оснований. Напишите уравнения реакций получения Fe(OH)₃ исходя из Fe, Fe₂O₃, FeS, FeCl₂, FeCl₃; получения NaOH, исходя из Na, Na₂O, NaH, Na₂NH, Na₂SO₄, NaCl.

С. Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения всех возможных реакций между такими парами веществ в водном растворе:

- гидроксид калия и метакромистая кислота;
- гидроксид хрома (III) и серная кислота;
- гидроксид стронция и ортофосфорная кислота.

31. Амфотерность, амфотерные гидроксиды. Современные теории кислот и оснований.

А. Дайте определение понятиям «Амфотерность», «Амфотерный гидроксид». Приведите примеры амфотерных гидроксидов. Запишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакций, характеризующие свойства амфотерных гидроксидов.

В. Объясните на конкретных примерах, как и почему меняется характер диссоциации, запишите уравнения диссоциации:

– гидроксидов одного и того же элемента по мере увеличения его степени окисления;

– гидроксидов элементов одного и того же периода по мере увеличения порядкового номера;

– гидроксидов элементов одной главной подгруппы по мере увеличения порядкового номера;

С. Сравните определения понятий «Кислота» и «Основание» с точки зрения теории электролитической диссоциации, протолитической и электронной теории. Приведите примеры соединений, являющихся кислотами или основаниями в пределах одной теории и не относящихся к ним в пределах другой теории. Объясните, почему слабые кислоты в жидком аммиаке ведут себя как сильные кислоты, а в жидкой плавиковой кислоте большинство кислот ведут себя как основания.

32. Основные классы неорганических соединений с точки зрения ТЭД. Соли. Генетическая связь между классами неорганических соединений.

А. Дайте несколько определений понятию «Соль». Перечислите основные типы солей, приведите примеры солей различного типа. Назовите основные способы получения средних солей и их важнейшие свойства. Напишите не менее 10 принципиально различных уравнений получения $ZnSO_4$ и как можно больше уравнений, характеризующих химические свойства этой соли.

В. Определите, какие из солей $BaClNO_3$, KNa_2PO_4 , $Pb(NO_3)_2$, $Fe(OH)_2NO_3$, $NaHS$ взаимодействуют с серной кислотой с гидроксидом калия. Напишите уравнения возможных реакций, назовите исходные соли и продукты реакции, напишите графические формулы исходных солей.

С. Выполните в прямом и обратном направлении превращения, напишите уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде:

неметалл \rightleftharpoons кислота \rightleftharpoons кислая соль \rightleftharpoons средняя соль \rightleftharpoons основная соль \rightleftharpoons гидроксид \rightleftharpoons оксид \rightleftharpoons металл

33. Гидролиз солей. Константа и степень гидролиза.

А. Дайте определение общему понятию «Гидролиз» и более частному, что применяется исключительно для солей. Приведите

классификацию солей по их способности к гидролизу и напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения гидролиза одной соли каждого типа.

В. На примере гидролиза цианида калия покажите, какие три взаимосвязанных обратимых процесса существуют в растворах солей, подвергающихся гидролизу. Запишите константы равновесия, которыми характеризуется каждый из процессов, дайте им названия и выведите формулу, связывающую между собой все три константы.

С. Степень гидролиза соли щелочного металла и одноосновной слабой кислоты в растворе с концентрацией 0,1 М равна 0,0014%. Найдите константу гидролиза соли и константу диссоциации кислоты, ее образующей.

34. Комплексные соединения. Основы координационной теории.

А. Дайте определение понятиям «Комплексное соединение», «Лиганд», «Координационное число», «Дентантность». Напишите формулы следующих комплексных соединений, покажите в них центральный атом-комплексообразователь, лиганды, внешнюю и внутреннюю сферу комплекса, определите заряд комплексообразователя и его координационное число, напишите уравнения диссоциации комплексов и константы их нестойкости:

- диамминотетранитрокобальтат (III) калия
- амминдиакватрихлорохром;
- фосфат триамминаквадинитрохрома (III).

В. Перечислите основные классы комплексных соединений, приведите примеры для каждого класса. Перечислите возможные виды изомерии комплексных соединений. Запишите возможные изомеры для комплексных соединений $\text{CoSO}_4\text{Br}(\text{NH}_3)_5$, $\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2$, $\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6\text{Cl}_3$. Дайте изомерам названия, объясните, какой тип изомерии реализован, насколько существенно изомеры будут отличаться по свойствам.

С. Комплексное соединение содержит ионы Cr^{3+} , Cl^- и молекулы NH_3 . Для осаждения ионов Cr^{3+} из этой соли массой 11,3 г понадобился нитрат серебра массой 8,5 г. При разрушении комплексного соединения той же массы был получен аммиак объемом 4,48 л (н.у.). Молярная масса соединения 226,5 г/моль. Составьте координационную формулу соединения.

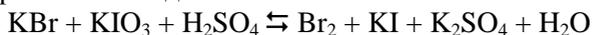
национную формулу соли, назовите ее и напишите выражение для константы нестойкости.

35. Окислительно-восстановительные реакции.

А. Дайте определение понятиям «Окислительно-восстановительная реакция», «Окисление», «Восстановление», «Окислитель», «Восстановитель». Дайте классификацию окислительно-восстановительных реакций. Приведите по одному примеру реакций каждого типа и расставьте в реакциях коэффициенты различными методами.

В. Объясните, каким образом построен электрохимический ряд напряжений металлов; как по положению металла в ряду напряжений можно определить направление окислительно-восстановительной реакции металла с водой, водными растворами кислот, растворами солей других металлов. Из четырех металлов Ag, Cu, Al, Zn выберите те пары, которые дадут наименьшую и наибольшую ЭДС гальванического элемента. Запишите схемы этих элементов и уравнения процессов, в них происходящих.

С. Расставьте коэффициенты в уравнении ионно-электронным методом:



Определите, в каком направлении протекает реакция в стандартных условиях, если известны электродные потенциалы для окислительно-восстановительных пар: $\varphi(\text{Br}_2/2\text{Br}^-) = 1,09 \text{ В}$, $\varphi(\text{IO}_3^-, \text{H}^+/\text{I}, \text{H}_2\text{O}) = 1,08 \text{ В}$. В каком направлении будет протекать реакция при концентрациях реагирующих веществ: $[\text{KBr}] = 0,1 \text{ моль/л}$; $[\text{KIO}_3] = 0,001 \text{ моль/л}$; $[\text{Br}_2] = 1 \text{ моль/л}$; $[\text{KI}] = 0,1 \text{ моль/л}$; $\text{pH} = 1$?

36. Водород. Общая характеристика элемента, простого вещества и соединений.

А. Запишите электронную конфигурацию водорода, назовите возможные для него степени окисления, приведите примеры соединений в различных степенях окисления. Опишите строение молекулы водорода с позиций метода ВС и МО. Охарактеризуйте химические свойства водорода, запишите уравнения реакций его взаимодействия с металлами, неметаллами, сложными соединениями. Перечислите способы промышленного и лабораторного получения водорода, запишите уравнения соответствующих реакций. Перечислите важнейшие химические производства, где водород является одним из основных реагентов.

В. Объясните, почему в короткопериодном варианте периодической системы элементов водород размещают одновременно как в первой, так и в седьмой группах одновременно. Приведите примеры сходства водорода с щелочными металлами и галогенами, а также примеры отличия от них.

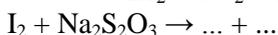
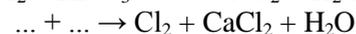
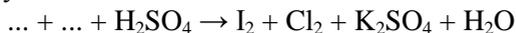
С. На какие классы (по строению и свойствам) можно разделить бинарные соединения между водородом и другими элементами периодической системы? Почему не всем бинарным соединениям с участием водорода можно дать название «Гидрид»? Дайте систематические названия бинарным соединениям с водородом:

SnH_4 , CH_4 , NH_3 , HN_3 , AlH_3 , NaH , HBr , B_2H_6 , C_2H_6 , CaH_2 , C_2H_2 , H_2S , N_2H_4 , H_2O_2 , H_2F_2 . Из приведенных формул выберите те, которые отвечают гидридам. Где возможно, напишите уравнения взаимодействия веществ с водой.

37. Галогены. Общая характеристика элементов и простых веществ.

А. Запишите электронные конфигурации атомов элементов главной подгруппы VII группы, перечислите наиболее характерные для них степени окисления, приведите примеры их соединений в различных степенях окисления. Запишите формулы простых веществ-галогенов, охарактеризуйте их физические свойства. Дайте характеристику химических свойств галогенов. Запишите уравнения реакций взаимодействия галогенов с металлами, неметаллами, водой, растворами щелочей при комнатной температуре и при кипячении, отметьте особенности реакций с участием фтора. Перечислите способы промышленного и лабораторного получения галогенов, запишите уравнения соответствующих реакций.

В. Заполните пропуски в уравнениях реакций, расставьте в них коэффициенты ионно-электронным методом, объясните, где применяют эти реакции, или какие свойства веществ они иллюстрируют

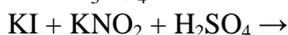
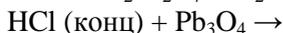
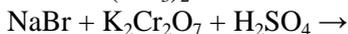
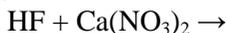


С. В лаборатории есть в наличии кальций, оксид марганца (IV), хлорид натрия, 70% серная кислота, вода. Какие реагенты нужны для получения хлорной извести? Запишите уравнения всех реакций.

38. Галогениды. Водородные соединения галогенов.

А. Запишите формулы водородных соединений галогенов, охарактеризуйте их физические свойства, объясните аномалии физических свойств фтороводорода. Запишите уравнения реакций, характеризующие кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства галогеноводородов. Запишите уравнения реакций, подчеркивающих отличие свойств фтороводорода. Охарактеризуйте способы промышленного и лабораторного получения галогеноводородов.

В. Закончите уравнения реакций с участием галогенидов и галогеноводородов, расставьте коэффициенты ионно-электронным методом:

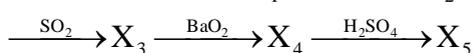
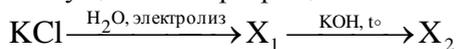


С. В банках без подписей содержатся фторид, хлорид, бромид, йодид калия. Предложите несколько способов идентификации этих соединений. Запишите уравнения всех необходимых реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

39. Кислородсодержащие соединения галогенов.

А. Запишите структурные формулы кислородсодержащих кислот хлора. Объясните, каким образом изменяется (с ростом степени окисления хлора) сила, устойчивость и окислительные свойства этих соединений. Подтвердите закономерности соответствующими уравнениями реакций. Запишите уравнения реакций получения оксокислот хлора.

В. Осуществите превращения:



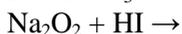
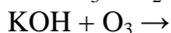
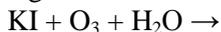
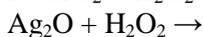
С. Синтезируйте все известные оксокислоты хлора и его оксиды, имея в качестве исходного источника хлора только бертолетову соль. Запишите уравнения реакций и условия их протекания.

40. Кислород. Простые вещества и бинарные соединения, образуемые кислородом.

А. Запишите электронную формулу кислорода, назовите его возможные степени окисления и приведите примеры соединений с различными степенями окисления. Запишите строение молекул O_2 и O_3 . Охарактеризуйте химические свойства кислорода и озона, сравните их между собой, проиллюстрируйте соответствующими уравнениями реакций. Запишите уравнения реакций лабораторных способов получения кислорода.

В. Запишите по два уравнения реакций, характеризующих кислотные свойства пероксида водорода, его окислительные свойства (в кислой и щелочной среде), восстановительные свойства (в кислой и щелочной среде). Сформулируйте, какие в целом свойства более характерны для H_2O_2 . Определите, в какой среде H_2O_2 является более сильным окислителем, более сильным восстановителем, докажите свои утверждения.

С. Закончите уравнения реакций с участием озона, пероксидов, надпероксидов и озонидов, расставьте в них коэффициенты:

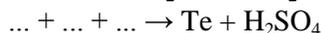
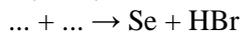
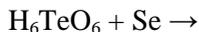
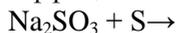


41. Сера, селен, теллур. Общая характеристика элементов и простых веществ.

А. Запишите электронные формулы S, Se, Te. Объясните, какие степени окисления для них характерны, и каким образом изменяется их устойчивость. Сравните физические свойства простых веществ. Запишите уравнения химических реакций, характеризующих

ющие отношение простых веществ к кислороду, воде, концентрированным и разбавленным H_2SO_4 , HNO_3 , щелочам.

В. Заполните пропуски в уравнениях реакций, расставьте в них коэффициенты:



С. Какие продукты можно получить при кипячении серы с раствором NaOH ? Выделите каждый из продуктов в индивидуальном виде. Напишите уравнения соответствующих реакций и укажите условия их проведения.

42. Соединения серы, селена, теллура (II).

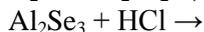
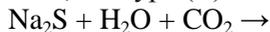
А. Опишите строение молекулы, физические и химические свойства, способы получения в лаборатории, физиологическое действие сероводорода. Дайте классификацию сульфидов по их отношению к воде, приведите примеры реакций, где сульфиды подлежат полному или частичному гидролизу; окисляются.

В. Сравните в ряду $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se} - \text{H}_2\text{Te}$ изменение следующих характеристик:

- геометрия молекулы;
- температуры плавления и кипения;
- кислотный характер водных растворов;
- восстановительные свойства.

Проиллюстрируйте ответ уравнениями реакций.

С. Закончите уравнения реакций с участием соединений серы, селена, теллура (II):



43. Соединения серы, селена, теллура (IV).

А. Опишите строение молекул SO_2 , H_2SO_3 . Дайте окислительно-восстановительную и кислотно-основную характеристику этих соединений, иллюстрируя ответ уравнениями реакций. Запи-

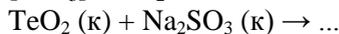
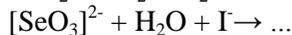
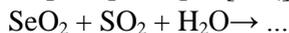
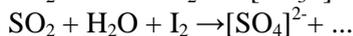
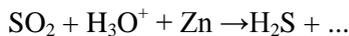
шите уравнения реакций получения SO_2 исходя из серы; сероводорода; сульфита бария; сульфида цинка; пирита; серной кислоты.

В. Сравните в ряду $\text{H}_2\text{SO}_3 - \text{H}_2\text{SeO}_3 - \text{H}_2\text{TeO}_3$ изменение следующих характеристик:

- геометрия анионов;
- термическая стойкость;
- кислотный характер водных растворов;
- окислительно-восстановительные свойства.

Проиллюстрируйте ответ уравнениями реакций.

С. Напишите уравнения реакций, соответствующих приведенным схемам, расставьте коэффициенты и объясните, какие свойства соединений серы, селена, теллура (IV) иллюстрируют эти уравнения:



44. Соединения серы, селена, теллура (VI). Серная кислота. Сульфаты.

А. Дайте характеристику физических и химических свойств серной кислоты: плотность, термическая устойчивость, гигроскопичность, окислительные свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты. Запишите уравнения реакций взаимодействия разбавленной и концентрированной H_2SO_4 с металлами различной активности, концентрированной кислоты с неметаллами и сложными соединениями. Расставьте коэффициенты в уравнениях ионно-электронным методом.

В. Сравните свойства сернистой и серной кислоты по следующим признакам:

- геометрия анионов;
- термическая устойчивость кислот и образуемых ими солей;
- кислотный характер водных растворов и способность образуемых ими солей к гидролизу;
- окислительно-восстановительные свойства.

Проиллюстрируйте ответы уравнениями реакций. Предложите не менее трех способов, которыми можно отличить сульфиты от сульфатов.

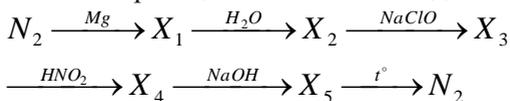
С. Сравните (по признакам из предыдущего задания) свойства серной, селеновой и теллуровой кислот. Запишите химические реакции, по которым можно получить каждую из этих кислот, исходя из распространенных природных соединений S, Se, Te.

45. Азот. Бинарные соединения азота.

А. Запишите электронную формулу азота, перечислите характерные для него степени окисления и приведите примеры соединений, где они реализованы. Опишите строение молекулы азота, охарактеризуйте физические и химические свойства азота. Запишите уравнения лабораторных способов получения азота. Перечислите все оксиды азота, запишите уравнения реакций, иллюстрирующие их кислотно-основные, окислительно-восстановительные свойства и способы получения.

В. Составьте не менее пяти различных уравнений реакций, где продуктами будут только газообразный азот и вода. Назовите исходные вещества и запишите структурные формулы их молекул.

С. Заполните пропуски в схеме химических превращений, запишите уравнения всех реакций и назовите каждый из продуктов:



46. Водородные соединения азота.

А. Опишите строение аммиака. Охарактеризуйте его физические и химические свойства. Запишите характерные для аммиака уравнения реакций: замещения атомов водорода, образования соединений за счет донорно-акцепторного взаимодействия, окисления. Опишите способы лабораторного и промышленного получения аммиака. Охарактеризуйте химические свойства солей аммония: способность к гидролизу, восстановительные свойства, возможные направления термического разложения.

В. Сравните водородные соединения азота – аммиак, гидразин, гидроксилламин по следующим признакам:

– строение молекулы;

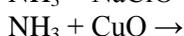
– электронодонорные свойства (реакции с водой, кислотами, солями металлов);

– окислительно-восстановительные свойства;

– устойчивость.

Ответ проиллюстрируйте уравнениями соответствующих реакций. Опишите способы получения гидразина и гидроксилamina.

С. Закончите уравнения реакций с участием аммиака, гидразина, гидроксилamina, расставьте коэффициенты:



47. Азотистая кислота, нитриты. Азотная кислота, нитраты.

А. Дайте характеристику физических и химических свойств азотной кислоты: плотность, термическая устойчивость, окислительные свойства разбавленной и концентрированной азотной кислоты. Запишите уравнения реакций взаимодействия разбавленной и концентрированной HNO_3 с металлами различной активности, неметаллами и сложными соединениями. Расставьте коэффициенты в уравнениях ионно-электронным методом.

В. Сравните свойства азотистой и азотной кислоты по следующим признакам:

– геометрия анионов;

– термическая устойчивость кислот и образуемых ими солей;

– кислотный характер водных растворов и способность образуемых ими солей к гидролизу;

– окислительно-восстановительные свойства.

Проиллюстрируйте ответ уравнениями реакций и объясните закономерность изменений, которые наблюдаются.

С. Запишите уравнения реакций получения аммиачной селитры, исходя только из атмосферного воздуха и воды.

48. Фосфор. Бинарные соединения фосфора.

А. Запишите электронную формулу фосфора, перечислите характерные для него степени окисления и приведите примеры соединений, где они реализованы. Охарактеризуйте физические

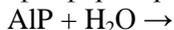
свойства различных аллотропных модификаций фосфора. Сравните их химическую активность. Приведите уравнения реакций взаимодействия фосфора с металлами и неметаллами, водой, щелочами, азотной и концентрированной серной кислотой. Запишите реакции промышленного получения фосфора, исходя из его природных соединений.

В. Сравните водородные соединения фосфин и аммиак по следующим признакам:

- строение молекулы;
- электронодонорные свойства (реакции с водой, кислотами, солями металлов);
- окислительно-восстановительные свойства;
- устойчивость.

Ответ проиллюстрируйте уравнениями реакций. Опишите способы получения фосфина.

С. Закончите уравнения реакций с участием бинарных соединений фосфора и расставьте в них коэффициенты:



49. Соединения фосфора (I), (III).

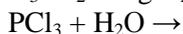
А. Сравните фосфорноватистую и фосфористую кислоты по следующим свойствам:

- строение молекул;
- термическая устойчивость кислот и образуемых ими солей;
- кислотные свойства растворов и способность образуемых ими солей к гидролизу;
- окислительно-восстановительные свойства.

Проиллюстрируйте ответ уравнениями реакций и объясните закономерность изменений, которые наблюдаются.

В. Закончите уравнения реакций с участием соединений фосфора (I), (III), расставьте коэффициенты ионно-электронным методом:





С. Используя в качестве исходного вещества красный фосфор, предложите способы получения фосфорноватистой и фосфористой кислот. Напишите уравнения реакций получения и качественных реакций на соответствующие кислоты.

50. Оксокислоты фосфора (V), фосфаты.

А. Запишите уравнения реакций ступенчатой гидратации оксида фосфора (V) и получения последовательно метафосфорных, полифосфорных и ортофосфорной кислоты. Запишите графические формулы кислот и охарактеризуйте их физические и химические свойства. Запишите уравнения реакций промышленного и лабораторного получения ортофосфорной кислоты.

В. Дайте классификацию солей фосфорных кислот, охарактеризуйте их растворимость. Напишите (где возможно) уравнения реакций гидролиза и термического разложения фосфатов, гидрофосфатов, дигидрофосфатов.

С. Используя в качестве исходного вещества природный апатит, предложите не менее пяти способов получения ортофосфорной кислоты. Из того же исходного вещества получите метафосфорную и пирофосфорную кислоты. Напишите уравнения реакций получения и качественных реакций на данные кислоты и их соли.

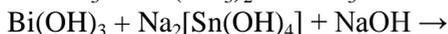
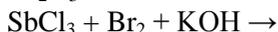
51. Мышьяк, сурьма, висмут. Общая характеристика элементов, образуемых ими простых веществ и соединений.

А. Запишите электронные формулы As, Sb, Bi. Объясните, какие степени окисления для них характерны, и каким образом изменяется их устойчивость. Сравните физические свойства простых веществ. Запишите уравнения химических реакций, характеризующие отношение простых веществ к кислороду, галогенам, концентрированной и разбавленной H_2SO_4 , HNO_3 .

В. Приведите примеры соединений As, Sb, Bi (III) и (V), принадлежащих к разным классам (оксиды, галогениды, гидроксиды или оксокислоты, солеподобные соединения). Дайте им систематические названия. Приведите примеры реакций этих соединений с водой, кислотами, щелочами. Приведите уравнения реакций окисления соединений As, Sb, Bi (III) и восстановление соединений As,

Sb, Bi (V). Объясните закономерности, наблюдаемые в изменении кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.

С. Закончите уравнения реакций с участием соединений As, Sb, Bi, расставьте в них коэффициенты ионно-электронным методом:



52. Углерод. Общая характеристика элемента, простых веществ и соединений.

А. Запишите электронную формулу углерода, перечислите характерные для него степени окисления и состояние гибридизации атомных орбиталей, приведите примеры соединений, где они реализованы. Охарактеризуйте физические свойства различных аллотропных модификаций углерода, сравните их химическую активность. Приведите уравнения реакций взаимодействия карбона с металлами и неметаллами, оксидами металлов, водой, серной и азотной кислотой.

В. Охарактеризуйте угольную кислоту по силе, устойчивости, способности образовывать средние, кислые и основные соли. Напишите (где возможно) уравнения реакций получения, термического разложения, взаимодействия с кислотами, щелочами, гидролиза карбонатов, гидрокарбонатов, гидроксокарбонатов.

С. Сравните между собой свойства оксидов углерода (II) и (IV) по следующим признакам:

- строение молекулы;
- физические свойства;
- кислотно-основные свойства;
- окислительно-восстановительные свойства;
- электронодонорные свойства.

Приведите уравнения реакций, характеризующие важнейшие химические свойства, качественные реакции обнаружения, реакции промышленного и лабораторного получения CO и CO₂. Опишите основные направления применения угарного и углекислого газов.

53. Кремний. Общая характеристика элемента, простого вещества и соединений.

А. Запишите электронную формулу кремния, перечислите характерные для него степени окисления и состояние гибридизации атомных орбиталей, приведите примеры соединений, где они реализованы. Охарактеризуйте физические свойства различных аллотропных модификаций кремния. Приведите уравнения реакций взаимодействия кремния с металлами и неметаллами, оксидами металлов, растворами кислот и щелочей.

В. Запишите формулы, дайте характеристику физических и химических свойств оксида кремния (IV), кремниевых кислот, силикатов. Предложите не менее трех уравнений реакций, по которым SiO_2 можно перевести в растворимое состояние.

С. Сравните для аналогичных по составу соединений углерода и кремния (CO_2 – SiO_2 , CH_4 – SiH_4 , CCl_4 – SiCl_4 , H_2CO_3 – H_2SiO_3 , Na_2CO_3 – Na_2SiO_3) изменение таких свойств:

- геометрия молекул;
- термическая стойкость;
- отношение к воде.

Где возможно, напишите уравнения реакций гидролиза и объясните, в какой системе и почему, гидролиз проходит наиболее полно.

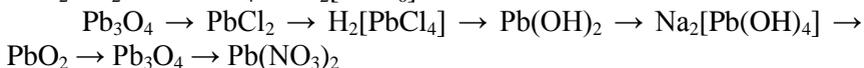
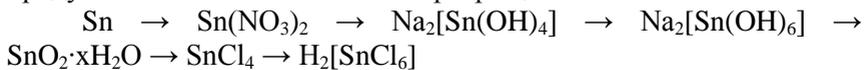
54. Германий, олово, свинец. Общая характеристика элементов, образуемых ими простых веществ и соединений.

А. Запишите электронные формулы Ge, Sn, Pb. Объясните, какие степени окисления для них характерны, и каким образом изменяется их устойчивость. Сравните физические свойства простых веществ. Запишите уравнения химических реакций, характеризующие отношение простых веществ к кислороду, галогенам, концентрированным и разбавленным HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , растворам щелочей.

В. Приведите примеры соединений Ge, Sn, Pb (II) и (IV), принадлежащих к разным классам (оксиды, галогениды, гидроксиды или кислородсодержащие кислоты, солеподобные соединения). Дайте им систематические названия. Приведите примеры реакций этих соединений с водой, кислотами, щелочами. Приведите уравнения реакций окисления соединений Ge, Sn, Pb (II) и восстановления соединений Ge, Sn, Pb (IV). Объясните закономерности,

наблюдаемые в изменении кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.

С. Запишите уравнения всех реакций и назовите каждый из продуктов в схемах химических превращений:



55. Марганец, технеций, рений. Общая характеристика элементов, образуемых ими простых веществ и соединений.

А. Запишите электронные формулы Mn, Tc, Re. Объясните, какие степени окисления для них характерны, и каким образом изменяется их устойчивость. Сравните физические свойства простых веществ. Запишите уравнения химических реакций, характеризующие отношение простых веществ к кислороду, галогенам, воде, концентрированным и разбавленным HCl, H₂SO₄, HNO₃, растворам щелочей.

В. Приведите формулы всех известных оксидов и гидроксидов (кислородсодержащих кислот) марганца. Объясните, каким образом меняются устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов при росте степени окисления марганца, проиллюстрируйте ответ уравнениями реакций. Какие продукты могут образовываться при взаимодействии оксидов марганца с хлороводородной кислотой? Запишите уравнения реакций.

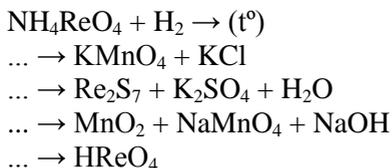
С. В двух пробирках находятся стружки марганца и рения. Запишите уравнения реакций, которые могут протекать при добавлении к ним концентрированного раствора пероксида водорода.

56. Соединения Mn, Tc, Re (VII).

А. Охарактеризуйте окислительные свойства перманганата калия в кислой, нейтральной и щелочной среде, приведите примеры реакций, опишите визуальные признаки химических превращений, рассчитайте молярную массу эквивалента KMnO₄ в каждой реакции.

В. Заполните пропуски в уравнениях реакций с участием соединений Mn, Tc, Re (VII), расставьте коэффициенты ионно-электронным методом:





С. Сравните оксиды марганца, рения и хлора (VII) и соответствующие им кислоты по следующим признакам:

- строение молекул;
- физические свойства;
- устойчивость;
- кислотно-основные свойства;
- окислительно-восстановительные свойства;
- способы получения.

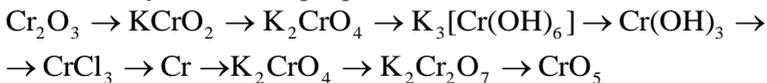
Сходство или различие химических свойств подтвердите уравнениями соответствующих реакций. Объясните закономерности, которые наблюдаются.

57. Хром, молибден, вольфрам. Общая характеристика элементов, образуемых ими простых веществ и соединений.

А. Запишите электронные формулы Cr, Mo, W. Объясните, какие степени окисления для них характерны, и каким образом изменяется их устойчивость. Сравните физические свойства простых веществ. Запишите уравнения химических реакций, характеризующие отношение простых веществ к кислороду, галогенам, воде, концентрированным и разбавленным HCl, H₂SO₄, HNO₃, растворам щелочей.

В. Запишите формулы и уравнения реакций получения известных оксидов хрома, соответствующих им гидроксидов или оксокислот. Охарактеризуйте отношение этих соединений к воде, растворам кислот и щелочей, свойства при сплавлении со щелочами или кислотными соединениями. Объясните, каким образом меняются кислотно-основные свойства оксидов хрома с ростом его степени окисления.

С. Осуществите превращения:



Запишите уравнения реакций, в окислительно-восстановительных реакциях расставьте коэффициенты ионно-электронным методом.

58. Соединения хрома (III).

А. Дайте окислительно-восстановительную характеристику соединений хрома (III). Запишите уравнения реакций, которыми можно получить Cr из Cr_2O_3 , CrCl_2 из CrCl_3 , Na_2CrO_4 из Cr_2O_3 , Na_2CrO_4 из NaCrO_2 .

В. Охарактеризуйте способность ионов Cr^{3+} к образованию катионных и анионных комплексов. Как перевести осадок триаква-тригидроксохрома (III) в ионы гексааквахрома (III) и гексагидроксохромата (III)? Запишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Укажите окраску осадка и полученных растворов. Почему в кислотах и щелочах растворяется только свежесожденный осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$?

С. Какие сходные химические свойства проявляют в водных растворах катионы хрома (III), железа (III) и алюминия (III)? Приведите уравнения соответствующих реакций. В чем заключается причина такого сходства? Является ли сходство свойств этих катионов достаточно полным?

59. Соединения хрома, молибдена, вольфрама (VI).

А. Охарактеризуйте химические свойства хромовой и двухромовой кислот (строение молекул, устойчивость, сила кислот, растворимость образуемых ими солей). Запишите уравнения обратимых реакций преобразования между хромат- и дихромат-ионами в водном растворе. Объясните, каким образом смещается равновесие при добавлении к растворам кислот или щелочей. Дайте окислительно-восстановительную характеристику соединений хрома (VI), приведите уравнения реакций восстановления хроматов в нейтральной и щелочной среде, дихроматов – в кислой среде. Объясните, какая среда способствует более выраженному проявлению окислительных свойств соединений хрома (VI).

В. Сравните оксиды хрома, молибдена, вольфрама, серы (VI) и соответствующие им кислоты по следующим признакам:

- строение молекул;
- физические свойства;
- устойчивость;
- кислотно-основные свойства;
- окислительно-восстановительные свойства;
- способы получения.

Сходство или различие химических свойств подтвердите уравнениями соответствующих реакций. Объясните закономерности, которые наблюдаются.

С. Через отдельные порции раствора хромата калия пропускают такие газы: CO_2 , NH_3 , SO_2 , H_2S , CO , Cl_2 , H_2 , HBr , NO_2 , PH_3 . Опишите, как в каждом случае будет изменяться окраска раствора и напишите уравнения реакций, которые могут протекать.

60. Медь, серебро, золото. Общая характеристика элементов и простых веществ.

А. Запишите электронные формулы Cu , Ag , Au . Объясните, какие степени окисления для них характерны, и каким образом изменяется их устойчивость. Сравните физические свойства простых веществ. Запишите уравнения химических реакций, характеризующие отношение простых веществ к кислороду, галогенам, концентрированным и разбавленным HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , царской водке, растворам цианидов в присутствии окислителей.

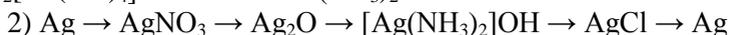
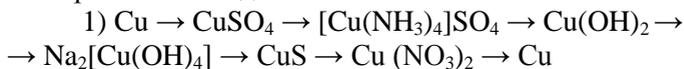
В. Предложите способы выделения в виде индивидуальных соединений меди, серебра и золота из монетного сплава, содержащего все три металла. Из выделенных соединений получите чистые Cu , Ag и Au . Запишите уравнения реакций и укажите условия их проведения.

С. Сравните строение атомов d- и s-элементов I группы, находящихся в одном периоде. Объясните причину различия в свойствах элементов K и Cu , Rb и Ag , Cs и Au , докажите различия примерами конкретных реакций.

61. Соединения меди, серебра, золота.

А. Запишите формулы наиболее распространенных соединений Cu , Ag , Au (I, II, III). Охарактеризуйте их устойчивость, кислотно-основные, окислительно-восстановительные свойства и способность к образованию комплексных соединений. Приведите примеры реакций.

В. Совершите преобразования, запишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде, в окислительно-восстановительных реакциях расставьте коэффициенты ионно-электронным методом:



С. Сравните между собой гидроксиды ЭОН, где Э = Cu, Ag, К по следующим признакам:

- термическая стойкость;
- основные свойства;
- растворимость образуемых ими солей и способность солей к гидролизу;
- окислительно-восстановительные свойства;
- склонность к комплексообразованию.

Объясните, какие гидроксиды и почему проявляют между собой заметное сходство, а какие существенно отличаются по химическим свойствам

62. Цинк, кадмий, ртуть. Общая характеристика элементов, образуемых ими простых веществ и соединений.

А. Запишите электронные формулы Zn, Cd, Hg. Объясните, какие степени окисления для них характерны. Сравните физические свойства простых веществ. Запишите уравнения химических реакций, характеризующие отношение простых веществ к кислороду, галогенам, воде, концентрированным и разбавленным растворам HCl, H₂SO₄, HNO₃, щелочей.

В. Запишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакций, наблюдаемых при добавлении возрастающего количества щелочи к раствору, содержащему ионы Zn²⁺, Cd²⁺, Hg²⁺, Hg₂²⁺. Сравните в ряду оксидов и гидроксидов цинка, кадмия, ртути (II) следующие свойства:

- термическая стойкость;
- основные свойства;
- окислительные свойства.

Объясните закономерности, которые наблюдаются, проиллюстрируйте их уравнениями соответствующих реакций.

С. Полученный при переработке сплава раствор содержит нитраты цинка, кадмия, ртути (II). Предложите несколько способов разделения смеси и выделения цинка, кадмия, ртути в виде простых веществ. Напишите уравнения реакций и укажите условия их проведения.

63. Железо. Соединения железа.

А. Запишите электронную формулу Fe. Объясните, какие степени окисления для него характерны, и каким образом изменяется их устойчивость. Охарактеризуйте физические свойства про-

стого вещества. Запишите уравнения химических реакций, характеризующие отношение железа к кислороду, галогенам, воде, концентрированным и разбавленным HCl, H₂SO₄, HNO₃, щелочам.

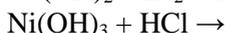
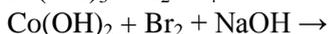
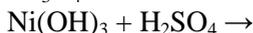
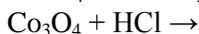
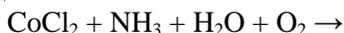
В. Напишите уравнения реакций, с помощью которых минерал пирит (FeS₂) можно превратить в сульфат железа (III), сульфат железа (II), оксид железа (III), оксид железа (II), нитрат железа (III).

С. Сравните гидроксиды железа (II) и (III) по их основным свойствам. Сравните способность к гидролизу солей железа (II) и (III). Напишите уравнения реакций гидролиза FeSO₄, FeCl₃. Сравните окислительно-восстановительные свойства соединений Fe (II), Fe (III), напишите реакции окисления соединений Fe²⁺ до Fe³⁺ и восстановления Fe³⁺ до Fe²⁺.

64. Кобальт, никель. Общая характеристика элементов, образуемых ими простых веществ и соединений.

А. Запишите электронные формулы Co, Ni. Объясните, какие степени окисления для них характерны, и каким образом изменяется их устойчивость. Охарактеризуйте физические свойства простых веществ. Запишите уравнения химических реакций, характеризующие отношение кобальта, никеля к кислороду, галогенам, воде, концентрированным и разбавленным HCl, H₂SO₄, HNO₃, щелочам.

В. Закончите уравнения реакций с участием соединений кобальта и никеля, расставьте коэффициенты ионно-электронным методом:



С. В трех пробирках находятся водные растворы FeSO₄, CoCl₂, Ni(NO₃)₂. В каждую пробирку добавляют (по каплям) раствор аммиака, затем полученные осадки (или растворы) оставляют на достаточно длительное время. Опишите наблюдаемые изменения, объясните их, запишите уравнения соответствующих реакций

65. Металлы. Общие свойства и способы получения.

А. К каким семействам химических элементов относятся металлы? Приведите по два примера металлов из каждого семейства, запишите электронные конфигурации их атомов. Опишите основ-

ные химические свойства металлов. Каким образом можно записать в общем виде ионно-электронное уравнение, которое характеризует химические свойства металлов? Объясните, как изменяется химическая активность металлов с ростом их порядкового номера, если металлы расположены в одном периоде; в одной главной подгруппе; в одной побочной подгруппе.

В. Классифицируйте металлы по их способности реагировать с водой, водными растворами кислот и щелочей. Какие из перечисленных металлов способны реагировать с водой (при обычных условиях и нагревании), разбавленными растворами кислот и щелочей: Al, Mg, Cr, Ti, Au, Sn, Pb, Cu, Na, Pt, Zn. Запишите уравнения реакций. Докажите возможность реакций расчетом ЭДС соответствующих процессов.

С. Перечислите основные способы получения металлов из их природных соединений. Приведите примеры извлечения металлов, исходя из их оксидов, галогенидов, сульфидов. Приведите примеры извлечения металлов путем электролиза расплавов или растворов их солей. Объясните, как связаны положение металла в периодической системе и способ его получения; положение в электрохимическом ряду напряжений и способ получения.

5.2. Органическая химия

1. На примере реакции взаимодействия пропилена с водой объясните правило Марковникова с учетом электронных сдвигов. Какое сопряжение имеет место в молекуле пропилена? Какие виды сопряжений вы знаете? Приведите механизм реакции присоединения на примере взаимодействия пропилена с бромом.

2. Приведите реакции, с помощью которых из ацетилен можно получить: а) этаналь; б) бутин-1. Какой реакцией можно отличить ацетилен от бутин-1?

3. Предложите схемы получения 2,3-диметилбутана из пропана и 2-нитробутана из пропановой кислоты.

4. Определите строение соединения C_6H_{10} , если при восстановлении металлическим натрием в спирте образуется углеводород, в результате озонлиза которого получается смесь уксусного и изомасляного альдегидов.

5. Охарактеризуйте влияние заместителей в бензольном ядре на скорость нитрования ароматических соединений. Какое из приведенных соединений будет легче нитроваться: толуол, нитробензол, бензол или фенол? Приведите уравнения реакций.

6. Каковы современные представления о строении бензола? Сравните характер взаимодействия с бромом этена и бензола. Приведите механизм этих реакций.

7. Сравните реакционную способность в реакциях S_E : а) бензола и толуола; б) этилбензола, бензола и бензойной кислоты. На одном из примеров рассмотрите механизм электрофильного замещения в ароматическом ряду.

8. На примере нафталина объясните ароматический характер конденсированных аренов. На примере реакций нитрования и сульфирования α -метилнафталина объясните правила ориентации в ядре нафталина.

9. На примерах α - и β -нафтолов объясните правила ориентации в нафталиновом ядре. Напишите реакции ацилирования и алкилирования фенольного гидроксила и реакцию окисления α -нафтола.

10. Сравните реакционную способность нафталина и бензола в реакциях присоединения, окисления и электрофильного замещения. Приведите примеры реакций.

11. Охарактеризуйте химические свойства дифенилметана. Покажите влияние фенольных радикалов на подвижность атомов водорода метиленовой группы. Напишите схемы взаимодействия дифенилметана с такими соединениями: а) $Cl_2, h\nu$; б) $Cl_2, FeCl_3$; в) $HNO_3 (к), H_2SO_4 (к)$. Объясните направление реакции.

12. Напишите схемы и приведите механизмы реакций алкилирования и ацилирования по Фриделю-Крафтсу бензола, толуола и нафталина. Объясните ориентирующее действие заместителей.

13. С помощью каких реакций можно показать различие в подвижности галогена в молекулах хлорбензола и хлористого бензола? Какими способами можно получить эти соединения?

14. Какие продукты образуются при обработке приведенных галогеналканов водным раствором гидроксида натрия и которые – при действии спиртового раствора $NaOH$? Напишите уравнения реакций и укажите их механизм: а) 2-метил-3-хлорпентан;

б) изобутилхлорид; в) 2,3-дихлорбутан; г) 2,2-диметил-1-хлорпропан.

15. Расположите в ряд по увеличению реакционной способности в реакции бромирования следующие соединения: а) бензол; б) фенол; в) хлорбензол; г) бензальдегид. Приведите схемы реакций бромирования этих соединений и назовите продукты реакций.

16. Приведите уравнение реакции получения изопропилового и втор-бутилового спиртов: а) щелочным гидролизом соответствующего галогеналкана; б) взаимодействием альдегида с бромистым метил магнием; в) гидратацией этиленового углеводорода; г) гидрированием соответствующего карбонильного соединения. Из пропилена получите глицерин и напишите для него реакции с уксусной и азотной кислотами.

17. На примере фенола дайте характеристику реакционной способности соединений этого класса. Приведите наиболее типичные реакции по гидроксильной группе и по бензольному ядру. Какой реакцией можно подтвердить наличие фенольного гидроксила?

18. На примере бензилового спирта охарактеризуйте реакционную способность ароматических спиртов. Напишите реакции взаимодействия бензилового спирта с такими реагентами: а) PCl_5 ; б) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ($\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц}}$); в) Na ; г) Cl_2 (FeCl_3); д) CH_3Cl (FeCl_3). Как химическим путем можно отличить бензиловый спирт и *n*-метилфенол?

19. На примере пропаналя покажите химические свойства альдегидов алифатического ряда. Какой реакцией можно подтвердить восстанавливающую способность альдегидов?

20. На примере уксусного альдегида покажите реакционную способность в реакциях присоединения-отщепления. Приведите механизм реакции оксинитрильного синтеза.

21. Сравните реакционную способность уксусного и бензойного альдегидов. Опишите строение альдегидной группы и охарактеризуйте ее влияние на реакционную способность углеводородного радикала.

22. Напишите механизм реакции альдольной конденсации для пропионового альдегида. Будет ли муравьиный альдегид вступать в реакцию альдольной конденсации?

23. Напишите механизм реакций кротоновой конденсации таких альдегидов: а) уксусный альдегид; б) масляный альдегид. Назовите полученные соединения.

24. Напишите реакцию взаимодействия ацетона и уксусного альдегида с йодистым метил магнием с последующим разложением полученного соединения водой. Назовите полученные соединения и напишите схемы их взаимодействия со спиртовым раствором КОН. Назовите продукты реакций.

25. Напишите механизм реакции Перкина для *n*-толуилового альдегида с пропионовым ангидридом. В каких условиях протекает эта реакция?

26. Напишите строение производного бензоина, которое образуется из смеси *n*-толуилового и бензойного альдегидов. Приведите механизм реакции.

27. Напишите схемы реакций, которые являются общими для ароматических и жирных альдегидов на примере бензальдегида и пропионового альдегида.

28. На примере уксусной кислоты охарактеризуйте химические свойства монокарбоновых кислот. Покажите взаимное влияние атомов в молекуле уксусной кислоты. Как влияет карбоксильная группа на реакционную способность углеводородного радикала?

29. Охарактеризуйте реакционную способность галогенангидридов карбоновых кислот. Используя хлористый пропионил как исходное соединение, получите: пропановую кислоту, пропионамид, этиловый эфир пропионовой кислоты.

30. Объясните СН-кислотный характер малонового эфира. Приведите примеры синтеза карбоновых кислот на основе малонового эфира.

31. Приведите реакции получения карбоновых кислот из ацетоуксусного эфира. С чем связан СН-кислотный характер ацетоуксусного эфира.

32. Приведите схемы реакций кислотного и кетонного расщепления а) метилацетоуксусного эфира; б) диэтилацетоуксусного эфира. Назовите полученные соединения.

33. Приведите реакции, которые можно использовать для качественного определения таких пар соединений: а) муравьиная и уксусная кислоты; б) пропионовая и акриловая кислоты;

в) бензойная кислота и бензиловый спирт г) бензамид и *n*-толуидин.

34. Сравните отношение к нагреванию дикарбоновых кислот: щавелевой, янтарной, малоновой, глутаровой, адипиновой. Напишите схемы реакций и назовите полученные соединения.

35. Осуществите синтез 2-метилпропановой кислоты из малонового эфира.

36. Используя малоновый эфир как исходное соединение, получите масляную кислоту. Какими еще способами можно получить эту кислоту? Напишите схемы реакций.

37. Напишите уравнения реакций получения амида уксусной кислоты из этилацетата, хлорангидрида уксусной кислоты, ангидрида уксусной кислоты. Приведите механизм реакций. Какой из ацилирующих реагентов более активный и почему?

38. На примере ацетоуксусного эфира рассмотрите механизм таутомерного кето-енольного преобразования. Напишите схемы реакций ацетоуксусного эфира с ацетилхлоридом, гидросульфитом натрия, гидроксил амином, бромом и йодистым метилом.

39. С помощью ацетоуксусного эфира синтезируйте масляную и изомаляную кислоты.

40. С помощью ацетоуксусного эфира синтезируйте метил-, этил- и метилизопропил- кетоны.

41. С помощью ацетоуксусного эфира синтезируйте 2,4-диметилпентановую кислоту и глутаровую кислоту.

42. Как из ацетилена и неорганических реагентов можно синтезировать: а) уксусную кислоту; б) масляную кислоту; в) изомаляную кислоту?

43. Используя малоновый эфир как исходное соединение, предложите пути синтеза таких кислот: уксусной, пропионовой, изомаляной.

44. Приведите схемы получения: а) фенилуксусной кислоты из толуола; б) *p*-толуиловой кислоты из бензола.

45. Приведите схемы получения: а) *n*-бромбензойной кислоты из *n*-бромметилбензола; б) *n*-аминобензойной кислоты из толуола.

46. Напишите схему получения 2,2-диметилпропановой кислоты, исходя из 2-метилпропена.

47. Получите пропиловый эфир *n*-бромбензойной кислоты из этилбензола.

48. Напишите реакции синтеза приведенных ниже соединений, исходя из ацетоуксусного эфира: а) метилпропилкетон; б) метилбензилкетон.

49. Применяя в качестве исходного вещества бензол, предложите пути синтеза таких соединений: а) этиловый эфир *n*-аминобензойной кислоты; б) 2-метил-2-фенил-пропановой кислоты.

50. Из уксусной кислоты получите малоновую кислоту.

51. Какие соединения образуются при действии на салициловую кислоту: а) NaOH (водный раствор); б) уксусного ангидрида; в) хлористого ацетила?

52. На примере салициловой кислоты охарактеризуйте кислотный характер фенолокислот. Приведите примеры реакций, которые подтверждают, что салициловая кислота – бифункциональное соединение.

53. Охарактеризуйте общую реакционную способность аминокислот ароматического ряда. На примере *n*-аминобензойной кислоты объясните их кислотно-основные свойства. Какой реакцией можно подтвердить наличие ароматической аминогруппы в молекуле *n*-аминобензойной кислоты? Приведите формулы лекарственных препаратов, являющиеся производными *n*-аминобензойной кислоты.

54. На примере *n*-гидроксibenзойной кислоты охарактеризуйте реакционную способность гидроксикислот ароматического ряда. Приведите примеры реакций: а) по фенольному гидроксилу; б) по карбоксильной группе; в) по бензольному ядру.

55. Охарактеризуйте основные свойства аминов. Сравните основной характер жирных и ароматических аминов. Какими реакциями можно отличить анилин и пропиламин?

56. Какими реакциями можно доказать наличие: а) первичной ароматической аминогруппы; б) первичной аминогруппы?

57. Объясните основные свойства ароматических аминов и влияние аминогруппы на реакционную способность ароматического ряда. Напишите реакцию взаимодействия анилина и бензиламина с азотистой кислотой. Сравните основные свойства этих соединений.

58. Какие типы химических превращений характерны для солей диазония? Ответ объясните на примере продукта реакции диазотации сульфаниловой кислоты.

59. На примере *n*-бромфенилдиазоний хлорида покажите реакционную способность диазосоединений в реакциях, проходящих с выделением и без выделения азота.

60. На примере красителя метилового оранжевого охарактеризуйте азокрасители. Приведите уравнения кислотно-основного равновесия метилового оранжевого. Какой реакцией его можно получить? Приведите схему этой реакции.

61. Для идентификации какой функциональной группы в молекуле новокаина можно использовать реакцию азосочетания? Напишите схему реакции азосочетания с α -нафтолом.

62. Напишите схему получения пропиламина по реакции Гофмана. Назовите исходные соединения. Напишите реакции пропиламина с такими соединениями: а) хлористым метилом; б) уксусным ангидридом; в) азотистой кислотой; г) соляной кислотой.

63. Какими структурными особенностями обусловлен ароматический характер фурана, пиррола и тиюфена? Сравните ароматический характер пятичленных гетероциклов с одним гетероатомом и ароматический характер бензола.

64. Отметьте сходства и различия в свойствах бензола и пиридина. Объясните низкую реакционную способность пиридина в реакциях S_E . Приведите примеры реакций.

65. На примере глюкозы и фруктозы покажите таутомерные превращения моносахаридов. С помощью каких химических реакций можно отличить глюкозу от фруктозы?

66. Приведите примеры химических реакций, которые доказывают наличие в молекуле глюкозы: а) альдегидной группы; б) пяти спиртовых гидроксильных групп; в) полуацетального гидроксильного гидроксильного.

67. Какие углеводы называют дисахаридами? Что такое восстанавливающие и невосстанавливающие сахара? Какой из дисахаридов: мальтоза или сахароза, будет реагировать с реактивом Толensa?

68. На примере мальтозы объясните восстанавливающую способность дисахаридов. Почему сахароза не имеет восстанови-

тельных свойств? Напишите реакцию гидролиза мальтозы и сахарозы.

69. На примере фруктозы покажите все возможные виды изомерии моносахаридов. Объясните причины изомерии.

70. Какими реакциями можно показать, что молекула маннозы содержит: а) альдегидную группу; б) спиртовые гидроксилы. Приведите уравнения реакций.

71. Приведите схемы получения солей диазония: а) *n*-толилдиазоний хлорида; б) *n*-сульфо-фенилдиазоний хлорида; в) *n*-карбоксифенилдиазоний хлорида. Укажите условия диазотирования.

72. Предложите схемы синтеза из *n*-нитроанилина таких соединений: а) *n*-нитрофенола; б) *n*-нитрохлорбензола; в) *n*-нитробензойной кислоты; г) *n*-фторанилина.

73. Какие азосоединения можно получить из предложенных веществ: а) *n*-нитроанилин и салициловая кислота; б) *o*-толуидин и *n*-крезол. Укажите диазо- и азосоставляющие полученных красителей.

74. Напишите уравнения реакций диазотирования соответствующих аминов, чтобы получить следующие соединения: а) хлористый α -нафтилдиазоний; б) хлористый *n*-бромфенилдиазоний; в) хлористый *n*-толилдиазоний.

75. Напишите последовательные реакции получения фенолов через диазосоединения, принимая исходными веществами такие амины: а) анилин; б) *m*-хлоранилин; в) *n*-нитроанилин. Назовите промежуточные и конечные продукты реакций.

76. Расположите следующие соединения: бензол, пиррол, толуол, тиофен, фуран, анилин в ряд по возрастанию реакционной способности в реакциях электрофильного замещения. Напишите для каждого из этих соединений реакцию нитрования.

77. Какие вы знаете лекарственные препараты, производные ди- и полисахаридов? Назовите их.

5.3. Методика преподавания химии

1. Среднее химическое образование и его основные компоненты. Цели и задачи обучения химии.

2. Каковы особенности содержания и построения действующих программ и учебников по химии и в чем заключается их усовершенствование.

3. Система методов обучения и их использование в преподавании химии. Классификация методов обучения.

4. Содержание и структура курса химии, принципы отбора теоретического и экспериментального материала для курса химии общеобразовательной школы.

5. Словесные методы обучения химии. Классификация и методика использования.

6. Особенности проведения практических работ в процессе изучения химии. Привести примеры.

7. Докажите, что химический эксперимент – специфический метод обучения химии в школе. Какие у него функции.

8. Значение и функции проверки и оценивания знаний учеников по химии. Современные требования к проверке знаний и умений учеников.

9. Классификация уроков. Требования к современному уроку химии.

10. Подготовка учителя к уроку. Планирование учебной деятельности.

11. Значение внеклассной работы по химии, ее предмет, задачи и основные принципы.

12. Научно-методические основы формирования химических понятий. Роль химических понятий в формировании научной картины мира.

13. Важные этапы формирования понятий про вещество, элемент, химическую реакцию.

14. Особенности методики включения лабораторных опытов в учебный процесс на примере опыта «Взаимодействие щелочных металлов с водой».

15. Химический язык как инструмент и метод познания химии. Теоретические основы формирования химического языка на начальном этапе обучения.

16. Характеристика методических подходов к изучению оксидов, кислот, оснований и солей. Классификация неорганических соединений.

17. Место и значение изучения периодического закона в школьном курсе химии. Приведите пример формирования знаний про периодические изменения свойств элементов.

18. Развитие понятий о химической связи в процессе изучения школьного курса химии. Приведите пример формирования понятия «химическая связь».

19. Развитие понятий о валентности и степени окисления в процессе изучения школьного курса химии. Приведите пример формирования понятия «валентность».

20. Развитие понятий о химических реакциях в процессе изучения школьного курса химии. Приведите пример формирования понятия «химическая реакция».

21. Место и значение формирования знаний о строении атома в процессе изучения школьного курса химии.

22. Место и значение формирования знаний о теории электролитической диссоциации в процессе изучения школьного курса химии.

23. Методика изучения темы «Растворы».

24. Особенности формирование понятия «Гидролиз».

25. Особенности изучения химических производств в школьном курсе химии.

26. Особенности методики изучения теории строения органических соединений А. Н. Бутлерова в школьном курсе химии.

27. Методика формирования понятий «насыщенность», «ненасыщенность», «ароматичность» в школьном курсе химии.

28. Использование современных технологий в процессе изучения школьного курса химии.

29. Основные типы обобщающих уроков, их структура и методика проведения.

30. Межпредметные связи как средство формирования научного мировоззрения на заключительном этапе изучения химии.

6. ПРИМЕР ЭКЗАМЕНАЦИОННОГО БИЛЕТА

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
ЛУГАНСКОЙ НАРОДНОЙ РЕСПУБЛИКИ
ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
ЛУГАНСКОЙ НАРОДНОЙ РЕСПУБЛИКИ
«ЛУГАНСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ ТАРАСА ШЕВЧЕНКО»

Факультет естественных наук

Комплексный квалификационный экзамен (письменный)

Направление подготовки: 04.03.01 Химия

Форма обучения: очная

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1

1. Определите о каком металле говорится, рассчитайте его атомную массу и погрешность в ее определении по таким данным:

– при сгорании в кислороде 3,35 г металла получено 4,26 г его оксида;

– при прокаливании в хлоре 4,02 г металла получено 8,87 г хлорида;

– при электролизе раствора соли током силой 0,78 А за 96 мин. 43 с. получено 1,376 г этого металла.

2. Определите строение соединения C_6H_{10} , если при восстановлении металлическим натрием в спирте образуется углеводород, в результате озонлиза которого получается смесь уксусного и изомасляного альдегидов.

3. Какие особенности содержания и построения действующих программ и учебников по химии и в чем заключается их усовершенствование?

4. Процесс обучения: его структура, закономерности и принципы организации.

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. – М. : Высш. шк., 2001. – 743 с.
2. Ахметов Н.С. Актуальные вопросы курса неорганической химии / Н.С. Ахметов. – М. : Просвещение, 1991. – 224 с.
3. Березин Б.Д. Курс современной органической химии / Б.Д. Березин, Д.Б. Березин. – М. : Высш. шк., 1999. – 768 с.
4. Вивюрский В.Я. Учись приобретать и применять знания по химии / В.Я. Вивюрский. – М. : ГИЦ ВЛАДОС, 1999 – 96 с.
5. Домбровский А.В. Органічна хімія / А.В. Домбровский, В.М. Найдан. – К. : 1992. – 503 с.
6. Зайцев О.С. Практическая методика обучения химии в средней и высшей школе: учебник / О.С. Зайцев. – М. : Издательство КАРТЭК, 2012. – 470 с.
7. Зуева М.В. Обучение учащихся применению знаний по химии / М.В. Зуева. – М. : Просвещение, 1989. – 160 с.
8. Карапетьянц М.Х. Общая и неорганическая химия / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – М. : Высш. шк., 1981. – 632 с.
9. Ластухин Ю.О. Органічна хімія / Ю.О. Ластухин, С.А. Воронцов. – Львів : Центр Європи, 2000. – 868 с.
10. Максимов О.С. Методика викладання хімії / О.С. Максимов. – К. : Вища школа, 2004. – 167 с.
11. Мартыненко Л.И. Избранные главы неорганической химии / Л.И. Мартыненко, В.И. Спицын. – М. : МГУ, 1988. – 480 с.
12. Методика преподавания химии / Под ред. Н. Е. Кузнецовой. – М. : Просвещение, 1984. – 416 с.
13. Некрасов Б.В. Основы общей химии / Б.В. Некрасов. – М. : Химия, 1988. – 656 с.
14. Нейланд О.Я. Органическая химия / О.Я. Нейланд. – М. : Высш. шк., 1990. – 751 с.
15. Несмеянов А.Н. Начала органической химии / А.Н. Несмеянов, Н.А. Несмеянов. – М. : Химия, 1974. – 744 с.
16. Петров А.А. Органическая химия / А.А. Петров, Х.В. Бальян, А.Т. Трощенко. – М. : Высш. шк., 2002. – 623 с.
176. Перекалин В.В. Органическая химия / В.В. Перекалин, С.А. Зонис. – М. : Просвещение, 1982. – 560 с.

18. Рейтер Л.Г. Теоретичні розділи загальної хімії / Л.Г. Рейтер, О.М. Степаненко, В.П. Басов. – К. : «Каравела», 2003. – 352 с.
19. Скопенко В.В. Важнейшие классы неорганической химии / В.В. Скопенко, В.В. Григорьева. – К. : Вища шк., 1983. – 151 с.
20. Спицын В.И. Неорганическая химия / В.И. Спицын, Л.И. Мартыненко. – М. : МГУ, 1991. – 480 с.
21. Степаненко О.М. Загальна та неорганічна хімія / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Иванов. – К. : «Пед. пресса», 2000. – 520 с.
23. Терней А. Современная органическая химия / А. Терней. – М. : Химия, 1979. – 678 с.
24. Цветков Л.А. Преподавание органической химии в средней школе / Л.А. Цветков. – М. : Просвещение, 1988. – 240 с.
25. Чернобильская Т.М. Основы методики обучения химии / Т.М. Чернобильская. – М. : Просвещение, 1987. – 256 с.
26. Чертков И.Н. Методика формирования у учащихся основных понятий органической химии / И.Н. Чертков. – М. : Просвещение, 1992. – 191 с.
27. Шабаров Ю.С. Органическая химия / Ю.С. Шабаров. – ч. I, II. – М. : Химия, – 1994. – 848 с.
28. Шаповаленко С.Г. Методика обучения химии в восьмилетней и средней школе (общие вопросы): пособие для учителей / С.Г. Шаповаленко. – М. : Учпедгиз, 1963. – 663 с.

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Дорогой выпускник! Для полноценной и плодотворной подготовки к государственному экзамену необходимо не только организовать непосредственный процесс повторения пройденного учебного материала, но и создать благоприятную атмосферу для этого, мотивировав себя на подготовку и обеспечить необходимые для этого условия, чтобы иметь возможность полностью сосредоточиться на учебном процессе. Для этого рекомендуем основные правила:

Не нужно экономить время на сне. Экономия времени на полноценном отдыхе снижает продуктивность интеллектуальной деятельности в течение дня.

Необходимо выкраивать *время на короткий отдых*. При небольших (около 10 мин.) перерывах после двухчасовых занятий материал осваивается лучше. Это более эффективно, чем сидеть 3 часа за учебником, не вставая.

Учить лучше не за один раз, а последовательно возвращаться к каждому вопросу *до трех раз* (ознакомление – подробное изучение – повторение) – так эффективнее усваивается информация.

Если есть возможность, *то лучше готовиться группой*. Можно распределить вопросы, которые каждый индивидуально подготовит, чтобы позже заниматься взаимобучением. Можно также зачитывать ответы вслух, а затем – поочередно их проговаривать.

Учить материал эффективнее не по вопросам, а по смысловым разделам. Обратит внимание на связь различных вопросов, – какие знания можно применять к ответам на самые разные вопросы в рамках курса.

Полезно делать мини-ответы, схематичные изображения и краткие записи ответов для осмысления и систематизации содержания вопросов.

Нужно настраиваться на успех – это повышает уверенность и отражается на качестве ответа. К экзамену и подготовке к нему нужно относиться как к важной части обучения, как к возможности саморазвития, а не как к препятствию, которое нужно преодолеть!

Подобрать необходимую информационно-справочную (словари, справочники) и рекомендованную научно-методическую ли-

терапуру (учебники, учебные пособия) для получения исчерпывающих сведений по каждому экзаменационному вопросу.

Уточнить наличие содержания и объем материала в лекциях и учебной литературе для раскрытия вопроса (беглый просмотр записей лекций или учебных пособий). Подготовка к раскрытию проблемы по разным источникам – залог глубокой и основательной подготовки.

Дополнить конспект недостающей информацией по отдельным аспектам, без которых невозможен полный ответ, сделать цветные, шрифтовые выделения, а также схемы, графики, таблицы – это помогает лучше запомнить материал.

Распределить весь материал на части с учетом их сложности, *составить график* подготовки к экзамену, предусматривающий переключение с труда на отдых.

Подготовить рабочее место для занятий: порядок, чистота, удобство.

Перенести по возможности *все дела и встречи*, отвлекающие от подготовки на послеза экзаменационный период.

Внимательно прочесть материал конспекта, учебника или другого источника информации, *дав себе психологическую установку на понимание*, уточнять отдельные положения, структурировать информацию, дополнять рабочие записи.

Повторно прочесть содержание вопроса с установкой на понимание, пропуская или *бегло просматривая те части* материала, которые были усвоены на предыдущем этапе.

Прочесть еще раз материал с установкой на запоминание. Запоминать следует *не текст, а его смысл и его логику.* В первую очередь необходимо запомнить термины, основные определения – понятия, законы, принципы, алгоритмы, свойства изучаемых процессов и явлений. Многократное повторение материала с постепенным «сжиманием» его в объеме способствует хорошему усвоению и запоминанию.

Накануне дня экзамена обеспечить нормальный режим сна. Утром – *бегло просмотреть* все вопросы, мысленно *кратко ответить* на них и *уверенно идти на экзамен.*

Для заметок

Для заметок

Для заметок

Учебное издание

**ДЯЧЕНКО Владимир Данилович
ХРУСТАЛЕВА Наталья Михайловна
ПОЛУПАНЕНКО Елена Геннадиевна**

Химия и методика преподавания ХИМИИ

Методические рекомендации
по подготовке к государственному экзамену

**В авторской редакции
Корректор – Н.М. Хрусталева
Верстка – Е.Г. Полупаненко**

Подписано в печать 22.06.2018. Бумага офсетная.
Гарнитура TimesNewRoman.
Печать ризографическая. Формат 60×84/16. Усл. печ. л. 5,12.
Тираж 100 экз. Заказ № 75.

Издатель ГОУ ВПО ЛНР
«Луганский национальный университет имени Тараса Шевченко
«Книга»
ул. Оборонная, 2, г. Луганск, ЛНР, 91011. Т/ф: (0642)58-03-20
e-mail: knitaizd@mail.ru