

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

Институт химии

УТВЕРЖДАЮ
Директор Института
И.Ю. Горячева
"11" 2021 г.



Рабочая программа дисциплины
Химия. Часть 1

Направление подготовки бакалавриата
05.03.01 Геология

Профиль подготовки бакалавриата
Разведочная геология и экологический мониторинг

Квалификация (степень) выпускника
Бакалавр

Форма обучения
очная

Саратов,
2021

Статус	ФИО	Подпись	Дата
Преподаватели-разработчики	Захарова Тамара Витальевна		11.10.21
Председатель НМК	Крылатова Яна Георгиевна		11.10.21
Заведующий кафедрой	Черкасов Дмитрий Геннадиевич		11.10.21
Специалист Учебного управления			

1. Цели освоения дисциплины

Целями освоения дисциплины «Химия» является частичное формирование общепрофессиональной компетенции ОПК-1, что включает в себя изучение строения и свойств химических веществ на основе современных представлений о строении атома и химической связи в неорганических и органических соединениях; обучение студентов простым расчетам химических процессов; приобретение навыков при работе с химическим оборудованием, химическими приборами и использование данных знаний в своей специализации.

2. Место дисциплины в структуре ООП

Данная дисциплина входит в состав обязательной части блока 1 «Дисциплины» рабочего учебного плана ООП по направлению 05.03.01 «Геология», профиль «Геолого-геофизический сервис». Она логически связана с дисциплинами «Математика», «Физика», «Общая геология». Освоение данной дисциплины как предшествующей желательно для изучения некоторых других дисциплин: «Основы геофизики», «Минералогия и петрография осадочных пород», «Геология и геохимия нефти и газа», «Гидрогеология месторождений нефти и газа». Требования к «входным» знаниям студентов, необходимым при освоении данной дисциплины, должны соответствовать требованиям, которые предъявляются к общеобразовательной подготовке учащихся по химии и направлены на проверку сформированности у них следующих умений:

- **определять** вид химической связи в соединениях и условные заряды атомов;
- **знать** номенклатуру органических и неорганических соединений;
- **уметь** составлять структурные формулы веществ по их названиям;
- **давать** характеристику общих химических свойств основных классов неорганических и органических соединений;
- **составлять** молекулярные и ионные уравнения химических реакций.

3. Результаты обучения по дисциплине

Код и наименование компетенции	Код и наименование индикаторов достижения компетенции	Результаты обучения
ОПК-1 Способен применять знания фундаментальных разделов наук о Земле, базовые знания естественнонаучного и математического циклов при решении стандартных профессиональных задач	1.1_Б.ОПК-1. Использует основные законы естественнонаучных дисциплин при решении стандартных профессиональных задач. 1.2_Б.ОПК-1. Применяет методы моделирования	Знать: основные законы общей и неорганической химии; правила составления уравнений реакций; классификацию химических веществ по разным признакам; способы выражения количественного состава растворов; свойства растворов; нахождение элементов в природе в виде минералов; физические и химические свойства неорганических соединений.

	<p>геологических, математических, геофизических и геохимических процессов. 1.3_Б.ОПК-1. Использует знания фундаментальных разделов наук о Земле при постановке профессиональных задач.</p>	<p>Уметь: записывать электронные конфигурации основного состояния атомов и ионов; строить электронные формулы элементов и ионов; определять положение элементов в периодической системе на основании их электронной формулы; сопоставлять различные свойства элементов, руководствуясь их положением в периодической системе; использовать теории строения веществ для оценки физических и химических свойств неорганических соединений; устанавливать взаимосвязь между классами химических соединений; прогнозировать свойства соединений в зависимости от их состава; 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> <p>Владеть: умением составлять окислительно-восстановительные реакции методом электронного баланса; навыками самостоятельной работы со специализированной литературой; приемами и навыками использования законов химии при решении конкретных задач; навыками выполнения основных лабораторных операций; простейшими методами эксперимента; навыками безопасной работы с химическими реактивами и растворами.</p>
--	--	---

4. Структура и содержание дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 3 зачетных единиц, 108 часов, из них лекции – 18 ч, лабораторные работы – 36 ч, самостоятельная работа – 46 ч, КСР – 8 ч. Промежуточная аттестация – зачет.

№ 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	Самост. работа	КСР	Всего	
1	Вводная лекция. Теория строения атома. Современные представления о строении атома и химической связи. Периодический закон и периодическая система	1	1,2	4		8		12	Тесты, письменный отчет по самостоятельной работе
2	Основные классы неорганических соединений.	1	3,4, 5	2	8	6	4	20	Тесты, письменный отчет по лабораторной и самостоятельной работам Контрольная работа
3	Растворы	1	6, 7, 8, 9	4	8	16		28	Тесты, письменный отчет по лабораторной и самостоятельной работам.
4	Окислительно-восстановительные реакции.	1	10, 11	2	4	4		10	Тесты, письменный отчет по лабораторной и самостоятельной работам.
5	Химия неметаллов	1	12, 13, 14	4	8	6		18	Тесты, письменный отчет по лабораторной и самостоятельной работам.
6	Химия металлов.	1	15, 16, 17	2	8	6	4	20	Тесты, письменный отчет по лабораторной и самостоятельной работам. Контрольная работа
7	Промежуточная аттестация	1	18					0	Зачет
8	Итого	1		18	36	46	8	144	

Содержание дисциплины

1 семестр

Вводная лекция.

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.

Теория строения атома. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете современных представлений о строении атома. Базовые представления о химической связи.

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. 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. Положение лантаноидов и актиноидов в периодической системе. 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.

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: насыщаемость, направленность. Концепция 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. Водородная связь. Металлическая связь.

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. Кристо- 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.

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.

Химия неметаллов.

Общие свойства неметаллов на основании их положения в Периодической системе. Распространенность неметаллов в природе.

Положение серы в периодической системе Д.И. Менделеева. Электронная конфигурация атома серы в стационарном и возбужденном состоянии. Природные соединения. Самородная сера. Добыча серы. Электроотрицательность серы и её сродство к электрону. Полимерные модификации серы. Физические и химические свойства серы. Отношение серы к металлам, неметаллам, сложным веществам. Применение серы.

Водородные соединения. Сероводород, способы получения, физические и химические свойства. Сероводородная кислота и её соли. Классификация сульфидов по растворимости в воде и в кислотах. Полисульфиды.

Кислородные соединения серы. Оксид серы (IV). Получение, физические и химические свойства. Сернистая кислота, сульфиты и гидросульфиты. Окислительно-восстановительные свойства оксида серы (IV) и сульфит-иона. Применение оксида серы (IV) и солей сернистой кислоты в народном хозяйстве. Оксид серы (IV) в атмосфере.

Оксид серы (VI). Получение, физические и химические свойства. Отношение серной кислоты к металлам, неметаллам и сложным веществам. Серная кислота. Принципы промышленных методов получения серной кислоты. Олеум. Окислительная активность серной кислоты в зависимости от концентрации. Влияние на растительные и животные ткани. Сопоставление силы кислотности и прочности сернистой и серной кислот. Применение серной кислоты в различных областях промышленности и сельском хозяйстве. Соли серной кислоты. Квасцы. Соединения серы как важнейшие загрязнители окружающей среды: атмосферы, почвы, водоёмов.

Общая характеристика элементов главной подгруппы V группы периодической системы Д.И. Менделеева. Азот. Электронная конфигурация атома азота. Максимальная ковалентность азота. Строение молекулы азота по методу ВС. Кратность связи. Нахождение в природе в атмосфере. Промышленные и лабораторные способы получения. Физические и химические свойства. Отношение к металлам и неметаллам.

Аммиак. Строение молекулы аммиака. Физические свойства. Получение. Условия оптимального выхода аммиака при синтезе из простых веществ. Химические свойства аммиака. Равновесие в водном растворе аммиака. Соли аммония.

Кислородные соединения азота. Оксиды азота (I-V). Оксиды азота в атмосфере. Энергия связи и энтальпия образования оксидов азота. Условия и методы их получения. Азотистая кислота. Получение и свойства. Нитриты. Окислительно-восстановительная двойственность соединений азота (III).

Азотная кислота. Промышленные и лабораторные методы получения. Физические и химические свойства. Действие на металлы, неметаллы,

органические вещества. Зависимость характера продуктов восстановления азотной кислоты от её концентрации и природы взаимодействующего вещества. "Царская водка" и её окислительное действие. Нитраты и их окислительные свойства. Термическая устойчивость нитратов. Применение в народном хозяйстве азотной кислоты и её солей. Азотные удобрения.

Химия металлов.

Положение металлов в периодической системе элементов. Классификация в зависимости от структуры электронных оболочек. Металлическая связь. Положение в ряду стандартных электродных потенциалов. Простые и переходные металлы. Металлы в природе. Физические и химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с водой, кислотами и гидроксидами. Методы получения металлов и области применения. Коррозия металлов.

Положение хрома в периодической системе. Электронная конфигурация атома хрома. Возможные степени окисления. Природные соединения. Получение, физические свойства. Значения стандартных электродных потенциалов. Химические свойства. Соединения хрома (II). Оксид и гидроксид. Получение. Свойства. Соли, свойства солей. Соединения хрома (III). Оксид и гидроксид. Получение. Физические и химические свойства. Соли. Свойства солей. Соединения хрома (VI). Хромовый ангидрид. Хромовая и двуххромовая кислоты. Хромовая смесь. Окислительные свойства соединений хрома в степени окисления (VI). Пероксидные соединения хрома. Применение хрома и его соединений. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в зависимости от степени окисления.

Общая характеристика элементов подгруппы марганца. Положение в периодической системе. Электронная конфигурация атома. Возможные степени окисления. Природные соединения. Получение. Физические свойства. Значения стандартных электродных потенциалов. Химические свойства. Соединения марганца (II). Оксид и гидроксид. Получение, свойства. Соли. Соединения марганца (IV). Оксид и гидроксид. Физические и химические свойства.

Соединения марганца (VI). Оксид марганца (VI). Марганцовистая кислота. Манганаты. Их получение, свойства.

Соединения марганца (VII). Оксид марганца (VII). Получение, свойства. Марганцовая кислота. Получение, свойства. Перманганаты, получение. Окислительные свойства. Характеристики окислительных свойств в зависимости от кислотности среды. Применение марганца и его соединений. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений марганца в зависимости от степени окисления.

5. Образовательные технологии, применяемые при освоении дисциплины

В соответствии с требованиями ФГОС ВО по специальности «Прикладная геология» реализация компетентного подхода предусматривает широкое использование в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий.

Методы преподавания дисциплины

- лекции с демонстрационным экспериментом
- лабораторные работы
- контрольные работы
- самостоятельная работа студентов (освоение теоретического материала, письменные домашние задания, подготовка к лабораторным работам, оформление лабораторных работ, подготовка к текущему и итоговому контролю)

Лекции составляют основу теоретического обучения и должны давать систематизированные основы научных знаний по дисциплине, концентрировать внимание студентов на наиболее сложных вопросах, стимулировать активную познавательную деятельность студентов и способствовать формированию творческого мышления.

Ведущим методом в лекции является устное изложение учебного материала, сопровождающееся демонстрационным химическим экспериментом. На вводной лекции студентам сообщается план и особенности изучения дисциплины, а также рекомендуемая литература.

Лабораторные работы имеют целью практическое освоение теоретического материала, овладение навыками экспериментальных работ и анализа полученных результатов, выполнение правил техники безопасности при работе в химической лаборатории.

Лабораторные работы

1 семестр

1. Вступительная беседа. Правила работы в химической лаборатории. Основные классы неорганических соединений
2. Скорость химических реакций. Химическое равновесие
3. Растворы неэлектролитов
4. Растворы электролитов
5. Окислительно-восстановительные реакции
6. Сера и её соединения
7. Марганец и его соединения

2 семестр

1. Разделение перегонкой смеси двух жидкостей, расчет MR_D .
2. Определение температуры кипения микрометодом Сиволобова.
3. Перекристаллизация ацетанилида, определение температуры плавления.

4. Тонкослойная хроматография.
5. Колоночная хроматография.
6. Адипиновая кислота (окисление циклогексанола HNO_3 или KMnO_4).
7. Омыление жиров; выделение жирных кислот.

3 семестр

1. Характерные реакции катионов и анионов.
2. Идентификация катионов в растворе.
3. Анализ неорганического объекта (смесь сухих солей).
4. Определение карбонат- и гидрокарбонат-ионов в природной воде.
5. Комплексонометрическое определение жесткости.
6. Определение перманганато-метрической окисляемости воды.
7. Определение хлорид-ионов методом осадительного титрования.
8. Знакомство с атомно-абсорбционным спектрометром.
9. Пламенно-фотометрическое определение Na и K в природной воде.
10. Фотометрическое определение общего содержания Fe с сульфосалициловой кислотой.
11. Определение пестицидов методов ВЭЖХ с использованием внутреннего стандарта.
12. Определение примесей в воздухе методом газовой хроматографии.

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. Каждый студент получает индивидуальную перфокарту с 5 вопросами. При этом студент может получить от 0 до 5 баллов. Если студент получает 3 балла и выше, он допускается до выполнения практической работы. Наблюдения за химическим экспериментом и выводы записываются в тетрадь. После оформления работы каждый студент отчитывается преподавателю по каждой работе.

При изучении некоторых тем можно использовать ролевые игры «Суд над хлором», «Знаешь сам, помоги другому», «Суд над оксидами азота». Затруднение вызывает изучение темы «Окислительно-восстановительные реакции», поэтому при изучении этой темы можно использовать ролевую игру «Знаешь сам, помоги другому». Группа из 12 человек делится на 3 группы по 4 человека. Желательно, чтобы в каждой подгруппе был сильный студент.

Каждый студент получает окислительно-восстановительное уравнение, в котором необходимо расставить коэффициенты, определить окислитель и

восстановитель и тип окислительно-восстановительной реакции. Затем все четверо обсуждают проделанную работу, если у кого-то возникают трудности, то он получает помощь товарища. При необходимости можно получить консультацию у преподавателя. Во время этой игры каждый студент должен рассмотреть 4 уравнения реакций на все типы окислительно-восстановительных реакций. А всего каждая группа рассматривает 16 уравнений реакций.

Для учебно-методического сопровождения студента с ОВЗ и инвалидов возможно применение дистанционного обучения, которое размещается на сайте университета course.sgu.ru. Проводятся консультации преподавателями on-line. В процессе обучения выстраивается индивидуальный образовательный маршрут для каждого студента с ОВЗ и инвалидов, применяются технологии поэтапного включения студентов с ОВЗ и инвалидов в образовательный процесс, ориентированных на самообразование. При организации учебного процесса со студентами с ОВЗ и инвалидов преподаватель учитывает время на подготовку студентов при отчете и экзамене. Для подготовки к занятиям и работы в интернете у студентов с ОВЗ и инвалидов в Институте химии имеется ноутбук.

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 44 ч аудиторных занятий. Занятия лекционного типа для соответствующих групп студентов не могут составлять более 18 ч аудиторных занятий.

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

Самостоятельная работа:

- Освоение теоретического материала;
- Подготовка к текущему тестированию;
- Выполнение письменных домашних заданий;
- Оформление лабораторной работы;
- Подготовка к контрольным работам.

При освоении теоретического материала и выполнении письменных домашних заданий студентам рекомендуется использовать основную и дополнительную литературу, а также учебные пособия.

Формы контроля:

- Выполнение и оформление лабораторной работы;
- Текущее тестирование;
- Отчет по лабораторной работе;
- Контрольная работа;
- Коллоквиум;
- Билеты к экзамену

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: $Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3$

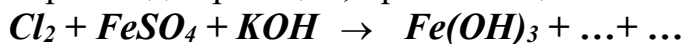
- 1) 10 2) 9 3) 11 4) 8

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

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

- 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:



Тесты по теме: Основные классы неорганических соединений.

Вариант 1

1. Можно ли получить раствор, содержащий одновременно

- а) $Ba(OH)_2$ и HCl в) $NaCl$ и $AgNO_3$
б) $CaCl_2$ и Na_2CO_3 г) KCl и $NaNO_3$

Укажите какие комбинации невозможны и почему?

Напишите уравнения соответствующих реакций.

2. Какие кислоты могут быть получены непосредственным взаимодействием с водой оксидов:

- а) P_2O_5 в) N_2O_5 д) SO_2
б) CO_2 г) NO_2 е) SiO_2

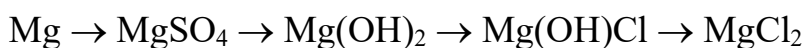
Напишите уравнения реакций и назовите образующиеся кислоты.

3. Какие из указанных веществ реагируют с гидроксидом натрия:

- а) HNO_3 г) $CuSO_4$
б) CaO д) P_2O_5
в) CO_2 е) $Zn(OH)_2$

Составьте уравнения реакций.

4. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



5. При прокаливании гидроксокарбоната меди (II) (малахита) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ образуются:

- а) $\text{Cu}(\text{HCO}_3)_2$ и CO_2 в) CuO и CO_2
б) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и CO_2 г) CuO , CO_2 и H_2O

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:



Коэффициент перед восстановителем: _____

15. Какая связь в соединении $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$ имеет более **ионный** характер? Объяснить, почему.

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

16. Молекула какого вещества является **полярной**? Объяснить, почему.

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

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

- 1) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 2) CH_3COONa 3) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ 4) NH_4NO_3

18. Сколько неспаренных электронов в атоме **фосфора** в основном состоянии? Написать электронно-графическую формулу.

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

19. Как меняется **длина** связи в ряду $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$? Объяснить, почему.

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

20. Какой ион имеет наименьший радиус? Написать электронную конфигурацию, объяснить.

- 1) Se^{2-} 2) Br^- 3) Rb^+ 4) Sr^{2+}

Пример экзаменационного билета:

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

Кафедра общей и неорганической химии

Направление подготовки 05.03.01 Геология

Профиль подготовки Геолого-геофизический сервис нефтегазовых скважин

Дисциплина ХИМИЯ

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 7

- 1. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой.**
- 2. Окислительно-восстановительные реакции, их типы.**
- 3. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$**

Зав.кафедрой профессор

Д.Г. Черкасов

7. Данные для учета успеваемости студентов в БАРС

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	15	0	40	0	0	40	100

Программа оценивания учебной деятельности студента

1 семестр

Лекции

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

1 балл — студент посещает более 60% лекций, не участвует в обсуждении проблемных задач, демонстрирует безразличие к задаваемым вопросам

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

3 балла - студент посещает более 80% лекций, принимает участие в обсуждении проблемных задач, иногда дает правильные ответы к задаваемым вопросам.

4 балла - студент посещает более 90% лекции, почти на каждой лекции участвует в обсуждении проблемных задач, предлагает их решение, в большинстве случаев дает правильный ответ на задаваемые вопросы.

5 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

0-5 баллов - лабораторная работа сдана значительно позже даты выполнения, значительные ошибки в оформлении и выполнении, которые не были исправлены в короткий срок.

5-10 баллов - лабораторная работа сдана позже даты выполнения, есть незначительные ошибки в оформлении, которые самостоятельно исправлены.

10-15 баллов - лабораторная работа сдана в день ее выполнения, оформлена грамотно и самостоятельно, практически без ошибок.

Практические занятия

Не предусмотрены.

Самостоятельная работа

0-15 баллов - домашнее задание (задачи, подготовка к лабораторной работе) выполнены со значительными ошибками, неполностью. Работа сдана не в срок.

16-30 баллов - домашнее задание (задачи, подготовка к лабораторной работе) выполнены с незначительными ошибками, полностью. Работа сдана в срок.

31-40 баллов - домашнее задание (задачи, подготовка к лабораторной работе) выполнены практически без ошибок, полностью. Работа сдана в срок.

Автоматизированное тестирование

Не предусмотрено.

Другие виды учебной деятельности

Не предусмотрены.

Промежуточная аттестация

Промежуточная аттестация проходит в форме экзамена по всем темам и разделам дисциплины.

При проведении промежуточной аттестации:

ответ на «отлично» оценивается от 35 до 40 баллов;

ответ на «хорошо» оценивается от 30 до 34 баллов;

ответ на «удовлетворительно» оценивается от 23 до 29 баллов;

ответ на «неудовлетворительно» оценивается от 0 до 22 баллов.

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

Таблица 2.1 Таблица пересчета полученной студентом суммы баллов по дисциплине «Химия» в оценку за экзамен за 1 семестр

85-100 баллов	«отлично»
73-84 баллов	«хорошо»
56-72 балла	«удовлетворительно»
0-55 баллов	«не удовлетворительно»

8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины.

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.)
2. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб, пособие /под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной - М.: Интеграл-Пресс, 2009. - 240 с.
3. Методические рекомендации по дисциплине "Химия" для студентов геологического факультета СГУ (бакалавриат) : методическое пособие / Л. Ф. Кожина, Т. В. Захарова ; Федер. гос. бюджет. образоват. учреждение высш. проф. образования "Саратовский государственный университет имени Н. Г. Чернышевского" . - Саратов : [б. и.], 2014. - 25 с. : ил., табл. - Библиогр.: с. 16. - ~Б. ц. - Текст : электронный.

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 06.07.07.) (70 шт.); Microsoft Windows Vista Business Номер лицензии: № 42226296, от 21.12.2009. (21 шт.);
2. 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.).
3. Kaspersky Endpoint Security для бизнеса- Стандартный Russian Edition. 1500-2499 Node 1 year Educational Renewal License № лицензии 0B00160530091836187178.

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины

1. Учебная аудитория для чтения лекций.
2. Проектор, мультимедийные презентации, учебные фильмы.
3. Набор кристаллических решеток, набор для моделирования строения неорганических, органических веществ.
4. Таблицы: «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», «растворимость солей, кислот и оснований в воде», «Электрохимический ряд напряжений металлов».
5. Учебная лаборатория для выполнения лабораторных работ, оснащенная необходимым оборудованием.
6. Химические реактивы.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО с учетом Примерной ООП ВО по направлению и профилю подготовки «05.03.01 - Геология», профиль подготовки «Разведочная геология и экологический мониторинг».

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