

Учреждение образования
«Белорусский государственный технологический университет»

УТВЕРЖДАЮ

Проректор по учебной работе

« ____ » _____ 2014 г.

_____ С.А. Касперович

Регистрационный № УД _____/р.

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебная программа учреждения высшего образования по учебной дисциплине для специальностей:

1–48 01 01 Химическая технология неорганических веществ, материалов и изделий;

1–48 01 04 Технология электрохимических производств;

1–57 01 01 Охрана окружающей среды и рациональное использование природных ресурсов;

Факультет технология органических веществ

Кафедра общей и неорганической химии

Курс I

Семестр II

Лекции – 54 час;

Практические (семинарские)

занятия – 18 часов;

Лабораторные

занятия – 36 часа;

Аудиторных часов по

учебной дисциплине – 108 часов

Всего часов по учебной дисциплине, часов:

234 (для спец. **1–48 01 01**); 224 (для спец. **1–48 01 04**); 198 (для спец. **1–57 01 01**)

Форма получения высшего образования – дневная

Экзамен II семестр

Зачет II семестр

Составил И. И. Курило, кандидат химических наук, доцент

2014 г.

Учебная программа составлена на основе учебной программы учреждения высшего образования по дисциплине «Неорганическая химия» утвержденной « ____ » _____ 201 г. регистрационный № УД- _____/тип.

Рассмотрена и рекомендована к утверждению кафедрой общей и неорганической химии протокол № _____ от «___» _____ 201 г.

Заведующий кафедрой

_____ И.И.Курило

Одобрена и рекомендована к утверждению методической комиссией факультета ХТиТ протокол № _____ от «___» _____ 201 г.

Председатель

1. ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

1.1 . ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Целью дисциплины «Неорганическая химия» является:

– приобретение навыков выпускниками высшего учебного заведения глубоких систематизированных знаний направленных на развитие у них профессиональной компетентности.

– научнопознавательную, которая заключается в формировании научного мировоззрения будущего специалиста и в развитии у него химического мышления;

– конкретно-практическую, связанную с умением применять химические законы и знания закономерностей протекания процессов, использовать методы физико-химических расчетов, проводить химический эксперимент.

Задачи дисциплины «Неорганическая химия» является:

– формирование научного мировоззрения и развития химического мышления будущих специалистов. В основе естественнонаучного мировоззрения лежит учение о строении вещества, поэтому в учебной программе большое внимание уделяется теориям химической связи, вопросам строения молекул соединений.

– овладение методами химических расчетов, основами моделирования синтеза и формирование экспериментальных навыков на базе химической энергетики, кинетики и Периодического закона. Эта задача должна решаться в процессе систематического обзора элементов и их соединений: *s*-, *p*-элементы (главные подгруппы), *d*-элементы (побочные подгруппы), *f*-элементы (лантаноиды и актиноиды). Усвоение основных законов и теорий химии.

1.2. ТРЕБОВАНИЯ К ОСВОЕНИЮ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

После изучения дисциплины студент должен:

знать:

– основные понятия и законы химии;
– периодический закон как основу систематики неорганических веществ;
– природу химической связи;
– химические свойства основных классов неорганических соединений, наиболее распространенные способы их получения;

– свойства и реакционную способность *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементов и их соединений;
– об опасности некоторых химических веществ и процессов для окружающей среды;

– экологически безопасные и энергоэффективные способы синтеза неорганических соединений;

– способы защиты окружающей среды от негативного воздействия некоторых токсичных химических веществ в технологических процессах.

уметь:

– использовать термодинамические характеристики веществ и реакций при выборе оптимальных условий осуществления технологических процессов;

– осуществлять синтез неорганических соединений и проводить анализ их физико-химических свойств;

– использовать знания о свойствах веществ и способах их получения при выборе сырья для осуществления ресурсосберегающих технологических процессов;

– использовать знания о свойствах веществ для обеспечения оптимальной экологической безопасности технологических процессов.

владеть:

– знаниями об основных свойствах неорганических веществ и способах их получения;

– базовыми понятиями теоретических основ химии на уровне, необходимом для решения задач, возникающих при выполнении профессиональных функций;

– навыками использования основных законов химии при решении конкретных задач неорганической химии;

– навыками проведения химического эксперимента, основными методами получения и исследования неорганических веществ и химических реакций;

– методами регистрации и обработки результатов химических экспериментов;

– методами исследования основных физико-химических свойств неорганических соединений;

– базовыми понятиями экологической химии, принципами безопасного обращения с химическими веществами с учетом их физических и химических свойств.

Подготовка специалиста должна обеспечивать формирование следующих групп компетенций: социально-личностных, академических, профессиональных.

Студент, освоивший соответствующую учебную программу, должен обладать следующими **социально-личностными компетенциями:**

– обладать качествами гражданственности;

– быть способным к социальному взаимодействию;

– обладать способностью к межличностным коммуникациям;

– быть способным к критике и самокритике;

– уметь работать в команде;

– владеть основными методами, способами и средствами получения, хранения, переработки информации.

Студент, освоивший соответствующую учебную программу, должен обладать следующими **академическими компетенциями:**

– уметь применять базовые научно-теоретические знания для решения теоретических и практических задач;

– владеть исследовательскими навыками;

– уметь работать самостоятельно;

– быть способным порождать новые идеи (обладать креативностью);

– владеть междисциплинарным подходом при решении проблем;

– иметь навыки, связанные с использованием технических устройств, управлением информацией и работой с компьютером;

– обладать навыками устной и письменной коммуникации;

– уметь учиться, повышать свою квалификацию в течение всей жизни.

Студент, освоивший соответствующую учебную программу, должен обладать следующими **профессиональными компетенциями:**

– пользоваться информационными ресурсами, нормативными документами, стандартами в области современных производственных процессов и технологий;

– работать с научной, нормативно-справочной и специальной литературой в области производства неорганических веществ, материалов и изделий, проводить патентно-информационные исследования по разрабатываемым технологиям;

- анализировать и оценивать достижения науки в области производства неорганических веществ, материалов и изделий;
- оценивать важнейшие тенденции развития технологических и производственных процессов;
- осуществлять поиск, систематизацию и анализ информации по вопросам инновационного развития;
- заниматься научно-исследовательской деятельностью в области химии и технологии неорганических материалов;
- планировать проведение эксперимента с последующей статистической обработкой экспериментальных данных и оптимизацией технологических процессов;
- проводить испытания с применением моделей и макетов;
- проводить обработку, анализ и интерпретацию полученных результатов научных исследований для публикаций, презентаций, докладов, отчетов;
- взаимодействовать со специалистами смежных профилей;
- выбирать материалы, технологические процессы и аппараты, безопасные и оптимальные по технико-экономическим, энергетическим, экологическим и иным показателям;
- проводить физические, химические, другие поддающиеся анализу испытания неорганических материалов;
- осуществлять мероприятия по охране труда в условиях промышленных и химических лабораторий;
- разрабатывать мероприятия, стимулирующие рациональное использование ресурсного, производственного и научно-технического потенциалов.
- ориентироваться в правовой системе республики и использовать нормативные правовые документы в профессиональной деятельности;
- оценить выполнение целей организации в области качества.

1.3. СВЯЗЬ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ С ПРЕДШЕСТВУЮЩИМИ УЧЕБНЫМИ ДИСЦИПЛИНАМИ

Для усвоения дисциплины «Неорганическая химия» студентам необходимо знать:

- основные математические операции;
- основы термодинамики и молекулярной физики. Волновые процессы. Атомная и ядерная физика;
- дисциплину «Теоретические основы химии».

1.4. СТРУКТУРА СОДЕРЖАНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Стандарты предусматривают на изучение дисциплины химико-технологических специальностей высших учебных заведений максимально 270 часов, из них 108 – аудиторных. Примерное распределение этих часов по видам занятий: лекций – 50 часов, практических занятий – 18 часов, лабораторных занятий – 34 часа.

| /п | Специальность | Количество часов | | | |
|----|--|------------------------|--------|----------------------|----------------------|
| | | всего аудиторных часов | из них | | |
| | | | лекции | лабораторные занятия | практические занятия |
| | 1 - 48 01 01 «Химическая технология неорганических веществ, материалов и изделий» | 108 | 54 | 18 | 36 |
| | 1 - 48 01 04 «Технология электрохимических производств» | 108 | 54 | 18 | 36 |
| | 1 – 57 01 01 «Охрана окружающей среды и рациональное использование природных ресурсов» | 108 | 54 | 18 | 36 |

СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОГО МАТЕРИАЛА

Введение

Модели строения атомов.

Периодический закон Д.И. Менделеева. Структура периодической системы. Изменение свойств элементов в соответствии с расположением их в периодической системе (вертикальная, горизонтальная периодичности).

Особенности заполнения орбиталей атомов электронами в главных и побочных подгруппах, в семействах актиноидов и лантаноидов; *s*-, *p*-, *d*-, *f*-элементы. Энергия ионизации как характеристика атомов. Радиусы атомов и ионов (орбитальные и эффективные), закономерности их изменения в периодической системе.

Предсказание свойств элементов и их соединений с использованием Периодического закона.

Химическая связь. Характеристики химической связи. Метод валентных связей. Метод молекулярных орбиталей. Пространственная структура молекул. Природа химической связи в комплексных соединениях. Структура и свойства комплексных соединений.

1. ОБЩЕТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1.1. *s*-элементы

Общая характеристика *s*-элементов.

Подгруппа лития. Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, способы получения. Свойства; взаимодействие с кислородом, галогенами, водой и водородом.

Гидриды, их получение и свойства. Оксиды, пероксиды, надпероксиды, озониды, их получение и свойства. Гидроксиды; их свойства и методы получения. Соли, их свойства. Промышленные способы получения соды. Особенности химии лития и его соединений.

Применение щелочных металлов и их соединений.

Водород. Место водорода в периодической системе, общая характеристика, термическая диссоциация молекулы водорода; физические и химические свойства, лабораторные и промышленные способы получения. Гидриды, их классификация, способы получения, свойства. Общая характеристика водородных соединений неметаллов. Применение водорода и его соединений.

Подгруппа бериллия и общая характеристика элементов. Отличие бериллия от остальных элементов подгруппы. Нахождение в природе.

Бериллий. Бериллий как простое вещество. Методы получения и свойства; оксид и гидроксид. Акцепторные свойства. Соли бериллия, их свойства; гидролиз. Применение бериллия и его соединений.

Магний, кальций, стронций, барий, радий. Методы получения свободных металлов; свойства. Гидриды, оксиды, пероксиды, гидроксиды, соли; методы получения и свойства. Карбонаты и гидрокарбонаты. Жесткость воды и способы ее устранения. Особенности магния и его соединений.

Применение щелочноземельных металлов, магния и их соединений. Понятие о вяжущих веществах.

1.2. p- элементы

1.2.1. p- элементы III группы

Общая характеристика p-элементов.

Подгруппа бора. Общая характеристика элементов. Отличия бора и алюминия между собой и от других элементов подгруппы.

Бор. Нахождение в природе; способы получения. Элементарный бор. Физико-химические свойства бора. Соединения с водородом, их получение и свойства; электронодефицитные молекулы (диборан). Бориды. Боргидриды металлов; способы получения и свойства. Оксид бора; способы получения, строение и свойства. Борные кислоты; строение и свойства. Галогениды; их получение и свойства; строение молекул. Тетрафторборная кислота и ее соли. Нитрид бора; строение молекулы и свойства. Боразон.

Алюминий. Нахождение в природе; получение, свойства. Алюмотермическое получение металлов. Оксид, его свойства и применение. Гидроксид, его получение и свойства. Алюминаты. Галогениды, строение их молекул и свойства. Алюмосиликаты. Общая характеристика солей алюминия, их растворимость, гидролиз. Комплексные соединения. Квасцы. Гидрид. Алюмогидриды металлов. Карбид, нитрид.

Применение алюминия и его соединений.

Галлий, индий, таллий. Общая характеристика металлов. Методы получения. Сопоставление их свойств со свойствами алюминия. Соединения таллия (I).

Применение галлия, индия, таллия и их соединений.

1.2.2. p- элементы IV группы

Подгруппа углерода. Общая характеристика элементов. Отличие свойств углерода и кремния от свойств других элементов подгруппы.

Углерод. Нахождение в природе. Аллотропия. Строение и свойства графита, алмаза, фуллерена и карбина. Получение искусственных алмазов. Активированный уголь, его адсорбционные свойства. Химические свойства углерода.

Углеводороды. Карбиды металлов, методы их получения; классификация; зависимость свойств от характера химической связи.

Кислородные соединения. Оксид углерода (II), строение молекулы (метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей) и свойства, лабораторные и промышленные способы получения. Генераторный и водяной газы. Моноксид углерода как восстановитель. Карбонилы металлов, строение, свойства, их получение. Оксид углерода (IV), строение молекулы, свойства, получение и применение, окислительные свойства при высоких температурах. Угольная кислота и ее соли. Строение карбонат-иона. Растворимость, термическая устойчивость и гидролизуемость карбонатов и гидрокарбонатов. Соединения с серой, сероуглерод, способы получения и свойства.

Соединения с азотом. Дициан, способы получения, строение молекулы и свойства, Синильная кислота и цианиды, их получение и свойства. Комплексные соединения, содержащие цианид-ион. Роданистоводородная кислота и ее соли; получение и свойства.

Применение углерода и его неорганических соединений в промышленности.

Кремний. Общая характеристика соединений. Нахождение в природе, методы получения кремния, его структура и свойства.

Оксиды кремния. Кварц, его структура и свойства. Кварцевое стекло. Кремниевые кислоты. Силикагель. Растворимое стекло. Общие сведения о строении, свойствах и получении различных видов стекла и керамики.

Силикаты и алюмосиликаты. Кремнекислородный тетраэдр – основа структуры кристаллических решеток силикатов. Понятие о различных типах кристаллических решеток силикатов. Ситаллы. Цеолиты.

Водородные соединения кремния, методы получения и свойства. Сопоставление свойств силанов и углеводов. Силициды металлов. Понятие о кремнийорганических соединениях. Силиконы. Соединения с галогенами, их получение и свойства, строение их молекул, гидролиз. Гексафторосиликат водорода (кремнефтористоводородная кислота), получение и свойства. Карбид кремния, его свойства и получение.

Применение кремния и его соединений.

Германий, олово, свинец. Общая характеристика элементов, нахождение в природе. Полиморфные модификации олова. Химические свойства германия, олова и свинца.

Соединения с водородом. Сопоставление их свойств со свойствами водородных соединений углерода и кремния.

Оксиды германия, олова и свинца (II), (IV), химические свойства и методы получения, солеобразные оксиды свинца. Гидроксиды германия (II), олова (II) и свинца (II), их получение и свойства. Гидроксиды германия (IV), олова (IV) и свинца (IV). Германаты, станнаты и плумбаты, их свойства. Галогениды германия, олова и свинца. Гидролиз соединений германия, олова и свинца. Сульфиды германия, олова и свинца, их получение и свойства. Получение и свойства.

Сопоставление устойчивости, кислотно-основных свойств и окислительно-восстановительной активности соединений германия, олова и свинца. Применение простых веществ и соединений.

1.2.3. p- элементы V группы

Подгруппа азота. Общая характеристика элементов. Отличие азота и фосфора от других элементов подгруппы.

Азот. Общая характеристика элемента. Нахождение в природе. Элементарный азот. Строение молекулы азота. Причины инертности молекулярного азота. Проблема связывания азота и пути ее решения. Лабораторные и промышленные способы получения азота.

Соединения с водородом. Аммиак, химическая связь и строение молекулы, лабораторные и промышленные методы получения, свойства аммиака, жидкий аммиак как неводный и ионизирующий растворитель. Реакции, характерные для аммиака. Гидраты аммиака, водный раствор аммиака как раствор гидрата аммиака. Ион аммония, химическая связь и строение. Соли аммония, их свойства. Амиды, имиды, нитриды металлов, их свойства.

Гидроксиламин, строение молекулы, получение, свойства.

Гидразин, химическая связь в молекуле гидразина и строение молекулы. Получение и свойства гидразина.

Гидраты гидразина и гидроксилamina, их свойства. Соли гидразония и гидроксилamмония, их свойства.

Азотистоводородная кислота, химическая связь в молекуле и ее строение, получение и свойства. Азиды металлов, способы их получения, свойства.

Оксиды азота, способы получения и свойства. Кислородсодержащие кислоты. Азотистая кислота, получение, свойства. Нитриты, получение и свойства.

Азотная кислота, ее получение и свойства, химическая связь и строение молекулы, взаимодействие с металлами и неметаллами, зависимость окислительных свойств от концентрации. Царская водка. Нитраты, их получение и свойства. Термическое разложение нитратов.

Оксогалогениды азота, их получение и свойства, строение молекул и химическая связь.

Азотные удобрения. Применение азота и его соединений.

Фосфор. Общая характеристика элемента. Нахождение в природе. Полиморфные модификации, их строение и свойства, получение фосфора.

Соединения фосфора с водородом. Фосфин, получение и свойства, строение молекулы. Ион фосфония, его структура. Соли фосфония, свойства и способы получения.

Фосфиды металлов, получение и свойства.

Оксиды фосфора, их получение и свойства, строение. Кислородсодержащие кислоты, способы получения, строение молекул, химическая связь в них и их свойства. Фосфаты, способы их получения и свойства. Полимерные кислоты фосфора.

Соединения с галогенами, получение, свойства, гидролиз. Оксогалогениды, их получение и свойства.

Фосфорные удобрения. Применение фосфора и его соединений.

Мышьяк, сурьма, висмут. Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, получение и свойства. Соединения с металлами, получение и свойства.

Кислородсодержащие соединения мышьяка, сурьмы, висмута, получение и свойства.

Гидроксиды мышьяка (III), сурьмы (III), висмута (III), получение и свойства. Гексагидроксостибаты (V) щелочных металлов.

Сопоставление свойств кислот мышьяка и сурьмы со свойствами азотной и фосфорной кислот.

Тригалогениды и пентагалогениды, их получение. Свойства галогенидов, гидролиз. Соли антимошила и висмутила. Сульфиды мышьяка (III), (V), висмута (III). Способы их получения, свойства, отношение к кислотам и к раствору сульфида аммония. Тиокислоты и их соли.

Применение мышьяка, сурьмы, висмута и их соединений.

1.2.4. p- элементы VI группы

Подгруппа кислорода. Общая характеристика элементов.

Кислород. Полиморфные модификации. Элементарный кислород. Строение молекулы кислорода, лабораторные и промышленные способы получения, физические и химические свойства, оксиды. Озон, его получение, строение молекулы, свойства и применение. Сопоставление свойств озона и кислорода.

Вода. Аномалия физических свойств. Диаграмма состояния, химические свойства, окислительно-восстановительные свойства воды, взаимодействие с простыми и сложными веществами. Электронодонорные свойства молекул воды. Кристаллогидраты, их строение и свойства.

Пероксид водорода, методы получения, строение молекулы. Его кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Пероксидные соединения, способы получения и свойства.

Понятие о способах очистки сточных вод и отходящих газов промышленных производств. Применение кислорода.

Сера. Общая характеристика. Нахождение в природе, методы получения, полиморфные модификации, физические и химические свойства.

Соединения серы с водородом. Сероводород, строение молекулы, получение и свойства. Сульфиды. Классификация сульфидов по их растворимости в воде, растворах кислот и сульфидов щелочных металлов или аммония. Гидролиз сульфидов, растворимых в воде. Полисульфиды.

Соединения серы с кислородом. Оксиды серы (IV) и (VI); получение и свойства. Кислородсодержащие кислоты серы. Окислительно-восстановительные свойства сернистой кислоты и сульфитов. Серная кислота, получение, строение молекулы и свойства. Взаимодействие серной кислоты с металлами. Соли серной кислоты, их свойства. Дисерная кислота и олеум, их свойства.

Политионовые кислоты и политионаты. Тиосерная кислота, тиосульфат натрия, получение и свойства. Пероксосульфаты.

Соединения серы с галогенами, строение. Фториды серы. Оксохлориды серы (хлористый тионил, хлористый сульфурил), хлорсерная (хлорсульфоновая) кислота; их получение, строение молекул и свойства.

Применение серы и ее соединений.

Селен, теллур, полоний. Общая характеристика элементов, степени окисления, аллотропия селена и теллура. Селено- и теллуrowодород. Селениды и теллуриды.

Диоксиды селена и теллура, их получение и свойства. Селенистая и теллуристая кислоты. Селениты и теллуриты. Селеновая и теллуrowая кислоты. Селенаты и теллураты. Сопоставление кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений серы, селена и теллура. Краткая характеристика полония и его соединений.

Применение простых веществ и соединений в промышленности.

1.2.5. *p*-элементы VII группы

Подгруппа фтора. Общая характеристика галогенов.

Фтор, хлор, бром, иод. Нахождение в природе. Химическая связь в молекулах. Получение, физические и химические свойства, изменение окислительной активности в подгруппе. Взаимодействие галогенов с водой и растворами щелочей.

Соединения с водородом, лабораторные и промышленные способы получения и свойства. Ассоциация молекул фтористого водорода. Плавиновая кислота. Фториды и гидрофториды. Электронодонорные свойства фторид-иона. Получение и свойства простых и комплексных фторидов неметаллов, химическая связь в них.

Окислительно-восстановительные и кислотные свойства галогеноводородов и их водных растворов. Соляная, бромистоводородная и иодистоводородная

кислоты, их свойства. Галогениды. Свойства галогенид-ионов (восстановительные и электронодонорные).

Соединения галогенов с кислородом. Фториды кислорода, способы получения, свойства. Оксиды хлора, брома, иода, их получение, структура, свойства. Сравнение устойчивости кислотных и окислительных свойств оксидов.

Кислородсодержащие кислоты: хлорноватистая, хлористая, хлорноватая, хлорная, бромноватистая, иодноватая, метапериодная, ортопериодная, их соли, способы получения и свойства. Изменение устойчивости, кислотных и окислительных свойств в ряду кислородных кислот хлора, брома, иода.

Межгалогенные соединения, способы их получения, свойства.

Применение галогенов и их соединений.

1.2.6. *p*-элементы VIII группы

Подгруппа гелия. Общая характеристика элементов, нахождение в природе, методы получения, объяснение малой реакционной способности, клатраты благородных газов.

Соединения криптона и ксенона со фтором, способы получения и свойства. Реакция диспропорционирования. Гидролиз фторидов ксенона. Оксофториды. Кислородные соединения ксенона, способы получения и свойства. Ксеноновые кислоты, ксенаты и перксенаты, способы получения и свойства.

Практическое применение благородных газов.

1.3. *d*-элементы

1.3.1. *d*-элементы I–III групп

Общая характеристика элементов побочных подгрупп. Электронные конфигурации атомов. Особое положение подгрупп скандия и цинка.

Подгруппа меди. Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, способы получения металлов.

Соединения меди (I), (II), оксиды, гидроксиды, соли и комплексные соединения, методы их получения и свойства.

Соединения серебра (I), оксид, его свойства, галогениды, их свойства. Комплексные соединения серебра, свойства и способы получения.

Соединения золота (I), свойства и способы получения. Соединения золота (III): оксид и гидроксид, галогениды. Свойства и способы получения. Комплексные соединения. Применение простых веществ и соединений.

Подгруппа цинка. Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, получение и свойства.

Оксиды и гидроксиды (II), свойства, получение. Соли, общая характеристика солей, растворимость, гидролиз, получение и свойства. Комплексные соединения.

Соединения ртути (I), получение, устойчивость, реакции диспропорционирования, соли ртути (I), каломель.

Применение простых веществ и соединений.

Подгруппа скандия. Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, получение. Отличие свойств скандия от свойств остальных элементов. Свойства и способы получения основных типов соединений: оксидов, гидроксидов, солей.

Характеристика комплексных соединений. Применение простых веществ и соединений.

1.3.2. *d*-элементы IV–V групп

Подгруппа титана. Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, получение, свойства и применение. Оксиды и гидроксиды, способы получения и свойства. Соединения с низшими степенями окисления элемента, их свойства. Диоксид титана, соли титанила, их получение и свойства. Титанаты. Соединения с галогенами, свойства и способы получения. Применение металлов и их соединений.

Подгруппа ванадия. Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, способы получения и свойства. Соединения элементов (I, III, IV). Способы их получения, свойства, кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов, соли.

Галогениды и оксогалогениды элементов (IV) и (V), их свойства, химическая связь в них. Оксованадиевые ионы. Ванадаты, ниобаты и танталаты; способы их получения и свойства. Применение простых веществ и соединений.

1.3.3. *d*-элементы VI–VII групп

Подгруппа хрома. Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, получение, свойства. Соединения хрома (II), (III). Способы получения и свойства. Кислотно-основной характер оксидов и гидроксидов хрома (II), (III), способы получения и свойства. Соли хрома (III): получение и свойства, квасцы, хромиты, получение, свойства. Комплексные соединения хрома (III), их строение, изомерия.

Оксид хрома (VI), его свойства. Хромовые кислоты, хроматы и дихроматы, их взаимные переходы, получение и свойства. Краткие сведения о соединениях молибдена и вольфрама, кислотно-основной характер оксидов и гидроксидов, вольфраматы и молибдаты. Способы их получения и свойства. Изополи-, гетерополикислоты и их соли. Применение простых веществ и соединений.

Подгруппа марганца. Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, получение и свойства. Соединения марганца (II), (III), (IV), свойства оксидов и гидроксидов, соли марганца, их свойства, диоксид марганца, его свойства, соединения марганца (VI), способы получения и свойства. Оксид марганца (VII), марганцовая кислота и перманганаты. Их свойства и получение. Окислительно-восстановительные свойства соединений различными степенями окисления марганца и их зависимость от pH.

Краткая характеристика рения. Соединения рения (III), (IV), (VI). Соединения рения (VII): оксид, рениевая кислота, перренаты. Окислительно-восстановительные свойства соединений рения в различных степенях окисления элемента. Применение марганца, рения и их соединений.

1.3.4. *d*-элементы VIII группы

Семейства железа и платины. Общая характеристика элементов. Деление на подгруппы и семейства.

Семейство железа. Общая характеристика элементов, нахождение в природе и способы получения. Чугун и сталь. Оксиды и гидроксиды элементов (II), их

свойства и получение. Соли и комплексные соединения. Оксиды и гидроксиды железа (III), кобальта (III), никеля (III), способы получения и свойства. Соли и комплексные соединения. Соединения железа (VI), ферраты, их свойства. Применение металлов и их соединений в технике.

Семейство платины. Общая характеристика элементов. Нахождение в природе. Понятие о разделении элементов. Гидроксиды платины (II), (IV), их свойства. Оксиды рутения и осмия (VIII).

1.4. *f*-элементы

Лантаноиды. Общая характеристика лантаноидов, характерные степени окисления. Нахождение в природе. Изменение химических свойств с возрастанием порядкового номера. Причины сходства лантаноидов. Участие *f*-орбиталей в образовании химических связей, высокие координационные числа атомов. Лантаноидное сжатие и его влияние на свойства *6d*-элементов. Периодичность изменения характерных степеней окисления. Физические и химические свойства лантаноидов, их положение в электрохимическом ряду напряжений. Соединения лантаноидов (III). Оксиды и гидроксиды, способы получения, изменение свойств с возрастанием порядкового номера. Общая характеристика солей, их гидролиз.

Соединения европия (II), иттербия (II), самария (II), тулия (II), неодима (II). Способы их получения, окислительно-восстановительные свойства. Характер гидроксидов, сходство с соединениями щелочно-земельных металлов.

Соединения церия (IV), празеодима (IV), тербия (IV), неодима (IV), диспрозия (IV); окислительно-восстановительные свойства.

Понятие о способах разделения лантаноидов.

Применение лантаноидов и их соединений.

Актиноиды. Общая характеристика, электронное строение атомов, сопоставление с электронным строением атомов лантаноидов.

Изменение химических свойств с возрастанием порядкового номера. Участие *f*-орбиталей в образовании химических связей, высокие координационные числа атомов. Актиноидное сжатие. Близость свойств тория, протактиния и урана в высшей степени окисления к свойствам *d*-элементов IV, V, VI групп соответственно. Склонность актиноидов к комплексообразованию.

Торий. Химические свойства. Оксид, гидроксид, соединения с галогенами, способы получения и свойства. Общая характеристика солей тория.

Уран. Изотопный состав, химические свойства, соединения урана (IV), их окислительно-восстановительные свойства и способы получения. Соединения урана (VI), оксид и гидроксид, получение и свойства. Соли уранила. Уранаты и диуранаты.

Плутоний. Получение, свойства. Общая характеристика соединений плутония. Комплексные соединения актиноидов, свойства и способы получения. Применение актиноидов и их соединений.

4. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ КАРТА

| Номер раздела, темы | Название раздела, темы, занятия; перечень изучаемых вопросов | Количество аудиторных часов | | | Управляемая самостоятельная работа | Форма контроля знаний |
|---------------------|--|-----------------------------|----------------------|----------------------|------------------------------------|---|
| | | лекции | практические занятия | лабораторные занятия | | |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 9 |
| 1 | <u>VII группа p-элементы</u> Общая характеристика элементов. Строение атомов. Возможные степени окисления и валентности. Закономерности изменения атомных радиусов, энергии ионизации по группе. Простые вещества. Физические свойства. Изменение температур плавления и кипения по ряду фтор – астат. Строение молекул, химические свойства, отношение к воде, щелочам и т.Д. Получение галогенов. | 2 | 1 | 2 | 3 (5, 3) | Контрольная работа, коллоквиум, зачет, экзамен защита лаб.раб. |
| 2 | Водородные соединения галогенов. Токсичность галогенов. Получение, химические свойства, кислотные свойства. Восстановительная активность. Особенности фтороводорода. Устойчивость молекул и способность к ассоциации. Галогениды. Химические свойства, характер изменения. Основные, амфотерные, кислотные галогенидные свойства. Применение. | 2 | 0,5 | 4 | 2 (4, 2) | Контрольная работа, коллоквиум, зачет, экзамен защита лаб.раб. |

| | | | | | | |
|----|---|---|-----|---|----------|---|
| 3. | Кислородные соединения галогенов. Кислородсодержащие кислоты галогенов, получение, свойства, структура. Соли кислородсодержащих кислот галогенов. Характер изменения кислотных, окислительных и др. свойств в ряду кислот и их солей. Получение. | 2 | 0,5 | | 2 (6, 2) | Контрольная работа, коллоквиум, зачет, экзамен защита лаб.раб. |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 9 |
| 4. | <u>VI группа p-элементы</u> Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение атомных радиусов, энергии ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности по группе. Валентность и степени окисления элементов. Кислород. Физические свойства. Аллотропные модификации. Строение молекулы и ионов O_2^+ ; O_2^- , O_2^{2-} (МО). Озон, строение молекулы, получение, свойства. Вода. Свойства воды. Диаграмма состояния воды. Способы очистки воды. Оксиды. Характер изменения их свойств по периодам и группам. Пероксид водорода, получение. Физические свойства. Кислотные, окислительно-восстановительные свойства. H_2O_2 . | 2 | 0,5 | | 3 (5, 2) | Контрольная работа, коллоквиум, зачет, экзамен защита лаб.раб. |
| 5. | Сера. Аллотропные модификации. Строение молекул. Физические свойства. Получение, химические свойства. Сероводород. Сульфиды, характер изменения их свойств по периоду (основные, кислотные, амфотерные) получение и свойства. Гидролиз сульфидов. | 2 | 0,5 | | 5 (5, 2) | Контрольная работа, коллоквиум, зачет, экзамен защита лаб.раб. |

| | | | | | | |
|----|--|---|-----|---|----------|---|
| 6. | <p>Селен, теллур и их соединения. Оксиды элементов (IV). Строение молекул, получение, свойства. Оксиды серы, селена, теллура, получение, свойства.</p> <p>Кислородсодержащие кислоты: сернистая, селенистая и теллуристая. Сульфиты. Получение, строение и окислительно-восстановительные свойства. Гидролиз. Серная кислота, способы получения, свойства разбавленной и концентрированной кислот, строение. Соли серной кислоты. Полисерные кислоты. Сульфаты. Тиосерная кислота и её соли, получение, строение молекул, свойства. Пероксокислоты и их соли, строение молекул, получение, свойства, их окислительно-восстановительные свойства. Соединение серы с галогенами. Оксогалогениды. Токсичность соединений р-элементов VI группы.</p> | 3 | 1 | 4 | 6 (6, 4) | Контрольная работа, коллоквиум, зачет, экзамен защита лаб.раб. |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 9 |
| 7. | <p><u>V группа р-элементы</u></p> <p>Общая характеристика р-элементов V группы периодической системы. Строение атомов, изменение атомных радиусов, энергий ионизации, электроотрицательности и т.д. Валентные возможности и степени окисления. Азот, нахождение в природе, свойства. Строение молекулы азота (BC, MO), причины химической инертности. Нитриды. Водородные соединения азота. Аммиак, строение молекулы, получение, свойства. Амминокомплексы. Соли аммония. Применение. Гидразин и гидроксилламин: строение молекулы, окислительно-восстановительные и другие свойства. Соли гидразиния, гидроксилламиния</p> | 2 | 0,5 | | 4 (4, 2) | Контрольная работа, коллоквиум, зачет, экзамен защита лаб.раб. |

| | | | | | | |
|-----|--|---|-----|---|----------|---|
| 8. | Оксиды азота (I, II, III, IV, V). Строение молекул. Химическая связь в NO с позиций методов ВС, МС. Отношение оксидов к воде, щелочам. Окислительно-восстановительные свойства. Токсичность оксидов азота. Кислородсодержащие кислоты: азотистая и азотная кислота, их строение, получение, свойства. Окислительные свойства концентрированной и разбавленной азотной кислоты. Продукты взаимодействия с металлами. Царская водка. Механизм её действия. Нитраты и нитриты, их свойства. Применение. | 2 | 0,5 | | 6 (6, 4) | Контрольная работа, коллоквиум, зачет, экзамен защита лаб.раб. |
| 9. | Фосфор, аллотропные модификации и особенности их строения, получение, свойства. Термодинамический анализ процесса получения фосфора. Фосфиды и их свойства. Водородные соединения. Соли фосфония. Оксиды фосфора, получение, строение, свойства. Кислородсодержащие кислоты фосфора: фосфорноватистая, фосфористая и фосфорные (мета, орто- и др.). Строение молекул, получение, свойства. Их соли. Галогениды фосфора. Применение соединений фосфора, фосфорные удобрения. Общая характеристика элементов подгруппы мышьяка, их соединения, свойства. Применение. | 2 | 1 | 4 | 6 (6, 4) | Контрольная работа, коллоквиум, зачет, экзамен защита лаб.раб. |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 9 |
| 10. | <u>IV группа p-элементы</u> Общая характеристика p-элементов IV группы. Строение атомов. Изменение радиусов, энергии ионизации, электроотрицательности и т.д. Валентность. Степени окисления. Химические связи в соединениях. Углерод, аллотропные модификации, особенности их строения, свойства. Химические свойства углерода. Карбиды, получение, классификация, свойства. Оксиды углерода (II, IV), строение, свойства. Угольная кислота, ее соли. Цианид водорода, цианиды металлов. Цианид-ион как лиганд. | 4 | 0,5 | | 4 (4, 2) | Контрольная работа, коллоквиум, зачет, экзамен защита лаб.раб. |

| | | | | | | |
|-----|--|----------|------------|----------|-----------------|--|
| 11. | Кремний. Получение, свойства, применение. Природные соединения. Диоксид кремния, строение, свойства. Силикаты. Стекло. Цеолиты, природные и искусственные, их применение, получение, строение. Гексафторкремниевая кислота, ее получение, свойства. Водородные соединения кремния. | 1 | 0,5 | | 2 | Контрольная работа, коллоквиум, зачет, экзамен защита лаб.раб. |
| 12. | Германий, олово, свинец. Общая характеристика солей, растворимость. Соединения подгруппы германия. Применение. | 2 | 1 | 4 | 4 (4, 2) | Контрольная работа, коллоквиум, зачет, экзамен защита лаб.раб.. |
| 13. | <u>III группа p-элементы</u> Общая характеристика p-элементов III группы периодической системы. Бор, получение, свойства. Бориды. Бороводороды, получение, свойства. Диборан, строение. Оксид бора и борные кислоты. Получение, строение, свойства. Бораты. Галогениды бора, строение. | 2 | 1 | | 4 | Контрольная работа, коллоквиум, зачет, экзамен защита лаб.раб. |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 9 |
| 14. | Алюминий. Свойства, получение. Природные соединения. алюминия. Глина. Оксид, гидроксид, свойства. Алуминаты. Галогениды, строение, свойства. Гидролиз солей. Квасцы. Гидрид алюминия. Применение алюминия и его соединений. Характеристика свойств элементов подгруппы галлия, получение и свойства. | 2 | 1 | | 4 | Контрольная работа, коллоквиум, зачет, экзамен защита лаб.раб. |

| | | | | | | |
|-----|--|---|---|---|---|---|
| 15. | <u>II группа s-элементы</u> Общая характеристика s-элементов группы периодической системы. Получение и свойства простых веществ. Гидриды, оксиды, гидроксиды, получение, свойства. Общая характеристика солей, их растворимость, термическая устойчивость. Жесткость воды и способы ее устранения. Вязущие материалы, основы их получения и применение. | 2 | 1 | 2 | 4 | Контрольная работа, коллоквиум, зачет, экзамен защита лаб.раб. |
| 16. | <u>I группа s-элементы</u> Общая характеристика s-элементов I группы периодической системы. Получение, свойства. Сравнение химической активности щелочных металлов. Гидриды, оксиды, пероксиды, надпероксиды, озониды, химическая связь в этих соединениях, их свойства. Гидроксиды, получение и свойства. Общая характеристика солей. Сода. Способы получения. Применение соединений. Нахождение соединений щелочных металлов в природе, их значение. | 2 | 1 | 4 | 4 | Контрольная работа, коллоквиум, зачет, экзамен защита лаб.раб. |
| 17. | Водород. Положение в периодической таблице. Особенности строения. Нахождение в природе. Свойства, способы получения, хранения, транспортировка. Гидриды, их классификация. Общая характеристика водородных неметаллов. Применение водорода и его Проблемы энергетики и водород. | 2 | | | 4 | Зачет, экзамен |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 9 |
| 18. | <u>Общая характеристика I - VII группы d-элементы</u> Общая характеристика d-элементов периодической системы. Закономерности изменения величин радиусов атомов, энергии ионизации атомов d-элементов в периодах и группах периодической системы. Характерные степени окисления. Особенности свойств d-элементов. Причины образования окрашенных соединений. Комплексообразование. | 1 | | | 2 | Зачет, экзамен |

| | | | | | | |
|-----|---|---|---|---|---|----------------------------------|
| 19. | <u>VII группы d-элементов</u> Общая характеристика элементов подгруппы марганца. Степени окисления. Получение и свойства. Соединения марганца (III, IV, VI, VII). Их получение и свойства. Применение соединений марганца, технеция, рения и их соединений. | 3 | 2 | | 6 | Зачет, экзамен |
| 20. | <u>VI группы d-элементов</u> Общая характеристика элементов подгруппы хрома. Получение простых веществ и их свойств. Строение и свойства карбониллов. Типы и строение комплексных соединений хрома (III). Соединение хрома (II, III, VI). Токсичность соединений хрома. Соединения молибдена и вольфрама. | 4 | 2 | 4 | 6 | Зачет, экзамен |
| 21. | <u>Элементы триад</u> Семейство железа. Общая характеристика простых веществ. Получение, химические свойства. Сравнение химической активности. Карбонильные соединения. Соединение железа (II, III, VI). Комплексные соединения железа и их строение. Ржавление железа, химизм. Кобальт, никель. Применение соединений железа, кобальта, никеля. | 4 | | 4 | 8 | Зачет, экзамен, защита лаб. раб. |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 9 |
| 22. | Элементы остальных триад. Общая характеристика, свойства. Применение. | 1 | 2 | | 2 | Зачет, экзамен |
| 23. | <u>I группа d-элементов</u> Общая характеристика элементов подгруппы меди. Получение, свойства металлов. Комплексообразование. Соединения с кислородом и галогенами. Соли, их растворимость, гидролиз. Применение меди, серебра, золота и их соединений, токсичность. | 2 | | 4 | 6 | Зачет, экзамен |

| | | | | | | |
|-----|--|-----------|-----------|-----------|----------------------|----------------|
| 24. | <u>II группа d-элементов</u> Общая характеристика элементов подгруппы цинка. Получение, свойства. Соединения с кислородом и неметаллами. Комплексные соединения. Соединения ртути. Применение цинка, кадмия, ртути и их соединений. токсичность соединений. | 2 | | | 4 | Зачет, экзамен |
| 25. | Общая характеристика f-элементов. Особенности строения. Характерные степени окисления. Оксиды, гидроксиды, галогениды элементов, их свойства. Общая характеристика солей. | 2 | | | 6 | Зачет, экзамен |
| | Всего | 54 | 18 | 36 | 126 (116, 90) | |

ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Перечень рекомендуемой литературы

а) основная

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – 5-е изд., перераб и доп. – М.: Высшая школа, 2006. – 743 с.
2. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – 4-е изд., стереотип. – М.: Химия, 2001. – 588 с.
3. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Современная школа, 2007. – 831 с.
4. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Я. А. Угай. – М.: Высшая школа, 2007. – 527 с.
5. Жарский, И. М. Теоретические основы химии: сборник задач / И. М. Жарский, А. Л. Кузьменко, С. Е. Орехова. – Минск: Аверсэв, 2004. – 397 с.
6. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / сост. И. М. Жарский, А. Л. Кузьменко, С. Е. Орехова; под ред. Г. И. Новикова. – Минск: Дизайн ПРО, 1998. – 224 с.
7. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – 6-е изд., перераб и доп. – М.: Высшая школа, 2004. – 384 с.
8. Волков, А. И. Большой химический справочник / А. И. Волков, И. М. Жарский. – Минск: Современная школа, 2005. – 608 с.

б) дополнительная

1. Некрасов, Б. В. Основы общей химии: в 2 т. / Б. В. Некрасов. – 3-е изд., перераб и доп. – М.: Химия, 1973. – Т.1. – 656 с.
2. Некрасов, Б. В. Основы общей химии: в 2 т. / Б. В. Некрасов. – 3-е изд., перераб и доп. – М.: Химия, 1973. – Т.2. – 688 с.
3. Гринвуд, Н. Химия элементов: в 2 томах. / Н. Гринвуд, А. Эрншо: пер. с англ. – М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2008– Т.1. – 607 с.
4. Гринвуд, Н. Химия элементов: в 2 томах. / Н. Гринвуд, А. Эрншо: пер. с англ. – М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2008– Т.2. – 670 с.
5. Коттон, Ф. Основы неорганической химии / Ф. Коттон, Дж. Уилкинсон; пер. с англ. Ю. А. Устынюка. – 3-е изд., перераб и доп. – М.: Мир, 1979. – 677 с.
6. Жарский, И. М. Физические методы исследования в неорганической химии / И. М. Жарский, Г. И. Новиков. – М.: Высшая школа, 1988. – 271 с.
7. Реми, Г. Курс неорганической химии: в 2 т. / Г. Реми; пер. с нем. А. И. Григорьева. – М.: Мир, 1972. – Т.1. – 824 с.
8. Реми, Г. Курс неорганической химии: в 2 т. / Г. Реми; пер. с нем. А. И. Григорьева. – М.: Мир, 1974. – Т.2. – 775 с.
9. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии: в 2 т. / К. Хаускрофт, Э. Констебл. – М.: Мир, 2002. – Т.1. – 541 с.
10. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии: в 2 т. / К. Хаускрофт, Э. Констебл. – М.: Мир, 2002. – Т.2. – 530 с.
11. Хьюи, Дж. Неорганическая химия. Строение вещества и реакционная способность / Дж. Хьюи. – М.: Химия, 1987. – 696 с.

13. Свиридов, В. В. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии: учеб. пособие / В. В. Свиридов, Г. А. Попкович, Г. И. Васильева. – Минск: Універсітэцкае, 1991. – 350 с.
40. Свиридов, В. В. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии: учеб. пособие для студентов хим. спец. / В. В. Свиридов [и др.]. – Минск: Вышэйшая школа, 2003. – 96 с.
14. Свиридов, В. В. Неорганический синтез / В. В. Свиридов, Г. А. Попкович, Е. И. Василевская. – 2-е изд., перераб и доп. – Минск: Універсітэцкае, 2000. – 224 с.
15. Лидин, Р. А. Химические свойства неорганических веществ: учеб. пособие для вузов по направлению «Химия» и спец. «Неорганическая химия» / Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева; ред. Р. А. Лидин. – 4-е изд., перераб и доп. – М.: Колос, 2003. – 480 с.
16. Шрайвер, Д. Неорганическая химия: учеб. в 2 т. / Д. Шрайвер, П. Эткинс; пер. с англ. – М.: Мир, 2004. – Т.1. – 487 с.
17. Шрайвер, Д. Неорганическая химия: учеб. в 2 т. / Д. Шрайвер, П. Эткинс; пер. с англ. – М.: Мир, 2004. – Т.2. – 680 с.
18. Воробьев, А. Ф. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов по направлениям и специальностям химико-технологического профиля в 2 т. / А. Ф. Воробьев [и др.]. – М.: Академкнига, 2004. – Т.1: Теоретические основы химии. – 373 с.
19. Воробьев, А. Ф. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов по направлениям и специальностям химико-технологического профиля в 2 т. / А. Ф. Воробьев [и др.]. – М.: Академкнига, 2007. – Т.2: Химические свойства неорганических веществ. – 543 с.
20. Пиментел, Дж. Возможности химии сегодня и завтра / Дж. Пиментел, Дж. Кунрод. – М.: Мир, 1992. – 288 с.

Примерные темы практических занятий

Свойства *p*-элементов VII группы периодической системы. Электронные формулы элементов, степени окисления. Характер изменения энергии ионизации, сродства к электрону, радиусов атомов при переходе от фтора к йоду. Строение молекулы F₂ по методам ВС и МО. Изменение энергии связи и окислительных свойств в ряду F₂ – I₂. Промышленные и лабораторные способы получения галогенов, химические свойства. Галогеноводороды, способы получения и химические свойства. Галогениды. Классификация их по типу химической связи и кислотно-основным свойствам. Кислородсодержащие соединения хлора (оксиды, кислоты). Термодинамический анализ возможности взаимодействия хлора с кислородом с образованием оксидов хлора (I, IV, VII). Изменение устойчивости, кислотных и окислительно-восстановительных свойств в ряду кислородсодержащих кислот хлора, брома, йода. Способы получения, химические свойства кислот и их солей. Применение галогенов и их соединений.

Свойства *p*-элементов VI группы периодической системы. Электронные формулы элементов. Степени окисления, валентность. Закономерность в изменении радиусов атомов, энергии ионизации, сродства к электрону в ряду кислород – теллур. Кислород, лабораторные и промышленные способы получения. Строение молекулы кислорода (методы ВС, МО), свойства кислорода. Озон,

озониды. Получение, химические свойства. Строение молекулы озона с позиций метода ВС. Оксиды, изменение кислотно-основных свойств оксидов в группах и периодах. Соединения водорода с кислородом. Вода, строение молекулы (метод ВС), физические и химические свойства. Пероксид водорода, строение молекулы, получение и окислительно-восстановительные свойства.

Сера, аллотропные модификации серы, химические свойства. Соединения серы с водородом: сульфаны, сероводород. Получение, строение молекул, химические свойства. Сульфиды. Полисульфиды. Кислородные соединения серы. Кислотные, окислительно-восстановительные свойства оксидов. Сернистая кислота, кислотные, окислительно-восстановительные свойства сернистой кислоты и сульфитов. Серная кислота, взаимодействие разбавленной и концентрированной серной кислоты с металлами и неметаллами. Олеум, полисерные кислоты, строение. Получение серной кислоты. Полисерные кислоты, их строение. Тиосерная кислота и тиосульфаты. Строение, устойчивость. Общая формула политионовых кислот, строение. Пероксокислоты серы. Строение, свойства. Пероксосульфаты. Галогениды серы, гидролиз.

Свойства *p*-элементов V группы периодической системы. Электронные конфигурации элементов. Степени окисления, валентность элементов. Изменение величин радиусов атомов, энергии ионизации, сродства к электрону в ряду азот – висмут. Строение молекулы азота (методы ВС, МО). Общая характеристика соединений ЭН_3 (строение, энергия связи, полярность молекул, донорные свойства молекул). Термодинамический анализ процессов взаимодействия азота с водородом, кислородом. Аммиак, способы получения, строение молекул (метод ВС). Химические свойства аммиака: донорные свойства, взаимодействие с водой, кислотами, образование комплексных соединений. Соли аммония, их получение, гидролиз, термическая устойчивость. Гидразин, гидроксилламин, способы получения, химические свойства. Изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов (III, V) в ряду азот–висмут. Оксиды азота, их получение, химические свойства. Строение молекул NO_2 (метод ВС), NO (методы ВС и МО), димеризация NO , NO_2 . Азотистая кислота и ее соли, окислительно-восстановительные свойства. Азотная кислота, получение, окислительные свойства. Соли азотной кислоты, схемы термического разложения. Царская водка, ее окислительные свойства. Азотные удобрения.

Фосфор. Аллотропные модификации, их строение и свойства. Получение химические свойства фосфора. Фосфин, строение, соли фосфония. Оксиды фосфора P_4O_6 , P_4O_{10} . Кислоты фосфора: ортофосфорная, поли- и метафосфорные, фосфористая и фосфорноватистая. Получение, строение. Окислительно-восстановительные свойства фосфитов и гипофосфитов. Галогениды фосфора, получение, гидролиз. Основные фосфорные удобрения.

2.1.4. Свойства *p*-элементов IV группы периодической системы. Электронные конфигурации элементов. Характерные степени окисления. Характер изменения величин радиусов атомов, энергии ионизации, сродства к электрону в ряду углерод – свинец. Способность к образованию гомоцепей. Общая характеристика соединений с водородом типа ЭН_4 , кислотно-основных свойств оксидов и гидратов оксидов со степенью окисления +2, +4.

Углерод, нахождение в природе, аллотропные модификации. Химические свойства углерода. Карбиды, классификация по типу химической связи, гидролиз. Получение и применение карбидов. Углеводороды. Типы гибридизации атома углерода в метане, этилене, ацетилене. Оксид углерода (II), получение, химические свойства. Строение молекулы CO с позиций метода ВС и МО. Карбонилы металлов. Оксид углерода (IV), строение молекулы, получение, химические свойства. Карбамид. Угольная кислота и ее соли, их термическая устойчивость, гидролиз. Цианид водорода, получение, химические свойства. Соединения углерода с галогенами. Термическая устойчивость и гидролиз.

Кремний, нахождение в природе, получение, химические свойства. Соединения кремния с водородом, кислородом, галогенами, их получение и свойства. Гексафторокремниевая кислота. Оксид кремния (IV), химические свойства. Кремнекислородный тетраэдр как основа кислородных соединений кремния. Кислоты кремния, структура и свойства. Соли – орто-, мета- и полисиликаты. Реакции, лежащие в основе получения стекла. Жидкое стекло.

Германий, олово, свинец. Общая характеристика элементов, химические свойства, отношение к кислотам и щелочам. Оксиды элементов (II) и (IV), гидроксиды (II) и (IV), их получение и свойства. Сопоставление устойчивости, кислотно-основных свойств и окислительно-восстановительных свойств оксидов и гидратов оксидов со степенью окисления +2, +4. Станниты, станнаты, п्लомбиты и пломбаты. Сурик, окислительные свойства.

Свойства *p*-элементов III группы периодической системы. Электронные конфигурации элементов. Степени окисления, изменение величин радиусов атомов и потенциалов ионизации в ряду бор–таллий. Валентные возможности бора и алюминия, характерные координационные числа. Бор, получение, химические свойства. Бороводороды, общие способы получения, химические свойства. Природа химической связи в B₂H₆. Оксид бора, получение, химические свойства. Ортоборная кислота, строение, получение. Полимерные кислоты бора и их соли. Тетраборат натрия (бура). Гидролиз буры. Галогениды бора, строение молекул с позиций метода ВС, получение, взаимодействие с водой. Понятие о галогенангидридах. Тетрафторборная кислота.

Алюминий, нахождение в природе. Бокситы и алюмосиликаты. Получение и химические свойства алюминия. Амфотерные свойства оксида и гидроксида алюминия, способы их получения. Аллюминаты и гидроксиаллюминаты, алюмокалиевые квасцы. Гидролиз солей алюминия.

Свойства *s*-элементов II группы периодической системы. Электронные конфигурации элементов. Закономерности в изменении величин радиусов атомов, энергий ионизации и активности в ряду бериллий–барий. Общая характеристика элементов. Природа химических связей в соединениях *s*-элементов. Нахождение в природе. Получение и применение.

Бериллий. Строение молекулы Be₂ с позиций методов ВС и МО. Отличие химии бериллия от химии остальных *s*-элементов II группы. Акцепторные свойства оксида и гидроксида бериллия. Соли бериллия, их свойства, гидролиз. Бериллаты.

Магний, кальций, стронций, барий. Способы получения, химические свойства. Оксиды и гидроксиды: методы получения, свойства. Пероксиды, их строение и свойства. Соли – нитраты, галогениды, карбонаты, гидрокарбонаты, их

растворимость и гидролизуемость, термическое разложение. Жесткость воды. Временная и постоянная жесткость воды. Способы устранения жесткости воды. Понятие о вяжущих веществах. Цемент, гипс.

Свойства s-элементов I группы периодической системы. Щелочные металлы. Электронные конфигурации элементов. Общая характеристика, нахождение в природе. Способы получения (электролиз, металлотермия). Характер изменения величин радиусов атомов, энергии ионизации и активности в ряду литий – франций. Химические свойства. Особенности химии лития и его соединений. Оксиды, пероксиды, надпероксиды, озониды, их получение и свойства. Окислительно-восстановительные свойства пероксидов. Гидроксиды, их свойства и способы получения. Гидриды, получение и свойства. Характер связи в гидридах. Соли щелочных металлов, их растворимость и гидролизуемость. Промышленные способы получения соды.

Свойства d-элементов I-III групп периодической системы. Общая характеристика элементов. Электронные конфигурации атомов. Закономерности в изменении величин радиусов атомов, энергий ионизации и активности в подгруппах. Степени окисления и валентность элементов. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Характер химической связи в соединениях. Особенности свойств элементов III В группы. Получение и химические свойства простых веществ. Растворение золота в царской водке. Применение металлов.

Оксиды и гидроксиды меди (I, II), серебра (I, II), золота (I, III), химические свойства. Соли.

Амальгамы. Меры предосторожности при работе с ртутью. Оксиды и гидроксиды цинка, кадмия, ртути (I, II), химические свойства, получение. Соли, комплексные соединения. Устойчивость в ряду цинк – ртуть.

Оксиды и гидроксиды d-элементов III группы, химические свойства. Изменение кислотно-основных свойств соединений в ряду Sc–Ac. Комплексные соединения.

Свойства d-элементов IV-V групп периодической системы. Общая характеристика элементов. Электронные конфигурации атомов. Закономерности в изменении величин радиусов атомов, энергий ионизации и активности в подгруппах. Степени окисления и валентность элементов. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Характер химической связи в соединениях. Получение и химические свойства простых веществ. Коррозионная устойчивость. Механизм растворения металлов в смеси азотной и плавиковой кислот, царской водке. Применение металлов.

Оксиды и гидроксиды титана, циркония, гафния (IV), химические свойства. Перевод в растворимое состояние.

Оксиды и гидроксиды ванадия, ниобия, тантала (V), оксиды ванадия (II, III, IV), химические свойства. Ванадаты.

Свойства d-элементов VI-VII групп периодической системы. Общая характеристика элементов. Электронные конфигурации атомов. Валентные возможности и степени окисления. Закономерности в изменении величин радиусов

атомов, энергий ионизации, устойчивости состояний высшей степени окисления, окислительно-восстановительной активности. Получение и химические свойства металлов. Способность к комплексообразованию. Карбонилы.

Кислотно-основный характер оксидов и гидроксидов хрома (II, III, VI), способы их получения. Амфотерный характер оксида и гидроксида хрома (III). Гидролиз солей хрома (II, III). Хромиты. Оксид хрома (VI), его свойства. Хромовые кислоты. Хроматы и дихроматы, их получение, окислительные свойства. Взаимные переходы солей хрома (III, VI).

Кислотно-основный характер оксидов и гидроксидов молибдена и вольфрама. Молибдаты и вольфраматы, способы получения и свойства. Понятие о кластерных соединениях на примере галидов молибдена и вольфрама.

Оксиды и гидроксиды марганца в различных степенях окисления (II, IV, VI, VII). Зависимость кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов от степени окисления. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца с различной степенью окисления. Кислоты H_2MnO_4 , HMnO_4 , их устойчивость. Манганаты и перманганаты, их получение. Окислительные свойства перманганата в зависимости от кислотности среды.

Оксиды и гидроксиды технеция и рения (VII).

Свойства d-элементов VIII группы периодической системы. Общая характеристика элементов. Электронные конфигурации атомов. Закономерности в изменении величин радиусов атомов, энергий ионизации и активности в рядах железо–никель и железо–осмий. Деление элементов на элементы семейства железа и семейства платиновых. Степени окисления и валентность элементов. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Характер химической связи в соединениях. Получение и химические свойства простых веществ. Применение металлов.

Нахождение железа в природе. Промышленные методы получения железа. Чугун, сталь. Специальные стали. Коррозия железа.

Оксиды и гидроксиды железа, кобальта, никеля. Смешанные оксиды. Получение и химические свойства. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства гидроксидов (II, III). Соли железа, кобальта, никеля (II, III). Комплексные соединения. Кристаллогидраты. Двойные соли.

Физические (особенности кристаллической решетки) и химические свойства платиновых металлов. Соединения элементов семейства платиновых. Оксиды рутения (IV, VI), осмия (VI, VIII). Оксиды и гидроксиды родия и иридия (III). Оксид и гидроксид палладия (II). Оксиды и гидроксиды платины (II, IV). Катионные, анионные и нейтральные комплексные соединения платины (II, IV).

Свойства f-элементов периодической системы. Общая характеристика элементов. Положение в Периодической системе. Строение атомов и валентность 4f- и 5f-элементов. Характер изменения атомных радиусов и энергий ионизации по периоду. Внутренняя периодичность свойств. Характер химических связей в соединениях. Склонность к комплексообразованию. Сходство и различие в свойствах 4f- и 5f-элементов.

Примерные темы лабораторных занятий

1. Техника безопасности. Пользование электроприборами и газом. Элементы техники неорганического синтеза.

2. Неорганический синтез малорастворимых солей. Получение ортофосфатов, сульфатов, карбонатов, гидроксокарбонатов, оксонитратов металлов сольвотермическим методом. Изучение свойств полученных соединений.

3. Неорганический синтез растворимых солей. Получение декагидрата тетрабората натрия, пентагидрата тиосульфата натрия, карбоната натрия, гидроортофосфата и дифосфата натрия, иодида олова (II), тригидрата нитрата меди (II).

4. Неорганический синтез кислот и оснований. Получение азотной, ортоборной кислот, гидроксидов натрия, калия, меди, цинка. Анализ на содержание полученных веществ.

5. Неорганический синтез комплексных соединений. Получение хлорида гексаамминоникеля (II), сульфата тетраамминомеди (II).

6. Неорганический синтез оксидов металлов. Получение оксидов хрома (III), кадмия (II) алюминия с применением высоких температур. Получение оксидов меди (I), олова (II) из водных растворов солей.

7. Получение металлов и их соединений из промышленных отходов (меди, цинка, марганца, вольфрама, оксида ванадия (V)).

Примерные темы контрольных работ

1. Свойства *p*-элементов VII группы.
2. Свойства *p*-элементов VI группы.
3. Свойства *p*-элементов V группы.
4. Свойства *p*-элементов IV группы.
5. Свойства *p*-элементов III группы.
6. Свойства *p*-элементов II группы.
7. Свойства *s*-элементов.

Вопросы к коллоквиумам

1. Как изменяются температуры кипения галогенов. Чем объясняется такое их изменение? Объясните с позиций строения атомов элементов.

2. Чем объясняется возможность существования соединений, в которых иод присутствует в виде электроположительного одновалентного иона. Приведите пример такого соединения.

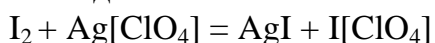
3. Как проявляются различия в свойствах фтора и хлора на растворимости их солей? (Рассмотреть на соединениях серебра и щелочноземельных элементов).

4. Запишите реакцию, лежащую в основе общего способа получения галогенов. Какова особенность этой реакции при получении фтора?

5. Какой из составов $KF \cdot HF$, $KF \cdot 2HF$, $KF \cdot 3HF$ предпочтительнее для получения фтора? Почему?

6. Какой из оксидов галогенов относится к экзотермическим соединениям? Как его получают?

7. Свидетельством какого свойства иода является процесс



8. Связь какого типа образуется между молекулами HF?
9. Какие восстановители можно использовать для получения HI, из водного раствора иода?
10. Для очистки от каких веществ может быть использована плавиковая кислота?
11. Как изменяется окраска галогенов при стандартных условиях?
12. Как связаны между собой количество атомов галогенов в межгалогидных соединениях и их положение в периодической системе?
13. Как был впервые получен хлор? Рассчитайте ΔG_{298}^0 этого процесса?
14. Из какого материала изготавливают электролизер и электроды для получения фтора?
15. Как в лаборатории можно получить хлор?
16. Как называются соединения общей формулы MX_n , где X – атом галогена. Как они диссоциируют в водных растворах?
17. Как можно получить водород из HCl?
18. Наличие водородной связи между молекулами H_2O и HF в газообразном состоянии является общим свойством этих соединений. Чем отличается поведение HF от H_2O в газообразном состоянии?
19. Каково действие фтора и кислорода воздуха на газообразный HCl?
20. В какой посуде можно хранить жидкий HF?
21. Как получают HF?
22. Можно ли получить HBr действием на KBr концентрированной серной кислотой? Ответ подтвердить расчетом.
23. Может ли раствор HI окислиться кислородом воздуха до иода? Ответ подтвердить расчетом.
24. Бромид натрия можно приготовить введением брома в горячий раствор едкого натра до насыщения. После упаривания остаток нагревают с порошком угля. С какой целью это делают? Запишите уравнения реакций, лежащих в основе способа получения NaBr.
25. Какие из галогенокислородных кислот наиболее устойчивы? Сравните ΔG_{298}^0 кислот $HClO_3$ и HIO_3 .
26. Какая из кислородсодержащих кислот выделена в свободном состоянии? Какие из солей кислородсодержащих кислот хлора наиболее устойчивы?
27. Cl_2O относится к эндотермическим соединениям. Чем объясняется её относительная устойчивость при стандартных условиях?
28. Известно, что растворы $HClO$ постепенно разлагаются на свету с выделением газа. Какого? При этом постепенно образовывается кислота, в которой степень окисления хлора +5. Запишите уравнения протекающих при этом процессов.
29. Объясните происхождение запаха хлорной извести, запишите реакцию, которая обуславливает его.
30. При действии на хлорную известь соляной кислоты выделяется хлор. Какое соединение выполняет функцию восстановителя в этом процессе?
31. Как можно получить хлорноватую кислоту. Укажите два способа получения.
32. На каком свойстве $KClO_3$ основано его применение в спичечном производстве?

33. Укажите пример получения перхлората. К какому типу реакций относится приведенный пример?.
34. Написать реакции получения HCl.
35. Написать реакции преобразований: $\text{HBr} \rightarrow \text{NaBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr}$.
36. Какой объем 36%-ной HCl необходимо взять для приготовления 200 г 10%-ного раствора?
37. Сделайте термодинамический анализ взаимодействия хлора с кислородом.
38. $\text{Cl}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$
39. Назовите все кислородсодержащие кислоты хлора. Какая из кислородсодержащих кислот хлора является самой сильной кислотой, самым сильным окислителем?
40. $\text{PCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
41. $\text{KClO}_3 \xrightarrow{t}$
42. $\text{F}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
43. Почему HF имеет аномально высокую $T_{\text{кип.}}$, $T_{\text{пл.}}$?
43. $\text{NaCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HClO} \rightarrow \text{NaClO} \rightarrow \text{NaCl}$
44. Напишите электронную формулу At.
45. Какие молекулы и ионы содержатся в хлорной воде?
46. $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow$
47. Какой объем водорода выделится при взаимодействии 2,4 г Mg, с избытком соляной кислоты?
48. Найдите pH 1% раствора HClO ($\rho \approx 1$ г/мл)
49. $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{к.}} \rightarrow$
50. Опишите строение молекулы F₂ (методы ВС, МО).
51. Напишите реакции, по которым можно получить MgCl₂.
52. Напишите реакции, характерные для HCl.
53. Какие оксиды хлора известны? Как их получают?
54. Как называют раствор хлора в воде?
55. $\text{KI} \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2\text{O}_5$
56. $\text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{к.}} \rightarrow$
57. Какой объем HCl можно получить при взаимодействии с водородом 20 л хлора?
58. С какими веществами реагирует хлор: а) Zn, б) BaO, в) Ca(OH)₂, г) H₂, д) KI. Написать уравнения соответствующих реакций.
59. Какую массу MnO₂ необходимо взять для получения 1,12 л Cl₂ при взаимодействии MnO₂ с HCl?
60. Как меняется энергия связи в молекулах Г₂ (Г = F, Cl, Br, I)?
61. $\text{F}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
62. Как в ряду HClO – HClO₂ – HClO₃ – HClO₄ меняются кислотные свойства, окислительные свойства?
63. $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl}$
64. Напишите реакции получения Cl₂ в промышленности и в лаборатории.
65. С какими веществами реагирует соляная кислота: а) P₂O₅, б) FeS, в) CuO, г) CuSO₄, д) Zn.
66. Найдите pH в 2%-ном растворе HCl ($\rho \approx 1$ г/мл).
67. $\text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{к.}} \rightarrow$

68. Какой объем HF можно получить с 81,25 г плавикового шпата, который содержит 5% примесей?
69. $\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
70. $\text{PI}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{KClO} \xrightarrow{t}$
71. $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO})_2 \rightarrow \text{HClO} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2$
72. $\text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}} \rightarrow$
73. $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \xrightarrow{t}$
74. Дайте характеристику физических и химических свойств HF.
75. $\text{BCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
76. Найдите молярную концентрацию 20%-ного раствора HCl.
77. Напишите реакции, характерные для F₂.
78. Как меняется T_{кип.} у галогеноводородов HF ... HI?
79. Какой объем H₂ можно получить при взаимодействии 2,4 г Mg с HCl?
80. Как можно классифицировать галогениды?
81. Написать реакции получения HCl.
82. Написать реакции преобразований: $\text{HBr} \rightarrow \text{NaBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr}$.
83. Какой объем 36%-ной HCl необходимо взять для приготовления 200 г 10%-ного раствора?
84. Сделайте термодинамический анализ взаимодействия хлора с кислородом.
85. $\text{Cl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
86. $\text{PCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
87. $\text{F}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
88. Почему HF имеет аномально высокую T_{кип.}, T_{пл.}?
89. Написать реакции преобразований: $\text{HBr} \rightarrow \text{NaBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr}$.
90. $\text{Cl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
91. $\text{F}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
92. Рассмотреть строение молекулы кислорода по методам ВС и МО. Чем объясняются магнитные свойства кислорода?
93. Как изменяются физические свойства р-элементов VI группы при переходе от кислорода к полонию? Указать характер изменения энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности. Охарактеризовать валентные возможности и указать степени окисления, свойственные данным элементам.
94. Записать электронную формулу атома теллура. Как изменяется устойчивость соединений с максимальной степенью окисления в ряду кислород – полоний?
95. Как получают кислород в промышленности и в лаборатории? Записать уравнения соответствующих реакций, указать их тип.
96. Какие аллотропные модификации кислорода известны? Объяснить строение молекулы озона с позиций метода ВС. Написать уравнения реакций, характеризующие химические свойства озона. Как образуется озоновый слой в атмосфере? Какова его роль в природе?
97. Перечислить основные способы получения оксидов. Как классифицируются оксиды? Как изменяется природа оксидов элементов III периода периодической системы при переходе слева направо? Ответ подтвердить уравнениями соответствующих реакций.
98. Объяснить строение молекулы воды с позиций метода ВС. Чем объясняется значение валентного угла в молекуле воды? Как изменяется

температура кипения в ряду $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{Se} \rightarrow \text{H}_2\text{Te}$? Чем объясняется такое изменение? Чем объясняется аномалия плотности воды?

99. Как можно получить пероксид водорода? Чем можно объяснить его неустойчивость? Как влияет характер среды на окислительно-восстановительные свойства H_2O_2 ? В какой среде окислительные свойства пероксида водорода выражены в большей степени? Ответ мотивировать с привлечением количественных характеристик соответствующих процессов.

100. Чем объясняется тенденция серы к образованию гомоцепей? В виде каких частиц сера существует в конденсированном и газообразном состояниях? Написать уравнения реакций, характеризующих химические свойства серы.

101. Написать уравнения реакций получения сероводорода. Привести примеры реакций, характеризующих его кислотные и восстановительные свойства.

102. Как изменяются кислотные и восстановительные свойства в ряду сероводород – теллуридоводород? Какие соединения называют сульфанами, как их получают? Почему соединения серы состава H_2S_n более устойчивы, чем аналогичные соединения кислорода, селена?

103. Как изменяется природа сульфидов в пределах III периода периодической системы? Как протекает гидролиз сульфидов различной природы? Привести примеры соответствующих реакций. Какие из сульфидов: Al_2S_3 , Cr_2S_3 , ZnS , Na_2S , PbS в растворе подвергаются гидролизу? Почему не все сульфиды, образованные слабыми основаниями, гидролизуются в растворе? Какие сульфиды растворяются только в кислотах-окислителях?

104. Объяснить строение оксида серы (IV) с позиций метода ВС. Написать уравнения реакций, характеризующих химические свойства SO_2 . Как изменяются кислотные свойства в ряду $\text{SO}_2 - \text{PoO}_2$?

105. Какие химические реакции лежат в основе контактного и нитрозного методов получения серной кислоты? Почему при производстве серной кислоты оксид серы (VI) поглощают не водой, а раствором концентрированной серной кислоты?

106. Какой состав имеет олеум? Из чего изготавливают емкости для его транспортировки? Чем объясняется выбор материала? Привести общую формулу полисерных кислот. Написать графическую формулу трисерной кислоты.

107. Рассмотреть особенности строения тиосульфат-иона. На каких свойствах тиосульфата натрия основано его практическое применение? Привести примеры реакций, характеризующих химические свойства тиосульфата натрия. Охарактеризовать его окислительно-восстановительные свойства.

108. Как получают пероксомоносерную, пероксодисерную кислоты? Написать их графические формулы и охарактеризовать их окислительно-восстановительные свойства. Где используются пероксокислоты серы?

109. Чем объясняется сильное водоотнимающее действие концентрированной серной кислоты? Почему концентрированная серная кислота – вязкая жидкость? Записать реакции взаимодействия концентрированной и разбавленной серной кислоты с магнием.

110. Какие продукты образуются при нагревании на воздухе следующих веществ: FeSO_4 ; KHSO_4 ; $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; Na_2SO_3 ; CuSO_4 ?

111. Перечислить известные способы получения оксидов серы (SO_2 и SO_3). У

какого из оксидов более выражены: а) окислительные свойства; б) кислотные свойства?

112. При изменении каких параметров системы (температуры и давления) можно сместить *вправо* равновесие *экзотермического* процесса, выражаемого уравнением реакции: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$?

Проиллюстрировать реакциями кислотные и окислительные свойства

113. разбавленной H_2SO_4 .

114. При изменении каких параметров системы (температуры и давления) можно сместить *вправо* равновесие *экзотермического* процесса, выражаемого уравнением реакции: $\text{O}_2 + 2\text{SO}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$?

115. Какие соли образуются при взаимодействии оксида серы (IV) с избытком и недостатком гидроксида натрия? Написать уравнения реакций и графические формулы полученных солей.

116. При изменении каких параметров системы (температуры и давления) можно сместить *вправо* равновесие *экзотермического* процесса, выражаемого уравнением реакции: $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$?

117. Дать краткую характеристику бинарных соединений кислорода: оксидов, пероксидов, надпероксидов. Какой характер связи в соединениях H_2O , H_2O_2 , Na_2O_2 , KO_2 , SO_2 , Cs_2O ?

118. Рассмотреть строение молекулярного иона O_2^+ с позиций метода молекулярных орбиталей.

119. Привести уравнения реакций получения серной кислоты контактными и нитрозными способами.

120. Рассмотреть особенности строения молекулы воды с позиций метода валентных связей. Указать тип гибридизации атома кислорода и валентный угол. Как со строением молекулы воды согласовать ее физические свойства?

121. Рассмотреть строение молекулярного иона O_2^{2-} с позиций метода молекулярных орбиталей.

122. Привести уравнения реакций получения сульфанов и полисульфидов. Привести эмпирические и графические формулы сульфанов и трисульфида натрия.

123. Рассмотреть строение молекулы O_2 с позиций метода МО.

124. Рассмотреть особенности строения молекулы SO_2 с позиций метода валентных связей. Указать тип гибридизации орбиталей атома серы и валентный угол в молекуле SO_2 .

125. Привести уравнение реакции получения и графическую формулу тиосерной кислоты. Указать степени окисления серы.

126. На примере сульфидов элементов III периода охарактеризовать их кислотно-основные свойства и характер связи. Привести реакции взаимодействия сульфидов с водой.

127. Рассмотреть особенности строения молекулы O_3 с позиций метода валентных связей. Указать тип гибридизации центрального атома кислорода и валентный угол.

128. Рассмотреть строение молекулярного иона O_2^- с позиций метода молекулярных орбиталей.

129. Привести уравнение реакции получения селеновой кислоты. Охарактеризовать окислительные свойства концентрированной селеновой кислоты.

130. Рассмотреть особенности строения молекулы O_3 с позиций метода валентных связей. Указать тип гибридизации центрального атома кислорода и валентный угол.

131. Рассмотреть строение молекулярного иона O_2^- с позиций метода молекулярных орбиталей.

132. Привести уравнение реакции получения селеновой кислоты. Охарактеризовать окислительные свойства концентрированной селеновой кислоты.

133. Как изменяются температуры плавления, кипения, термическая устойчивость, а также кислотные и восстановительные свойства в ряду вода – теллуриодород? Ответ обосновать.

134. Провести термодинамический анализ возможности окисления серы до сульфат-иона в кислой среде, используя в качестве окислителя перманганат калия.

135. Как изменяются кислотные и окислительно-восстановительные свойства в ряду $SO_2 - PoO_2$? Ответ обосновать.

136. Как экспериментально отличить между собой водные растворы солей: сульфата калия, сульфита калия, сульфида калия, тиосульфата калия?

137. Какие аллотропные модификации фосфора известны? Привести структурную формулу молекулы белого фосфора. Чем объясняется неустойчивость молекулы P_4 белого фосфора?

138. Какое строение имеет оксид фосфора (V)? Привести уравнения реакций, характеризующие его химические свойства. На каком свойстве оксида фосфора (V) основано его использование при получении некоторых высших оксидов из кислот?

139. Объяснить различия в строении и химических свойствах аммиака и фосфина. Чем обусловлены донорные свойства аммиака? Объяснить строение иона $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ с позиций метода ВС.

140. Обосновать условия синтеза аммиака с привлечением термодинамических характеристик. Провести соответствующие термодинамические расчеты. Почему синтез аммиака проводят при повышенной температуре?

141. Как изменяются величины радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону в ряду азот – висмут? Как связано изменение свойств простых веществ в этом ряду с указанными характеристиками?

142. С учетом электронных формул атомов рассмотреть возможные валентные состояния и степени окисления *p*-элементов V группы. Чем объясняется увеличение координационного числа атомов элементов при переходе от азота к висмуту?

143. Объяснить высокую устойчивость молекулы азота с позиций методов ВС и МО.

144. Как можно получить азот в промышленности и в лаборатории? Привести соответствующие уравнения реакций, указать их тип. С какими простыми веществами реагирует азот при стандартных условиях? Какие продукты при этом образуются?

145. Объяснить строение иона аммония с позиций метода ВС. Какая среда (кислая, щелочная) создается в растворах: а) NH_4NO_3 ; б) NH_4CH_3COO ; в) NH_4NO_2 ?

146. Объяснить склонность аммиака к участию в реакциях присоединения. Привести примеры таких реакций. Объяснить закономерности в изменении устойчивости и реакционной способности в ряду аммиак – стибин.

147. Почему для гидразина и гидроксилamina характерны реакции присоединения? Охарактеризовать их окислительно-восстановительную активность,

привести уравнения соответствующих реакций.

148. Рассмотреть строение молекулы NO_2 с позиций метода ВС. Чем объясняется склонность NO_2 к димеризации? В какую сторону смещается равновесие $\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ при повышении температуры? Написать реакцию взаимодействия NO_2 с гидроксидом кальция.

149. Перечислить оксиды азота. Как их получают? Какие из них являются солеобразующими? Записать реакции, характеризующие природу солеобразующих оксидов азота.

150. Как получают азотную кислоту в промышленности? Почему раствор концентрированной азотной кислоты приобретает бурую окраску при хранении на свету? Какие продукты образуются в результате взаимодействия азотной кислоты различной концентрации с металлами и неметаллами?

151. Как получают фосфор? Почему этот процесс необходимо проводить при высокой температуре? Для чего в качестве одного из исходных веществ используют оксид кремния?

152. Написать графические формулы ортофосфорной, фосфорноватистой, ортофосфористой кислот. Указать степень окисления и валентность фосфора в этих кислотах. Написать уравнения реакций взаимодействия всех указанных кислот с гидроксидом натрия. Какие продукты образуются в случае: а) недостатка NaOH ; б) избытка NaOH ?

153. Какой из оксидов азота может быть получен из простых веществ? При каких условиях возможен этот процесс? Объяснить высокую прочность молекулы NO , используя методы ВС и МО. Как получают NO в промышленности?

154. Какую смесь называют «царской водкой»? Написать уравнение реакции взаимодействия золота с «царской водкой». Почему «царская водка» растворяет золото?

155. Какие кислоты соответствуют оксиду фосфора (V)? Почему ортофосфорная кислота представляет собой вязкую жидкость? Как в промышленности получают H_3PO_4 ?

156. Как можно получить азотистую кислоту? Почему соли азотистой кислоты могут быть и окислителями, и восстановителями? Привести примеры соответствующих реакций.

157. К раствору гидроксида кальция постепенно приливают раствор ортофосфорной кислоты. Сначала образуется осадок, который затем исчезает. Объяснить эти явления. Записать уравнения соответствующих реакций.

Рассмотреть строение молекулы NH_3 . Какие свойства вытекают из строения аммиака.

158. Рассмотреть строение молекулярного иона CN^- с позиций метода молекулярных орбиталей

159. Привести уравнения реакций получения ортофосфорной кислоты промышленными и лабораторными способами.

160. Привести уравнения реакций получения азотистой кислоты. Показать на конкретных примерах окислительно-восстановительную двойственность азотистой кислоты.

161. Привести уравнения реакций получения хлоридов фосфора. Охарактеризовать их химические свойства.

162. Составить графическую формулу гипофосфита натрия, привести реакцию его получения.

163. Рассмотреть особенности строения атома азота. Как со строением атома азота согласовать существование соединения HNO_3 ? Привести графическую формулу азотной кислоты.

164. Рассмотреть строение молекулы N_2 с позиций метода молекулярных орбиталей.

165. Привести уравнения реакций получения азотной кислоты различными методами.

166. Как получить фосфорноватистую кислоту? Показать на конкретных примерах, что эта кислота обладает окислительно-восстановительной двойственностью.

167. Какие соединения образует азот и фосфор с водородом? Привести уравнения реакций их получения.

168. Изобразить графические формулы ортофосфата калия, дифосфата калия и фосфита калия.

169. Чем объяснить различие химии азота и химии фосфора?

170. Рассмотреть строение молекулы NO с позиций методов валентных связей и молекулярных орбиталей.

171. Привести уравнения реакций получения аммиака и охарактеризовать его химические свойства (окислительно-восстановительные, кислотно-основные, донорно-акцепторные).

172. Привести уравнения реакций разложения при нагревании нитрата цезия, нитрата ртути (II), нитрата меди (II), азотной кислоты.

173. Привести уравнения реакций получения ортофосфорной и фосфорноватистой кислот. Охарактеризовать их химические свойства.

174. Составить графические формулы тетраметафосфорной (циклотетрафосфорной) и тетраполифосфорной кислот.

175. Рассмотреть строение иона NH_4^+ с позиций метода валентных связей. Указать тип гибридизации атома азота.

176. Изобразить структурную формулу молекулы белого фосфора. Почему белый фосфор плавится при более низкой температуре, чем красный?

177. Привести уравнения реакций получения оксидов фосфора. Охарактеризовать их химические свойства и строение.

178. Привести уравнения реакций получения соединений азота с отрицательной степенью окисления. Охарактеризовать их химические свойства.

179. Привести реакции получения азотной кислоты промышленным и лабораторным способами. Охарактеризовать особенности строения и окислительно-восстановительные свойства азотной кислоты.

180. Привести примеры и графические формулы кислот фосфора, у которых основность не совпадает с числом атомов водорода.

181. Как получить фосфин? Сравнить химические свойства фосфина со свойствами аммиака.

182. Рассмотреть строение оксидов азота (I, II, IV) с позиций метода валентных связей.

183. Написать уравнения реакций термического разложения нитратов: натрия, свинца (II), серебра.

184. Привести уравнения реакций получения фосфорных удобрений.

185. Привести уравнения реакций получения оксидов азота. Охарактеризовать их химические свойства.

186. Изобразить графическую формулу фосфита натрия. Привести способы его получения.
187. Приведите электронные формулы элементов IV главной группы. Какие степени окисления характерны для них?
188. Как изменяются металлические радиусы в ряду C – Pb? Объясните ход изменения.
189. Напишите электронные конфигурации атомов углерода и кремния. Почему эти элементы так сильно отличаются по свойствам?
190. Объясните строение и перечислите физические свойства алмаза, графита, карбина. Как отличаются по свойствам аллотропные модификации углерода алмаз и графит? Чем это объясняется?
191. Поясните, какой тип гибридизации атомных орбиталей углерода в алмазе, графите и карбине. Какое строение перечисленных веществ он определяет?
192. Объясните, почему карбин проявляет электропроводность.
193. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов элементов IV группы со степенью окисления +2 при переходе от углерода к свинцу?
194. Какие типы кристаллической решетки у CO_2 и SiO_2 ?
195. Напишите реакции, отражающие способы получения углекислого газа.
196. Какие способы перевода SiO_2 в растворимое состояние вам известны?
197. Предложите способы перевода оксида кремния SiO_2 в раствор, действием на него кислотой и щелочью. Приведите уравнения реакций.
198. Где находит применение SiO_2 ?
199. Почему древесный уголь и силикагель SiO_2 проявляют высокие сорбционные свойства?
200. Какая из двух солей карбонат натрия или силикат натрия сильнее подвергается гидролизу?
201. Как можно отличить CO от CO_2 ?
202. Перечислите способы получения CO_2 и CO.
203. Запишите реакции, отражающие химические свойства CO.
204. Объясните строение молекулы CO с позиции метода МО.
205. С позиции метода ВС объясните строение молекулы $\text{Ni}(\text{CO})_4$, $\text{Fe}(\text{CO})_5$.
206. Предложите три основных способа получения карбидов.
207. Как классифицируются карбиды? Как они реагируют с водой? Запишите реакции взаимодействия.
208. Как получают Na_2CO_3 в промышленности?
209. С позиции метода ВС объясните строение молекулы SiH_4 .
210. Предложите два способа получения дициана.
211. Как получают синильную кислоту в промышленности?
212. Какие вещества используются при получении оконного стекла? Какие соединения вводят в шихту при варке стекол, чтобы придать стеклу разную окраску?
213. Какие соединения входят в шихту для варки хрустального стекла? На чем основано использование плавиковой кислоты при химической полировке стекла?
214. Напишите уравнения реакций взаимодействия диоксидов углерода, кремния и германия с раствором гидроксида натрия.
215. Приведите электронные формулы ионов Pb^{+2} и Pb^{+4} . Какая степень окисления наиболее характерна для свинца?

216. Как свинец относится к кислотам? Приведите уравнения соответствующих реакций.

217. Почему свинец не растворяется в соляной кислоте, хотя и стоит в электрохимическом ряду левее водорода? Будет ли он растворяться в серной кислоте?

218. Напишите электронные формулы элементов Sn, Pb. Сравните окислительно-восстановительные свойства соединений олова и свинца в степенях окисления +2, +4.

219. Приведите примеры комплексных соединений германия, олова и свинца.

220. Почему соединения свинца(IV) проявляют сильные окислительные свойства?

221. Напишите графические формулы Pb_2O_3 и Pb_3O_4 .

222. Приведите общую электронную формулу для *p*-элементов III группы. Чем отличается электронное строение атома В от остальных элементов III группы?

223. Какие степени окисления характерны для атомов *p*-элементов III группы?

224. Охарактеризуйте валентные возможности бора.

225. Почему бор по своим свойствам резко отличается от алюминия?

226. Как изменяются металлические свойства в ряду В – Тl?

227. Объясните закономерность изменения первого потенциала ионизации в ряду В – Тl.

228. Бор – твердое вещество. Какую химическую добавку можно рекомендовать для повышения его твердости до твердости алмаза? Изменяются ли при этом структура и химические связи?

229. Объясните строение молекулы B_2 с позиций метода МО.

230. Почему кристаллический бор обладает большой химической стойкостью?

231. Напишите уравнения химических реакций получения бора и укажите условия их протекания. Какой из процессов наиболее энергетически выгоден?

232. Напишите уравнения реакций, отражающих процессы получения бора из трихлорида бора.

233. Какие соединения бора находят применение в промышленности. Приведите примеры.

234. Какие кислоты образует бор?

235. В чем особенности диссоциации ортоборной кислоты в водных растворах?

236. Какие процессы протекают при медленном нагревании ортоборной кислоты? Запишите уравнения протекающих реакций.

237. Какое строение имеют кристаллы ортоборной кислоты? Как получают ортоборную кислоту в промышленности? Где применяют ортоборную кислоту?

238. В чем принципиальное отличие структуры боратов от силикатов и фосфатов?

239. Какие свойства буры используются при пайке металлов?

240. Как изменяется термическая устойчивость аддуктов $BX_3 \cdot NH_3$ при переходе от $X = F$ к $X = I$? Ответ поясните.

241. Какое из веществ BF_3 или BCl_3 является более сильной кислотой Льюиса?

242. Какой тип гибридизации реализуется в молекуле BF_3 ? Какое пространственное строение имеет молекула?

243. Сравните строение галогенидов бора и алюминия. Составьте уравнение гидролиза хлорида бора и хлорида алюминия.
244. Объясните строение молекулы B_2H_6 с позиции метода ВС. Какой тип гибридизации атомных орбиталей алюминия реализуется в молекуле B_2H_6 ? Какое пространственное строение имеет молекула?
245. Какие химические свойства проявляет диборан (B_2H_6)?
246. Какой гидрид бора термически более устойчив: B_6H_{10} или B_6H_{12} ? И почему?
247. Приведите несколько основных способов получения диборана.
248. Напишите уравнения реакций горения и гидролиза диборана.
249. Объясните строение иона $[BH_4]^-$ с позиций метода ВС.
250. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства оксида бора. Написать уравнения реакций, протекающих при постепенном добавлении воды к оксиду бора.
251. Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду $B_2O_3 - Al_2O_3$?
252. Почему при получении специальных стекол часто используют оксид бора? Какие свойства стекол он определяет?
253. Почему алюминий обладает большой коррозионной стойкостью? Почему алюминий обладает большой устойчивостью по отношению к концентрированным растворам азотной и серной кислот?
254. Как получают алюминий? Привести схему электролиза расплава оксида алюминия.
255. Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду $Al(OH)_3 - Ti(OH)_3$?
256. Приведите уравнения реакций, показывающие амфотерный характер гидроксида алюминия. Напишите уравнения реакций растворения алюминия в растворах кислот и щелочей.
257. Напишите уравнения реакции, с помощью которых можно получить гидроксид алюминия.
258. Как можно получить алюминат натрия?
259. Какой характер среды в растворе нитрата алюминия? Составьте уравнение гидролиза.
260. Можно ли получить сульфид алюминия по реакции обмена в водном растворе?
261. Почему водный раствор соды нельзя хранить в посуде из алюминия?
262. Запишите уравнение реакции протекающей при сливании растворов нитрата алюминия и карбоната калия.
263. Какой тип гибридизации реализуется в ионе $[AlF_6]^{3-}$?
264. Запишите сокращенную электронную формулу атома галлия. Какие степени окисления характерны для галлия?
265. Запишите электронную формулу иона Tl^{1+} . Какие степени окисления характерны для галлия?
266. С позиции метода ВС поясните строение иона $[Al(OH)_6]^{3-}$, $[Ga(OH)_4]^-$.
267. Запишите полную электронную формулу индия. Какие степени окисления характерны для него?
268. Какой характер среды в растворе нитрата индия(III)? Составьте уравнение гидролиза.

Рекомендации по организации самостоятельной работы студентов

Целью самостоятельной работы студентов по дисциплине «Неорганическая химия» является овладение фундаментальными знаниями, профессиональными умениями и навыками творческой, исследовательской деятельности.

Видами заданий для самостоятельной работы по дисциплине «Неорганическая химия» являются:

для овладения знаниями:

– отработка изучаемого материала по печатным и электронным источникам (учебникам, рекомендуемой дополнительной литературе), конспектам лекций; составление плана и конспектирование текста; работа со справочниками; использование компьютерной техники и Интернета;

для закрепления и систематизации знаний:

– аналитическая работа с конспектом лекций, основной и дополнительной литературой; ответ на контрольные вопросы; заполнение рабочих тетрадей и протоколов синтеза неорганических соединений; подготовка рефератов и докладов к выступлению на студенческих научно-технических конференциях;

для формирования умений:

– выполнение типовых расчетов; решение задач и упражнений по различным разделам дисциплины «Неорганическая химия»; подготовка к практическим и лабораторным занятиям; выполнение индивидуальных заданий различных уровней сложности; подготовка к контрольным работам, зачетам и экзаменам.

Самостоятельная работа может осуществляться индивидуально или группами студентов в зависимости от цели, объема, конкретной тематики самостоятельной работы, уровня сложности, уровня умений студентов. Выполнение домашних и индивидуальных заданий осуществляется в соответствии с предлагаемыми учебно-методическими пособиями, указаниями, лабораторными практикумами.

Контроль результатов внеаудиторной самостоятельной работы студентов может осуществляться в пределах времени, отведенного на обязательные учебные занятия по дисциплине и внеаудиторную самостоятельную работу студентов по дисциплине.

Контроль результатов самостоятельной работы студентов может проходить в письменной, устной или смешанной форме (устный опрос, письменные контрольные работы, тестовые задания, коллоквиумы, защита выполненных лабораторных работ).

Перечень предлагаемых студентам тем на самостоятельную работу:

1. Модели строения атомов.
2. Периодический закон Д.И. Менделеева. Структура периодической системы. Изменение свойств элементов в соответствии с расположением их в периодической системе (вертикальная, горизонтальная периодичности).
3. Особенности заполнения орбиталей атомов электронами в главных и побочных подгруппах, в семействах актиноидов и лантаноидов; *s*-, *p*-, *d*-, *f*-элементы. Энергия ионизации как характеристика атомов. Радиусы атомов и ионов (орбитальные и эффективные), закономерности их изменения в периодической системе.
4. Химическая связь. Характеристики химической связи. Метод валентных связей. Пространственная структура молекул.
5. Метод молекулярных орбиталей.

6. Природа химической связи в комплексных соединениях. Структура и свойства комплексных соединений.
7. Общие закономерности протекания химических процессов.
8. Водород. Физические и химические свойства, лабораторные и промышленные способы получения водорода и его соединений.
9. Общая характеристика и основные способы получения металлов.
10. Особенности химии *d*-элементов.
11. Особенности химии *p*-элементов.
12. Подгруппа гелия.
13. Общая характеристика *f*-элементов.
14. Загрязнение атмосферы как следствие химических процессов в производстве. Экологические проблемы химизации производства.
15. Пути решения экологических проблем связанных с химическим производством.
16. Комплексное использование сырья, использование современных технологий в переработке промышленных отходов.

Перечень рекомендуемых средств диагностики

- устный опрос;
- контрольные работы;
- тестовый контроль;
- коллоквиум;
- зачет;
- экзамен.

ПРОТОКОЛ СОГЛАСОВАНИЯ УЧЕБНОЙ ПРОГРАММЫ

| Название дисциплины, с которой требуется согласование | Название кафедры | Предложения об изменениях в содержании учебной программы по изучаемой дисциплине | Решение, принятое кафедрой, разработавшей учебную программу (с указанием даты и номера протокола) |
|---|------------------|--|---|
| | Х,ТЭХПиМЭТ | | |
| | ПЭ | | |
| | ТСиК | | |
| | | | |