

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

КОЖИНА Л.Ф., ЗАХАРОВА Т.В.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ
«ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»
ДЛЯ СТУДЕНТОВ, ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО НАПРАВЛЕНИЮ
«ТЕХНОСФЕРНАЯ БЕЗОПАСНОСТЬ»»

Саратов, 2014

УДК 372.854
К 58

Авторы
Кожина Л.Ф., Захарова Т.В.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ «ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ» ДЛЯ СТУДЕНТОВ, ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО НАПРАВЛЕНИЮ «ТЕХНОСФЕРНАЯ БЕЗОПАСНОСТЬ» - Саратов, - 2014. - 30 с.

В данной работе рассмотрены обязанности студентов 1 курса, обучающихся в Институте химии СГУ по направлению «Техносферная безопасность». Приведено основное содержание программы по дисциплине «Общая и неорганическая химия», трудоемкость дисциплины по учебному плану, календарный план лабораторных занятий, формы промежуточного контроля. Особое внимание студентов обращается на объем самостоятельной работы и ее значение в процессе обучения. Поэтому каждый раздел программы содержит перечень знаний и умений, которыми должны руководствоваться студенты при подготовке к занятиям. В пособии указаны также условия учебного рейтинга по дисциплине, критерии оценивания различных видов работы студентов. Рассмотрены особенности работы с заданиями тематического тестирования на примере двух вариантов. Приведена форма индивидуальной практикантской книжки студента, позволяющая им самостоятельно контролировать уровень усвоения знаний в течении семестра и степень подготовки к экзамену. Представлен список учебников и учебно-методических пособий, предлагаемых для успешного обучения.

Данное пособие позволит студентам иметь четкое представление о содержании изучаемой дисциплины и требований к уровню знаний, полученных ими в результате аудиторной и внеаудиторной самостоятельной работы.

Рекомендуют к печати:

Кафедра общей и неорганической химии СГУ
НМС Института химии СГУ

Рецензент:

Доцент кафедры нефтехимии и техносферной
безопасности Института химии СГУ Ромаденкина С.Б.

В соответствии с Федеральным законом «Об образовании в Российской Федерации» студенты **обязаны** добросовестно осваивать образовательную программу, посещать учебные занятия, осуществлять самостоятельную подготовку, выполнять задания, предусмотренные учебным и календарным планом.

Студент допускается к экзамену при условии выполнения учебного плана: сдачи лабораторных и контрольных работ.

Экзамены могут проводиться в любой форме; **экзаменатор-преподаватель имеет право задавать дополнительные вопросы по всей программе курса.**

Общая трудоемкость дисциплины составляет **7** зачетных единицы, что составляет **252** часа, в том числе аудиторных 126 часа, самостоятельная работа в объеме 90 часов, экзамен – 36 часов.

Аудиторная работа состоит из двух разделов:

1- Лекции – 54 час.

2- Лабораторные занятия – 72 час. (в том числе 3 контрольные работы).

Лекция - один из основных методов обучения. Лекция – передача учебной информации с целью формирования основы для последующего усвоения студентами учебного материала. Лекции должны давать систематизированные основы научных знаний по дисциплине, концентрировать внимание студентов на наиболее сложных вопросах, стимулировать активную познавательную деятельность студентов и способствовать формированию творческого мышления.

Ведущим методом в лекции является устное изложение учебного материала, сопровождающееся *демонстрационным экспериментом*. На вводной лекции студентам сообщается план и особенности изучения дисциплины, а также рекомендуемая литература. В преподавании химии большое значение имеет демонстрационный опыт, который помогает понять закономерности химических процессов. Хорошо подобранный химический эксперимент прекрасно иллюстрирует лекцию, прививает навыки наблюдения и постановки эксперимента. Наблюдение – один из основных методов познания в естественных науках. В заключительной части отдельных лекций выдается раздаточный материал, содержащий описание демонстрационного опыта, проведенного ранее на лекции с вопросами теоретического характера по изучаемой теме и вопросы правил техники безопасности, основанные на химических свойствах используемых веществ. Это является домашним заданием студента к следующей лекции и его выполнение стимулирует учащихся к более внимательному и детальному конспектированию лекционного материала и его проработке при подготовке к занятиям. Знания, полученные при обсуждении демонстрационного эксперимента, студенты должны научиться применять при выполнении аналогичного эксперимента во время лабораторной работы.

Лабораторные занятия имеют целью практическое освоение теоретического материала, правил техники безопасности при работе с химическими веществами, овладение навыками экспериментальной работы, обработки, оформления и анализа

полученных результатов. При проведении лабораторных работ сочетается индивидуальный и групповой метод выполнения работы. Это позволяет студентам во время выполнения сложных экспериментов в отведенное время. Работая небольшой группой, студенты могут обсуждать ход выполнения и результаты работы. Отчет о выполненной работе оформляется в рабочем журнале индивидуально каждым студентом.

Лабораторная работа – форма обучения, связанная с процессом осознания изучаемого материала на основе самостоятельной предварительной учебной деятельности студентов. При этом обсуждаются узловые темы курса, вопросы, наиболее трудные для понимания и усвоения. Их обсуждение в условиях коллективной работы обеспечивает активное участие каждого студента. При этом развиваются навыки решения задач и выполнения различных расчетов.

Решение задач – один из элементов процесса изучения дисциплины. При решении задач закрепляются и углубляются теоретические знания, приобретаются навыки и умения применять основные законы к решению конкретных задач, приобретаются навыки пользования математическим аппаратом и навыки вычисления. Выполнение лабораторных работ в начальный период изучения дисциплины «Общая и неорганическая химия» основано на освоении стандартных методик проведения эксперимента (полная пропись всех операций, необходимых для выполнения работы), поскольку это первый лабораторный практикум экспериментальной самостоятельной работы с химическими веществами. При оформлении отчета по лабораторной работе студент должен ответить на вопросы, указанные в методическом пособии. Вопросы, сопровождающие каждый химический опыт, направлены на освоение теоретического материала по изучаемой теме и требуют самостоятельной проработки этого материала каждым студентом при подготовке к выполнению работы. В целом, вопросы, приведенные в каждой работе, направлены на выяснение понимания студентами сущности выполняемых опытов.

Самостоятельная работа (90 час. + 36 час. для подготовки к экзамену) – составная часть учебной работы и имеет целью закрепление и углубление знаний, полученных на аудиторных занятиях; поиск и приобретение новых знаний и умений. Умение самостоятельно работать является не только средством, но и целью обучения. Самостоятельная работа – трудная, но необходимая часть учебной работы, так как в ней заложена возможность самостоятельности мышления, творческой активности. Это позволяет студентам глубже разобраться в сути теоретических вопросов и руководствоваться полученными знаниями в своей профессиональной деятельности. Вопросы по самостоятельной подготовке к лабораторным работам и задания для домашней работы приведены в Рабочем журнале студента.

Как видно, самостоятельная (внеаудиторная) работа студентов является *основой процесса изучения* дисциплины и составляет 50% от всего объема часов, выделенных в учебном плане на изучение курса «Общая и неорганическая химия». При этом

значительная часть от объема часов, отведенных на выполнение лабораторных работ, также относится к самостоятельной работе, но аудиторной, осуществляемой под руководством преподавателя.

Приступая к изучению дисциплины «Общая и неорганическая химия» студенты, обучающиеся по направлению «Техносферная безопасность», должны четко представлять перечень основных знаний и умений, которыми им предстоит овладеть.

В результате освоения дисциплины «Общая и неорганическая химия» обучающийся должен:

Знать:

- основные положения современной теории строения атомов и молекул;
- основные положения теории химической связи;
- основные закономерности протекания химических реакций и факторы, определяющие их скорость;
- реакционную способность химических веществ, наиболее часто применяемых в технологических процессах получения продуктов химической промышленности;
- технику безопасности проведения химического эксперимента.

Уметь:

- использовать основные понятия химии и химических систем, их закономерности;
- выявлять признаки протекания реакции;
- характеризовать химические свойства (кислотно-основные, окислительно-восстановительные) отдельных элементов и их соединений;
- определять возможные направления химических взаимодействий;
- обрабатывать результаты лабораторных работ с использованием представления полученных результатов в графическом виде и в виде таблиц; производить расчеты, используя основные химические закономерности.

Владеть:

- экспериментальными навыками исследовательской работы с неорганическими химическими соединениями;
- навыками безопасной работы с химическими реактивами и растворами;
- навыками работы с учебниками и учебно-методическими пособиями, информационными материалами из Интернета.

Основное содержание дисциплины

Введение. Химия – наука о веществах и их превращениях. Предприятия топливно-энергетического комплекса, цветной и черной металлургии, химической, целлюлозно-бумажной промышленности, пищевой и других отраслей промышленности как потенциально опасные химические объекты и их потенциальная угроза для жизнедеятельности человека. Необходимость повышения уровня кадровой подготовки специалистов, развития научно-производственной и материально-технической базы, разработки современных технологий для решения проблем промышленной безопасности различных технологических процессов и производств. Овладение

химическими знаниями – составляющая сложного комплекса подготовки современных специалистов, способных решать возникающие проблемы безопасности технологических процессов и производств, основанных на превращениях химических веществ.

«Аварийно химически опасные вещества» на химически опасных предприятиях: исходное сырье, промежуточные, побочные, конечные продукты и их размещение в хранилищах, в технологической аппаратуре, транспортных средствах. Образование и распространение газов, паров, аэрозолей и жидкостей в химических авариях. Необходимость учета многотоннажности химически опасных производств, воздействие химического заражения на окружающую среду.

Формулы веществ и уравнения химических реакций – язык химии. В формуле вещества содержится информация о составе, структуре, реакционной способности вещества. Уравнение реакции позволяет получить информацию о химическом процессе и его параметрах. Научиться извлекать необходимую информацию и использовать ее при решении проблем безопасности промышленных процессов и производств является одной из задач изучения данной дисциплины.

Строение атома, периодический закон и периодическая система элементов. Общее представление об атоме. Элементарные частицы атома, атомное ядро, изотопы. Поведение электрона в атоме. Квантовый характер изменений энергии. Двойственная природа электрона. Понятие о квантовых числах. Правила заполнения энергетических уровней и подуровней. Принцип минимума энергии. Принцип Паули и следствия из него. Описание электронной оболочки атома электронными формулами и электронографическим методом. Правило Гунда. Правила Клечковского. Электронная структура атомов и ионов. Провал электрона. Устойчивость электронных структур атомов и ионов. Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Структура периодической системы элементов. Периоды, группы, подгруппы. Периодическое изменение свойств химических элементов и их соединений. Радиусы атомов и ионов. Энергия ионизации. Энергия сродства к электрону. Электроотрицательность. Валентность и степень окисления атома. Закономерности изменения этих величин по группам и периодам. Определение свойств (кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства) элементов и их соединений по положению элемента в периодической системе элементов Д.И.Менделеева.

Спектроскопические метода анализа. Электромагнитный спектр и атомные или молекулярные процессы. Рентгеновская спектроскопия. Оптическая спектроскопия. Радиоспектроскопия.

Лекция – 4 час.

Самостоятельная работа.

Закончив изучение данного раздела, студенты должны

знать:

- квантовые числа, их физический смысл;

- виды орбиталей, их геометрическую форму и ориентацию в пространстве;
- принципы наименьшей энергии и Паули;
- правила Клечковского и Хунда;
- формулировку периодического закона;
- физический смысл порядкового номера элемента, номера группы и периода;
- структуру периодической системы;
- связь между положением элемента в периодической системе и электронным строением атома;
- периодически изменяющиеся свойства элементов, причины периодичности;
- закономерности изменения атомных радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности в периодах и группах;

уметь:

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

Химическая связь. Общие представления о химической связи. Химическая связь и валентность элементов. Типы химической связи: ковалентная и ионная, их свойства. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования связи. Метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей (МО). Основные характеристики связи: энергия связи, длина, кратность, валентный угол, полярность связи. Насыщаемость и направленность связи. σ -, π -, δ -связи; sp -, sp^2 -, sp^3 -гибридизация электронных облаков и пространственная конфигурация молекул. Строение простейших молекул.

Дипольный момент связи и молекулы. Межмолекулярные взаимодействия. Взаимодействие молекул полярных, неполярных.

Металлическая связь и ее особенности. Водородная связь и ее влияние на физические и химические свойства молекул.

Комплексные соединения. Химическая связь в комплексных соединениях. Атомы и ионы как комплексообразователи. Различные типы лигандов в комплексных соединениях.

Лекция – 4 час.

Самостоятельная работа.

Закончив изучение данного раздела, студенты должны

знать:

- основные особенности ковалентной, ионной, водородной и металлической связей;
- понятия: длина и энергия связи, валентный угол;
- основные положения метода валентных связей;
- механизмы образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный;
- типы гибридизации атомных орбиталей и геометрическая форма молекул;
- объяснять, почему неподеленные электронные пары сильнее отталкивают другие пары, чем обобществленные в связях электронные пары;
- определять наличие или отсутствие у молекулы дипольного момента;
- сущность полярной связи;
- основные положения метода молекулярных орбиталей;
- строить схемы образования различных молекул с позиций метода валентных связей, в том числе комплексных соединений;
- виды межмолекулярного взаимодействия; диполь-дипольное, индукционное и дисперсионное.

уметь:

- записывать схемы образования молекул с позиций метода валентных связей;
- определять валентные возможности атомов в основном и возбужденном состояниях;
- предсказывать относительную полярность связей, используя положение элемента в периодической системе или численные значения относительных электроотрицательностей элементов, сопоставлять полярность различных связей;
- строить энергетические диаграммы двухатомных молекул (частиц), оценивать их прочность и магнитные свойства;
- определять возможные типы межмолекулярного взаимодействия для полярных и неполярных молекул;
- определять частицы с наличием связей, образованных по донорно-акцепторному механизму.

Элементы химической термодинамики. Скорость химических реакций, химическое равновесие. Основные понятия химической термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Тепловые эффекты химических реакций. Термохимические уравнения. Теплота (энтальпия) образования химических соединений. Основной закон термохимии – закон Гесса и следствия из него. Термохимические расчеты. Энтропия. Направление химических процессов в

изолированных системах. Энергия Гиббса. Направление самопроизвольного протекания химических реакций.

Гомогенные и гетерогенные реакции. Скорость химических реакций. Зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции. Понятие о молекулярности и порядке реакции. Зависимость скорости реакции от температуры, природы реагирующих веществ и наличия катализатора. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации. Уравнение Аррениуса. Каталитические системы и катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Понятие о механизме гомогенного катализа. Каталитические яды. Ингибиторы химических превращений.

Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Константа равновесия, связь с изменением энергии Гиббса реакции. Критерий самопроизвольности процессов. Смещение равновесия, принцип Ле Шателье. Влияние температуры, давления, концентрации реагентов и других факторов на химическое равновесие.

Лекция – 4 час.

Лабораторная работа 1. Скорость химических реакций.

Лабораторная работа 2. Химическое равновесие.

Самостоятельная работа.

Изучив материал по данной теме, студенты должны

знать:

- понятия (система, внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, энергия Гиббса);
- понятие теплового эффекта реакции;
- классификацию реакций в зависимости от теплового эффекта реакции;
- понятие термохимические реакции;
- термохимические законы;
- изменение энтальпии, энтропии и энергии Гиббса в химических реакциях;
- теоретические основы термодинамических расчетов;
- возможность направленности химического процесса.
- понятие о средней и истинной скорости реакции, гомогенной и гетерогенной реакции;
- понятие энергии активации; зависимость скорости реакции от энергии активации;
- зависимость скорости реакции от концентрации (давления для газообразных веществ), температуры, катализатора, поверхности соприкосновения реагирующих веществ (для гетерогенных реакций);
- понятие о катализе и виды катализа (гомогенный и гетерогенный катализ);
- влияние катализатора на энергию активации термодинамически разрешенных реакций;
- понятие о химическом равновесии, константе равновесия, исходной, равновесной концентрации веществ и концентрации вещества, вступившего в реакцию;
- факторы, влияющие на смещение химического равновесия, принцип Ле Шателье.

уметь:

- объяснять смысл основных понятий химической термодинамики: энтальпия; энтропия; энергия Гиббса;
- оценивать тепловой эффект реакции по значениям энергии связи исходных веществ и продуктов реакции;
- определять по энергетической диаграмме химического процесса тепловой эффект процесса;
- записывать термохимические уравнения;
- вычислять изменение стандартной энтальпии химического процесса;
- по уравнению реакции предсказывать характер (знак) изменения энтропии системы в процессе химической реакции;
- вычислять изменение стандартной энтропии по известным значениям энтропии веществ при стандартных условиях;
- записывать взаимосвязь энергии Гиббса, энтальпии и энтропии процесса;
- вычислять изменение энергии Гиббса процесса по энергии Гиббса образования реагентов и продуктов реакции;
- рассчитывать изменение энергии Гиббса при температуре T по соотношению $\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T\Delta_r S^\circ$, считая, что $\Delta_r H^\circ$ и $\Delta_r S^\circ$ не зависят от температуры;
- предсказывать принципиальную возможность самопроизвольного процесса.
- записывать основное кинетическое уравнение для гомогенной и гетерогенной реакции;
- изображать профиль одностадийной (элементарной) реакции; указывать на энергетической диаграмме процесса величину теплового эффекта реакции энергии активации;
- изображать профиль каталитической реакции и указывать на энергетической диаграмме процесса величину энергии активации;
- рассчитывать среднюю скорость химической гомогенной реакции по изменению концентрации исходных веществ за определенный промежуток времени;
- рассчитывать изменение скорости реакции по изменению концентрации реагирующих веществ, общего давления системы, температуры при заданном температурном коэффициенте;
- рассчитывать изменение температуры по изменению скорости реакции при заданном температурном коэффициенте;
- рассчитывать температурный коэффициент по изменению скорости реакции и температуры;
- сравнивать скорости двух реакций с различными температурными коэффициентами при различных температурах;
- рассчитывать энергию активации по экспериментальным данным;
- оценивать смещение равновесия в системе при изменении концентрации реагирующих веществ, давления для реакций с участием газообразных веществ, температуры.

Растворы. Основные понятия о растворах. Растворы и растворимость. Факты, свидетельствующие о взаимодействии растворителя с растворенными веществами: теплота растворения, контракция, изменение окраски раствора. Растворение как равновесный термодинамический процесс. Концентрация растворов. Различные способы выражения концентрации растворов (% , молярная и др). Коллигативные свойства растворов. Электролитическая диссоциация и электролиты. Характер диссоциации в зависимости от типа химической связи в молекулах электролитов. Количественные характеристики процесса диссоциации. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Малорастворимые электролиты. Произведение растворимости (ПР). Ионнообменные реакции. Правила написания ионных уравнений реакций. Условия образования и растворения осадка. Кислоты, основания и соли (включая комплексные) с позиции теории электролитической диссоциации. Расчет констант равновесия в реакциях ионного обмена и в реакциях с участием комплексных соединений.

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель рН. Расчеты, связанные с рН и рОН растворов сильных и слабых электролитов. Кислотно-основные индикаторы. Понятие о буферных растворах. Типы буферных растворов. Механизм действия буферных растворов. Буферная емкость. Гидролиз солей. Классификация солей с точки зрения силы кислоты и основания, образующих данную соль. Условия, необходимые для протекания процесса гидролиза. Гидролиз по катиону; по аниону; по катиону и аниону одновременно. Обратимый и необратимый гидролиз. Факторы, влияющие на процесс гидролиза. Константа гидролиза и рН растворов гидролизующихся солей.

Лекция – 10 час.

Лабораторная работа 3. Растворы и их свойства. Часть 1.

Лабораторная работа 4. Растворы и их свойства. Часть 2.

Лабораторная работа 5. Растворы и их свойства. Часть 3.

Лабораторная работа 6. Растворы и их свойства. Часть 4.

Самостоятельная работа

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 1 Химия в задачах.

После изучения материала темы студенты должны

знать:

- понятия раствор, растворитель, растворимость, насыщенный, ненасыщенный и пересыщенный раствор;
- способы выражения количественного состава растворов;
- свойства разбавленных растворов неэлектролитов;
- понятия сильных и слабых электролитов, диссоциацию многоосновных кислот, многокислотных оснований, средних, основных, кислых солей и комплексных соединений;
- степень диссоциации, константа диссоциации, факторы, влияющие на процесс диссоциации;

- влияние одноименных ионов на диссоциацию слабых электролитов;
- условия необратимого протекания реакций ионного обмена; основные качественные реакции на катионы и анионы;
- понятия ионного произведения воды, водородного показателя среды;
- закономерности образования и растворения осадков;
- правила составления ионно-молекулярных уравнений;
- различные типы гидролиза молей; факторы, влияющие на усиление или ослабление гидролиза солей;
- условия, необходимые для протекания гидролиза;
- влияние силы кислоты или основания, образующих соль, на степень гидролиза соли;

уметь:

- производить расчет состава растворов любым из рассмотренных способов;
- рассчитывать давление пара над раствором заданной концентрации, температуру кипения и замерзания, осмотическое давление растворов;
- рассчитывать молярную массу растворенного вещества по заданному коллигативному свойству раствора;
- составлять ионно-молекулярные уравнения реакций диссоциации, обмена и гидролиза;
- по краткому ионному уравнению определять, какие вещества вступили в реакцию;
- по краткому ионному уравнению составлять молекулярные уравнения реакций;
- рассчитывать растворимость и концентрацию ионов в растворах малорастворимых соединений по значению ПР;
- производить расчеты рН и рОН в растворах кислот и оснований;
- предсказывать среду (рН) растворов солей с учетом гидролиза;
- по формуле вещества определять способность к гидролизу, число стадий гидролиза, тип реакции гидролиза; предсказывать продукты гидролиза;
- предсказывать смещение равновесия процесса гидролиза под действием различных факторов;
- рассчитывать константы гидролиза в растворах солей с различным типом гидролиза.

Окислительно-восстановительные процессы. Степень окисления и ее нахождение для атома в молекуле и ионе. Атомы, имеющие постоянные степени окисления в соединениях. Процессы окисления и восстановления. Типичные окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность. Алгоритм составления уравнений реакций с помощью метода электронного баланса. Типы окислительно-восстановительных реакций. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Уравнение Нернста. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций в растворах и константы их равновесия. Влияние комплексообразования на протекание окислительно-восстановительных процессов. Электролиз расплавов и растворов. Влияние природы катионов и анионов на продукты электролиза. Области применения электролиза.

Лекция – 4 час.

Лабораторная работа 7. Окислительно-восстановительные процессы.

Часть 1.

Лабораторная работа 8. Окислительно-восстановительные процессы.

Часть 2.

Самостоятельная работа.

Освоив теоретический материал и выполнив лабораторные работы, студенты должны

знать:

- понятия степень окисления, окислитель, восстановитель, процесс окисления и восстановления;
- алгоритм определения степени окисления элементов в молекуле и ионе;
- изменение степени окисления элемента в процессе восстановления или окисления;
- алгоритм составления уравнений окислительно-восстановительных реакций;
- типы окислительно-восстановительных реакций;
- типичные окислители и восстановители;
- влияние степени окисления на проявление окислительно-восстановительных свойств вещества;
- понятие стандартных окислительно-восстановительных потенциалов;
- понятие ЭДС реакции;
- основные закономерности процессов электролиза в расплаве и растворах химических соединений;
- возможность использования ряда напряжений металлов для определения процессов, протекающих на катоде при электролизе в растворе;
- возможность использования ряда напряжений металлов для установления взаимодействия металлов с водой; с разбавленной соляной и серной кислотами с выделением водорода; с раствором соли другого металла в ее растворе;
- влияние комплексообразования на окислительно-восстановительные свойства веществ;

уметь:

- рассчитывать степени окисления элементов в молекуле и ионе;
- записывать уравнения окислительно-восстановительных реакций с помощью метода электронного баланса;
- определять тип окислительно-восстановительной реакции;
- предсказывать по степени окисления элемента окислительно-восстановительные свойства вещества;
- предсказывать минимальную или максимальную степень окисления элемента по положению его в периодической системе;
- предсказывать возможные продукты реакции по изменению степени окисления элементов;

- сравнивать значения E° двух или более веществ и оценивать силу окислителя или восстановителя;
- рассчитывать по значениям стандартных окислительно-восстановительных потенциалов ЭДС реакции;
- определять возможность протекания окислительно-восстановительного процесса по значению величины ЭДС;
- записывать уравнения процессов, происходящих на катоде и аноде (инертные) при электролизе веществ в расплаве и растворе;
- по химической формуле вещества предсказывать продукты электролиза.
- по полуреакциям записывать молекулярные уравнения ОВР

Химия металлов. Получение и общие свойства. Общая характеристика d-элементов. Особенности строения атомов металлов. Положение в периодической системе. Металлическая связь и ее особенности. Особенности физических свойств металлов. Формы нахождения металлов в природе. Общие методы получения металлов.

Классификация металлов. Общие свойства металлов. Характеристика металлов по группам.

Общая характеристика d-элементов. Обзор химических свойств простых веществ. Типичные степени окисления. Закономерности изменения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений переходных металлов с ростом степени окисления. Комплексообразующие свойства переходных металлов. Коррозия металлов. Химическая и электрохимическая коррозия. Факторы, определяющие интенсивность коррозии. Методы защиты металлов от коррозии.

Лекция – 6 час.

Лабораторная работа 9. Восстановительные свойства металлов.

Самостоятельная работа

После изучения материала темы, студенты должны

знать:

- особенности электронного строения атомов металлов;
- понятие о металлической связи;
- количественные характеристики металлических свойств (потенциал ионизации, стандартные окислительно-восстановительные потенциалы);
- физические свойства металлов, обусловленные металлической связью;
- основные способы получения металлов;
- восстановительные свойства металлов (взаимодействие с водой; взаимодействие с кислотами, в которых окислителями являются ионы водорода; взаимодействие с кислотами-окислителями; реакции с простыми веществами-неметаллами, с оксидами, с солями менее активных металлов);

уметь:

- описывать различные типы атомов металлов периодической таблицы – s-, p-, d-, f-элементы;

- записывать электронную конфигурацию атомов металлов в основном, возбужденном состояниях и ионов, исходя из положения элемента в периодической системе;
- определять валентные возможности атомов металлов и степени окисления в соединениях;
- оценивать изменение металлических свойств по периоду слева направо и по группе сверху вниз;
- предсказывать формулы ионных соединений, образуемых распространенными металлами и неметаллами;
- применять величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и ряд напряжений металлов для оценки восстановительных свойств металлов;
- записывать уравнения химических реакций, характеризующих восстановительные свойства металлов.

Химия неметаллов. Общая характеристика неметаллов и их соединений. Общая характеристика элементов. Особенности строения атомов. Положение неметаллов в периодической системе. Особенности физических свойств неметаллов. Формы нахождения неметаллов в природе. Получение неметаллов. Характеристика неметаллов по группам.

Водород. Вода и пероксид водорода. Двойственность элемента водорода. Физические и химические свойства водорода. Способы получения. Взрывоопасность производства водорода. Практическое применение водорода и его смесей. Гидриды щелочных и щелочноземельных металлов. Гидрид-ион как восстановитель и лиганд. Вода, геометрия, строение молекулы, свойства. Вода - универсальный растворитель и лиганд. Проблемы загрязнения природных вод. Пероксид водорода, строение, свойства, получение и применение. Пероксиды металлов. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода и его производных.

Лекция – 2 час.

Самостоятельная работа.

Химия углерода, кремния, и их соединений. Углерод и его аллотропные модификации. Неорганические соединения углерода. Карбиды металлов, оксиды углерода, угольная кислота и ее соли. Химические процессы, составляющие основу производства углеродсодержащих материалов, и их безопасность. Экологическая опасность оксида углерода (II). Кремний – соединения кремния: силаны, галогениды, силициды, оксиды. Кремниевые кислоты и их соли. Гидролиз силикатов. Использование соединений кремния в химическом производстве.

Лекция - 2 час.

Лабораторная работа 10. Химия углерода, кремния и их важнейших соединений.

Самостоятельная работа.

Химия азота, фосфора и их соединений. Нахождение азота в природе. Строение молекулы азота. Кратность, длина и энергия связи. Химическая инертность молекулярного азота. Получение азота в лаборатории и в промышленности.

Применение азота в промышленности. Аммиак, промышленный синтез. Строение молекулы аммиака. Физические и химические свойства аммиака. Соли аммония. Гидролиз солей аммония. Термическая устойчивость солей аммония. Получение аммиака в лаборатории и в промышленности. Качественная реакция на катион аммония. Оксиды азота. Строение молекул, физические и химические свойства. Получение оксидов азота. Азотистая кислота. Строение и свойства. Окислительно-восстановительная двойственность азотистой кислоты и ее солей. Азотная кислота. Получение в промышленности. Общие кислотные свойства. Окислительные свойства азотной кислоты и ее солей. Термическая устойчивость азотной кислоты и ее солей. Биологическая роль соединений азота.

Аллотропные модификации фосфора. Получение и химические свойства. Соединения фосфора с металлами и неметаллами. Фосфин, фосфиды. Оксиды фосфора и фосфорсодержащие кислоты. Соли фосфорной кислоты, их свойства и применение.

Лекция - 4 час.

Лабораторная работа 11. Химия азота и его важнейших соединений. Самостоятельная работа.

Кислород. Строение молекулы кислорода. Получение и химические свойства кислорода. Озон, строение молекулы, получение и применение. Биологическая роль кислорода и озона. Способность кислорода к образованию прочных связей с углеродом, кремнием, фосфором, серой. Молекулярный кислород как окислитель. Экологическая роль кислорода и озона.

Лекция – 2 час.

Самостоятельная работа.

Химия серы и ее соединений. Природные соединения серы. Валентные состояния атома серы. Физические и химические свойства серы. Окислительно-восстановительная двойственность серы. Получение и применение серы. Сероводород. Строение молекулы. Физические и химические свойства. Сероводородная кислота и ее соли. Гидролиз водных растворов сульфидов. Качественные реакции на сульфид-ионы. Классификация сульфидов по растворимости в воде и в кислотах. Способы получения сероводорода. Применение сульфидов в промышленности. Оксиды серы (+4) и (+6). Получение, физические и химические свойства. Окислительно-восстановительная двойственность соединений серы (+4). Оксид серы (+4) в атмосфере. Серная кислота, кислотные и окислительные свойства по отношению к металлам, неметаллам и сложным веществам. Водоотнимающие свойства серной кислоты. Химические процессы, составляющие основу получения важнейших соединений. Экология серы и ее соединений.

Лекция – 2 час.

Лабораторная работа 12. Химия элементов подгруппы кислорода. Самостоятельная работа.

Химия галогенов и их соединений. Положение галогенов в периодической системе. Электронное строение атомов. Нахождение в природе. Физические и химические свойства галогенов. Промышленные и лабораторные способы получения галогенов. Применение галогенов. Галогеноводороды. Способы получения. Характеристика свойств галогеноводородов и их водных растворов. Соли галогеноводородных кислот. Восстановительные свойства галогенид-ионов. Качественные реакции на галогенид-ионы. Кислородные соединения галогенов. Хлорноватистая кислота и ее соли. Хлористая кислота и ее соли. Хлорноватая кислота и ее соли. Хлорная кислота и ее соли. Сравнительная характеристика кислотных и окислительных свойств кислородных кислот хлора в зависимости от степени окисления хлора. Химические процессы, составляющие основу

получения важнейших соединений. Биологическая роль галогенов.

Лекция – 2 час.

Лабораторная работа 13. Химия галогенов и их важнейших соединений.

Самостоятельная работа.

Освоив материал данного раздела программы, студент должен

знать:

- электронную конфигурацию распространенных элементов-неметаллов;
- валентные возможности атомов-неметаллов с учетом положения элементов в периодической системе;
- алгоритм составления структурно-графических формул наиболее распространенных соединений неметаллов;
- типы химических связей между атомами в наиболее распространенных соединениях;
- принадлежность распространенных веществ, образуемых неметаллами, к определенному классу (оксиды, кислоты, гидроксиды, соли);
- предсказывать проявление кислотно-основных свойств по формуле вещества;
- предсказывать проявление окислительно-восстановительных свойств по формуле вещества и степени окисления неметалла в соединении;

уметь:

- записывать электронную конфигурацию атомов неметаллов в основном и возбужденном состояниях; частиц в положительной и отрицательной степенях окисления;
- предсказывать валентность распространенных неметаллических элементов по их положению в периодической системе;
- составлять структурно-графические формулы веществ;
- указывать тип гибридизации атомных орбиталей центрального атома в бинарных соединениях;
- определять степени окисления элемента в молекулах и ионах;
- указывать наличие или отсутствие у молекулы дипольного момента;

- описывать природу химических связей в молекуле по структурно-графической формуле, указывая наличие сигма- и пи-связей;
- предсказывать относительную полярность связей между атомами в молекуле;
- по формуле вещества определять принадлежность к определенному классу (оксиды, кислоты, основания, соли);
- предсказывать проявление кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств веществ;
- записывать уравнения реакций, характеризующие химические свойства простых веществ и их соединений.

Классификация неорганических веществ. Основные классы неорганических веществ. Классификация неорганических веществ по составу. Гидриды и оксиды. Классификация неорганических соединений на основе электролитической диссоциации. Химические свойства кислот, оснований и солей с точки зрения теории электролитической диссоциации. Взаимосвязь между различными классами неорганических соединений. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений.

Лекция – 4 час.

Лабораторные работы 14,15. Основно-кислотные и окислительно-восстановительные свойства важнейших классов неорганических соединений.

Самостоятельная работа.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №2. Реакционная способность химических соединений, наиболее часто используемых в технологических процессах и производствах.

Освоив материал данного раздела программы, студент должен

знать:

- алгоритм составления формул химических соединений с использованием периодической системы и таблицы растворимости;
- классификацию элементов и химических соединений;
- классификацию оксидов, кислот, оснований и солей по различным признакам;
- свойства оксидов, кислот, оснований и солей; условия образования основных и кислых солей;
- изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств оксидов, кислот, оснований и солей в зависимости от положения элемента в периодической системе и изменения степени окисления элемента;
- простейшие способы получения оксидов, кислот, оснований и солей. **уметь:**
- составлять структурно-графические формулы веществ;
- указывать тип гибридизации атомных орбиталей центрального атома в бинарных соединениях;
- определять степени окисления элемента в молекулах и ионах;
- указывать наличие или отсутствие у молекулы дипольного момента;

- описывать природу химических связей в молекуле по структурно-графической формуле, указывая наличие сигма- и пи-связей;
- предсказывать относительную полярность связей между атомами в молекуле;
- по формуле вещества определять принадлежность к определенному классу (оксиды, кислоты, основания, соли);
- предсказывать проявление кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств веществ;
- записывать уравнения реакций, характеризующие химические свойства соединений.

Химическая идентификация, очистка и разделение смеси веществ. Качественные реакции на катионы и анионы. Вещество и его чистота. Номенклатура и классификация химических веществ по составу и степени чистоты. Понятие примесей, загрязнителей, вредных веществ. Способы очистки и разделения химических веществ. Перекристаллизация. Сублимация. Разделение смесей твердых веществ. Очистка жидкостей. Получение и очистка газов.

Лекция – 4 час.

Самостоятельная работа.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 3 Экспериментальная контрольная работа

Приобретенные при изучении дисциплины знания и умения, студенты должны осознанно применять для характеристики строения и свойств различных соединений.

Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины «Общая и неорганическая химия»

а) основная литература:

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие для студентов нехимических вузов. - Л.: «Химия», 2007. – 727 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие. М.: Интеграл-Пресс, 2007. - 240 с.

б) дополнительная литература:

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. школа, 2002. – 743 с.
2. Захарова Т.В., Макушова Г.Н., Кожина Л.Ф., Синегубова С.И., Капустина Е.В. Руководство к лабораторным занятиям по общей и неорганической химии. – С: Научная книга, 2010. – 260 с.
3. Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В. Задания для самостоятельной работы по общей и неорганической химии. Учебное пособие. – Саратов: ООО «Издательский Центр «Наука»», 2011 г. – 102 с.
4. Кожина Л.Ф., Захарова Т.М., Макушова Г.Н. Рабочий журнал студента для лабораторных работ по химии: Учебно-методическое пособие для студентов нехимических факультетов. – Саратов, Изд-кий центр «Наука», 2012.- 81с.

в) Программное обеспечение и Интернет-ресурсы:

<http://www.xumuk.ru>, <http://www.himhelp.ru>

[hppt:// www.xumuk.ru](http://www.xumuk.ru)

<http://chemister.da.ru>

[http:// alhimik.ru](http://alhimik.ru)

КАЛЕНДАРНЫЙ ПЛАН

лабораторных занятий для студентов 1 курса (бакалавриат) направление подготовки
«Техносферная безопасность» 2 семестр, 72 часа

№ пп	Тема лабораторного занятия	Форма контроля
1	Скорость химических реакций.	Решение задач. Дом/задание. Отчет о лабораторной работе
2	Химическое равновесие	Решение задач. Дом/задание. Отчет о лабораторной работе. Тестирование.
3	Растворы и их свойства. Часть 1	Решение задач. Дом/задание. Отчет о лабораторной работе.
4	Растворы и их свойства. Часть 2	Решение задач. Дом/задание. Отчет о лабораторной работе.
5	Растворы и их свойства. Часть 3	Решение задач. Дом/задание. Отчет о лабораторной работе.
6	Растворы и их свойства. Часть 4	Решение задач. Дом/задание. Отчет о лабораторной работе. Тестирование.
7	Химия в задачах	<i>Контрольная работа 1</i>
8	Окислительно-восстановительные процессы. Часть 1	Решение задач. Дом/задание. Отчет о лабораторной работе. Тестирование.
9	Окислительно-восстановительные процессы. Часть 2	Решение задач. Дом/задание. Отчет о лабораторной работе. Тестирование.
10	Восстановительные свойства металлов.	Решение задач. Дом/задание. Отчет о лабораторной работе. Тестирование.
11	Химия углерода, кремния и их важнейших соединений.	Решение задач. Дом/задание. Отчет о лабораторной работе. Тестирование.
12	Химия азота и его важнейших соединений.	Решение задач. Дом/задание. Отчет о лабораторной работе. Тестирование.
13	Химия элементов подгруппы кислорода	Решение задач. Дом/задание. Отчет о лабораторной работе.

		Тестирование.
14	Химия галогенов и их важнейших соединений	Решение задач. Дом/задание. Отчет о лабораторной работе. Тестирование.
15	Основно-кислотные и окислительно-восстановительные свойства важнейших классов неорганических соединений.	Решение задач. Дом/задание. Отчет о лабораторной работе. Тестирование.
16	Основно-кислотные и окислительно-восстановительные свойства важнейших классов неорганических соединений.	Решение задач. Дом/задание. Отчет о лабораторной работе. Тестирование.
17	Реакционная способность химических соединений, наиболее часто используемых в технологических процессах и производствах.	<i>Контрольная работа 2</i>
18	Химическая идентификация веществ.	<i>Контрольная экспериментальная работа 3</i>

Порядок проведения лабораторного занятия:

1. Проверка присутствующих.
2. Проведение тематического тестирования 20 – 25 мин. В это время преподаватель проверяет у каждого студента рабочий журнал на наличие частично оформленной лабораторной работы («домашней заготовки»), письменного домашнего задания и выставляет соответствующие баллы в практикантскую книжку студента и журнал учета успеваемости.
3. Проверка правильности выполненных тестов, анализ полученных результатов, обсуждение вопросов, вызвавших у студентов наибольшие затруднения при выполнении теста.
4. К выполнению лабораторной работы допускается студент, успешно выполнивший тест, имеющий «домашнюю заготовку» по оформлению работы и домашнее задание.
5. Выполнение лабораторной работы. Разрешается выполнение отдельных опытов небольшой группой. Работая группой, студенты обсуждают ход выполнения работы и результаты и при этом ими приобретаются навыки научного общения.
6. Отчет о выполнении лабораторной работы оформляется каждым студентом индивидуально и предоставляется преподавателю по окончании лабораторной работы. Если отчет составлен правильно, преподаватель расписывается в вашем Рабочем журнале и выставляет соответствующий балл. Если преподаватель обнаружит ошибки в

отчете или будет неудовлетворен ответами на вопросы, то студенту необходимо внести исправления и вновь отчитаться перед преподавателем. Отчет за выполненную работу предоставляется преподавателю **в день выполнения работы**.

В случае болезни или в других исключительных случаях, документально подтвержденных, студент **обязан в 3-х дневный** срок известить дирекцию института о пропуске занятий и представить медицинскую справку, заверенную в здравпункте СГУ (или другой документ, например, справку из военкомата). В таком случае студенту будет предоставлена возможность отработки пропущенных лабораторных занятий в другое время.

Учебный рейтинг по дисциплине «Общая и неорганическая химия»

Система БАРС, применяемая на 1 курсе обучения Института химии по направлению подготовки «Техносферная безопасность», позволяет оценить учебную деятельность студента в баллах. Такой подход способствует систематической работе студентов и позволяет им самостоятельно контролировать степень усвоения учебного материала.

При изучении дисциплины предусмотрено 2 вида промежуточной аттестации: **зачет и экзамен**.

Таблица максимальных баллов по видам учебной деятельности для получения **зачета**

1	2	3	4	5	6	7	8
Лекции	Лабораторные занятия	Практические занятия	Самостоятельная работа	Автоматизированное тестирование	Другие виды учебной деятельности	Промежуточная аттестация	Итого
0	40	0	30	0	30	0	100

Лабораторные занятия – 15, всего **40** баллов, каждая лабораторная работа – 0 – **2,67** балла.

Оценивается:

выполнение лабораторных работ (0 - **15** баллов), каждая работа 0 – **1** балл;

письменный отчет по лабораторным работам (0 - **15** баллов), каждая лабораторная работа 0 – **1** балл;

ответы на вопросы при защите отчета 0 – **15** баллов; каждая работа 0 – **1** балл.

Условие - отчет за выполненную работу предоставляется преподавателю **в день выполнения работы**.

Самостоятельная работа – 0-**30** баллов.

Оценивается:

подготовка к выполнению лабораторных работ (0-**10** баллов); к каждой лабораторной работе должна быть «домашняя заготовка»; студент допускается к выполнению работы только при наличии *частично оформленной* работы. За каждую подготовленную работу – 0 - **0,66** балла;

решение задач (0 - **10** баллов), решение задач предусмотрено во время лабораторных работ на каждом занятии - **0,66** балла;

письменное домашнее задание (0-**10** баллов); каждая лабораторная работа содержит домашнее задание 0 - **0,66** балла;

Другие виды учебной деятельности – (0-30 баллов).

Оценивается:

посещаемость лабораторных занятий – 0 – **5** баллов.

тематическое тестирование (0-**10** баллов), тестирование проводится по 10 темам, каждый тест – 0-**1** балла. При неудовлетворительной оценке теста предоставляется возможность повторного тестирования. Учитывается средний балл двух попыток;

итоговое тестирование (0-**15** баллов). Повторное тестирование не предусмотрено.

Перерасчет полученной студентом суммы баллов по дисциплине «Общая и неорганическая химия» для зачета:

50 баллов и более	«зачтено»
менее 50 баллов	«не зачтено»

Таблица максимальных баллов по видам учебной деятельности для сдачи экзамена:

1	2	3	4	5	6	7	8
Лекции	Лабораторные занятия	Практические занятия	Самостоятельная работа	Автоматизированное тестирование	Другие виды учебной деятельности	Промежуточная аттестация	Итого
5	0	0	40	0	15	40	100

Лекции – 27 лекций; всего за лекции 0 - **5** баллов.

Оценивается: *посещаемость*. Каждая лекция – 0 - **0,185** балла.

Самостоятельная работа – 0-**40** баллов.

Оценивается:

контрольные работы: контрольная работа №1 (0-**10** баллов);

контрольная работа № 2 (0-**10** баллов);

контрольная работа №3 (0-**10** баллов);

самостоятельная работа по темам, не отрабатываемым на лабораторных занятиях, но предусмотренных программой дисциплины: 0 – **10** баллов.

Другие виды учебной деятельности – 0 – **15** баллов.

Оценивается:

поощрительные баллы: активность на лекции при ответе на вопросы 0 - **5** баллов;

оформление демонстрационных лабораторных опытов с ответами на теоретические вопросы по теме лекции 0 – **10** баллов.

Промежуточная аттестация – 0 – 40 баллов: экзамен

31-40 баллов – ответ на «отлично»

21-30 баллов – ответ на «хорошо»

11-20 баллов – ответ на «удовлетворительно»

0-10 баллов – неудовлетворительный ответ

Сумма баллов, набранных студентом по итогам изучения дисциплины	0-54	55-69	70-79	80-100
экзамен	«неудовлетворительно»	«удовлетворительно»	«хорошо»	«отлично»

Критерии оценивания отдельных видов работы студента

Письменный отчет по лабораторным работам – если предоставляемый преподавателю отчет выполнен в полном объеме и без замечаний – максимально возможный балл. Если имеются замечания преподавателя и студент устраняет их самостоятельно – 75% от максимального балла; если студент испытывает затруднения и не может во время занятия устранить сделанные замечания (ошибки), то получает всего лишь 50%.

Подготовка к выполнению лабораторных работ – «домашняя заготовка». Выполнено в полном объеме – максимальный балл; при частичном оформлении – 75% или 50% от максимального балла.

Решение задач – решение задачи должно быть оформлено с подробным описанием хода решения и расчетных формул в общем виде с указанием единиц измерения всех величин. Преподаватель может задать вопрос, с целью выяснения понимания студентом изучаемого материала. Каждый студент получает **индивидуальное** задание. В зависимости от объема и качества выполненной работы происходит оценивание.

Письменное домашнее задание – ответы на контрольные вопросы, решение упражнений и задач, условия которых приведены в Рабочем журнале для лабораторных работ. Выполняется дома каждым студентом **индивидуально** в соответствии с правилами оформления решения задач. Преподаватель выставляет оценку **после собеседования** со студентом – выяснения степени усвоения изученного материала. Если у некоторой группы студентов работа выполнена «под копирку», то все студенты теряют баллы за данный вид деятельности (0 баллов).

Проверка знаний проводится по каждой теме с использованием тестовых заданий. Набор тестовых заданий состоит из 10 вариантов, каждый из которых содержит 5 вопросов. Тесты содержат две формы заданий: закрытая (с выборочными ответами) и открытая форма. Студенты 1 курса, освоившие в школе форму ЕГЭ по различным предметам, чаще всего считают, что и тестовые задания по изучаемой дисциплине

(форма задания с выборочными ответами) имеют только один правильный ответ, и не прорабатывают до конца все предлагаемые ответы. Для устранения возможности интуитивного случайного выбора правильного ответа используется варьирование числа правильных ответов: в одном вопросе может быть только один правильный ответ, а в другом два или более. Такой подход к выполнению тестовых заданий в большей степени отражает уровень усвоения студентами изученного материала и его подготовленности к занятиям, зачетам и экзамену. При неудовлетворительной оценке теста предоставляется возможность повторного тестирования. Учитывается усредненный балл двух попыток.

Проведение тестирования способствует повышению мотивации студентов к изучению дисциплины, позволяет им составить представление об уровне своих знаний, выявить, какие разделы необходимо дополнительно проработать и, в целом, способствует своевременному выполнению учебного плана.

В качестве примера приведено решение 2-х вариантов тестов:

1. Какая связь в соединении $Al(OH)Cl_2$ имеет более **ионный** характер?

- 1) Al – O 2) H – O 3) Al – Cl 4) не знаю

Решение:

Чисто ионной связи нет, предельный случай ковалентной полярной связи - ионная связь; мерой полярности связи является различие в электроотрицательности атомов, образующих химическую связь. Электроотрицательность атома O = 3,5; Al = 1,5; Cl = 3,0; H = 2,1. Наиболее ионная связь Al – O. В образовании ионной связи принимают участие металл и неметалл. Ответ - 1

2. Молекула какого вещества является **полярной**?

- 1) H_2 2) H_2O 3) CO_2 4) CCl_4

Решение:

H_2 , CO_2 - линейное строение, неполярные молекулы; CCl_4 - тетраэдрическое строение, симметричная неполярная молекула. Следовательно, полярной молекулой является H_2O .
Ответ - 2

3. Укажите тип **гибридизации** атомных орбиталей центрального атома в молекуле CO_2 :

- 1) sp 2) sp^2 3) sp^3 4) d^2sp^3

Решение:

CO_2 - линейное строение, тип гибридизации sp; алгоритм определения типа гибридизации АО центрального атома подробно разбирается в руководстве.

Ответ - 1

4. Сколько связей по обменному механизму может образовывать атом **азота**?

- 1) 2 2) 3 3) 4 4) 5

Решение:

Атом азота γN имеет электронное строение $1s^2 2s^2 2p^3$, на внешнем энергетическом уровне находится 3 неспаренных электрона и может предоставить их для образования 3 связей по обменному механизму.

Ответ - 2

5. Как меняется длина связи в ряду **HF – HCl – HBr – HI**?

- 1) уменьшается 2) увеличивается 3) не меняется
4) сначала уменьшается, затем увеличивается

Решение:

В указанных соединениях связь водород - галоген определяется радиусом атома галогена. По ряду фтор - хлор - бром - иод радиус атома увеличивается и соответственно длина связи увеличивается. Ответ – 2

Ответы на вопросы теста можно оформить в виде таблицы на отдельном листе бумаги:

вопрос	1	2	3	4	5
ответ	1	2	1	2	2

или записать в практикантской книжке студента.

Каждое тестовый вариант оценивается 0 – 1 балла. Поскольку в данном случае, каждый вопрос имеет один правильный ответ, то ответ на каждый вопрос оценивается 0,2 балла. Если задание теста содержит задачу или вопрос, требующий пояснения (написания уравнения реакции), то после табличной формы ответов на том же листе бумаги необходимо написать полный ход решения задачи или составить уравнение реакции. Если вопрос имеет несколько ответов, каждый ответ вопроса оценивается с учетом числа ответов, например, вопрос имеет 2 правильных ответа, то каждый ответ – 0,1 балла; 3 ответа – 0,066 балла. В связи с этим суммарная оценка в баллах может быть дробной величиной.

1. Какие вещества хорошо растворимы в **бензоле**?

- 1) C_6H_{14} 2) K_2SO_4 3) HNO_3 4) Br_2

Решение:

Можно использовать экспериментальное правило «подобное растворяется в подобном»: бензол – органическое неполярное вещество, хорошо растворяет неполярные вещества.

Ответ – 1,4.

2. **Степень диссоциации** уксусной кислоты в её водном растворе можно повысить:

- 1) добавив в раствор кислоту 2) добавив в раствор воду
3) повысив температуру раствора 4) добавив щёлочи

Решение:

Степень диссоциации увеличивается при уменьшении концентрации раствора, т.к. при разбавлении увеличиваются расстояния между ионами и уменьшается возможность

их соединения в молекулы, а также при повышении температуры и добавлении щелочи (катионы водорода связываются ионами OH).

Ответ – 2,3,4.

3. рН раствора гидроксида калия равно 11. Какова концентрация щёлочи в растворе?

- 1) $1 \cdot 10^{-3}$ 2) $1 \cdot 10^{-11}$ 3) $1 \cdot 10^3$ 4) $1 \cdot 10^{11}$

Решение:

Гидроксид калия сильный электролит, полностью диссоциирует на ионы: $KOH = K^+ + OH^-$

$pOH + pH = 14$. $pOH = 14 - 11 = 3$. $3 = -lg[OH^-]$, $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Ответ – 1.

4. Определите массовую долю (%) азотной кислоты в растворе, полученном при сливании 0,2 л 18%-ого раствора с $\rho = 1,1$ г/мл и 180 г 45%-ого раствора.

- 1) 23 2) 28 3) 30 4) 31,5

Решение:

Для решения задачи используем формулу: $w = \frac{m_{\text{раств.вещ-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$

Масса раствора (1) = объем раствора плотность раствора = $200 \cdot 1,1 = 220$ г. Масса раствора после сливания двух растворов равна сумме их масс = $220 + 180 = 400$ г. Масса растворенного вещества в растворе (1) = $220 \cdot 0,18 = 39,6$ г. Масса вещества в растворе (2) = $180 \cdot 0,45 = 81$ г.

Масса вещества в растворе (3) = $39,6 + 81 = 120,6$ г. Массовая доля растворенного вещества в растворе (3) = $120,6 / 400 = 0,30 = 30\%$.

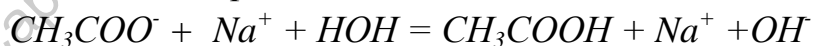
Ответ – 3.

5. Укажите соль, которая гидролизуется по аниону, и напишите уравнение реакции гидролиза:

- 1) $Ba(NO_3)_2$ 2) CH_3COONa 3) CH_3COONH_4 4) NH_4NO_3

Решение:

Чтобы ответить на этот вопрос, нужно определить соль, которая образована сильным основанием и слабой кислотой: это ацетат натрия, данная соль образована сильным основанием NaOH и слабой кислотой CH_3COOH . В растворе соль существует в виде ионов CH_3COO^- и Na^+ , которые взаимодействуют с водой с образованием слабого электролита:



Краткое ионно-молекулярное: $CH_3COO^- + H_2O = CH_3COOH + OH^-$, гидролиз по аниону.

Молекулярное уравнение имеет вид:



вопрос	1	2	3	4	5
--------	---	---	---	---	---

ответ	1,4	2,3,4	1	3	2
-------	-----	-------	---	---	---

Итоговое тестирование – 10 вариантов, каждый вариант содержит 25 вопросов с выборочными ответами и 5 заданий открытой формы. Каждый студент получает вариант задания на бумажном носителе, где указывается фамилия студента, группа, дата и вопросы с выборочными ответами. Здесь же студент отмечает правильные ответы. Задания с открытой формой выполняются в рукописной форме с полным описанием ответа. После выполнения всех заданий – подпись студента. Работа сдается преподавателю на проверку.

Каждый студент имеет практикантскую книжку (форма представлена в приложении), в которой отражены все виды учебной деятельности студента.

Таблица оценивания результатов деятельности студента (форма которой приведена ниже) располагается на обратной стороне практикантской книжки.

Виды деятельности студента	зачет	Максимальное число баллов по условиям рейтинга	экзамен	Максимальное число баллов по условиям рейтинга
Лекции	-	-		5
Лабораторные занятия, включая:		45	-	-
Выполнение лаб.раб.		15	-	-
Письменный отчет по лаб.раб.		15	-	-
Ответы на вопросы при защите отчета		15	-	
Самостоятельная работа, включая:		30		40
Домашняя заготовка лаб.раб.		10		
Решение задач		10	-	
Домашнее задание		10	-	
Контрольные работы	-	-		30
Сам.работа по темам, не отрабатываемым на лаб.занятиях	-	-		10
Другие виды работ, включая:		25		15

Посещаемость лаб.занятий		5	-	-
Тематическое тестирование		10	-	-
Итоговое тестирование		10	-	-
Поощрительные баллы		-		15
ВСЕГО		100		100

Средняя нагрузка студента в неделю: аудиторная – 7 час.; самостоятельная внеаудиторная работа студента – 7 час.

Студент, *не выполнивший* необходимые требования в рамках балльно-рейтинговой системы оценивания успеваемости, считается *не аттестованным* по дисциплине и допускается к сдаче экзамена в день пересдачи с предоставлением *направления* от дирекции института химии только после ликвидации своих задолженностей.

При этом баллы, набранные в период семестра *не учитываются*.

Саратовский государственный университет имени Н.Г. Чернышевского

Практикантская книжка студента (II семестр)

Направление подготовки – Техносферная безопасность

Предмет		Факультет, отделение						Курс, группа, учебный год				Фамилия, имя					
Общая и неорганическая химия		Институт химии, дневное отделение						I курс, _____ гр., 20__/20__ уч. год									
ТЕМА ЗАНЯТИЯ		Ск-ть р-ций	Химич. равн.	Раст-ры Часть 1	Раст-ры Часть 2	Раст-ры Часть 3	Раст-ры Часть 4	ОВР-1	ОВР-2	Восстан.с в-ва металлов	C, Si	N ₂ ,P	S	NaI ₂	Осн. Классы-1	Осн. Классы-2	
Тестовый контроль	Вариант																
	1																
	2																
	3																
	4																
	5																
	Баллы																
Лаб. работа	Выполнение																
	Отчет																
Самостоятельная работа	Дом. заготовка																
	Дом. работа																
	Решение задач																
		Контрольная 2 -						Контрольная 2 -		Контрольная 3-			Итоговое тестирование -				

Саратовский государственный университет имени Н.Г. Чернышевского