

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования

**«САРАТОВСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕН-  
НЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ  
Н.Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО»**

**Институт химии**

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

"11" 10 2021 г.

**Рабочая программа дисциплины**  
Химия

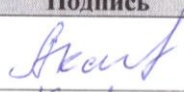
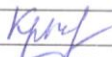

Направление подготовки бакалавриата  
05.03.02 География

Профиль подготовки бакалавриата  
Территориальное планирование

Квалификация (степень) выпускника  
Бакалавр

Форма обучения  
очная

Саратов,  
2021

Статус	ФИО	Подпись	Дата
Преподаватели-разработчики	Акмаева Татьяна Анатольевна		11.10.21
Председатель НМК	Крылатова Яна Георгиевна		11.10.21
Заведующий кафедрой	Черкасов Дмитрий Геннадиевич		11.10.21
Специалист Учебно-го управления			

## **1. Цели освоения дисциплины**

Целями освоения дисциплины «Химия» являются формирование профессиональной компетентности бакалавра, обучающегося в рамках направления 05.03.02 География, посредством обучения студентов в рамках системы знаний о химических веществах, реакциях и их практическом применении. Данная дисциплина направлена на изучение строения и свойств неорганических соединений на основе современных представлений о химической связи в неорганических соединениях. Она также предполагает обучение студентов простым расчетам химических процессов и приобретение ими навыков при работе с химическим и химическими приборами, которые могут в дальнейшем ими использоваться для решения профессиональных задач в рамках своего профиля подготовки.

## **2. Место дисциплины в структуре ООП бакалавриата**

Дисциплина «Химия» относится к обязательной части Блока 1 «Дисциплины (модули)» учебного плана ООП по направлению 05.03.02 «География».

Для изучения дисциплины необходимы знания, сформированные у обучающихся в результате изучения школьного курса «Химия». Обучающийся должен знать:

- химическую символику: знаки химических элементов, формулы химических веществ и уравнения химических реакций;

- важнейшие химические понятия: химический элемент, атом, молекула, относительные атомная и молекулярная массы, ион, химическая связь, вещество, классификация веществ, моль, молярная масса, молярный объем, химическая реакция, классификация реакций, электролит и неэлектролит, электролитическая диссоциация, окислитель и восстановитель, окисление и восстановление;

- основные законы химии: сохранения массы веществ, постоянства состава, периодический закон.

Для освоения дисциплины «Химия» обучающиеся также используют знания, умения, сформированные в ходе параллельного изучения дисциплин «Физика» и «География».

Освоение данной дисциплины является основой для последующего изучения дисциплин – «Экология», «Геоэкология», «География почв с основами почвоведения», «Геология», «Геоморфология», «Методы географических исследований», для последующего прохождения учебной практики и подготовки к итоговой государственной аттестации.

### 3. Результаты обучения по дисциплине «Химия»

Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора (индикаторов) достижения компетенции	Результаты обучения
<p><b>ОПК-1.</b> Способен применять базовые знания в области математических и естественных наук, знания фундаментальных разделов наук о Земле при выполнении работ географической направленности</p>	<p><b>2.1_Б.ОПК-1</b> Применяет знания фундаментальных разделов наук о Земле, а также имеет базовые знания естественно-научных и математических дисциплин.</p>	<p><b>знать:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- основные законы, явления и процессы, изучаемые общей и неорганической химией;</li> <li>- основные положения современной теории строения атома, сущность учения о периодичности и его роль в прогнозировании свойств химических элементов и их соединений;</li> <li>- природу химической связи в неорганических и органических веществах;</li> <li>- классификацию растворов по разным признакам;</li> <li>- способы выражения количественного состава растворов;</li> <li>- свойства разбавленных растворов неэлектролитов и электролитов;</li> <li>- физические и химические свойства неорганических соединений;</li> </ul> <p><b>уметь:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- записывать электронные конфигурации основного состояния атомов и ионов элемента;</li> <li>- определять положение элементов в периодической системе на основании его электронной формулы;</li> <li>- сопоставлять различные свойства элементов, руководствуясь их положением в периодической системе;</li> <li>- использовать теории строения неорганических соединений для оценки физических и химических свойств соединений, нахождение в природе в виде минералов;</li> <li>- производить расчет состава раствора любым из рассмотренных способов;</li> <li>- предсказывать возможность образования осадка малорастворимого соединения в заданных условиях;</li> <li>- составлять ионно-молекулярные уравнения реакций диссоциации, обмена и гидролиза;</li> <li>- предсказывать среду (рН) растворов солей с учетом гидролиза;</li> </ul>

		<p><b>владеть:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- основными химическими теориями, законами, концепциями о строении и реакционной способности веществ</li> <li>- навыками проведения лабораторного эксперимента</li> <li>- умением составлять окислительно-восстановительные реакции и уравнивать их методом электронного баланса;</li> <li>- приемами и навыками использования законов химии при решении конкретных задач.</li> </ul>
--	--	---

#### 4. Структура и содержание дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 3 зачетных единицы (108 часов), из них лекции – 16 ч, лабораторные занятия – 34 ч, самостоятельная работа – 22 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	Лабораторные занятия		СР	конт роль		всего
					Общая трудоемкость	Из них – практическая подготовка				
1	Вводная лекция. Основные классы неорганических соединений.	1	1	2	4		2		8	Тесты, письменный отчет по лабораторной и самостоятельной работам
2	Теория строения атома. Периодический закон и периодическая система в свете современных представлений о строении атома	1	2	2	4		4		10	Тесты, письменный отчет по самостоятельной работе
3	Теория химической связи	1	3	2	4		4		10	Тесты, письменный отчет по самостоятельной работе
4	Скорость химических реакций. Химическое равновесие	1	4	2	4		2		8	Тесты, отчет в тетради для лабораторных работ
5	Растворы	1	5,6	2	6		2		10	Тесты, отчет в тетради для лабораторных работ
6	Окислительно-восстановительные реакции.	1	7	2	4		2		8	Тесты, отчет в тетради для лабораторных работ
7	Химия неметаллов	1	8	2	4		3		9	Тесты, отчет в тетради для лабораторных работ

8	Химия металлов.	1	9	2	4		3		9	Тесты, отчет в тетради для лабораторных работ
	Промежуточная аттестация							36	36	Экзамен
	Всего			16	34		22	36	108	

## Содержание дисциплины «Химия»

### 1. Вводная лекция. Основные классы неорганических соединений.

Химия как предмет естествознания. Представление о дифференциации и интеграции наук. Предмет и задачи химии. Роль химии в географии и других науках естественного цикла. Проблемы охраны окружающей среды.

Основные классы неорганических соединений: оксиды, кислоты, основания и соли. Классификация, номенклатура, химические свойства, получение. Генетическая связь между классами неорганических соединений.

### 2. Теория строения атома. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете современных представлений о строении атома

Открытия, свидетельствующие о сложности строения атома. Планетарная модель строения атома Резерфорда и её недостатки.

Состав атомов. Характеристические рентгеновские спектры металлов. Квантовая теория света. Уравнение Планка. Теория строения атома по Бору. Квантовомеханические представления о строении атома. Представление о квантовых свойствах электрона; корпускулярно-волновой дуализм; длина волны де-Бройля. 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 его физический смысл. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Характеристика периодов и групп. Изменение свойств элементов по периодам и группам. Главные и побочные подгруппы. Размеры атомов и ионов. Потенциалы ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность. Относительная шкала электроотрицательности. Периодические и непериодические свойства атомов. Общенаучное и философское значение периодического закона.

### 3. Теория химической связи

Развитие представлений о химической связи. Квантово-механическая теория химической связи. Кривая потенциальной энергии для молекулы водорода по Гейтлеру и Лондону. Основные характеристики химической связи: длина связи, энергия связи, кратность, валентные углы. Основные типы химической связи, ионная, ковалентная, металлическая. Ковалентная связь. Квантово-механические методы трактовки химической связи. Метод валентных связей, его основные положения. Механизмы образования связи- обменный и донорно-акцепторный. Свойства химической связи: насыщенность, направленность. Кон-

цепция гибридизации. Условия устойчивой гибридизации. Представление о геометрии молекул. Полярность и поляризуемость связи. Понятие о  $\sigma$ ,  $\pi$ - связях. Достоинства и недостатки метода ВС.

Ионная связь. Ненасыщаемость и ненаправленность ионной связи. Межмолекулярное взаимодействие. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсное взаимодействие. Водородная связь. Металлическая связь.

#### **4. 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. Энергия активации. Условия эффективных соударений молекул.

Катализ. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Действие катализатора на энергетические характеристики химических процессов.

Обратимость химических реакций. Химическое равновесие. Константа химического равновесия и её физический смысл. Влияние внешних факторов на состояние химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

#### **5. Химические системы. Растворы.**

Понятие о дисперсных системах и их классификация по агрегатным состояниям и размерам частиц дисперсной фазы. Понятие о растворе. Истинные и коллоидные растворы. Физическая теория растворов Вант-Гоффа и Аррениуса. 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. 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 эбулиоскопические константы. Методы определения молярных масс нелетучих растворённых веществ: осмотический, криоскопический и эбулиоскопический. 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.

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

## **6. Окислительно-восстановительные процессы.**

Электродные процессы. Понятие об электродных потенциалах. Стандартные значения электродных потенциалов. Зависимость электродных потенциалов от концентрации. 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, компропорционирования и самоокисления-самовосстановления. Методы подбора коэффициентов окислительно-восстановительных реакций. Примеры окислительно-восстановительных реакций, протекающих в природе.

## **7. Химия неметаллов**

Химия неметаллов и их соединений. Общая характеристика галогенов: способы получения, физические и химические свойства. Галогеноводороды и галогениды металлов. Кислородсодержащие кислоты галогенов и их соли. Окислительно-восстановительные свойства галогенов и их соединений.

Сера. Химические свойства. Сероводород и сероводородная кислота. Соли сероводородной кислоты (сульфиды), их растворимость в воде и взаимодействие с кислотами.

Оксиды серы и соответствующие им кислородсодержащие кислоты. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства сернистой и серной кислот. Соли сернистой и серной кислот.

Азот, получение и свойства. Соединения азота с металлами (нитриды): их получение и свойства.

Аммиак: промышленный синтез, физические и химические свойства, применение. Равновесия в водном растворе аммиака. Термическое разложение солей аммония.

Оксиды азота: строение, получение и химические свойства. Азотистая кислота и ее соли. Окислительно-восстановительные свойства этих соединений.

Азотная кислота: получение, химические свойства: общие кислотные и окислительные. Применение азотной кислоты и ее солей.

## **8. Химия металлов**

Химия металлов и их соединений. Положение металлов в Периодической системе. Общие свойства металлов. Щелочные, щелочноземельные металлы и магний. Важнейшие соединения: оксиды, гидроксиды, пероксиды и соли. Амфотерный характер алюминия и его соединений.

Положение d-элементов в Периодической системе. Особенности химии d-элементов. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства d-металлов и их соединений в зависимости от степени окисления элемента.

Аналитическое определение катионов и анионов. Качественные реакции на анионы: галогенид-анион, сульфат-анион, сульфид-анион, карбонат-анион, фосфат-анион. Качественные реакции на катионы кальция, бария, аммония, свинца, серебра, хрома, железа. Определение кислотно-основной среды растворов различных соединений.

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

При освоении дисциплины используются следующие образовательные технологии:

- интерактивные лекции с элементами междисциплинарного обучения.
- практические занятия с использованием интерактивных методов обучения, включая групповые дискуссии и поисковые лабораторные работы.

Для выполнения лабораторных работ студенту выдается специальная рабочая тетрадь. В этой тетради описана методика выполнения химического эксперимента. При самостоятельной подготовке к лабораторной работе студент должен подготовить теоретический материал по данной теме, используя лекции, методическое пособие и учебник. После теоретической подготовки студент должен в тетради написать уравнения реакций соответствующего эксперимента и выполнить упражнения в конце каждой темы. Самостоятельная подготовка студентов проверяется тестированием. Наблюдения за химическим экспериментом и выводы записываются в тетрадь. После оформления работы каждый студент отчитывается преподавателю по каждой работе.

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

Планируется приобретение специальных столов, приспособленных для обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями. Для оптимизации времени труда и отдыха будут запланированы дополнительные перерывы.

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 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. Проведения текущей аттестации может быть выполнено дистанционно 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.

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

Учебный план дисциплины «Общая и неорганическая химия» предусматривает 22 часа самостоятельной работы студентов. В начале семестра студент получает учебный план лекций и лабораторных занятий с подробным указанием рекомендуемой литературы и заданий для самостоятельного решения.

В ходе самостоятельной работы учащийся обязан к каждой теме:

- прочитать рекомендуемые разделы учебников и методических пособий;
- написать конспект подготовки к занятию по данной теме согласно списку предложенных вопросов;
- подготовиться к выполнению лабораторной работы и частично оформить лабораторный журнал;
- решить предлагаемые типовые задачи согласно учебному плану.

Для студентов СГУ введена балльно-рейтинговая системы оценки знаний. Оценка выводится в результате подсчета суммарного количества баллов, набранных в семестре по всем видам контроля знаний по учебной дисциплине. По количеству набранных баллов за семестр студент имеет возможность получить зачет, а также экзаменационную оценку автоматически.

Для контроля выполнения самостоятельной работы и текущей успеваемости студентов предусмотрены следующие формы контроля:

- бланковые тесты по ряду тем;
- участие в дискуссиях по заданной теме;
- письменный отчет в тетради для лабораторных работ по заданной теме;
- проверка выполнения заданных на дом задач и упражнений по соответствующей теме.

В качестве промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины предусмотрен экзамен, который проводится в виде письменной контрольной работы.

## Примеры тестовых заданий в рамках текущего тестирования:

### Тесты по теме: Окислительно-восстановительные реакции.

#### Вариант 1

Как изменяется степень окисления атомов элемента при **восстановлении**?

- 1) понижается  
2) повышается  
3) может как повышаться, так и понижаться  
4) не изменяется

2. В каких процессах, схемы которых приведены ниже, атомы хлора являются и **окислителями**, и **восстановителями**?

- 1)  $KI + Cl_2 \rightarrow KCl + I_2$   
2)  $Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$   
3)  $KClO_3 \rightarrow KCl + KClO_4$   
4)  $Cl_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + Ca(OCl)_2 + H_2O$

3. Найдите **сумму** коэффициентов перед формулами всех веществ в реакции, протекающей по схеме:  $Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3$

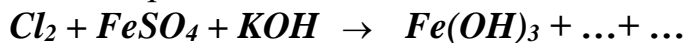
- 1) 10                      2) 9                      3) 11                      4) 8

4. Можно ли с помощью  $FeCl_3$  окислить  $H_2S$  до элементарной серы?

$$E^0_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0,77V \qquad E^0_{S/H_2S} = 0,14V$$

- 1) да                      2) нет                      3) не знаю

5. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции и определите **наименьшее общее кратное** чисел отданных и принятых электронов для реакции, протекающей по схеме:



#### 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?)

### Пример контрольной работы:

1. Напишите электронную формулу элемента № 20.
2. Среди приведённых конфигураций обведите невозможные:  
 $3p^7, 1s^1, 2d^4, 3d^{11}, 4p^6, 1p^1, 4p^2$
3. Название химического элемента, имеющего электронную конфигурацию атома  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$   
(Напишите название элемента) \_\_\_\_\_
4. Какой элемент имеет в атоме шесть электронов, для каждого из которых  $n=3$  и  $l=1$ ?  
(обведите правильный ответ) 1. S 2. Ar 3. Kr 4. Cl
5. Укажите оксид с наиболее выраженными кислотными свойствами (обведите правильный ответ):  
1)  $SO_2$  2)  $NO$  3)  $ZnO$  4)  $SiO_2$
6. Между какими солями возможна реакция обмена в растворе (обведите правильные ответы и напишите уравнения реакций):  
1)  $NaOH$  и  $CuCl_2$  2)  $K_2SO_4$  и  $HNO_3$   
3)  $AgNO_3$  и  $CaBr_2$  4)  $BaNO_3$  и  $Na_2SO_4$
7. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:  
 $Ca \xrightarrow{1} CaS \xrightarrow{2} CaCl_2 \xrightarrow{3} Ca(OH)_2 \xrightarrow{4} CaSO_4 \xrightarrow{5} Ca(HSO_4)_2$
8. Укажите вещества, при разложении которых образуются кислотный и основной оксиды (напишите уравнения реакций разложения):  
1)  $CaCO_3$  2)  $Fe(OH)_3$  3)  $Na_2CO_3$  4)  $(NH_4)_2SO_4$
9. Определите тип ОВР, напишите остальные продукты реакции и уравняйте реакцию методом электронного баланса:  
 $Na_2SO_3 + KMnO_4 + NaOH \rightarrow K_2MnO_4 +$
10. Можно ли с помощью нитрата железа (III) окислить соляную кислоту до хлора? (обоснуйте правильный ответ и обведите его)

$$E^0_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0,77B$$

$$E^0_{Cl_2/2Cl^-} = 1,36B$$

1) да

2) нет

3) не знаю

11. Как изменяется сила кислот в ряду  $H_2S - H_2SO_3 - H_2SO_4$   
 1) уменьшается    2) возрастает    3) не изменяется
12. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атома S в степени окисления +6 (обведите правильный ответ)  
 1)  $...2s^22p^2$     2)  $...2s^22p^6$     3)  $...4s^24p^6$     4)  $...3s^23p^4$
13. Какие соединения марганца способны проявлять только восстановительные свойства? (приведите пример)  
 1)  $MnCl_2$     2)  $MnO_2$     3)  $K_2MnO_4$     4)  $KMnO_4$
14. Используя метод электронного баланса, напишите уравнение реакции и определите коэффициент перед **восстановителем** в уравнении реакции:  
 $Cl_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow NaCl + NaBrO_3 + H_2O$   
 Коэффициент перед восстановителем: \_\_\_\_\_
15. Какая связь в соединении  $Al(OH)Cl_2$  имеет более **ионный** характер? Объяснить, почему.  
 1) Al – O    2) H – O    3) Al – Cl    4) не знаю

## 7. Данные для учета успеваемости студентов в БАРС

Таблица 1.1. Таблица максимальных баллов по видам учебной деятельности.

Семестр	Лекции	Лабораторные занятия	Практические занятия	Самостоятельная работа	Автоматизированное тестирование	Другие виды учебной деятельности	Промежуточная аттестация	Итого
1	10	30	0	30	0	0	30	100

### Программа оценивания учебной деятельности студента 1 семестр

#### Лекции – 0-10 баллов

*0-1 баллов* – студент посещает менее 60% лекций, не участвует в обсуждении проблемных задач, демонстрирует безразличие к задаваемым вопросам.

*2-3 балла* – студент посещает более 60% лекций, не участвует в обсуждении проблемных задач, демонстрирует безразличие к задаваемым вопросам.

*4-5 балла* – студент посещает более 70% лекций, редко участвует в обсуждении проблемных задач, делает попытки находить ответы на задаваемые вопросы.

*6-7 баллов* – студент посещает более 80% лекций, принимает участие в обсуждении проблемных задач, иногда дает правильные ответы к задаваемым вопросам.

*8-9 баллов* – студент посещает более 90% лекций, почти на каждой лекции участвует в обсуждении проблемных задач, предлагает их решение, в большинстве случаев дает правильный ответ на задаваемые вопросы.

*10 баллов* – студент посещает все лекции, активно участвует в обсуждении проблемных задач, предлагает нестандартные решения, практически всегда дает правильные ответы на поставленные лектором вопросы.

#### **Лабораторные занятия – 0 - 30 баллов**

*0-7 баллов* – студентом выполнено и оформлено не более 50% лабораторных работ; при выполнении работ студент совершал ошибки; оформление выполнено небрежно, отсутствуют цели, наблюдения и выводы; в работе присутствуют грубые ошибки при написании уравнений реакций.

*8-15 баллов* – студентом выполнено и оформлено не менее 75% лабораторных работ; при выполнении работ студент мог совершать ошибки; оформление выполнено небрежно, могут отсутствовать цели, наблюдения и/или выводы; в работе присутствуют грубые ошибки при написании уравнений реакций.

*16-21 баллов* – студентом выполнено и оформлено не менее 90% лабораторных работ; при выполнении работ студент мог совершать ошибки; оформление выполнено небрежно, однако сформулированы цели, наблюдения и выводы; в работе присутствуют незначительные ошибки при написании уравнений реакций.

*22-27 баллов:* студентом выполнено и оформлено 100% лабораторных работ; при выполнении работ студент не совершал грубых ошибок; сформулированы цели, наблюдения и выводы; в работе могут присутствовать незначительные ошибки при написании уравнений реакций.

*28-30 баллов:* студентом выполнено и оформлено 100% лабораторных работ; при выполнении работ студент не совершал ошибок; сформулированы цели, наблюдения и выводы; в работе отсутствуют ошибки при написании уравнений реакций.

#### **Практические занятия**

Не предусмотрены

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

*0-14 баллов* – домашнее задание (задачи, подготовка к лабораторной работе) выполнено со значительными ошибками, неполностью. Работа сдана не в срок. Студент правильно ответил менее, чем на 50% вопросов тематического тестирования.

*15-26 баллов* – домашнее задание (задачи, подготовка к лабораторной работе) выполнены с незначительными ошибками, полностью. Работа сдана в срок. Студент правильно ответил не менее, чем на 75% вопросов тематического тестирования.

*27-30 баллов* – домашнее задание (задачи, подготовка к лабораторной работе) выполнены практически без ошибок, полностью. Работа сдана в срок. Студент правильно ответил более, чем на 90% вопросов тематического тестирования.

**Автоматизированное тестирование**

Не предусмотрено

**Другие виды учебной деятельности**

Не предусмотрены

**Промежуточная аттестация (экзамен) – 0-30 баллов**

Промежуточная аттестация проходит в форме письменного экзамена, содержащего вопросы по всем темам и разделам дисциплины. Экзамен состоит из 15 вопросов, каждый из которых оценивается в 2 балла.

ответ на «отлично» – 28-30 баллов

ответ на «хорошо» – 19-27 баллов

ответ на «удовлетворительно» – 11-18 баллов

ответ на «неудовлетворительно» – 0-10 баллов

Таким образом, максимально возможная сумма баллов за все виды учебной деятельности студента за 1 семестр по дисциплине «Химия» составляет 100 баллов.

Таблица 2.2 Таблица пересчета полученной студентом суммы баллов по дисциплине «Химия» в оценку (экзамен):

85-100 баллов	«отлично»
70-84 баллов	«хорошо»
50-69 балла	«удовлетворительно»
0-49 баллов	«не удовлетворительно»



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

### *а) литература:*

1. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. - Москва : КНОРУС, 2009. - 746, [6] с. - Библиогр.: с. 725-726. - ISBN 978-5-85971-836-8 (в пер.) (296 экз.)

2. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие/ под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. М.:Интеграл-Пресс, 2008. 240 с. (221 экз)

3. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия : учебник / Н. С. Ахметов. - 9-е изд., стер. - Санкт-Петербург : Лань, 2018. - 744 с. - **URL:** <https://e.lanbook.com/img/cover/book/107904.jpg>. - **ISBN** 978-5-8114-1710-0 : ~Б. ц. (ЭБС «Лань»)

4. Рабочий журнал студента для лабораторных работ по химии: учебно-методическое пособие./ ФГБОУ ВПО «Саратовский государственный университет им. Н.Г. Чернышевского», Ин-т химии; авт.-сост.: Л.Ф. Кожина, Т.В. Захарова, Г.Н. Макушова 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: OpenLicense № 46312747 (№ контракта 048K/07 на основании распоряжения [О лицензионном ПО] №46 от 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 от 06.07.07.) (2 шт.);

3. Microsoft Office Professional 2003 (№ контракта 048K/07 на основании распоряжения [О лицензионном ПО] №46 от 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»**

- Лекционная аудитория
- Химическая лаборатория для проведения лабораторных работ
- Технические средства обучения: компьютер, мультимедийный проектор.
- 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 05.03.02 «География» профиль «Территориальное планирование».

Автор: Акмаева Т.А., к.х.н., доцент кафедры общей и неорганической химии института химии СГУ.

Программа одобрена на заседании кафедры общей и неорганической химии от 11 октября 2021 года, протокол № 3.