

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

Институт химии

УТВЕРЖДАЮ:
Проректор по учебно-методической
работе

Профессор Е.Г. Елина



2016 г.

Рабочая программа дисциплины
ХИМИЯ

Направление
05.03.02 География

Профиль подготовки
Геоморфология

Квалификация (степень) выпускника
Бакалавр

Форма обучения
очная

Саратов,
2016 год

1. Цели освоения дисциплины

Целями освоения дисциплины «Химия» являются: изучение строения и свойств неорганических соединений на основе современных представлений о химической связи в неорганических соединениях; научить 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 бакалавриата

Данная дисциплина входит в состав базовой части Блока 1 «Дисциплины» и изучается в 1 семестре. Она логически связана с дисциплинами «Математика», «Информатика», «Физика», «География». Освоение данной дисциплины как предшествующей желательно для изучения некоторых других дисциплин: «Основы экологии», «Геоэкология», «Геология».

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины «Химия»

В результате освоения дисциплины «Химия» бакалавр формирует следующие компетенции:

- § способностью к самоорганизации и самообразованию (ОК-7);
- § Способность использовать базовые знания в фундаментальных разделах физики, химии, биологии, экологии в объеме, необходимом для освоения физических, химических, биологических, экологических основ в общей, физической и социально-экономической географии (ОПК-2).

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

Знать:

- основные понятия общей и неорганической химии;
- правила составления уравнений реакций;
- теории строения неорганических соединений (МВС);
- термодинамическую и кинетическую устойчивость неорганических соединений;
- классификацию растворов по разным признакам;
- способы выражения количественного состава растворов;
- свойства разбавленных растворов неэлектролитов и электролитов;
- физические и химические свойства неорганических соединений;

Уметь:

- записывать электронные конфигурации основного состояния атомов и ионов элемента;
- с помощью квантовых чисел рассчитывать количество подуровней орбиталей электронов на данном уровне;
- строить электронные формулы элементов и ионов;
- 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, нахождения 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;

Владеть:

- умением писать окислительно-восстановительные реакции методом электронного баланса
- навыками самостоятельной работы со специализированной литературой;
- навыками выбора метода анализа;
- навыками работы с аппаратурой и приборами (рН-метром, иономером, кондуктомером, аналитическими весами)
- приемами и навыками использования законов химии при решении конкретных задач.

4. Структура и содержание дисциплины

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

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)				Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра) Формы промежуточной аттестации (по семестрам)
				Лекции	Лабораторные	Самостоятельные	Всего	
1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	Вводная лекция. Основные классы неорганических соединений.	1	1,2	4	8	4	16	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	3,4	4			4	
3	Теория химической связи	1	5,6	4			4	

1	2	3	4	5	6	7	8	9
4	Скорость химических реакций. равновесие Химическое	1	7,8	4	4	10	18	Тесты, письменный отчет по лабораторной и самостоятельной работам. Контрольная работа
5	Растворы	1	9, 10, 11	6	8	10	24	Тесты, письменный отчет по лабораторной и самостоятельной работам. Контрольная работа
6	Окислительно-восстановительные реакции.	1	12, 13	4	4	4	12	Тесты, письменный отчет по лабораторной и самостоятельной работам.
7	Химия неметаллов	1	14, 15, 16	6	8	4	18	Тесты, письменный отчет по лабораторной и самостоятельной работам.
8	Химия металлов.	1	17, 18	4	4	4	12	Тесты, письменный отчет по лабораторной и самостоятельной работам.
Итого:				36	36	36	144	экзамен

Содержание дисциплины «Химия»

1. 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.

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

2. Строение 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.

3. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете современных представлений о строении атома.

Ранние схемы классификации элементов. 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.

4. Химическая связь.

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. Межмолекулярное взаимодействие. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсное взаимодействие. Водородная связь. Металлическая связь.

5. 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.

6. 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 раствори-

мость 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 эбулио-скопические 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.

7. 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, компрпорционирования и самоокисления- самовосстановления. Методы подбора коэффициентов окислительно-восстановительных реакций. Примеры окислительно-восстановительных реакций, протекающих в природе.

8. Водород. Вода. Пероксид водорода.

Положение водорода в периодической системе. Электронное строение атома, молекулы. Изотопный состав водорода. Распространённость и нахождение в природе. Промышленные и лабораторные способы получения водорода. Физические и химические свойства водорода. Атомарный водород. Сравнительная характеристика восстановительной активности атомарного и молекулярного водорода. Соединения водорода с металлами и неметаллами. Гидриды. Применение водорода. Вода. Химическая связь и строение молекулы воды. Тяжёлая вода. Физические и химические свойства воды. Роль воды в природе и технике. Проблема очистки воды. Способы получения химически чистой воды.

Пероксид водорода, строение молекулы, физические и химические свойства, способы получения. Пероксиды металлов. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Применение пероксида водорода и его производных.

9. Галогены.

Положение галогенов в периодической системе Д.И. Менделеева. Электронное строение атомов. Схема образования молекул галогенов из атомов по методу ВС. Нахождение в природе. Промышленные и лабораторные методы получения галогенов. Физические и химические свойства галогенов. Радиусы атомов, сродство к электрону, электроотрицательность, потенциал ионизации, поляризуемость. Степени окисления. Галогены как окислители. Сравнение окислительной способности галогенов. Водородные соединения галогенов. Методы получения. Сравнительная характеристика свойств галогеноводородов и их водных растворов. Причина аномальных свойств фтористого водорода. Хлороводородная кислота и её роль в живом организме. Соли галогеноводородных кислот. Кислородные соединения галогенов. Гидролиз галогенов. Смещение равновесия реакции гидролиза. Хлорноватистая кислота и её соли. Пути распада хлорноватистой кислоты. Хлорноватая кислота и её соли. Хлористая кислота и её соли. Хлорная кислота и её соли. Сопоставление кислотных и окислительных свойств кислородных кислот хлора. Общая характеристика кислородных кислот брома и йода. Зависимость устойчивости, окислительных и кислотно-основных свойств кислот от степени окисления галогена и природы галогена (при равной степени окисления). Физиологические и фармакологические свойства йода.

10. Кислород. Воздух.

Положение кислорода в периодической системе. Строение электронной оболочки атома кислорода. Строение молекулы кислорода с точки зрения метода валентных связей и ММО. Аллотропия кислорода. Распространённость и нахождение в природе. Состав воздуха. Физические и химические свойства свободного кислорода. Промышленные и лабораторные методы получения кислорода. Жидкий кислород, его свойства и применение. Оксиды, их классификация. Гидроксиды. Закономерности в изменении свойств оксидов и гидроксидов элементов в зависимости от их расположения в рядах и группах периодической системы. Роль кислорода в природных и технологических процессах.

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

11. Сера.

Положение серы в периодической системе Д.И. Менделеева. Электронная конфигурация атома серы в стационарном и возбуждённом 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.

12. Азот.

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. Нитриды. Применение. Биохимия азота. Проблема "связанного азота".

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.

13. Общие свойства 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.

14. Хром и его соединения.

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). Пе-

оксидные соединения хрома. Применение хрома и его соединений. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в зависимости от степени окисления.

15. Марганец и его соединения.

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.

16. Железо и его соединения.

Положение в периодической системе. Электронное строение атомов. Возможные степени окисления. Природные соединения железа. Получение, физические свойства. Значения стандартных электродных потенциалов. Химические свойства железа. Соединения железа (II). Оксид, гидроксид. Получение, свойства. Соли. Гидролиз солей. Соль Мора. Восстановительные свойства соединений железа (II). Качественная реакция на соединения железа (II).

Соединения железа (III). Оксид, гидроксид. Получение и свойства. Соли, гидролиз солей. Качественные реакции на соединения железа (III). Соединения железа (VI). Получение ферратов. Окислительные свойства. Комплексные соединения железа. Железистосинеродистая и железосинеродистая кислоты и их соли. Карбонилы железа. Биохимия железа.

5. Образовательные технологии, применяемые при освоении дисциплины

В соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки «География» реализация компетентностного подхода должна предусматривать широкое использование в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий в сочетании с внеаудиторной работой с целью формирования и развития профессиональных навыков обучающихся:

– лекции;

Лекции составляют основу теоретического обучения и должны давать систематизированные основы научных знаний по дисциплине, раскрывать состояние и перспективы развития соответствующей области науки и техники, концентрировать внимание обучающихся на наиболее сложных и узловых вопросах, стимулировать их активную познавательную деятельность и способствовать формированию творческого мышления.

Ведущим методом в лекции выступает устное изложение учебного материала, сопровождающееся демонстрацией схем и плакатов. На вводной лекции студентам сообщается план и особенности изучения дисциплины, а также рекомендуемая литература.

Основными способами изложения материала являются:

Индукция - способ изложения от частного к общему, от отдельных, конкретных фактов, событий, жизненных примеров к обобщающим выводам.

Дедукция - способ рассуждения от общего к частному: вначале выдвигается теоретическое положение, которое предстоит усвоить, а затем в качестве аргументов к нему приводятся частные посылки, примеры и факты.

Концентрический способ предполагает изложение вокруг единого центра, которым является поставленная проблема. В ходе изложения преподаватель все время возвращается к ней, постепенно углубляет и развивает выдвигаемые положения.

Способ аналогии - сопоставление различных явлений, событий, фактов. Обычно параллели проводятся с тем, что хорошо известно обучаемым. Это способствует лучшему пониманию материала, помогает восприятию основных идей, усиливает эмоциональное воздействие на аудиторию.

Ступенчатый способ - рассчитан на последовательное раскрытие проблемы, когда преподаватель переходит от низших ступеней к высшим. Рассмотрев какую-либо проблему, преподаватель уже не возвращается к ней.

Лекция - самая распространенная форма учебных занятий в высших учебных заведениях. На лекциях дается представление о химии как о науке в целом, формируются ее основные идеи, ее методология, показывается связь с другими науками и учебными предметами. Важнейшее место на лекциях занимают качественное рассмотрение и количественное описание физических явлений и законов в их взаимосвязи.

Методика изложения лекции подчиняется интересам наиболее доходчивого и убедительного преподнесения основного содержания темы, активизации мыслительной деятельности студентов.

На вводной лекции студентам должны сообщаться план и особенности изучения всей дисциплины, а также рекомендуемая литература.

Каждая лекция должна состоять из следующих частей: вводная часть, изложение программного лекционного материала, заключительная часть.

Приступая к изложению нового раздела или темы, в вводной части необходимо отметить физический и философский смыслы явлений, которые будут являться предметом изучения в данной теме, ее место в истории развития химии, а также практическое значение рассматриваемых вопросов. Нужно указать, какие практические занятия, лабораторные и контрольные работы будут проводиться в данном разделе или теме. В вводной части лекции, являющейся очередной в данной теме, можно ограничиться объявлением темы, целей, учебных вопросов лекции, кратким повторением материала, который рассматривался на предыдущих занятиях.

На лекциях обычно используются следующие дидактические методы: информационно-сообщающий метод, объяснительный метод, объяснительно - побуждающий метод. Использование того или иного метода зависит от нескольких факторов: содержания изучаемого материала; наличия иллюстрационного материала, демонстрационных установок; состава учебной группы (потока). Хорошие результаты дает использование на лекциях элементов проблемного обучения.

– самостоятельная работа студентов (освоение теоретического материала, письменное домашнее задание, подготовка к текущему и итоговому контролю)

Самостоятельная работа студентов является составной частью учебной работы и имеет целью закрепление и углубление полученных знаний и навыков, поиск и приобретение новых знаний, в том числе с использованием автоматизированных обучающих курсов (систем), а также выполнение учебных заданий, подготовку к предстоящим занятиям, зачетам и экзаменам.

Умение самостоятельно работать является не только средством, но и целью обучения. Самостоятельная работа - трудная, но необходимая часть учебной работы, потому что в ней заложена возможность проявления самостоятельности мышления, творческой активности, что позволяет студентам глубже разобраться в сути теоретических вопросов, увязать их с жизнью, руководствоваться теоретическими знаниями в своей практической деятельности, контролировать ход самостоятельной работы, не пускать ее на самотек.

Особая роль в повышении эффективности самостоятельной работы студентов принадлежит лекции. Конспектирование лекции уже является своего рода самостоятельной работой студента. Поэтому контроль со стороны преподавателя за конспектированием лекционного материала является дисциплинирующим фактором, способствующим приобретению знаний и навыков самостоятельной работы. В процессе лекции можно практиковать вопросы к студентам по материалам предыдущих занятий и тем, самым осуществлять выборочный контроль самостоятельной проработки теоретического материала.

Консультации являются одной из форм руководства самостоятельной работой студентов и оказания им помощи в освоении учебного материала. Консультации проводятся регулярно в часы самостоятельной работы и носят в основном индивидуальный характер. Опыт показывает, что такие консультации имеют положительное значение как для улучшения качества подготовки к предстоящим занятиям, так и для привития навыков самостоятельной работы.

– лабораторные работы

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.

Список лабораторных работ

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. Галогены и их соединения
8. Марганец и его соединения

В соответствии с требованиями ФГОС ВПО по направлению «География» реализация компетентностного подхода предусматривает широкое использование в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий.

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 сделанную 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.

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

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

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

Форма проведения текущей и итоговой аттестации для студентов-инвалидов будет устанавливаться с учетом индивидуальных психофизических особенностей (устно, письменно на бумаге, письменно на компьютере, в форме

тестирования и т.п.). При необходимости студенту-инвалиду предоставляется дополнительное время для подготовки ответа на зачете или экзамене. Для оптимизации времени труда и отдыха будут запланированы дополнительные перерывы.

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

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

Учебный план дисциплины «Химия» предусматривает 36 часов самостоятельной работы студентов в 1 семестре.

Виды самостоятельной работы:

- 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.

В указанных пособиях имеется подробный теоретический изучаемый материал и примеры решения типовых задач.

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

1. участие в дискуссиях по заданной теме;
2. письменный отчет в лабораторном журнале по заданной теме;
3. проверка выполнения заданных на дом задач и упражнений по соответствующей теме.

В качестве промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины предусмотрен экзамен.

7. Данные для учета успеваемости студентов в БАРС

Таблица 1. Таблица максимальных баллов по видам учебной деятельности.

1	2	3	4	5	6	7	8
Лекции	Лабораторные занятия	Практические занятия	Самостоятельная работа	Автоматизированное тестирование	Другие виды учебной деятельности	Промежуточная аттестация	Итого
10	30	0	20	0	10	30	100

Программа оценивания учебной деятельности студента

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.

Самостоятельная работа – 0-20 баллов

0-9 баллов – домашнее задание (задачи, подготовка к лабораторной работе) выполнено со значительными ошибками, неполностью. Работа сдана не в срок. Контрольные работы 1 и 2 написаны с существенными ошибками.

10-16 баллов – домашнее задание (задачи, подготовка к лабораторной работе) выполнены с незначительными ошибками, полностью. Работа сдана в срок. Контрольные работы 1 и 2 написаны с незначительными ошибками.

17-20 баллов – домашнее задание (задачи, подготовка к лабораторной работе) выполнены практически без ошибок, полностью. Работа сдана в срок. Контрольные работы 1 и 2 написаны полностью или с незначительными ошибками.

Другие виды учебной деятельности – 0-10 баллов

0-2 баллов: студент правильно ответил менее, чем на 50% вопросов тематического тестирования; результаты итогового тестирования оцениваются как «неудовлетворительные»

3-5 балла: студент правильно ответил не менее, чем на 60% вопросов тематического тестирования; результаты итогового тестирования оцениваются как «удовлетворительные».

6-8 балла: студент правильно ответил не менее, чем на 75% вопросов тематического тестирования; результаты итогового тестирования оцениваются как «хорошие».

9-10 баллов: студент правильно ответил более, чем на 90% вопросов тематического тестирования; результаты итогового тестирования оцениваются как «отличные».

Промежуточная аттестация (экзамен) – собеседование по контрольным основным вопросам изучаемой дисциплины (список билетов приведен в Приложении 7). Оцениваются качество устного представления материала билета, вспомогательного материала, использованного студентом, ответов студента на дополнительные вопросы, связанные с материалом билета.

Качество устного представления материала билета – 10 баллов.

Качество представления вспомогательного материала при ответе – 5 баллов.

Качество ответов студента на дополнительные вопросы – 15 баллов.

ответ на «отлично» оценивается от 25 до 30 баллов;

ответ на «хорошо» оценивается от 20 до 24 баллов;

ответ на «удовлетворительно» оценивается от 13 до 19 баллов;

ответ на «неудовлетворительно» оценивается от 12 и менее баллов.

Форма проведения промежуточной аттестации для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья устанавливается с учетом индивидуальных психофизических особенностей. При необходимости предоставляется дополнительное время для подготовки отчета по итогам прохождения учебной практики.

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

Таблица 2. Таблица пересчета полученной студентом суммы баллов по дисциплине «Химия» в оценку за курс:

Сумма баллов, набранных студентом по итогам изучения дисциплины	0-49	50-69	70-90	91-100
экзамен	«неудовлетворительно»	«удовлетворительно»	«хорошо»	«отлично»

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

а) основная литература:

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. пособие. - М.: КНОРУС, 2009. - 746 с. – ISBN 978-5-85971-836-8
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. - ISBN 5-89602-015-5

б) дополнительная литература:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: учеб. пособие для вузов. М. : Высш. шк, 2006, 610 с.
2. Захарова Т.В., Макушова, Г.Н., Кожина Л.Ф., Синегубова С.И., Капустина Е.В. Руководство к лабораторным занятиям по общей и неорганической химии: учеб. пособие. Изд. «Научная книга», 2010, 260 с.
3. Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Макушова, Г.Н. Рабочий журнал студента для лабораторных работ по химии [Электронный ресурс]: учебно-методическое пособие. Саратов, 2015, 101 с. URL: http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1337.pdf

в) программное обеспечение и Интернет

Интернет-ресурсы:

1. <http://www.russchembull.ru/rus/> - Известия РАН Химическая серия .
2. <http://www.xumuk.ru/> - Сайт о химии.
3. <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/> - Электронная библиотека по химии

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» по всем профилям подготовки.

Автор:

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

 Макушова Г.Н.

Программа разработана в 2016 году (одобрена на заседании кафедры общей и неорганической химии от 30 июня 2016 года, протокол № 13)

Подписи:

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



С.П. Муштакова

Директор Института химии
д.х.н., профессор



О.В. Федотова

Декан географического факультета
д.г.н., профессор



В.З. Макаров