

МИНОБРНАУКИ РОССИИ  
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования  
«САРАТОВСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ  
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ  
Н.Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО»  
Институт химии

УТВЕРЖДАЮ  
Директор Института химии  
д.х.н., проф. Горячева И.Ю.

" " \_\_\_\_\_ 20 \_\_\_\_ г.

Рабочая программа дисциплины  
Химия

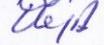
Направление подготовки бакалавриата  
05.03.05 Прикладная гидрометеорология

Профиль подготовки бакалавриата  
Прикладная метеорология

Квалификация (степень) выпускника  
Бакалавр

Форма обучения  
очная

Саратов,  
2021

Статус	ФИО	Подпись	Дата
Преподаватели-разработчики	Абрамова Анна Михайловна		
Председатель НМК	Крылатова Яна Георгиевна		
Заведующий кафедрой	Черкасов Дмитрий Геннадиевич		
Специалист Учебного управления			

## **1. Цели освоения дисциплины**

Целями освоения дисциплины «Химия» являются: воспитание квалифицированного специалиста 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 бакалавриата**

Дисциплина «Химия» относится к Блоку 1 «Дисциплины (модули)» рабочего учебного плана ООП по направлению 05.03.05 Прикладная гидрометеорология, профилю «Прикладная гидрометеорология» и изучается в 1 семестре.

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

- 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»

Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора (индикаторов) достижения компетенции	Результаты обучения
<p><b>ОПК-1.</b> Способен применять знания фундаментальных разделов наук о Земле, базовые знания естественнонаучного и математического циклов при решении задач профессиональной деятельности</p>	<p>3.1_ Б.ОПК-1 Применяет полученные знания естественных наук при решении задач профессиональной деятельности.</p>	<p><b>знать:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- теорию строения атомов, природу химической связи в химических соединениях для понимания механизма химических процессов;</li> <li>- основные химические реакции, протекающие в атмосфере;</li> <li>- основы физической химии;</li> <li>- основы химической кинетики;</li> <li>- химические процессы в водных растворах, в том числе, и в гидросфере.</li> </ul> <p><b>уметь:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- использовать теории строения атомов и химической связи для характеристики физико-химических свойств простых веществ и неорганических соединений;</li> <li>- проводить тематические лабораторные исследования, выполнять обработку результатов эксперимента и подготовку отчета о выполненной работе в лабораторном журнале;</li> <li>- определять направление протекания химических реакций, используя основные термодинамические характеристики;</li> <li>- анализировать химические процессы, происходящие в атмосфере и гидросфере, оценивать меру их экологической опасности;</li> <li>- использовать основные химические законы, термодинамические справочные данные и количественные соотношения теории растворов для решения задач.</li> </ul> <p><b>владеть:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- знаниями химических свойств основных классов неорганических соединений; методом электронного баланса с</li> </ul>

		<p>целью написания химических реакций различных типов;</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе электронного строения их атомов и положения в периодической системе химических элементов;</li> <li>- навыками вычисления тепловых эффектов и термодинамических параметров химических реакций при заданных условиях (температуры, давления, объема);</li> <li>- современными методами статистической обработки гидрометеорологической информации;</li> <li>- навыками самостоятельной работы с учебной, специализированной литературой и в глобальных компьютерных сетях.</li> </ul>
--	--	--

#### **4. Структура и содержание дисциплины**

Общая трудоемкость дисциплины составляет 3 зачетных единицы (108 часов), из них в 1 семестре – 108 часов, из них лекции – 18 ч, лабораторные занятия – 36 ч, самостоятельная работа – 18 ч, промежуточная аттестация (экзамен) – 36 ч.

№ 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	Практические занятия		СР	Контроль	Всего	
					Общая трудоемкость	Из них - практическая подготовка				
1	Вводная лекция. Основные классы неорганических соединений.	1		4	8	-	4	-	16	Письменный отчет по самостоятельной работе
2	Теория строения атома. Периодический закон и периодическая система в свете современных представлений о строении атома	1		-	-	-	4	-	4	Письменный отчет по самостоятельной работе
3	Теория химической связи.	1		2	-	-	2	-	4	Письменный отчет по лабораторной и самостоятельной работам.
4	Основы термодинамики. Энергетика химических процессов.	1		2	6	-	2	-	10	Письменный отчет по самостоятельной работе
5	Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	1		2	4	-	2	-	8	Письменный отчет по самостоятельной работе
6	Растворы. Тепловые эффекты при растворении. Растворимость веществ.	1		2	6	-	2	-	10	Письменный отчет по самостоятельной работе
7	Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей. Определение pH атмосферных осадков.	1		2	6	-	2	-	10	Письменный отчет по самостоятельной работе
8	Окислительно-восстановительные процессы.	1		2	6	-	-	-	8	
9	Происхождение и эволюция состава атмосферы. Современный состав атмосферы. Газы в атмосфере. Диссипация газов. Источники загрязнения в атмосфере. Классификация их по физическим и химическим свойствам. Фотохимические реакции в атмосфере, их механизм.	1		2	-	-	-	-	2	
10	Промежуточная аттестация	1		-	-	-	-	-	36	экзамен

11	Итого за 1 семестр	1	18	36	-	18	-	108	экзамен
12	Итого за курс	1	18	36	-	18	-	108	

## Содержание дисциплины «Химия»

### 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.

### 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. Квантово-механические 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.

### 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. Ковалентная связь.

Метод валентных связей, его основные положения. Механизмы образования связи: обменный и донорно-акцепторный. Свойства химической связи: насыщенность, направленность. Концепция гибридизации. Представление о геометрии молекул. Полярность и поляризуемость связи. Дипольный момент молекул. Понятие о  $\sigma$ ,  $\pi$  и  $\delta$ -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.

#### **4. Основы термодинамики. Энергетика химических процессов**

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

#### **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.

#### **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.

#### **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.

## **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, внутримолекулярного окисления - восстановления, диспропорционирования.

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

## **9. 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.

Вещества, загрязняющие атмосферу. Примеры. Антропогенные и естественные источники происхождения загрязняющих веществ. Основные каналы стока загрязняющих атмосферу веществ. Влияние загрязняющих веществ на озоновый слой. Фреоны. Механизм разрушения фреонами озона. Примеры фотохимических реакций.

## **5. Образовательные технологии, применяемые при освоении дисциплины**

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.

### **Список лабораторных работ**

1. Основные классы неорганических соединений
2. Основы термодинамики. Энергетика химических процессов.
3. Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.
4. Растворы. Тепловые эффекты при растворении. Растворимость веществ.
5. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей. Определение рН атмосферных осадков.
6. Окислительно-восстановительные реакции.

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 здоровья. 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.

***Адаптация образовательных технологий для обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья.***

Студенты с ограниченными возможностями здоровья, в отличие от остальных студентов, имеют свои специфические особенности восприятия и переработки материала. Поэтому подбор и разработка учебных материалов будут производиться с учетом того, чтобы предоставлять этот материал в различных формах, например, инвалиды с нарушениями слуха будут получать информацию в основном визуально.

Для осуществления процедур текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации, обучающихся будут созданы фонды оценочных средств, адаптированные для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья и позволяющие оценить достижение ими запланированных в программе результатов обучения и уровень сформированности компетенций, заявленных в программе дисциплины.

Форма проведения текущей и итоговой аттестации для студентов-инвалидов будет устанавливаться с учетом индивидуальных психофизических особенностей (устно, письменно на бумаге, письменно на компьютере, в форме тестирования и т.п.). При необходимости студенту-инвалиду предоставляется дополнительное время для подготовки ответа на зачете или экзамене. Для оптимизации времени труда и отдыха будут запланированы дополнительные перерывы.

Проведения текущей аттестации может быть выполнено дистанционного в виде тестового компьютерного задания. Будут использоваться специальные возможности операционной системы Windows, такие как экранная клавиатура, с помощью которой можно вводить текст, настройка действий Windows при вводе с помощью клавиатуры или мыши.

Удельный вес занятий, проводимых в интерактивных формах, определяется главной целью программы, особенностью контингента обучающихся и содержанием конкретных дисциплин, и в целом в учебном процессе они должны составлять не менее 12 аудиторных занятий. Занятия лекционного типа для соответствующих групп студентов не могут составлять более 4 аудиторных занятий





- 1) 8                    2) 32                    3) 26                    4) 30
4. Отметьте символы только d-элементов:  
 1) Ca; Mn; Co            2) Sc; Ag; Cu  
 3) Cl; Te; Ti              4) Au; Ce; Po
5. В каком ряду элементов, химические знаки которых приведены ниже, неметаллические свойства слева направо увеличиваются?  
 1) O; Po; S; Te; Se            2) O; Se; S; Po; Te  
 3) Po; Te; Se; S; O            4) O; S; Se; Te; Po

**Тема: «Окислительно-восстановительные реакции»**

1. Какие вещества проявляют и окислительные, и восстановительные свойства?  
 1) NaNO<sub>2</sub>                    2) Na<sub>2</sub>S                    3) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>                    4) K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
2. Будет ли медь растворяться разбавленной серной кислоте?  
 $E_0 \text{Cu}^{+2}/\text{Cu}^0 = 0,34\text{В}$                      $E_0 2\text{H}^+/\text{H}_2 = 0,0\text{В}$   
 1) да                    2) нет                    3) не знаю
3. Какие реакции относятся к межмолекулярным окислительно-восстановительным реакциям?  
 1)  $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{разб}) \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
 2)  $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$   
 3)  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$   
 4)  $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. Сколько молекул серной кислоты выступает в качестве окислителя в данной реакции?  
 $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$   
 1) 5                    2) 1                    3) 4                    4) 2
5. Расставьте коэффициенты и подсчитайте их сумму в левой части уравнения:  
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 1) 10                    2) 12                    3) 15                    4) 11

**Пример лабораторной работы:**

**Работа 1. Основные классы неорганических соединений**

**Цель работы:** ознакомление с реакциями образования оксидов металлов и неметаллов, гидратов, солей и их свойствами.

*Опыт 1. Получение кислотных оксидов (тяга!)*

Налейте в термостойкий стакан 15-20 мл дистиллированной воды и внесите в него в ложку для сжигания горящую серу или красный фосфор. По окончании горения закройте стакан покровным стеклом, а содержимое перемешайте и добавьте несколько капель индикатора – фиолетового лакмуса. Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения:

---



---



---



---

Вывод: \_\_\_\_\_

---



---

Опыт 2. Получение основных оксидов

а) Налейте в термостойкий стакан 15-20 мл дистиллированной воды и внесите в него в ложку для сжигания горящий магний. По окончании горения растворите полученное вещество в воде и добавьте несколько капель фенолфталеина. Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения:

---

---

---

Вывод: \_\_\_\_\_

---

б) Поместите в сухую пробирку небольшое количество гидроксокарбоната меди (II)  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  (малахит), закрепите в пробиркодержателе и нагрейте. Докажите выделение углекислого газа. Напишите уравнение реакции и отметьте ваши наблюдения:

---

---

---

Вывод: \_\_\_\_\_

---

Опыт 3. Окраска индикаторов в зависимости от среды раствора

Налейте в одну пробирку дистиллированной воды, в другую – кислоты, в третью – щелочь. В каждую добавьте фиолетовый лакмус. Повторите аналогичный эксперимент с метилоранжем и фенолфталеином. Результаты опыта занесите в таблицу.

Индикатор	Окраска индикатора		
	Среда		
	Нейтральная	Кислая	Щелочная
Лакмус			
Метилоранж			
Фенолфталеин			

Вывод: \_\_\_\_\_

---

(какой индикатор наиболее резко изменяет окраску при изменении среды раствора)

Опыт 4. Амфотерные гидроксиды

Налейте в одну пробирку раствор соли цинка, в другую – соли хрома (III). В каждую пробирку осторожно *по каплям* при перемешивании прибавьте

раствор щелочи до появления студенистого осадка. Отметьте цвет осадков. Напишите уравнения реакций:

---

---

---

Каждый осадок разделите на две части и к одной из них добавьте раствор кислоты, а к другой – избыток раствора щелочи. Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения:

---

---

---

---

---

---

Вывод: \_\_\_\_\_

*Опыт 5. Получение средней и кислой соли*

Налейте в пробирку раствор гидроксида кальция (известковая вода) и пропустите углекислый газ из аппарата Киппа до образования осадка. Напишите уравнение реакции образования средней соли:

В пробирку с осадком карбоната кальция продолжайте пропускать углекислый газ до растворения осадка. Составьте уравнение реакции взаимодействия средней соли с избытком угольной кислоты:

Полученный раствор разделите на две пробирки. Одну из них нагрейте, к другой прибавьте раствор гидроксида кальция. Напишите уравнения реакций термического разложения и превращения кислой соли в среднюю:

---

---

---

---

Вывод: \_\_\_\_\_

---

---

---

(какие кислоты способны к образованию кислых солей и каковы условия их получения?)

*Опыт 6. Получение основной соли*

В пробирку налейте раствор сульфата меди (II) и прибавьте избыток раствора щелочи. Напишите уравнение реакции и отметьте ваши наблюдения:

---

---

Полученный осадок нагрейте и запишите уравнение реакции и свои наблюдения:

\_\_\_\_\_

Вывод: \_\_\_\_\_

В другой пробирке к раствору сульфата меди (II) прилейте несколько капель разбавленного раствора щелочи. Напишите уравнение реакции образования основной соли:

\_\_\_\_\_

Полученный осадок нагрейте и запишите свои наблюдения:

\_\_\_\_\_

Вывод: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

(какие основания способны к образованию основных солей и каковы условия их получения?)

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

1. Определите порядковый номер элемента 41Э, если в его ядре находится 20 нейтронов.
2. Чему равна емкость энергетических уровней, для которых  $n = 3$ ,  $n = 4$ ?
3. Напишите электронные и электронно-графические формулы атомов кальция и кобальта в основном состоянии.
4. Определите число энергетических уровней и число электронов для атома с сокращенной электронной формулой  $\dots 4s^2 4p^2$ ?
5. Что общего в основном электронном состоянии элементов VII группы.
6. Какой заряд должен быть у атома фосфора, чтобы данный атом был изоэлектронным иону  $Cl^-$ ?
7. 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  $\text{Э}^{2-}$ , а другой  $\text{Э}^{2+}$ . Оба иона имеют одинаковую электронную конфигурацию  $1s^2 2s^2 2p^6$ . Определите период, группу, подгруппу и порядковый номер каждого элемента.
- Как изменяются значения радиусов атомов и энергии ионизации по периодам и главным подгруппам?
- Составьте ряд металлов в порядке возрастания их химической активности, исходя из предложенных элементов: Ba, Cu, Be, Al.
- Какой из элементов имеет наибольшее сродство к электрону хлор или йод.

#### Вариант № 2

- Ядро атома некоторого изотопа содержит 16 нейтронов, а электронная оболочка – 15 электронов. Определите массовое число изотопа.
- С помощью квантовых чисел рассчитайте число d-орбиталей третьего энергетического уровня.
- Составьте электронную формулу атома хлора в основном состоянии и электронно-графические формулы для возможных возбужденных состояний данного атома.
- Что общего в основном электронном состоянии элементов I группы главной подгруппы периодической системы.
- Определите порядковый номер и положение в периодической системе элемента, который имеет сокращенную электронную конфигурацию атома  $\dots 3s^2 p^4$ .
- Что общего у элементов, находящихся в одном периоде?
- Напишите электронную формулу иона  $\text{Na}^+$  и определите, какому двухзарядному аниону изоэлектронен ион натрия.
- 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.
- Объясните причины различных значений энергии ионизации для атомов лития и калия.
- Какой из элементов имеет наибольшее сродство к электрону алюминий или хлор. Ответ поясните.
- Атом элемента имеет электронную формулу  $\dots 3d^5 4s^1$ . Определите место элемента в периодической системе; составьте электронные формулы для ионов  $\text{Э}^{2+}$  и  $\text{Э}^{3+}$ .
- 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

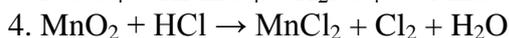
Расставить коэффициенты в уравнениях:

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

#### Вариант 2

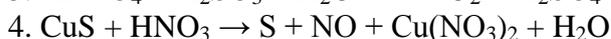
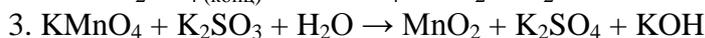
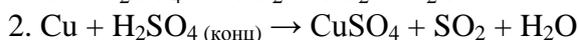
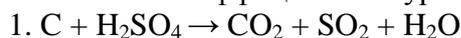
Расставить коэффициенты в уравнениях:

- $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
- $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$



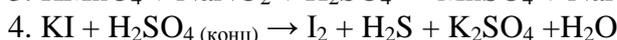
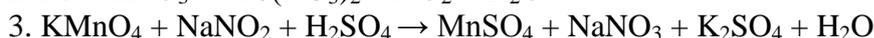
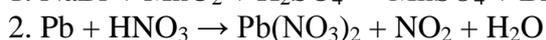
Вариант 3

Расставить коэффициенты в уравнениях:



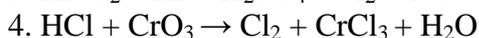
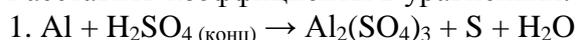
Вариант 4

Расставить коэффициенты в уравнениях:



Вариант 5

Расставить коэффициенты в уравнениях:



**Пример экзаменационного билета:**

**САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ**  
**имени Н.Г.ЧЕРНЫШЕВСКОГО**

---

Кафедра общей и неорганической химии

Направление - 05.03.05 Прикладная гидрометеорология

Профиль подготовки - Прикладная гидрометеорология

Дисциплина - ХИМИЯ

Экзаменационный билет №1.

1. Основные представления о квантовых числах (главном, орбитальном, магнитном, спиновом).
2. Способы выражения состава растворов: объёмная, массовая концентрация и молярная доля, молярность, моляльность.
3. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции:



**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 1.1 Таблица максимальных баллов по видам учебной деятельности.

1	2	3	4	5	6	7	8	9
Семестр	Лекции	Лабораторные занятия	Практические занятия	Самостоятельная работа	Автоматизированное тестирование	Другие виды учебной деятельности	Промежуточная аттестация	Итого
1	5	10	0	15	0	30	40	100

Таблица 1.2 Таблица максимальных баллов по видам учебной деятельности.

1	2	3	4	5	6	7	8	9
Семестр	Лекции	Лабораторные занятия	Практические занятия	Самостоятельная работа	Автоматизированное тестирование	Другие виды учебной деятельности	Промежуточная аттестация	Итого
1	5	10	0	15	0	30	40	100
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.

*0 баллов* – студент не посещает лекции.

*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 не полностью. 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.

### 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.

### 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 (экзамен) – собеседование по контрольным основным вопросам изучаемой дисциплины. Оцениваются качество устного представления материала билета, вспомогательного материала, использованного студентом, ответов студента на дополнительные вопросы, связанные с материалом билета.

Качество устного представления материала билета – 10 баллов.

Качество представления вспомогательного материала при ответе – 5 баллов.

Качество ответов студента на дополнительные вопросы – 15 баллов.

ответ на «отлично» оценивается от 34 до 40 баллов;

ответ на «хорошо» оценивается от 25 до 33 баллов;

ответ на «удовлетворительно» оценивается от 18 до 24 баллов;

ответ на «неудовлетворительно» оценивается от 17 и менее баллов.

## Форма проведения промежуточной аттестации для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья устанавливается с учетом

индивидуальных психофизических особенностей. При необходимости предоставляется дополнительное время для подготовки отчета по итогам прохождения учебной практики.

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.

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

Таблица 2.2 Таблица пересчета полученной студентом суммы баллов по дисциплине «Химия» в оценку за экзамен за 2 семестр

87-100 баллов	«отлично»
73-86 баллов	«хорошо»
57-72 балла	«удовлетворительно»
0-56 баллов	«не удовлетворительно»

### 8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины «Химия»

#### а) основная литература:

1. Основы общей химии: Учебное пособие / В.И.Елфимов, 2-е изд. - М.: НИЦ ИНФРА-М, 2015. - 256 с. (ЭБС «Znanium.com»)
2. Введение в общую химию: учебник / Лупейко Т.Г. - Ростов-на-Дону: Изд-во ЮФУ, 2010. - 232 с. (ЭБС «Znanium.com»)
3. Иванов, В.Г. Неорганическая химия: краткий курс / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. — Москва: КУРС; ИНФРА-М, 2014. с. 256. ISBN 978-5-905554-60-5. Текст: электронный. - URL: <https://znanium.com/catalog/product/458932>
4. Иванов, В. Г. Неорганическая химия. Краткий курс / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. - М.: КУРС: НИЦ ИНФРА-М, 2019. - 256 с. - ISBN 978-5-16-101282-6. - Текст: электронный. - URL: <https://znanium.com/catalog/product/1026945>
5. Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Макушова, Г.Н. Рабочий журнал студента для лабораторных работ по химии [Электронный ресурс]: учебно-методическое пособие. Саратов, 2015, 101 с. URL: [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/1337.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1337.pdf)

#### б) программное обеспечение и Интернет-ресурсы:

1. Microsoft Windows Pro 7 (Номер лицензии: Open License № 46312747 (№ контракта 048K/07 на основании распоряжения [О лицензионном ПО] №46 от 06.07.07.) (70 шт.); Microsoft Windows Vista Business Номер лицензии: № 42226296, от 21.12.2009. (21 шт.);
2. Microsoft Office Standard 2003 SP3 (№ контракта 048K/07 на основании распоряжения [О лицензионном ПО] №46 от 06.07.07.) (2 шт.);

3. Microsoft Office Professional 2003 (№ контракта 048K/07 на основании распоряжения [О лицензионном ПО] №46 от 06.07.07); Office 2007 Suites (№ ИОП 47/08 от 07.07.2008) (10 шт.);

4. Kaspersky Endpoint Security для бизнеса- Стандартный Russian Edition. 1500-2499 Node 1 year Educational Renewal License № лицензии 0B00160530091836187178.

#### **9. Материально-техническое обеспечение дисциплины «Химия»:**

- a. Лекционная аудитория
- b. Химическая лаборатория для проведения лабораторных работ
- c. Технические средства обучения: компьютер, мультимедийный проектор.
- d. Химическое оборудование: термометры лабораторные, мерная посуда, штативы с держателями, штативы для пробирок, пробирки, технические весы.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению 05.03.05 – «Прикладная гидрометеорология» по профилю подготовки «Прикладная гидрометеорология».

Автор:

Доцент кафедры общей и неорганической химии,  
к.х.н.

Абрамова А.М.

Программа одобрена на заседании кафедры общей и неорганической химии от 17 марта 2021 года, протокол № 11.