

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФГБОУ ВО «СГУ имени Н.Г. Чернышевского»

Институт химии

УТВЕРЖДАЮ
Проректор по учебно-методической работе
профессор _____ Елина Е.Г.
"_____"/_____ 2016 г.



Рабочая программа дисциплины
Химия

Направление подготовки
05.03.05 Прикладная гидрометеорология

Профиль подготовки
Прикладная метеорология

Квалификация (степень) выпускника
Бакалавр

Форма обучения
очная

Саратов
2016год

1. Цели освоения дисциплины

Целями освоения дисциплины «Химия» являются: воспитание квалифицированного бакалавра с высокими профессиональными и личностными качествами; овладение базовыми знаниями фундаментальных разделов химии в объеме, необходимом для освоения химических основ в прикладной гидрометеорологии; понимание сущности химических реакций, имеющих место в атмосфере и гидросфере и протекающих в них процессах; овладение методами химического анализа основных компонентов атмосферы; приобретение профессиональных навыков при анализе химических процессов, происходящих в атмосфере и гидросфере и оценки меры их экологической опасности; приобретение профессиональных навыков при работе с химическим оборудованием, химическими приборами и использование данных знаний в своей специализации.

2. Место дисциплины в структуре ООП

Данная дисциплина входит в состав естественнонаучного цикла. Она логически связана с дисциплинами «Математика», «Информатика», «Физика», «География». При освоении данной дисциплины обучающиеся должны обладать умением:

- характеризовать общие свойства химических элементов и их соединений на основе положения элементов в периодической системе Д.И. Менделеева;
- составлять формулы веществ, схемы электронного строения атомов, уравнения химических реакций различных типов;
- называть и определять вещества, их свойства, признаки классификации веществ;
- характеризовать состав и свойства химических соединений, имеющих место в атмосфере и гидросфере;
- объяснять факторы, влияющие на изменение скорости химической реакции и состояние химического равновесия;
- объяснять сущность химических процессов, протекающих в атмосфере и гидросфере;
- проводить вычисления по химическим формулам и уравнениям.

Освоение данной дисциплины, как предшествующей, желательно для изучения некоторых других дисциплин: «Экология», «Методы и средства гидрометеорологических измерений», «Климатология», «Физика атмосферы, океана и вод суши», «Статистические методы анализа гидрометеорологической информации», «Безопасность жизнедеятельности при выполнении гидрометеорологических работ».

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины ХИМИЯ

Выпускник должен обладать следующими общепрофессиональными компетенциями (ОПК):

способность представить современную картину мира на основе знаний основных положений, законов и методов естественных наук, физики и математики (ОПК-1).

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

Знать:

- теорию строения атомов, природу химической связи в химических соединениях для понимания механизма химических процессов;
- основные химические реакции, протекающие в атмосфере;
- основы физической химии;
- основы химической кинетики;
- химические процессы в водных растворах, в том числе, и в гидросфере.

Уметь:

- использовать теории строения атомов и химической связи для характеристики физико-химических свойств простых веществ и неорганических соединений;
- проводить тематические лабораторные исследования, выполнять обработку результатов эксперимента и подготовку отчета о выполненной работе в лабораторном журнале;
- определять направление протекания химических реакций, используя основные термодинамические характеристики;
- анализировать химические процессы, происходящие в атмосфере и гидросфере, оценивать меру их экологической опасности;
- использовать основные химические законы, термодинамические справочные данные и количественные соотношения теории растворов для решения задач.

Владеть:

- знаниями химических свойств основных классов неорганических соединений; методом электронного баланса с целью написания химических реакций различных типов;
- теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе электронного строения их атомов и положения в периодической системе химических элементов;
- навыками вычисления тепловых эффектов и термодинамических параметров химических реакций при заданных условиях (температуры, давления, объема);
- современными методами статистической обработки гидрометеорологической информации;
- навыками самостоятельной работы с учебной, специализированной литературой и в глобальных компьютерных сетях.

4. Структура и содержание дисциплины ХИМИЯ

Общая трудоемкость дисциплины составляет 4 зачетных единиц (144 часа).

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)				Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра) Формы промежуточной аттестации (по семестрам)
				Лекции	Семинары	Лабораторные	Самостоятельная работа	
1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	Тема 1. Вводная лекция. Основные классы неорганических соединений.	1	1-2	4		4	6	Тестовый контроль
2	Тема 2. Основные понятия и законы химии.	1	3-4	2			4	
3	Тема 3. Теория химической связи.	1	5-6	4			4	
4	Тема 4. Теория строения атома. Периодический закон и физико-химические характеристики атомов.	1	7	4		4	6	Тестовый контроль. Контрольная работа №1.
5	Тема 5. Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	1	8	2			2	
6	Тема 6. Растворы. Тепловые эффекты при растворении. Растворимость веществ.	1	9	2			2	
7	Тема 7. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей. Определение pH атмосферных осадков.	1	10	2			4	
8	Тема 8. Окислительно-восстановительные процессы.	1	11	2		4	6	Тестовый контроль. Контрольная работа №2.
9	Тема 9. Водород. Вода.. Строение. Химические свойства. Вода – уникальный растворитель в природе.	1	12	2			4	

10	Тема 10. Кислород, озон. Воздух. Значение озона для жизни планеты. Методы индикации озона в атмосфере.	1	13	2		6	6	Тестовый контроль. Коллоквиум по разделам 1, 4, 8, 10.
11	Тема 11. Соединения серы в атмосфере, их свойства. Источники и стоки соединений серы. Методы индикации сероводорода и сернистого газа в атмосфере.	1	14	2			2	
12	Тема 12. Азот и его соединения. Химические свойства. Круговорот азота в природе.	1	15	2			2	
13	Тема 13. Углерод, его соединения. Химические свойства. Соединения углерода в окружающей среде.	1	16	2			2	
14	Тема 14. Происхождение и эволюция состава атмосферы. Современный состав атмосферы. Газы в атмосфере. Диссипация газов	1	17	2			2	
15	Тема 15. Источники загрязнения в атмосфере. Классификация их по физическим и химическим свойствам. Фотохимические реакции в атмосфере, их механизм.	1	18	2			2	
Всего:				36		18	54	Экзамен 36 часов

Тема 1. Вводная лекция. Основные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений

Роль химии в других науках естественного цикла. Атомно-молекулярное учение. Законы сохранения массы и энергии. Законы стехиометрии. Газовые законы. Основные классы неорганических соединений: оксиды, кислоты, основания, соли. Классификация, получение, химические свойства.

Тема 2. Теория строения атома. Периодический закон и физико-химические характеристики атомов

Открытия, свидетельствующие о сложности строения атома. Планетарная модель строения атома Резерфорда. Квантовая теория света. Уравнение Планка. Теория строения атома по Бору. Квантовомеханические представления о строении атома. Представление о квантовых свойствах

электрона; корпускулярно-волновой дуализм. Уравнение Шредингера. Представление о форме электронных облаков. Понятие о квантовых числах: главном, орбитальном, магнитном, спиновом. Энергетические уровни электронов в атоме. Порядок заполнения атомных орбиталей электронами. Принцип минимума энергии. Правило Хунда. Принцип Паули. Максимальная ёмкость энергетических уровней и подуровней. Электронные формулы элементов периодической системы, s-, p-, d- и f-элементы.

Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева и его физический смысл. Характеристика периодов и групп. Изменение свойств элементов по периодам и группам. Главные и побочные подгруппы. Общенаучное и философское значение периодического закона.

Тема 3. Теория химической связи

Развитие представлений о химической связи. Основные характеристики химической связи: длина связи, энергия связи, кратность, валентные углы. Основные типы химической связи, ионная, ковалентная, металлическая. Водородная связь.

Метод валентных связей, его основные положения. Механизмы образования связи: обменный и донорно-акцепторный. Свойства химической связи: насыщаемость, направленность. Концепция гибридизации. Представление о геометрии молекул. Полярность и поляризуемость связи. Дипольный момент молекул. Понятие о σ , π и δ -связях.

Ионная связь. Ненасыщаемость и ненаправленность ионной связи.

Металлическая связь. Водородная связь. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсное взаимодействие. Строение вещества в конденсированном состоянии.

Тема 4. Основы термодинамики. Энергетика химических процессов

Экзо- и эндотермические реакции. Закон Гесса. Направление химических процессов и возможность их самопроизвольного протекания.

Тема 5. Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие

Скорость химических реакций. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Закон действующих масс. Константа скорости реакции и её физический смысл. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Кривая распределения молекул по энергии. Энергия активации. Условия эффективных соударений молекул.

Катализ. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ.

Обратимость химических реакций. Химическое равновесие. Константа химического равновесия и её физический смысл. Влияние внешних факторов

на состояние химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Тема 6. Растворы. Растворимость веществ. Растворы неэлектролитов

Понятие о дисперсных системах и их классификация. Истинные и коллоидные растворы. Химическая теория растворов Д.И. Менделеева. Факты, свидетельствующие о взаимодействии растворителя с растворёнными веществами: теплота растворения, контракция, изменение окраски раствора. Современные представления о природе растворов (роль сольватации и диффузии). Растворимость веществ. Представление об идеальных растворах. Растворимость индивидуальных газов и газовых смесей в жидкостях. Влияние температуры и давления на растворимость газов. Закон Генри. Взаимная растворимость жидкостей. Влияние природы жидких компонентов и температуры на растворимость жидкостей. Растворимость твёрдых веществ. Зависимость растворимости от температуры (с точки зрения принципа Ле-Шателье).

Способы выражения состава растворов: объёмная, массовая концентрация и молярная доля, молярность, моляльность.

Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Осмотическое давление растворов. Осмос в природе. Особенности осмоса живой клетки. Закон Вант-Гоффа. Упругость пара растворителя над раствором. Закон Рауля. Повышение температуры кипения растворов и понижение температуры замерзания растворов по сравнению с чистым растворителем. Криво- и эбуллиоскопические константы.

Тема 7. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей. pH атмосферных осадков

Отклонения свойств растворов электролитов от законов Рауля и Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Современные представления о диссоциации электролитов в растворе. Степень и константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Влияние температуры и природы растворителя на степень и константу диссоциации.

Свойства кислот, оснований и солей с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация электролитов. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Произведение растворимости труднорастворимых веществ. Условия образования и растворения осадков.

Гидролиз. Гидролиз солей, образованных кислотами и основаниями различной силы. Условия смещения гидролитического равновесия.

Тема 8. Окислительно-восстановительные процессы

Степень окисления. Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность. Принцип составления уравнений окислительно-

восстановительных реакций различного типа: межмолекулярного, внутри-молекулярного окисления - восстановления, диспропорционирования.

Методы подбора коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях. Метод электронного баланса. Примеры окислительно-восстановительных реакций, протекающих в природе (атмосфере, гидросфере).

Тема 9. Водород. Вода

Положение водорода в периодической системе. Электронное строение атома, молекулы. Изотопный состав водорода. Распространённость и нахождение в природе. Промышленные и лабораторные способы получения водорода. Физические и химические свойства водорода. Вода. Строение. Химические свойства. Вода – универсальный растворитель в природе.

Тема 10. Кислород, озон. Воздух

Положение кислорода в периодической системе. Строение электронной оболочки атома кислорода. Строение молекулы кислорода с точки зрения метода валентных связей. Аллотропия кислорода. Распространённость и нахождение в природе. Состав воздуха. Физические и химические свойства свободного кислорода. Промышленные и лабораторные методы получения кислорода. Жидкий кислород, его свойства и применение. Роль кислорода в природных процессах.

Озон. Строение молекулы озона. Его физические и химические свойства. Получение озона. Роль озона в атмосфере, его влияние на флору, фауну и человека. Методы определения концентрации озона в атмосфере.

Тема 11. Сера, ее соединения. Химические свойства. Соединения серы в окружающей среде

Положение серы в периодической системе Д.И. Менделеева. Электронная конфигурация атома серы в стационарном и возбуждённом состоянии. Природные соединения. Физические и химические свойства серы. Применение серы.

Водородные соединения. Сероводород, способы получения, физические и химические свойства. Сероводородная кислота и её соли.

Кислородные соединения серы. Оксид серы (IV). Получение, физические и химические свойства. Сернистая кислота, сульфиты и гидросульфиты. Окислительно-восстановительные свойства оксида серы (IV) и сульфит-иона. Оксид серы (IV) в природе (атмосфере и гидросфере).

Оксид серы (VI). Получение, физические и химические свойства. Серная кислота. Принципы промышленных методов получения серной кислоты. Олеум. Окислительная активность серной кислоты в зависимости от концентрации. Отношение серной кислоты к металлам, неметаллам и сложным веществам. Соли серной кислоты. Квасцы. Соединения серы как важнейшие загрязнители окружающей среды: атмосферы, почвы, водоёмов. Методы определения соединений серы в атмосфере.

Тема 12. Азот и его соединения. Химические свойства. Круговорот азота в природе

Положение азота в периодической системе Д.И. Менделеева. Азот. Нахождение в природе, в атмосфере. Промышленные и лабораторные способы получения. Физические и химические свойства. Применение.

Аммиак. Строение молекулы аммиака. Физические свойства. Получение. Химические свойства аммиака. Соли аммония. Неорганические производные аммиака. Жидкий аммиак как растворитель.

Кислородные соединения азота. Оксиды азота в атмосфере. Условия и методы их получения. Методы определения оксидов азота в атмосфере. Азотистая кислота. Получение и свойства. Окислительно-восстановительная двойственность соединений азота (III).

Азотная кислота. Промышленные и лабораторные методы получения. Физические и химические свойства. Действие на металлы, неметаллы, органические вещества. Нитраты и их окислительные свойства. Термическая устойчивость нитратов. Применение в народном хозяйстве азотной кислоты и её солей. Азотные удобрения.

Тема 13. Углерод. Его соединения. Химические свойства. Соединения углерода в окружающей среде

Положение углерода в периодической системе Д.И. Менделеева. Электронная структура и возможные валентные состояния атома углерода в соединениях. Аллотропные модификации - графит, алмаз и карбин. Аморфный углерод. Уголь как поглотитель паров, газов и растворённых веществ. Понятие об адсорбции и хемосорбции. Химические свойства углерода. Оксид углерода (II). Строение молекулы оксида углерода (II) по методу ВС. Получение. Физические и химические свойства. Применение. Причина токсичности. Оксид углерода (IV). Получение, строение, физические и химические свойства, применение. Содержание углекислого газа в атмосфере, морях и океанах. рН морской воды. Карбонаты и гидрокарбонаты. Природные карбонаты.

Тема 14. Происхождение и эволюция состава атмосферы. Современный состав атмосферы

Химический состав первичной атмосферы. Эволюция химического состава атмосферы. Строение атмосферы. Характеристика тропо-, страто-, мезо-, термо- и экзосферы. Состав атмосферного воздуха. Диссипация газов.

Тема 15. Источники загрязнения в атмосфере

Вещества, загрязняющие атмосферу. Примеры. Антропогенные и естественные источники происхождения загрязняющих веществ. Основные каналы стока загрязняющих атмосферу веществ. Влияние

загрязняющих веществ на озонный слой. Фреоны. Механизм разрушения фреонами озона. Примеры фотохимических реакций.

5. Образовательные технологии, применяемые при освоении дисциплины ХИМИЯ

В соответствии с требованиями ФГБОУ ВО по направлению «Прикладная гидрометеорология» реализация компетентного подхода предусматривает широкое использование в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий (деловых и ролевых игр, разбор конкретных ситуаций) в сочетании с внеаудиторной работой с целью формирования и развития профессиональных навыков обучающихся.

В рамках учебного курса студенты самостоятельно прорабатывают лекционный материал, учебники, учебные пособия к каждому тематическому занятию. Перед каждым лабораторным занятием обучающиеся выполняют тестовые задания. Целью тестового контроля является проверка самостоятельной подготовки студентов к занятию, а также усвоение лекционного курса. Организация систематической проверки знаний с помощью тестового контроля не только способствует прочному усвоению учебной дисциплины, но и формирует сознательное отношение к обучению. Кроме того, использование тестов обеспечивает одновременный контроль знаний у большого количества студентов и повышает мотивацию обучающихся к освоению учебной дисциплины. После проверки результатов выполнения тестовых работ преподаватель может создать проблемную ситуацию, организовать беседу, подытоживающую и углубляющую изучение данной темы.

Все лабораторные работы носят характер химических экспериментов, которые каждый студент выполняет индивидуально по тематическому плану занятий. Далее студенты оформляют лабораторные журналы, в которых проводят обработку результатов эксперимента и подготовку отчета о выполненной работе.

Разновидностью образовательных технологий является технология адаптивного обучения, предполагающая гибкую систему организации учебных занятий с учетом индивидуальных особенностей обучаемых. Центральное место в этой технологии отводится обучаемому, его деятельности, качествам его личности.

Обучение в условиях применения технологии адаптивного обучения становится преимущественно активной самостоятельной деятельностью: это чтение обязательной и дополнительной литературы, реферативная работа, решение задач различного уровня сложности, выполнение лабораторных и практических работ, индивидуальная работа с преподавателем, контроль знаний и т.д. Технология адаптивного обучения предполагает осуществление контроля всех видов: контроль преподавателя, самоконтроль, взаимоконтроль учащихся, контроль с использованием технических средств.

Таким образом, все виды указанных образовательных технологий с небольшими изменениями могут быть использованы при изучении дисциплины инвалидами или лицами с ограниченными возможностями здоро-

вья. Так, например, на анализ «той или иной» ситуации студенту-инвалиду на занятиях может быть выделено больше времени, задание может быть выполнено самостоятельно вне занятий, на проведение текущего контроля успеваемости выделяется необходимое студенту-инвалиду время, возможность использования индивидуальных компьютеров, специальных компьютерных программ и сайтов Интернета, специальную видео- и аудиоинформацию.

На этапе обобщения знаний целесообразно проводить ролевые и деловые дидактические игры, в которых большое внимание уделяется вопросам практического использования приобретенных знаний, а также при изучении вопросов прикладного характера, в частности, химических процессов, протекающих в атмосфере и гидросфере. Доля интерактивных форм проведения занятий составляет не менее 10 % аудиторных занятий. В рамках дисциплины «Химия» предлагаются следующие темы ролевых игр:

- Парниковый эффект
- Истончение озонового слоя
- Кислотные дожди.

6. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины.

Формы самостоятельной работы:

- освоение теоретического материала по изучаемой теме;
- подготовка к текущему тестированию;
- выполнение письменных домашних заданий;
- оформление и сдача лабораторных работ;
- подготовка к отчетам, контрольным работам и коллоквиумам.

При освоении теоретического материала и выполнении письменных домашних заданий студентам рекомендуется использовать основную и дополнительную литературу, а также учебные пособия, в которых имеется подробный теоретический изучаемый материал и примеры решения типовых задач.

Перед каждым лабораторным занятием обучающиеся выполняют тестовые задания. Целью тестового контроля является проверка самостоятельной подготовки студентов к занятию, а также усвоение лекционного курса. Организация систематической проверки знаний с помощью тестового контроля не только способствует прочному усвоению учебной дисциплины, но и формирует сознательное отношение к обучению. Кроме того, использование тестов обеспечивает одновременный контроль знаний у большого количества студентов и повышает мотивацию обучающихся к освоению учебной дисциплины. Примеры тестовых заданий по темам лабораторных занятий.

Оксиды

- Какие оксиды при н.у. являются твердыми:
 - 1) SiO_2
 - 2) SO_2
 - 3) NO_2
 - 4) FeO
- Какие оксиды, формулы которых приведены ниже, являются безразличными (несолеобразующими):
 - 1) CO
 - 2) N_2O
 - 3) CO_2
 - 4) N_2O_5
- Все из оксидов какого ряда, формулы которых приведены ниже, взаимодействуют с серной кислотой:
 - 1) MgO ; K_2O ; N_2O
 - 2) MgO ; CuO ; ZnO
 - 3) NO ; FeO ; CuO
 - 4) SiO_2 ; CO_2 ; Fe_2O_3
- Укажите вещества, при разложении которых образуются кислотный и основной оксиды:
 - 1) CaCO_3
 - 2) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$
 - 3) $\text{Al}(\text{OH})_3$
 - 4) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
- Какие схемы реакций подтверждают кислотный характер оксида кремния (4):
 - 1) $\text{SiO}_2 + \text{Mg} \rightarrow$
 - 2) $\text{SiO}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$

Кислоты

- Какие из кислот, формулы которых приведены ниже, можно получить непосредственным растворением соответствующих оксидов в воде:
 - 1) H_3PO_4
 - 2) H_2SiO_3
 - 3) HPO_3
 - 4) H_2SO_4
- С какими веществами реагирует соляная кислота:
 - 1) серебро
 - 2) карбонат кальция
 - 3) нитрат серебра
 - 4) сульфат магния
- В каких рядах сила кислот слева направо возрастает:
 - 1) плавиковая кислота, соляная, иодоводородная;
 - 2) кремниевая, сернистая, угольная;
 - 3) хлорная, сероводородная, серная;
 - 4) серная, ортофосфорная, азотная.
- С какими веществами реагирует ортофосфорная кислота:
 - 1) сульфид натрия
 - 2) силикат натрия
 - 3) карбонат натрия
 - 4) ортофосфат калия
- Укажите формулы кислот, которым отвечает один и тот же оксид:
 - 1) H_2S
 - 2) H_2SO_3
 - 3) H_2SO_4
 - 4) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$

Основания

- Укажите формулы соединений, которые образуются при растворении соответствующих оксидов в воде:
 - 1) $\text{Al}(\text{OH})_3$
 - 2) $\text{Mn}(\text{OH})_2$
 - 3) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
 - 4) KOH
- Укажите формулы термически неустойчивых соединений:
 - 1) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 - 2) NaOH
 - 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 - 4) RbOH
- В каком ряду гидроксидов указаны только амфотерные:
 - 1) $\text{Mn}(\text{OH})_2$; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; KOH
 - 2) $\text{Be}(\text{OH})_2$; $\text{Al}(\text{OH})_3$; $\text{Zn}(\text{OH})_2$
 - 3) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Pb}(\text{OH})_2$
 - 4) $\text{Al}(\text{OH})_3$; $\text{Mg}(\text{OH})_2$; $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- Какая схема реакции отражает процесс получения нерастворимого в воде основания:
 - 1) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
 - 2) $\text{ZnO} + \text{NaOH} \rightarrow$
 - 3) $\text{CuCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
 - 4) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
- Гидроксид кальция в растворе реагирует по отдельности с веществами:
 - 1) CO_2 ; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; HCl
 - 2) $\text{Zn}(\text{OH})_2$; $\text{Fe}(\text{OH})_2$; SO_2
 - 3) KOH ; $\text{Al}(\text{OH})_3$; SO_2
 - 4) P_2O_5 ; Fe_2O_3 ; $\text{Mn}(\text{OH})_2$

Соли

- Получение кислой соли возможно по реакции:
 - $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{HNO}_3 + \text{CaO} \rightarrow$
 - $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HI} \rightarrow$
 - $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{MgO} \rightarrow$
- Укажите название кислоты, которая может образовывать кислые соли:
 - азотная
 - уксусная
 - угольная
 - хлороводородная
- В уравнении реакции $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ средняя соль + ... коэффициент перед формулой кислоты равен:
 - 2
 - 3
 - 1
 - 6
- Из раствора хлорида бария выпадает осадок при добавлении:
 - NaHSO_4
 - KCl
 - HCOONa
 - $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
- Гидросульфат натрия взаимодействует по отдельности с веществами ряда:
 - $\text{Cu}(\text{OH})_2$; MgO ; Mg
 - H_3PO_4 ; NaOH ; SiO_2
 - NaOH ; H_2SO_4 ; CO_2
 - BaCl_2 ; SO_2 ; HI

Тема: «Строение атома»

- Элемент водород имеет три изотопа. Сколько различных по изотопному составу молекул водорода образуют эти изотопы?
 - 1
 - 3
 - 6
 - 9
- Среди приведенных электронных конфигураций укажите невозможные:
 - $1p^1$
 - $2d^4$
 - $1s^2$
 - $3f^3$
- Число протонов в атоме элемента со строением валентных подуровней $3d^6 4s^2$ равно:
 - 8
 - 32
 - 26
 - 30
- Отметьте символы только d-элементов:
 - Ca ; Mn ; Co
 - Sc ; Ag ; Cu
 - Cl ; Te ; Ti
 - Au ; Ce ; Po
- В каком ряду элементов, химические знаки которых приведены ниже, неметаллические свойства слева направо увеличиваются?
 - O ; Po ; S ; Te ; Se
 - O ; Se ; S ; Po ; Te
 - Po ; Te ; Se ; S ; O
 - O ; S ; Se ; Te ; Po

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции»

- Какие вещества проявляют и окислительные, и восстановительные свойства?
 - NaNO_2
 - Na_2S
 - H_2SO_4
 - K_2SO_4
- Будет ли медь растворяться разбавленной серной кислоте?
 $E_0 \text{Cu}^{+2}/\text{Cu}^0 = 0.34\text{В}$
 $E_0 2\text{H}^+/\text{H}_2 = 0,0\text{В}$
- Какие реакции относятся к межмолекулярным окислительно-восстановительным реакциям?
 - $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{разб}) \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$
 - $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Сколько молекул серной кислоты выступает в качестве окислителя в данной реакции?
 $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 - 5
 - 1
 - 4
 - 2
- Расставьте коэффициенты и подсчитайте их сумму в левой части уравнения:
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - 10
 - 12
 - 15
 - 11

Тема: «Кислород. Озон»

- Какие вещества разлагаются с выделением следовых количеств озона?
1) KMnO_4 2) $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ 3) H_2O_2 4) BaO 5) $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$
- Рассчитайте массу (г) 1 л кислорода при н.у.
1) 0,143 2) 0,714 3) 1,43 4) 16 5) 32
- Какие реакции используются для получения кислорода в лаборатории?
1) $\text{KMnO}_4 \rightarrow$ (нагревание) 2) $\text{KClO}_3 \rightarrow$ (нагревание, кат.)
3) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 4) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- Какие степени окисления может проявлять кислород в соединениях?
1) -2 2) -1 3) +1 4) +2 5) +3
- Расставьте коэффициенты и подсчитайте их сумму в правой части уравнения:
 $\text{H}_2\text{S}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
1) 3 2) 4 3) 5 4) 6 5) 7

В рамках учебной дисциплины проводятся контрольные работы и коллоквиумы по ряду фундаментальных химических тем, являющихся основополагающими в будущей профессии. Контрольная работа — промежуточный метод проверки знаний студента. Обычно проходит в письменном виде, в аудитории, и этим отличается от самостоятельной работы. В ходе контрольной работы студенты обычно не имеют права пользоваться учебниками, конспектами и т. п. Примеры некоторых вариантов тематических контрольных работ.

Контрольная работа по теме «Теория строения атома. Периодический закон и физико-химические характеристики атомов»

Вариант № 1

- Определите порядковый номер элемента $^{41}\text{Э}$, если в его ядре находится 20 нейтронов.
- Чему равна емкость энергетических уровней, для которых $n = 3$, $n = 4$?
- Напишите электронные и электронно-графические формулы атомов кальция и кобальта в основном состоянии.
- Определите число энергетических уровней и число электронов для атома с сокращенной электронной формулой $\dots 4s^2 4p^2$?
- Что общего в основном электронном состоянии элементов VII группы.
- Какой заряд должен быть у атома фосфора, чтобы данный атом был изоэлектронным иону Cl^- ?
- Объясните, почему элементы марганец и хлор находятся в одной группе периодической системы, но в разных подгруппах?
- Какую информацию о месте элемента в периодической системе и его свойствах можно получить, зная порядковый номер элемента? Покажите это на примере элементов с порядковыми номерами 26 и 16.
- Из двух элементов один образует ион Э^{2-} , а другой Э^{2+} . Оба иона имеют одинаковую электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6$. Определите период, группу, подгруппу и порядковый номер каждого элемента.

10. Как изменяются значения радиусов атомов и энергии ионизации по периодам и главным подгруппам?
11. Составьте ряд металлов в порядке возрастания их химической активности, исходя из предложенных элементов: Ba, Cu, Be, Al.
12. Какой из элементов имеет наибольшее сродство к электрону хлор или иод.

Вариант № 2

1. Ядро атома некоторого изотопа содержит 16 нейтронов, а электронная оболочка – 15 электронов. Определите массовое число изотопа.
2. С помощью квантовых чисел рассчитайте число d-орбиталей третьего энергетического уровня.
3. Составьте электронную формулу атома хлора в основном состоянии и электронно-графические формулы для возможных возбужденных состояний данного атома.
4. Что общего в основном электронном состоянии элементов I группы главной подгруппы периодической системы.
5. Определите порядковый номер и положение в периодической системе элемента, который имеет сокращенную электронную конфигурацию атома $\dots 3s^2 p^4$.
6. Что общего у элементов, находящихся в одном периоде?
7. Напишите электронную формулу иона Na^+ и определите, какому двухзарядному аниону изоэлектронен ион натрия.
8. Какую информацию о месте элемента в периодической системе и его свойствах можно получить, зная порядковый номер элемента? Покажите это на примере элементов с порядковыми номерами 9 и 12.
9. Объясните причины различных значений энергии ионизации для атомов лития и калия.
10. Какой из элементов имеет наибольшее сродство к электрону алюминий или хлор. Ответ поясните.
11. Атом элемента имеет электронную формулу $\dots 3d^5 4s^1$. Определите место элемента в периодической системе; составьте электронные формулы для ионов Э^{2+} и Э^{3+} .
12. Азот и висмут находятся в периодической системе в V группе, главной подгруппе. Однако первый из этих элементов относится к неметаллам, а второй – к металлам. Объясните почему?

Контрольная работа по теме «Окислительно-восстановительные процессы»

Вариант 1

Расставить коэффициенты в уравнениях:

1. $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{I}_2 + \text{KOH}$
2. $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
4. $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$

Вариант 2

Расставить коэффициенты в уравнениях:

- $P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$
- $HI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + H_2S + H_2O$
- $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
- $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$

Вариант 3

Расставить коэффициенты в уравнениях:

- $C + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + SO_2 + H_2O$
- $Cu + H_2SO_4 \text{ (конц)} \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$
- $KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2O \rightarrow MnO_2 + K_2SO_4 + KOH$
- $CuS + HNO_3 \rightarrow S + NO + Cu(NO_3)_2 + H_2O$

Вариант 4

Расставить коэффициенты в уравнениях:

- $NaBr + MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Br_2 + Na_2SO_4 + H_2O$
- $Pb + HNO_3 \rightarrow Pb(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
- $KMnO_4 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + NaNO_3 + K_2SO_4 + H_2O$
- $KI + H_2SO_4 \text{ (конц)} \rightarrow I_2 + H_2S + K_2SO_4 + H_2O$

Вариант 5

Расставить коэффициенты в уравнениях:

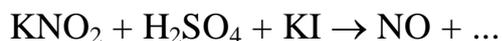
- $Al + H_2SO_4 \text{ (конц)} \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + S + H_2O$
- $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$
- $KNO_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + NO + K_2SO_4 + H_2O$
- $HCl + CrO_3 \rightarrow Cl_2 + CrCl_3 + H_2O$

Коллоквиум – одна из форм учебных занятий в системе образования, имеющая целью выяснение и повышение уровня знаний студентов. На коллоквиуме обсуждаются разделы и темы изучаемого курса. Как правило, коллоквиум представляет собой мини-экзамен. Оценка, полученная на коллоквиуме, может влиять на оценку на основном экзамене. Примеры некоторых вариантов коллоквиума.

Контрольные варианты коллоквиума по темам: «Строение атома», «Окислительно – восстановительные реакции», «Кислород. Озон»

Вариант № 1

- Степень окисления. Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Примеры.
- Принципы и правила при заполнении электронных конфигураций атомов элементов малых периодов. Привести примеры.
- Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



Вариант № 2

1. Типы окислительно-восстановительных реакций. Примеры.
2. Изменение химических свойств элементов в периодах и группах периодической системы Д.И. Менделеева.
3. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



Вариант № 3

1. Вещества, способные проявлять только окислительные или только восстановительные свойства. Приведите примеры ОВР с их участием.
2. Строение молекул кислорода и озона по методу валентных связей. Сравните их физические и химические свойства.
3. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



Формы контроля:

- текущее тестирование;
- отчет по лабораторной работе;
- отчет о выполнении письменного домашнего задания;
- оценка участия в коллоквиуме.

7. Данные для учета успеваемости студентов в БАРС

Контроль и оценка результатов освоения учебной дисциплины осуществляется преподавателем в виде балльно-рейтинговой технологии в процессе проведения лекционных занятий, выполнения лабораторных, контрольных и самостоятельных работ студентов. Такой подход способствует систематической работе студентов и позволяет им самостоятельно контролировать степень усвоения учебного материала.

Таблица 1. Таблица максимальных баллов по видам учебной деятельности

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	10	0	15	0	30	40	100

Программа оценивания учебной деятельности студента

Лекции

Посещаемость, активность на лекции за один семестр – от 0 до 5 баллов.

1 балл - студент посещает менее 50% лекций, не участвует в обсуждении проблемных задач, демонстрирует безразличие к задаваемым вопросам.

2 балла - студент посещает менее 60% лекций, не участвует в обсуждении проблемных задач, демонстрирует безразличие к задаваемым вопросам.

3 балла - студент посещает более 70% лекций, редко участвует в обсуждении проблемных задач, делает попытки находить ответы на задаваемые вопросы.

4 балла – студент посещает 80-90 % лекций, принимает участие в обсуждении проблемных задач, предлагает их решение.

5 баллов- студент посещает все лекции, принимает участие в обсуждении проблемных задач, предлагает нестандартные решения, практически всегда дает правильные ответы на вопросы лектора.

Лабораторные занятия

Контроль выполнения лабораторных заданий в течение одного семестра - от 0 до 10 баллов.

0 - 3 баллов – лабораторная работа сдана значительно позже даты её выполнения, имеет ошибки, которые не были исправлены в короткий срок.

4 - 6 баллов – лабораторная работа сдана позже даты её выполнения, имеет ошибки, которые исправлены самостоятельно.

7 -10 баллов – лабораторная работа сдана в день её выполнения, грамотно и самостоятельно оформлена.

Практические занятия

Не предусмотрены.

Самостоятельная работа

0 - 5 баллов – домашнее задание (задачи, подготовка к лабораторной работе) выполнены со значительными ошибками и неполностью. Работа сдана не в срок.

6 - 10 баллов – домашнее задание (задачи, подготовка к лабораторной работе) выполнены с незначительными ошибками, полностью. Работа сдана в срок.

11 – 15 баллов – домашнее задание (задачи, подготовка к лабораторной работе) выполнены практически без ошибок, полностью. Работа сдана в срок.

Другие виды учебной деятельности

Виды учебной деятельности, не вошедшие в предыдущие колонки таблицы - от 0 до 30 баллов.

1. Контрольная работа №1 – от 0 до 10 баллов.
2. Контрольная работа №2 – от 0 до 10 баллов.
 - 0 – 3 балла - контрольная работа имеет ошибки, которые не были исправлены в короткий срок.
 - 4 – 6 балла - контрольная работа выполнена с незначительными ошибками. Работа сдана не в срок.
 - 7 – 10 баллов - работа сдана в день её выполнения, грамотно и самостоятельно оформлена.
3. **Участие в коллоквиуме** – от 0 до 5 баллов
 - 0 – 3 балла – пассивное участие, на часть вопросов даны неверные ответы.
 - 4 – 5 балла – активное участие в обсуждении пройденных тем, на все вопросы даны верные ответы.
4. **Текущий тестовый контроль** – от 0 до 5 баллов
 - Оценка осуществляется по пятибалльной системе. Тест содержит 5 вопросов. За каждый правильный ответ – 1 балл.

Промежуточная аттестация

34-40 баллов – ответ на «отлично»

25-33 баллов – ответ на «хорошо»

18-24 баллов – ответ на «удовлетворительно»

0-17 баллов – неудовлетворительный ответ.

Таким образом, максимально возможная сумма баллов за все виды учебной деятельности студента за один семестр по дисциплине **ХИМИЯ** для студентов I курса географического факультета по направлению подготовки **05.03.05 Прикладная гидрометеорология** и профилю **05.03.05 Прикладная метеорология** составляет 100 баллов.

Таблица 2. Пример пересчета полученной студентом суммы баллов по дисциплине **ХИМИЯ** для студентов I курса географического факультета (д/о) по направлению подготовки **05.03.05 Прикладная гидрометеорология** и профилю **05.03.05 Прикладная метеорология**
Экзамен – 40 баллов

Сумма баллов, набранных студентом по итогам изучения дисциплины	0-56	57-72	73-86	87-100
экзамен	«неудовлетворительно»	«удовлетворительно»	«хорошо»	«отлично»

8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины Химия

Основная литература:

1. Общая химия [Текст]: учебник: Глинка Н.Л. Л.: Химия, 2009.
2. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие для ВУ-Зов. Глинка Н.Л. Л.: Химия, 2015.

Дополнительная литература:

1. Периодические свойства атомов [Текст]: Учебное пособие: Варламова Т.М., Акмаева Т.А. Саратов: Изд-во «Научная книга», 2008.

Программное обеспечение и Интернет-ресурсы:

1. <http://www.russchembull.ru/rus/> - Известия РАН Химическая серия.
2. <http://www.ximuk.ru/> - Сайт о химии.
3. <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/> - Электронная библиотека по химии.
4. <http://ras.ru/publishing/nature.aspx>-Природа.
5. <http://elibrary.ru/issues.asp?id=8276>-Экология.
6. <http://elementy.ru/news>-Элементы. Сайт новостей фундаментальной науки.

Каждому студенту предоставляется РАБОЧИЙ ЖУРНАЛ для лабораторных работ по химии.

Л.Ф.Кожина, Т.В.Захарова, Г.Н.Макушова. Учебно-метод.пособие Изд. центр «Наука». 2015.

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины Химия

Средства обучения: руководство к лабораторным занятиям по общей и неорганической химии, периодическая система Д.И. Менделеева, таблицы растворимости, ряда стандартных электродных потенциалов металлов, констант диссоциации кислот и оснований и окислительно-восстановительных процессов.

Химическое оборудование: химическая посуда, реактивы и препараты, термометры лабораторные, штативы с держателями, штативы для пробирок, вытяжной шкаф, сушильные шкафы для посуды.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки **05.03.05 Прикладная гидрометеорология** и профилю **Прикладная метеорология**

Автор: *Варламова*

Варламова Т. М., к. х. н., доцент кафедры общей и неорганической химии
Института химии СГУ

Программа разработана в 2016 году (одобрена на заседании кафедры общей и неорганической химии от 21 сентября 2016 года, протокол № 2).

Подписи:

Зав. кафедрой общей и неорганической химии
д. х. н., профессор



С.П. Муштакова

Директор Института химии
д.х.н., профессор



О.В.Федотова

Декан географического факультета
д.г.н., профессор



В.З. Макаров