

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
Геоморфология

Квалификация (степень) выпускника
Бакалавр

Форма обучения
очная

Саратов,
2021

Статус	ФИО	Подпись	Дата
Преподаватели-разработчики	Акмаева Татьяна Анатольевна	<i>Акмаева</i>	11.10.21
Председатель НМК	Крылатова Яна Георгиевна	<i>Крылатова</i>	11.10.21
Заведующий кафедрой	Черкасов Дмитрий Геннадиевич	<i>Черкасов</i>	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>ОПК-1. Способен применять базовые знания в области математических и естественных наук, знания фундаментальных разделов наук о Земле при выполнении работ географической направленности</p>	<p>2.1_Б.ОПК-1 Применяет знания фундаментальных разделов наук о Земле, а также имеет базовые знания естественно-научных и математических дисциплин.</p>	<p>знать:</p> <ul style="list-style-type: none"> - основные законы, явления и процессы, изучаемые общей и неорганической химией; - основные положения современной теории строения атома, сущность учения о периодичности и его роль в прогнозировании свойств химических элементов и их соединений; - природу химической связи в неорганических и органических веществах; - классификацию растворов по разным признакам; - способы выражения количественного состава растворов; - свойства разбавленных растворов неэлектролитов и электролитов; - физические и химические свойства неорганических соединений; <p>уметь:</p> <ul style="list-style-type: none"> - записывать электронные конфигурации основного состояния атомов и ионов элемента; - определять положение элементов в периодической системе на основании его электронной формулы; - сопоставлять различные свойства элементов, руководствуясь их положением в периодической системе; - использовать теории строения неорганических соединений для оценки физических и химических свойств соединений, нахождение в природе в виде минералов; - производить расчет состава раствора любым из рассмотренных способов; - предсказывать возможность образования осадка малорастворимого соединения в заданных условиях; - составлять ионно-молекулярные уравнения реакций диссоциации, обмена и гидролиза; - предсказывать среду (рН) растворов солей с учетом гидролиза;

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

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 σ , π - 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

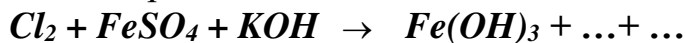
4. Можно ли с помощью $FeCl_3$ окислить H_2S до элементарной серы?

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

$$E^0_{S/H_2S} = 0,14B$$

- 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 ложке 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 ложке 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) $\dots 2s^2 2p^2$ 2) $\dots 2s^2 2p^6$ 3) $\dots 4s^2 4p^6$ 4) $\dots 3s^2 3p^4$
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

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 «Геоморфология».

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.