

**федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования «Мордовский государственный педагогический
университет имени М.Е. Евсевьева»**

Факультет естественно-технологический
Кафедра химии, технологии и методик обучения

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Общая и неорганическая химия

Направление подготовки: 44.03.05 Педагогическое образование (с
двумя профилями подготовки)

Профиль подготовки: Химия. Экология

Форма обучения: Очная

Разработчики:

канд. пед. наук, доцент кафедры химии, технологии и методик
обучения Ляпина О. А.;

Программа рассмотрена и утверждена на заседании кафедры, протокол
№ 7 от 26.02.2021 года

Зав. кафедрой _____ Ляпина О. А.



1. Цель и задачи изучения дисциплины

Цель изучения дисциплины - сформировать фундаментальные знания в области общей и неорганической химии необходимые для будущего учителя, включающие основные законы, понятия и закономерности в поведении и свойствах химических веществ и элементов.

Задачи дисциплины:

- сформировать систему знаний о химии простых веществ и их соединениях, с обязательным упоминанием главных практических применений этих веществ в хозяйственных целях;
- ознакомить с основными способами получения простых веществ и их соединений;
- рассмотреть химические свойства простых веществ и их соединений;
- подготовка студента к дальнейшей профессиональной работе в школе, в связи с чем в программе особое место занимают вопросы, связанные с школьным курсом химии;
- обучить навыкам работы с лабораторным оборудованием и химическими веществами, включающие основные элементы техники безопасности;
- формирование научного мировоззрения студентов на основе познания сущности объектов химической природы – атома, молекулы, вещества, соединения и явлений, связанных с ними.

2 Место дисциплины в структуре ОПОП ВО

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» относится к обязательной части учебного плана.

Дисциплина изучается на 1 курсе, в 1, 2 семестрах.

Для изучения дисциплины требуется: владение основными химическими понятиями и навыками школьного курса химии.

Освоение дисциплины «Общая и неорганическая химия» является необходимой основой для последующего изучения дисциплин (практик):

Аналитическая химия;
Органическая химия;
Физическая и коллоидная химия;
Органический синтез;
Неорганический синтез;
Количественные расчеты по химии;
Лабораторный практикум по химии.

Область профессиональной деятельности, на которую ориентирует дисциплина «Общая и неорганическая химия», включает: образование, социальную сферу, культуру.

Типы задач и задачи профессиональной деятельности, к которым готовится обучающийся, определены учебным планом.

3 Требования к результатам освоения дисциплины

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций:

Компетенция в соответствии ФГОС ВО	
Индикаторы достижения компетенций	Образовательные результаты
ПК-11. Способен использовать теоретические и практические знания для постановки и решения исследовательских задач в предметной области (в соответствии с профилем и уровнем обучения) и в области образования.	

педагогическая деятельность

ПК-11.4 Применяет навыки проведения химического эксперимента, основные синтетические и аналитические методы получения и исследования химических веществ и реакций.	знать: - учебный предмет (химия) в пределах требований федеральных государственных образовательных стандартов и основной общеобразовательной программы; уметь: - проводить теоретические синтезы важнейших неорганических соединений, осуществлять переходы между представителями разных классов неорганических соединений; владеть: - навыками работы с мерной посудой и лабораторным оборудованием;- навыками грамотной работы с неорганическими веществами, с учетом техники безопасности.
ПК-11.6 Применяет знания о физических и химических свойствах материалов с целью безопасной постановки химического эксперимента.	знать: - классификацию, методы синтеза, физические и химические свойства, пути использования важнейших классов неорганических соединений; уметь: - применять знания о физических и химических свойствах материалов с целью безопасной постановки химического эксперимента; владеть: - навыками синтеза, очистки, идентификации неорганических соединений.
ПК-12. Способен выделять структурные элементы, входящие в систему познания предметной области (в соответствии с профилем и уровнем обучения), анализировать их в единстве содержания, формы и выполняемых функций. педагогическая деятельность	
ПК-12.4 Устанавливает взаимосвязи между фактами и теорией, причиной и следствием при анализе проблемных ситуаций и обосновании принимаемых решений на основе базовых химических знаний.	знать: - основные понятия и законы общей и неорганической химии, принципы классификации и номенклатуры неорганических соединений; - строение атома и типы химических связей; - основные типы химических реакций, скорость, энергетику и направленность химических реакций; уметь: - строить структурные формулы изученных соединений, определять природу химических связей, прогнозировать свойства веществ; - составлять уравнения химических реакций для веществ разных классов неорганических соединений; владеть: - навыками использования понятийно-категориального аппарата химических наук; системой знаний о современных проблемах общей и неорганической химии.

4 Объем дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Вс его часов	Пе рвый семестр	Вт орой семестр
Контактная работа (всего)	126	54	72
Лабораторные	72	36	36
Лекции	54	18	36
Самостоятельная работа (всего)	36	18	18
Виды промежуточной аттестации	18		18
Зачет		+	
Экзамен	18		18
Общая трудоемкость часы	180	72	108
Общая трудоемкость зачетные единицы	5	2	3

5 Содержание дисциплины

5.1. Содержание разделов дисциплины

Раздел 1. Строение вещества:

Предмет химии. Место химии в ряду естественных наук. Методы химии. Роль химии в охране окружающей среды.

Основные стехиометрические законы: сохранения массы, постоянства состава, кратных отношений, эквивалентов, их значение в становлении атомно-молекулярных представлений, границы применимости. Расчет эквивалентов в обменных и окислительно-восстановительных реакциях. Закон простых объемных отношений Гей-Люссака. Закон Авогадро.

Строение вещества. Экспериментальные доказательства сложной структуры атома. Основы квантово-механических представлений о строении атома. Многоэлектронные атомы. Принципы заполнения атомных орбиталей (АО) электронами. Заполнение АО элементов периодической системы Д. И. Менделеева. Электронные формулы. Графическая форма записи электронной формулы. Состав ядра атома. Радиоактивный распад. Естественная и искусственная радиоактивность.

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Химическая связь. Ковалентная связь. Ионная связь как крайний случай ковалентной полярной связи. Типы кристаллических решеток по характеру связи. Водородная связь. Металлическая связь. Особенности ее образования. Межмолекулярные взаимодействия. Ван-дерваальсовы силы

Раздел 2. Химические процессы. Растворы:

Скорость химической реакции. Истинная и средняя скорость. Порядок реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции: температура, давление, катализатор, поверхность (гетерогенная реакция). Химическое равновесие. Смещение химического равновесия при изменении условий. Катализаторы в обратимых реакциях.

Энергетика и направленность химических процессов. Закон Гесса. Термодинамические функции системы: внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса), их роль в направлении протекания химических процессов при различных условиях.

Растворы. Способы выражения концентрации растворов (массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента). Титр.

Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Диссоциация кислот, оснований, солей в водном растворе.

Реакции гидролиза. Гидролиз солей. Два подхода к объяснению механизма

гидролиза. Комплексные соединения. Состав и строение комплексных соединений. Основные классы комплексных соединений. Виды изомерии комплексных соединений. Номенклатура. Природа химической связи в комплексных соединениях.

Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций (метод электронного баланса и ионно-электронный).

Гальванический элемент. Стандартные электронные потенциалы. Электрический ряд напряжения металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций

Раздел 3. Химия p-элементов V-VII групп ПС:

Водород. Лабораторные и промышленные способы получения. Физические и химические свойства, применение.

Элементы главной подгруппы VII группы (VII A группа). Элементы главной подгруппы группы (VI A группа). Элементы главной подгруппы V группы (V A группа). Элемент главной подгруппы IV группы (IV A группа). Элементы главной подгруппы III группы (III группа). Главная подгруппа VIII группы (VIII A группа). Химия s-элементов.

Каждая группа изучается по плану. Общая характеристика элементов входящих в подгруппу. Распространение в природе, лабораторные и промышленные способы получения. Физические и химические свойства. Водородные соединения. Кислородные соединения. Соли оксикислот. Применение важнейших представителей.

Раздел 4. Химия p-элементов I-IV групп ПС:

Химия d-элементов. Общая характеристика d-элементов. Особенности электронных структур атомов d-элементов, отличие в главных и побочных подгруппах характера изменений свойств элементов и их соединений при возрастании зарядов ядер атомов. Изменение кислотно-основных и кислотно-восстановительных свойств соединений с разной степенью соединений. Склонность d-элементов к комплексообразованию.

Элементы побочной подгруппы II I группы (II I B группа). Краткая сравнительная характеристика скандия, иттрия, лантана, актиния и их соединений.

Элементы побочной подгруппы IV группы (IV B группа). Титан, цирконий, гафний. Химии их получения из природных соединений. Свойства металлов, важнейших соединений. Применение.

Элементы побочной подгруппы V группы (V B группа). Краткая сравнительная характеристика элементов подгруппы ванадия. Применение в металлургии.

Элементы побочной подгруппы VI группы (VI B группа). Сравнительная характеристик атомов элементов, физических и химических свойств. Получение и применение металлов и их сплавов. Соединения хрома (+2, +3, +6). Получение. Характеристика кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств, применение. Свойства и применение молибдена, вольфрама и их соединений. Порошковая металлургия.

Элементы побочной подгруппы VII группы (VII B группа). Общая характеристика элементо подгруппы. Физические и химические свойства, получение, применение металлов и сплавов. Соединения марганца (+2, +4, +6, +7). Перманганаты как окислители. Зависимость окислительных свойств от pH-раствора. Марганец как микроэлемент. Краткая характеристика технеция и рения, их соединений сравнительно с соединениями марганца.

Элементы побочной подгруппы VIII группы (VIII B группа). Элементы семейства желез Получение, свойства, применение железа, кобальта, никеля и сплавов на их основе. Важнейшие сплавы железа: чугун, сталь, легированные стали. Химизм производства чугуна и стали. Получение железа прямым восстановлением оксидов. Сравнение свойств

важнейших соединений железа, кобальта и никеля (+2) и (+3), их получение и применение. Ферраты. Элементы семейства платины. Особенности физических и химических свойств веществ и их соединений. Применение платиновых металлов.

Элементы побочной подгруппы I группы (I В группа). Общая характеристика элементов подгруппы. Физические и химические свойства элементов. Нахождение в природе и способы получения, применение.

Важнейшие соединения меди, серебра, золота. Оксиды, гидроксиды, соли. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди, серебра, золота. Роль ионов меди (II) и серебра (I) в физиологических процессах живых организмов.

Элементы побочной подгруппы II группы (II В группа). Общая характеристика элементов. Распространение элементов в природе, получение, физические и химические свойства простых веществ и соединений. Физиологическое действие соединений цинка, кадмия и ртути. ПДК ртути. Техника безопасности при работе с ртутью и ее соединениями. Практическое применение металлов и их соединений.

Химия f-элементов. Общая характеристика f-элементов. Особенности электронной структуры лантаноидов и актиноидов. Возможные валентные состояния и степени окисления. Нахождение в природе и способы получения. Важнейшие соединения. Верхняя и нижняя границы периодической системы. Применение f-элементов.

52. Содержание дисциплины: Лекции (54 ч.)

Раздел 1. Строение вещества (8 ч.)

Тема 1. Основные стехиометрические законы химии (2 ч.)

Основные стехиометрические законы: сохранения массы, постоянства состава, кратных отношений, эквивалентов, их значение в становлении атомно-молекулярных представлений, границы применимости. Расчет эквивалентов в обменных и окислительно-восстановительных реакциях. Закон простых объемных отношений Гей-Люссака. Закон Авогадро.

Тема 2. Строение вещества. Экспериментальные доказательства сложной структуры атома (2 ч.)

Строение вещества. Экспериментальные доказательства сложной структуры атома. Основы квантово-механических представлений о строении атома. Многоэлектронные атомы. Принципы заполнения атомных орбиталей (АО) электронами. Заполнение АО элементов периодической системы Д. И. Менделеева. Электронные формулы. Графическая форма записи электронной формулы. Состав ядра атома. Радиоактивный распад. Естественная и искусственная радиоактивность.

Тема 3. Периодический закон и ПС (2 ч.)

Рассмотреть на примере открытия Периодического закона основные этапы становления научной теории вообще: предпосылки, формулирование обобщения, ее дальнейшее развитие. Повторить основные закономерности горизонтальной, вертикальной и диагональной зависимости свойств химических элементов и образуемых ими веществ в периодической системе в свете теории строения атома.

Тема 4. Основные типы химической связи (2 ч.)

Ковалентная связь. Ионная связь как крайний случай ковалентной полярной связи. Типы кристаллических решеток по характеру связи. Водородная связь. Металлическая связь. Особенности ее образования. Межмолекулярные взаимодействия. Ван-дерваальсовы силы

Раздел 2. Химические процессы. Растворы (10 ч.)

Тема 5. Скорость химической реакции. Энергетика и направленность химических процессов (2 ч.)

Истинная и средняя скорость. Порядок реакции. Факторы, влияющие на скорость

химической реакции: температура, давление, катализатор, поверхность (гетерогенная реакция). Химическое равновесие. Смещение химического равновесия при изменении условий. Катализаторы в обратимых реакциях. Энергетика и направленность химических процессов. Закон Гесса. Термодинамические функции системы: внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, изобарно- изотермический потенциал (энергия Гиббса), их роль в направлении протекания химических процессов при различных условиях.

Тема 6. Растворы (2 ч.)

Способы выражения концентрации растворов (массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента). Титр.

Степень диссоциации. Константа диссоциации. Диссоциация кислот, оснований, солей в водном растворе.

Реакции гидролиза. Гидролиз солей. Два подхода к объяснению механизма гидролиза.

Тема 7. Комплексные соединения (2 ч.)

Состав и строение комплексных соединений. Основные классы комплексных соединений. Виды изомерии комплексных соединений. Номенклатура. Природа химической связи в комплексных соединениях.

Тема 8. Окислительно-восстановительные реакции (2 ч.)

Важнейшие окислители и восстановители. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций (метод электронного баланса и ионно-электронный).

Гальванический элемент. Стандартные электронные потенциалы. Электрический ряд напряжения металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций

Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции (2 ч.)

Важнейшие окислители и восстановители. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций (метод электронного баланса и ионно-электронный).

Гальванический элемент. Стандартные электронные потенциалы. Электрический ряд напряжения металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций

Раздел 3. Химия р-элементов V-VII групп ПС (18 ч.)

Тема 10. Водород, способы получения, физические и химические свойства (2 ч.)

Лабораторные и промышленные способы получения. Физические и химические свойства, применение.

Тема 11. Элементы главной подгруппы VII группы (VII A группа) (2 ч.)

Каждая группа изучается по плану. Общая характеристика элементов входящих в подгруппу. Распространение в природе, лабораторные и промышленные способы получения. Физические и химические свойства. Водородные соединения. Кислородные соединения. Соли оксикислот. Применение важнейших представителей. Общая характеристика элементов.

Тема 12. Элементы главной подгруппы VII группы (VII A группа) (2 ч.)

Каждая группа изучается по плану. Общая характеристика элементов входящих в подгруппу. Распространение в природе, лабораторные и промышленные способы получения. Физические и химические свойства. Водородные соединения. Кислородные соединения. Соли оксикислот. Применение важнейших представителей. Общая характеристика элементов.

Тема 13. Элементы главной подгруппы VI группы (VI A группа) (2 ч.)

Каждая группа изучается по плану. Общая характеристика элементов входящих в подгруппу. Распространение в природе, лабораторные и промышленные способы получения. Физические и химические свойства. Водородные соединения. Кислородные

соединения. Соли оксикислот. Применение важнейших представителей. Общая характеристика элементов.

Тема 14. Элементы главной подгруппы V группы (V А группа) (2 ч.)

Каждая группа изучается по плану. Общая характеристика элементов входящих в подгруппу. Распространение в природе, лабораторные и промышленные способы получения. Физические и химические свойства. Водородные соединения. Кислородные соединения. Соли оксикислот. Применение важнейших представителей. Общая характеристика элементов.

Тема 15. Элементы главной подгруппы IV группы (IV А группа) (2 ч.)

Каждая группа изучается по плану. Общая характеристика элементов входящих в подгруппу. Распространение в природе, лабораторные и промышленные способы получения. Физические и химические свойства. Водородные соединения. Кислородные соединения. Соли оксикислот. Применение важнейших представителей. Общая характеристика элементов.

Тема 16. Элементы главной подгруппы III группы (III А группа) (2 ч.)

Каждая группа изучается по плану. Общая характеристика элементов входящих в подгруппу. Распространение в природе, лабораторные и промышленные способы получения. Физические и химические свойства. Водородные соединения. Кислородные соединения. Соли оксикислот. Применение важнейших представителей. Общая характеристика элементов.

Тема 17. Главная подгруппа VIII группы (VIII А группа) (2 ч.)

Каждая группа изучается по плану. Общая характеристика элементов входящих в подгруппу. Распространение в природе, лабораторные и промышленные способы получения. Физические и химические свойства. Водородные соединения. Кислородные соединения. Соли оксикислот. Применение важнейших представителей. Общая характеристика

Тема 18. Химия s-элементов (2 ч.)

Химия s-элементов

Раздел 4. Химия p-элементов I-IV групп ПС (18 ч.)

Тема 19. Общая характеристика свойств и способов получения металлов (2 ч.)

Общая характеристика свойств и способов получения металлов

Тема 20. Общая характеристика d-элементов (2 ч.)

Общая характеристика d-элементов. Особенности электронных структур атомов d-элементов отличие в главных и побочных подгруппах характера изменений свойств элементов и их соединений при возрастании зарядов ядер атомов.

Изменение кислотно-основных и кислотно-восстановительных свойств соединений с разной степенью соединений. Склонность d-элементов к комплексообразованию.

Тема 21. Элементы побочной подгруппы III группы (III В группа) (2 ч.)

Краткая сравнительная характеристика скандия, иттрия, лантана, актиния и их соединений.

Тема 22. Элементы побочной подгруппы IV -V групп (IV-V В группа) (2 ч.)

Титан, цирконий, гафний. Химизм их получения из природных соединений. Свойства металлов, важнейших соединений. Применение.

Тема 23. Элементы побочной подгруппы VI группы (VI В группа) (2 ч.)
Сравнительная характеристика атомов элементов, физических и химических свойств. Получение и применение металлов и их сплавов. Соединения хрома (+2, +3, +6). Получение. Характеристика кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств, применение. Свойства и применение молибдена, вольфрама и их соединений. Порошковая металлургия.

Тема 24. Элементы побочной подгруппы VII группы (VII В группа) (2 ч.)

Общая характеристика элементов подгруппы. Физические и химические свойства, получение, применение металлов и сплавов. Соединения марганца (+2, +4, +6, +7). Перманганаты как окислители. Зависимость окислительных свойств от pH-раствора. Марганец как микроэлемент. Краткая характеристика технеция и рения, их соединений сравнительно с соединениями марганца.

Тема 25. Элементы побочной подгруппы VIII группы (VIII В группа). (2 ч.)

Общая характеристика элементов подгруппы. Физические и химические свойства элементов. Нахождение в природе и способы получения, применение. Важнейшие соединения меди, серебра, золота. Оксиды, гидроксиды, соли. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди, серебра, золота. Роль ионов меди (II) и серебра (I) в физиологических процессах живых организмов.

Тема 26. Элементы побочной подгруппы II группы (II В группа). Химия f-элементов. Общая характеристика f –элементов (4 ч.)

Общая характеристика элементов. Распространение элементов в природе, получение, физические и химические свойства простых веществ и соединений. Физиологическое действие соединений цинка, кадмия и ртути. ПДК ртути. Техника безопасности при работе с ртутью и ее соединениями. Практическое применение металлов и их соединений.

Особенности электронной структуры лантаноидов и актиноидов. Возможные валентные состояния и степени окисления. Нахождение в природе и способы получения. Важнейшие соединения. Верхняя и нижняя границы периодической системы. Применение f-элементов.

53. Содержание дисциплины: Лабораторные (72 ч.)

Раздел 1. Строение вещества (18 ч.)

Тема 1. Техника безопасности. Посуда (2 ч.)

Правила безопасной работы в химической лаборатории. Работа с лабораторными принадлежностями и химической посудой.

Тема 2. Основные химические понятия и законы (2 ч.)

Понятие о материи. Предмет химии. Место химии в ряду естественных наук. Методы химии. Основные понятия в химии: атом, химический элемент, изотопный состав атомов, молекула, простые и сложные вещества. Аллотропия. Валентность. Химический эквивалент, молярная масса эквивалента.

Основные стехиометрические законы: сохранения массы, постоянства состава, кратных отношений, эквивалентов, их значение в становлении атомно-молекулярных представлений, границы применимости. Расчет эквивалентов в обменных и окислительно-восстановительных реакциях. Закон простых объемных отношений Гей-Люссака. Закон Авогадро. Уравнение состояния идеального газа.

Тема 3. Решение расчетных задач (2 ч.)

- I. Задачи, которые решаются без использования уравнений реакций:
 1. Расчеты соотношений масс элементов в веществах.
 2. Расчеты массовой доли элемента в соединении по его формуле.
 3. Расчеты по соотношениям “масса — моль”.
 4. Расчеты по соотношениям “объем — моль”.
 5. Расчеты с использованием относительной плотности газов.
 6. Выведение простейшей формулы вещества.
 7. Выведение истинной формулы вещества.
 8. Расчеты с использованием числа Авогадро.
 9. Задачи, связанные с растворами веществ.
 10. Задачи на смеси.
- II. Задачи, решаемые с использованием уравнений химических реакций.
 1. Расчет массы веществ по известной массе другого вещества.

2. Расчеты по соотношению “масса — моль”.
3. Расчеты по соотношению “объем — моль”.
4. Задачи с использованием понятия “избыток”.
5. Задачи с использованием веществ, одно из которых содержит примеси.
6. Задачи на выход продукта реакции и на производственные потери.
7. Задачи на нахождение химической формулы.
8. Задачи, в которых вещества даны в виде растворов.
9. Задачи на смеси.

Тема 4. К/р Основные типы расчетных задач (2 ч.)

- I. Задачи, которые решаются без использования уравнений реакций:
 1. Расчеты соотношений масс элементов в веществах.
 2. Расчеты массовой доли элемента в соединении по его формуле.
 3. Расчеты по соотношениям “масса — моль”.
 4. Расчеты по соотношениям “объем — моль”.
 5. Расчеты с использованием относительной плотности газов.
 6. Выведение простейшей формулы вещества.
 7. Выведение истинной формулы вещества.
 8. Расчеты с использованием числа Авогадро.
 9. Задачи, связанные с растворами веществ.
 10. Задачи на смеси.
- II. Задачи, решаемые с использованием уравнений химических реакций.
 1. Расчет массы веществ по известной массе другого вещества.
 2. Расчеты по соотношению “масса — моль”.
 3. Расчеты по соотношению “объем — моль”.
 4. Задачи с использованием понятия “избыток”.
 5. Задачи с использованием веществ, одно из которых содержит примеси.
 6. Задачи на выход продукта реакции и на производственные потери.
 7. Задачи на нахождение химической формулы.
 8. Задачи, в которых вещества даны в виде растворов.
 9. Задачи на смеси.

Тема 5. Строение вещества. Экспериментальные доказательства сложной структуры атома (2 ч.)

Строение вещества. Экспериментальные доказательства сложной структуры атома. Основы квантово-механических представлений о строении атома.

Многэлектронные атомы. Принципы заполнения атомных орбиталей (АО) электронами. Заполнение АО элементов периодической системы Д. И. Менделеева. Электронные формулы. Графическая форма записи электронной формулы.

Состав ядра атома. Радиоактивный распад. Естественная и искусственная радиоактивность.

Тема 6. Периодический закон и Периодическая таблица Д. И. Менделеева. (2 ч.) Периодический закон Д. И. Менделеева. Опыты Мозли. Связь электронного строения атома с его положением в периодической системе. Свойства атомов, периодически изменяющиеся в зависимости от атомного номера: радиусы атомов и ионов, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.

Тема 7. Классы неорганических веществ (2 ч.)

Простые вещества, периодичность в изменении их свойств. Взаимодействие простых веществ с кислотами, щелочами и водой. Бинарные соединения (оксиды, халькогениды, гидриды, нитриды), закономерное изменение кислотно-основных свойств однотипных бинарных соединений. Кислотно-основные свойства по Бренстеду-Лоури и Льюису. Трехэлементные соединения - гидроксиды (кислоты, основания, амфолиты, соли).

Тема 8. Основные типы химической связи (2 ч.)

Основные особенности химического взаимодействия и механизм образования химической связи. Типы связей и влияние характера химической связи на химические свойства веществ. Энергия связи, длина связи, валентный угол, характеристики полярности связи: дипольный момент, эффективный заряд, степень ионности, их взаимосвязь.

Ковалентная связь. Способы рассмотрения ковалентной связи. Метод валентных связей, его основные положения. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Теория гибридизации и пространственная структура молекул. Метод ОЭПВО. Метод молекулярных орбиталей (МО), его основные положения. Связывающие и разрыхляющие МО, последовательность их заполнения электронами. Объяснение свойств молекул методом МО.

Ионная связь, ее энергия, особенности соединений с ионной связью. Энергия и координационные числа ионных кристаллов. Взаимная поляризация ионов в ионных соединениях, закономерности изменения поляризующего действия катионов и поляризуемости анионов. Объяснение свойств веществ взаимной поляризацией ионов.

Особенности химической связи в металлах. Зонная теория как распространение метода МО на кристаллы; объяснение электропроводности металлов зонной теорией. Объяснение пластичности металлов.

Водородная связь, ее природа и энергия. Влияние водородных связей на свойства веществ. Межмолекулярные взаимодействия, их проявления, природа (ориентационный, индукционный и дисперсионный эффект) и энергия. Уравнение состояния реального газа.

Агрегатные состояния вещества с позиций химических связей между его частицами. Кристаллическая и аморфная структуры твердого состояния. Классификация кристаллов по типу химической связи между частицами.

Тема 9. Основные типы химической связи (2 ч.)

Основные особенности химического взаимодействия и механизм образования химической связи. Типы связей и влияние характера химической связи на химические свойства веществ. Энергия связи, длина связи, валентный угол, характеристики полярности связи: дипольный момент, эффективный заряд, степень ионности, их взаимосвязь.

Ковалентная связь. Способы рассмотрения ковалентной связи. Метод валентных связей, его основные положения. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Теория гибридизации и пространственная структура молекул. Метод ОЭПВО. Метод молекулярных орбиталей (МО), его основные положения. Связывающие и разрыхляющие МО, последовательность их заполнения электронами. Объяснение свойств молекул методом МО.

Ионная связь, ее энергия, особенности соединений с ионной связью. Энергия и координационные числа ионных кристаллов. Взаимная поляризация ионов в ионных соединениях, закономерности изменения поляризующего действия катионов и поляризуемости анионов. Объяснение свойств веществ взаимной поляризацией ионов.

Особенности химической связи в металлах. Зонная теория как распространение метода МО на кристаллы; объяснение электропроводности металлов зонной теорией. Объяснение пластичности металлов.

Водородная связь, ее природа и энергия. Влияние водородных связей на свойства веществ. Межмолекулярные взаимодействия, их проявления, природа (ориентационный, индукционный и дисперсионный эффект) и энергия. Уравнение состояния реального газа.

Агрегатные состояния вещества с позиций химических связей между его частицами. Кристаллическая и аморфная структуры твердого состояния. Классификация кристаллов по типу химической связи между частицами.

Раздел 2. Химические процессы. Растворы (18 ч.)

Тема 10. Скорость химической реакции. (2 ч.)

Система основных понятий химической кинетики: гомогенные, гетерогенные и

топохимические реакции; простые и сложные реакции; молекулярность: моно-, би- и тримолекулярные реакции; механизм химических реакций; последовательные, параллельные, цепные реакции; лимитирующая стадия.

Скорость химической реакции. Закон действия масс для скоростей простых и сложных реакций. Кинетические уравнения, порядок реакции и порядок по веществу, экспериментальный способ установления частных порядков. Константа скорости химической реакции, ее физический смысл.

Распределение молекул вещества по энергии. Энергия активации. Уравнение Аррениуса, методы расчета энергии активации. Энергетический профиль реакции.

Понятие о катализе. Гомогенный и гетерогенный катализ. Катализаторы, механизм влияния катализатора на скорость химической реакции.

Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие с позиций термодинамики и кинетики. Признаки истинного химического равновесия.

Закон действия масс для равновесия. Константа равновесия, ее связь с энергией Гиббса. Принцип Ле Шателье, его практическое значение.

Тема 11. Скорость химической реакции. (2 ч.)

Система основных понятий химической кинетики: гомогенные, гетерогенные и топохимические реакции; простые и сложные реакции; молекулярность: моно-, би- и тримолекулярные реакции; механизм химических реакций; последовательные, параллельные, цепные реакции; лимитирующая стадия.

Скорость химической реакции. Закон действия масс для скоростей простых и сложных реакций. Кинетические уравнения, порядок реакции и порядок по веществу, экспериментальный способ установления частных порядков. Константа скорости химической реакции, ее физический смысл.

Распределение молекул вещества по энергии. Энергия активации. Уравнение Аррениуса, методы расчета энергии активации. Энергетический профиль реакции.

Понятие о катализе. Гомогенный и гетерогенный катализ. Катализаторы, механизм влияния катализатора на скорость химической реакции.

Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие с позиций термодинамики и кинетики. Признаки истинного химического равновесия.

Закон действия масс для равновесия. Константа равновесия, ее связь с энергией Гиббса. Принцип Ле Шателье, его практическое значение.

Тема 12. Энергетика химических реакций (2 ч.)

Типы химической связи. Экспериментальные характеристики химической связи (длина связи, направленность связи, энергия связи). Количественная оценка полярности связи. Дипольный момент.

Понятие об ионной связи. Теория и энергетика ионной связи. Ненаправленность и ненасыщенность ионной связи.

Ковалентная связь. Природа ковалентной связи. Кривая потенциальной энергии двухатомной молекулы. Квантовомеханические методы описания химической связи.

Метод валентных связей. Валентность в рамках МВС. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Поляризация ковалентной связи. Направленность и насыщенность ковалентной связи. Гибридизация волновых функций; примеры sp -, sp^2 sp^3 -гибридизаций. Гибридизация с участием d -орбиталей. Заполнение гибридных орбиталей неподеленными парами электронов.

Образование кратных связей. Сигма- и пи-связи, их особенности. Де-локализованные пи-связи.

Метод молекулярных орбиталей. Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие орбитали. Порядок связи. Энергетические диаграммы двухатомных гомоядерных молекул, образованных элементами 1-го и 2-го периодов. Энергия ионизации, магнитные и оптические свойства. Энергетические диаграммы простейших гетероядерных молекул (CO , NF , LiH , H_2 и т.д.). Понятие о трехцентровых МО (BeH_2 , XeF_2). Изoeлектронные

системы Парамагнетизм.

Межмолекулярное взаимодействие. Виды межмолекулярного взаимодействия. Ван-дер-ваальсовы силы: ориентационный, индукционный и дисперсионный эффекты. Водородная связь. Различия в физических свойствах веществ с различным типом химической связи.

Тема 13. ЛР Приготовление растворов (2 ч.)

Растворы. Способы выражения концентрации растворов (массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента). Титр.

Тема 14. Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена (2 ч.)

Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Диссоциация кислот, оснований, солей в водном растворе.

Тема 15. Гидролиз (2 ч.)

Реакции гидролиза. Гидролиз солей. Два подхода к объяснению механизма гидролиза.

Тема 16. Окислительно-восстановительные реакции (2 ч.)

Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций (метод электронного баланса и ионно-электронный).

Гальванический элемент. Стандартные электронные потенциалы. Электрический ряд напряжения металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций

Тема 17. Окислительно-восстановительные реакции (2 ч.)

Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций (метод электронного баланса и ионно-электронный).

Гальванический элемент. Стандартные электронные потенциалы. Электрический ряд напряжения металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций

Тема 18. Комплексные соединения (2 ч.)

Комплексные соединения. Состав и строение комплексных соединений. Основные классы комплексных соединений. Виды изомерии комплексных соединений. Номенклатура. Природа химической связи в комплексных соединениях.

Раздел 3. Химия р-элементов V-VII групп ПС (18 ч.)

Тема 19. Водород, способы получения, физические и химические свойства (2 ч.)

Особенности водорода и его место в периодической системе. Распространенность на Земле и в космическом пространстве. Изотопы водорода. Строение, свойства и получение простого вещества. Соединения водорода - гидриды, их классификация и свойства.

Применение водорода и гидридов.

Тема 20. Галогены (2 ч.)

Общая характеристика элементов. Элементы типические и полные электронные аналоги. Фтор, его особое место среди галогенов. Образование молекулы простого вещества по методу ВС и МО. Свойства фтора, причины его высокой реакционной способности. Соединения фтора - фтороводород, плавиковая кислота, фториды - их свойства. Получение и применение фтора и его соединений.

Хлор, бром, иод - электронное строение атомов и свойства элементов. Нахождение в природе. Строение и свойства простых веществ, изменение окислительной и восстановительной способности, диспропорционирование в воде и щелочах. Взаимодействие галогенов с водородом, термодинамическая устойчивость и свойства газообразных галогеноводородов.

Тема 21. Галогены (2 ч.)

Галогеноводородные кислоты, их сила и окислительно-восстановительные свойства. Галогениды: закономерности изменения их свойств по периодам, группам и семействам элементов. Соединения в положительных степенях окисления (оксиды, кислоты и соли), и термодинамическая устойчивость, основно-кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Межгалогенные соединения, их гидролиз.

Получение и применение хлора, брома, йода и их важнейших соединений.

Тема 22. Кислород. Оксиды. Пероксиды (2 ч.)

Строение атома и молекулы кислорода. Распространенность, природные соединения, получение, окислительная активность, применение кислорода. Озон: образование и строение молекулы с позиций метода ВС, получение, окислительная активность, применение.

Проблемы “Озонового слоя” в жизнедеятельности человека. Пероксид водорода: строение молекулы, свойства, получение, применение. Пероксиды, надпероксиды, озониды. Применение.

Тема 23. Сера, селен, теллур (2 ч.)

Природные соединения. Состав и строение простых веществ. Аллотропия серы. Окислительно-восстановительные свойства простых веществ, взаимодействие с водой, кислотами и щелочами. Взаимодействие серы, селена и теллура с водородом, сопоставление строения и свойств халькогенидов. Сульфиды металлов: классификация по отношению к кислотам и воде, гидролиз. Сульфоангидриды, сульфокислоты и сульфосоли. Сульфаны и полисульфиды. Соединения серы, селена и теллура в положительных степенях окисления. Оксид серы (IV): получение, строение молекулы, растворимость в воде. Сернистая кислота и ее соли. Окислительно-восстановительные свойства. Сопоставление свойств соединений серы (IV), селена (IV). Оксид серы (IV), его строение в газообразном, жидком и твердом состояниях, получение, взаимодействие с водой. Серная кислота: получение, водоотнимающие и окислительные свойства. Соли серной кислоты. Сопоставление свойств соединений серы (+6), селена (+6), теллура (+6). Состав и наиболее характерные свойства полисерных кислот (“олеум”), тиосерной кислоты и тиосульфатов, надсерной, фтор- и хлорсульфоновой кислот. Применение серы, селена, теллура и их важнейших соединений.

Тема 24. Азот и его водородные соединения (2 ч.)

Нахождение в природе, получение и свойства простого вещества. Термодинамика и кинетика взаимодействия азота с водородом. Строение молекулы аммиака, его свойства в жидком, газообразном и растворенном состояниях. Гидроксид аммония и соли аммония. Нитриды, амиды и имиды. Гидразин и гидроксилламин: состав и строение молекул, свойства.

Оксиды азота: состав и строение молекул, получение и свойства. Азотистая кислота и ее соли нитриты, их получение и свойства, окислительно-восстановительная двойственность. Азотная кислота: получение, окислительные свойства, взаимодействие с металлами и неметаллами. “Царская водка”. Нитраты, их классификация по продуктам термоллиза. Азотистоводородная кислота и ее соли (азиды). Применение азота и его важнейших соединений. Азотные удобрения.

Тема 25. Фосфор и его соединения (2 ч.)

Нахождение в природе. Получение, аллотропные модификации и свойства простого вещества. Фосфин, его получение и свойства, дифосфин, фосфиды металлов. Оксиды фосфора: получение, состав молекул, отношение к воде. Фосфорноватистая, фосфористая и фосфорные кислоты (состав и строение молекул, получение, диссоциация, окислительно-восстановительные свойства) и их соли. Соединение фосфора с галогенами. Применение фосфора и его важнейших соединений. Фосфорные удобрения.

Тема 26. Углерод и его соединения (2 ч.)

Углерод. Нахождение в природе, аллотропия простого вещества (алмаз, графит,

карбин, фуллерен), их строение и свойства. Карбиды металлов. Оксид углерода (II), получение строение молекулы, свойства. Карбонилы металлов. Оксид углерода (IV), получение, строение молекулы, свойства. Угольная кислота и ее соли. Цианистоводородная, циановая, роданистоводородная кислоты и их соли. Соединения углерода с серой и галогенами. Применение углерода и его важнейших соединений.

Кремний. Нахождение в природе, получение и свойства простого вещества. Оксид кремния (IV), его аллотропные модификации, взаимодействие с кислотами и щелочами. Кремниевые кислоты, силикагель. Простые силикаты, стекла. Сложные природные силикаты, алюмосиликаты. Соединения кремния с водородом (силаны), с металлами (силициды), с углеродом (карборунд), с галогенами. Применение кремния и его важнейших соединений.

Тема 27. Бор, алюминий (2 ч.)

Бор. Получение, строение и свойства простого вещества. Взаимодействие с кислотами, щелочами и активными металлами. Соединения с водородом (бораны): их получение и свойства. “Мостиковые связи” в диборане. Бориды. Оксид бора, борные кислоты, бораты.

Соединения бора с галогенами, серой, азотом. Бороорганические соединения. Применение бора и его важнейших соединений.

Алюминий. Распространенность в природе, получение, свойства. Взаимодействие с водой, кислотами и щелочами. Оксид и гидроксид алюминия, алюминаты, соли алюминия. Применение алюминия и его важнейших соединений.

Раздел 4. Химия p-элементов I-IV групп ПС (18 ч.)

Тема 28. Химия s-элементов (2 ч.)

Общая характеристика S-элементов: электронное строение атомов, закономерное изменение свойств в подгруппах. Элементы первой группы. Нахождение в природе, получение простых веществ, их отношение к неметаллам, воде, кислотам. Оксиды, пероксиды, гидроксиды, соли. Получение гидроксида натрия и кальцинированной соды. Применение щелочных металлов и их важнейших соединений.

Элементы второй группы. Нахождение в природе, получение простых веществ, их взаимодействие с неметаллами, водой, кислотами и щелочами. Негашенная и гашеная известь. Жесткость природных вод, методы устранения жесткости. Применение бериллия, магния и щелочноземельных металлов и их важнейших соединений.

Тема 29. Химия d-элементов (2 ч.)

Общая характеристика d-элементов. Положение в периодической системе, электронное строение атомов. Закономерности изменения свойств: радиус атомов, энергий ионизации, степеней окисления, их сопоставление со свойствами p-элементов. Природные соединения, классические и современные способы их обработки. Способы их рафинирования. Физикохимические свойства простых веществ: отношение к неметаллам, воде, кислотам и щелочам, положение в ряду напряжений, температуры плавления, твердость. Классификация металлов.

Общие закономерности изменения основно-кислотных и окислительно-восстановительных свойств соединений d-элементов.

Тема 30. Хром и его соединения (2 ч.)

Электронное строение атомов, и их возможные степени окисления и координационные числа в соединениях. Нахождение в природе и получение хрома, молибдена, вольфрама.

Соединения: (оксиды, гидроксиды, соли), закономерности изменения их свойств по подгруппе и с увеличением степени окисления атома. Хроматы и дихроматы, их взаимные переходы, окислительные свойства. Комплексные соединения. Применение хрома, молибдена, вольфрама и их важнейших соединений.

Тема 31. Марганец и его соединения (2 ч.)

Электронное строение атомов, и их возможные степени окисления и

координационные числа в соединениях. Нахождение в природе и получение марганца, технеция, рения. Свойства простых веществ. Окислительно-восстановительные свойства соединений.

Кислоты марганца и рения, и их соли. Окислительные свойства перманганатов. Карбонилы, химическая связь в карбонилах с позиции метода ВС. Применение марганца и рения и их важнейших соединений.

Тема 32. Железо, кобальт, никель и их соединения (2 ч.)

Электронное строение атомов, и их возможные степени окисления и координационные числа в соединениях. Нахождение в природе. Доменный и внедоменный способы получения железа. Пиро- и гидрометаллургический способы получения кобальта и никеля.

Свойства простых веществ: положение в ряду напряжений, взаимодействие с неметаллами, кислотами. Коррозия железа и борьба с ней. Оксиды и гидроксиды, закономерности изменения их свойств в семействе. Соли, их окислительно-восстановительные свойства и гидролиз. Комплексные соединения. Ферриты и ферраты. Карбонилы. Применение металлов и их важнейших соединений.

Тема 33. Медь, серебро и их соединения (2 ч.)

Электронное строение атомов, степени окисления и координационные числа в соединениях. Нахождение в природе и получение. Свойства простых веществ. Оксиды, гидроксиды и соли меди, их устойчивость и окислительно-восстановительные свойства. Оксид, гидроксид и соли серебра. Светочувствительность галогенидов, их растворимость в воде и комплексообразующих реактивах. Соединений золота: оксиды, гидроксиды и комплексные соединения. Применение меди, серебра, золота и их важнейших соединений.

Тема 34. Цинк, кадмий, ртуть и их соединения (2 ч.)

Особое положение цинка и его аналогов среди d-элементов. Нахождение в природе получение. Свойства простых веществ. Соединения цинка и кадмия: оксиды, гидроксиды, соли. Соединений ртути, их свойства. Применение металлов и их соединений.

Тема 35. Химия f-элементов (2 ч.)

Лантаноиды и их деление на два подсемейства. Нахождение в природе, проблемы получения и разделения. Свойства простых веществ, оксидов и гидроксидов, типы солей. Применение. Actinoids, их сходство с лантаноидами и d-элементами. Уран: нахождение в природе получение, современные способы разделения изотопов урана. Устойчивые степени окисления. Свойства простого вещества, оксидов, гидроксидов, солей. Применение урана в атомной энергетике. Принцип действия атомного реактора. Искусственные элементы - актиноиды. Получение и применение.

Тема 36. Контрольная работа (2 ч.)

Итоговая контрольная работа

6. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине (разделу)

61 Вопросы и задания для самостоятельной работы Первый семестр (27 ч.)

Раздел 1. Строение вещества (9 ч.)

Вид СРС: *Выполнение индивидуальных заданий Подготовка к семинарским занятиям по темам:

1. Атомно-молекулярное учение. Основные химические понятия и законы (2 часа).
2. Строение атома. Принципы заполнения атомных орбиталей.
3. Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева.

Подготовка к коллоквиуму по теме «Химическая связь»

Вопросы к семинару по теме: «Химическая связь»

1. Краткий очерк эволюции взглядов на сущность химической связи.
2. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направление.
3. Основные типы химической связи.
4. Ковалентная связь. Квантово - механические методы ее трактовки. Метод валентных связей, его основные положения.
5. Два механизма образования ковалентной связи: обобщение не спаренных электронов и донорно-акцепторный механизм.
6. Насыщаемость ковалентности связи. Максимальная валентность элемента в нормальном и возбужденном состояниях.
7. Полярность ковалентной связи. Электрический момент диполя. Поляризуемость химической связи.
8. Направленность ковалентной связи. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации.
9. Метод молекулярных орбиталей применительно к гомонуклеарным молекулам элементов 1 и 2 периодов.
10. Метод молекулярных орбиталей применительно к гетеронуклеарным молекулам элементов 2 периода.
11. Ионная связь. Свойства веществ с ионным типом связи.
12. Типы кристаллических структур по характеру связи.
13. Валентность. Степень окисления. Координационное число.
14. Водородная связь (межмолекулярная и внутримолекулярная).
15. Силы межмолекулярного взаимодействия.

Раздел 2. Химические процессы. Растворы (18 ч.)

Вид СРС: *Выполнение индивидуальных заданий Растворы. Электролитическая диссоциация:

1. Характеристика раствора как дисперсной системы. Механизм процесса растворения. Работы Д.И. Менделеева по теории растворов.
2. Электролитическая диссоциация. Работы С.Аррениуса и И.А. Каблукова.
3. Механизм процесса диссоциации веществ с различным характером связи. Энергетика процесса диссоциации.
4. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты.. Активность. Коэффициент активности.
5. Применение закона действующих масс к процессу диссоциации слабых электролитов. Константа диссоциации.
6. Основной, кислотный, амфотерный типы диссоциации гидроксидов.
7. Протолитическая теория кислот и оснований.
8. Общие способы получения и свойства кислот, оснований, солей.
9. Тестовые задания по теме растворы.

Вид СРС: *Подготовка к практическим / лабораторным занятиям Лабораторная работа 1: «Скорость химической реакции».

Контрольные вопросы:

1. Понятие истинной и средней скорости.
2. Факторы скорости.
3. Покажите графически зависимость скорости химической реакции от температуры.

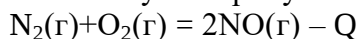
За какое время закончится реакция, протекающая при 20⁰С за 2 мин., при нагревании до 60⁰С, если температурный коэффициент равен 2.

4. Приведите примеры обратимых и необратимых химических реакций. Запишите константу равновесия.

5. Решите задачу: В момент равновесия обратимой реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3 +$

$\text{SO}_2=0,002$ моль/л, $\text{O}_2=0,04$ моль/л, $\text{SO}_3=0,005$ моль/л. Вычислите исходные концентрации кислорода и оксида серы (4).

6. В какую сторону смещается равновесие обратимой реакции:



а) при увеличении концентрации азота и кислорода;

б) при повышении температуры;

в) при понижении давления.

Опыт №1. Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции.

В одну пробирку наливают 10мл раствора соляной или серной кислоты 1:5, а в другую 10мл раствора уксусной кислоты 1:5. Опускают одновременно в обе пробирки по 2-3 гранулы цинка. Сравнивают уровни жидкости в манометрических трубках. уксусной кислоты 1:5. Опускают одновременно в обе пробирки по 2-3 гранулы цинка. Сравнивают уровни жидкости в манометрических трубках.

Опыт №2. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость.

В одну пробирку наливают 10мл раствора серной кислоты 1:5, а в другую 10мл раствора той же кислоты 1:10.

Опускают одновременно в обе пробирки по 2-3 гранулы цинка. Сравнивают уровни жидкости в манометрических трубках.

Опыт №3. Влияние температур на скорость химических реакций.

В одну пробирку наливают 10мл раствора серной кислоты комнатной температуры, а в другую такой же объем кислоты нагретой до 500. Кислота в обоих случаях 1:5. Опускают одновременно в обе пробирки по 1-2 гранулы цинка. По разности уровней окрашенной жидкости в манометрических трубках судят о скорости химической реакции.

Опыт №4. Влияние поверхности соприкосновения реагирующих веществ на скорость химической реакции.

В обе пробирки наливают по 10мл раствора серной кислоты 1:5. В одну из пробирок опускают 1 гранулу цинка, а в другую пластинку. В одной из трубок наблюдается более быстрое поднятие жидкости.

Опыт №5. Влияние катализатора на скорость химической реакции.

В две пробирки наливают по 10мл 8% раствора перекиси водорода. В одну из пробирок вносят на кончике скальпеля двуокись марганца. Наблюдают быстрое поднятие жидкости в манометрической трубке соединенной с пробиркой, в которую помещен катализатор. Чтобы доказать, что катализатор в результате реакции остался без изменений, сливают жидкость из пробирки, в которой находится катализатор, промывающего дистиллированной водой и наливают новый объем 10мл 8% раствора перекиси водорода. Наблюдается тот же эффект. В качестве катализатора можно использовать окись меди, окись железа, двуокись кремния.

Опыт №6. Влияние ингибатора на скорость химической реакции.

В две пробирки наливают 10мл серной кислоты 1:5. Опускают одновременно две пробирки по 2-3 гранулы цинка.

Наблюдают движение столбиков окрашенной жидкости в обоих манометрических трубках. В одну из пробирок добавить немного формалина, в другую такой же объем дистиллированной воды, чтобы концентрации кислот в двух пробирках были одинаковы.

Лабораторная работа 2: «Растворы». Контрольные вопросы:

1. Можно ли утверждать, что состав осадка всегда его выпадения из раствора не меняется. В качестве аргумента приведите примеры известных вам реакций.

2. Включают ли понятия о разбавленных концентрированных растворах строгую количественную характеристику? Может ли быть разбавленный раствор соли в воде насыщенным? И наоборот?

3. Студент (ученик) получил задание приготовить 10%-ный водный раствор

такой-то соли. Какие условия приготовления раствора не указаны в задании?

4. Приготовлен 0,1М раствор хлорида калия при 250С можно ли приготовить такой же раствор для любой соли?

5. Выражение состава раствора через массовую долю растворенного вещества показывает, что на какую массовую долю раствора приходится определенное число массовой доли растворенного вещества. С этих позиций проанализируйте правильность суждений:

- а) 200г раствора содержит 20г растворенного вещества раствор является 10%-рым.
- б) В 200г растворено 20г соли. Раствор является 10%-ным.
- в) В 200мл раствора серной кислоты содержит 20г кислоты. Раствор является 10%-ным.

6. Из ряда веществ, написанных ниже, исключите «лишнее» вещество, не образующее с другими однородную группу:

- а) нитрат калия, гидроксид натрия, сульфат магния, этиловый спирт, иод.
- б) иодид калия, нитрат серебра, хлорит калия, нитрат натрия, безводный сульфат натрия.

7. Ряд веществ: раствор спирта в воде, раствор щелочи натрия, раствор нитрата серебра, раствор иода в воде, воздух, раствор крахмала, сплав серебра и золота, раствор сульфата серебра в воде, раствор яичного белка разделите на группы по наиболее существенным признакам на ваш взгляд.

Опыт №1. Явления, наблюдаемые при растворении веществ

а) В две пробирки налить (до 1/3) воды и измерить ее температуру. В первую пробирку всыпать 2-3г нитрата аммония, осторожно перемешать термометром и отметить самую низкую температуру. Во вторую пробирку внести несколько кусочков гидроксида натрия и после перемешивания отметить самую высокую температуру. При растворении какого из веществ теплота выделяется, а какого поглощается? Объяснить происходящие явления. б) Разрушение кристаллов и образование сольватов

Нагреть в пробирке 2-3 кристалла иода. Отметить цвет образовавшихся паров иода. Какова степень разбавления веществ в парообразном состоянии?

В две пробирки положить по 1-2 кристалла иода. В первую добавить немного бензола, во вторую – спирта и хорошо взболтать содержимое обеих пробирок. Каков цвет полученных растворов?

Объяснить наблюдаемые явления.

Опыт № 2. Зависимость растворимости солей от температуры

Налить в пробирку воды, всыпать в нее небольшое количество нитрата, натрия, истолченного в порошок, и взбалтывать до полного растворения соли. Добавить нитрат натрия и взбалтывать до тех пор, пока на дне пробирки не останется немного соли, не растворяющегося при взбалтывании. Нагреть пробирку до растворения соли и продолжать добавлять в горячий раствор до получения насыщенного раствора. Что указывает на образование такого раствора? Нагреть раствор до кипения и затем дать ему охладиться до комнатной температуры. Отметить, какое количество кристаллов выделится. Сформулировать вывод о растворимости в холодной и горячей воде.

Опыт №3. Пересыщенные растворы

В пробирку насыпать 5г ацетата натрия, прибавить 3мл воды и нагревать до растворения соли. Затем, закрыв отверстие пробирки ватой, поставить пробирку в стакан с холодной водой. Когда раствор охладится, вынуть вату и бросить в пробирку кристаллик ацетата натрия. Что наблюдается? Обратит внимание на разогревание раствора. Объяснить происходящие изменения.

Опыт №4. Кристаллогидраты а) Свойства кристаллогидратов

Всыпать в пробирку несколько кристаллов медного купороса. Закрепить пробирку в штативе так, чтобы дно ее было немного выше отверстия (зачем?), и нагреть пробирку. Наблюдать за изменением цвета кристаллов. Когда все взятое вещество

изменит свой цвет, нагревание прекратить. Написать уравнение реакции.

После охлаждения пробирки влить в нее 2-3 капли воды. Обратить внимание на разогревание соли и изменение ее цвета. Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции.

Лабораторная работа №3 «Электролитическая диссоциация веществ».

Контрольные вопросы:

1. Какие химические вещества являются электролитами?
2. Что такое степень электролитической диссоциации?
3. Имеющиеся на лабораторном столе реактивы разделить по степени диссоциации на а) сильные; б) средней силы; в) слабые электролиты. Напишите уравнения реакций их диссоциации.

4. Дайте определение константы электролитической диссоциации. Приведите примеры. Опыт №1. Электропроводность растворов кислот, щелочей, солей.

Соберите прибор, состоящий из угольных электродов, соединенных с электрической лампочкой, выключателем и набора маленьких стаканчиков, в которые будут наливаться растворы веществ.

При переходе от одного раствора к другому надо электроды перед погружением их в новый раствор тщательно промыть дистиллированной водой.

ВНИМАНИЕ: Подносить стаканчик с раствором, опускать электроды в раствор только с выключенным прибором!

Сравнить электропроводность следующих веществ:

а) дистиллированной воды; б) водопроводной воды;
в) кристаллического хлорида натрия; г) раствора хлорида натрия;
д) концентрированной уксусной кислоты;
е) разбавленной уксусной кислоты; (раствор из стаканчика не выливать) ж) 2Н раствора аммиака (раствор из стаканчика не выливать)
з) Слить содержимое стаканчика е) и ж) и испытать электропроводность раствора. Дать объяснение.

и) из имеющихся в лаборатории реактивов проверить электропроводность сильных кислот и щелочей.

Написать уравнения диссоциации.

Опыт 2. Сравнение химической активности сильных и слабых электролитов.

В одну пробирку налить 5мл 0,1 н. раствора соляной кислоты, а в другую - столько же 0,1 н. раствора уксусной кислоты. Опустить в каждую пробирку по одинаковому кусочку цинка. Какой газ выделится в пробирках? Написать уравнение происходящих реакций. В какой кислоте процесс идет более энергично?

Объяснить это явление, пользуясь данными о степени диссоциации (табл.8) соляной и уксусной кислот в их 0,1 н. растворах.

Опыт 3. Окраска индикаторов.

Налить в четыре пробирки дистиллированной воды и прибавить по 2 капли раствора одного из индикаторов: лакмуса, метилового оранжевого, фенолфталеина и универсальный индикатор. Отметить в таблице их цвет в нейтральной среде. В каждую пробирку прибавить раствор какой-нибудь кислоты.

УПРАЖНЕНИЯ:

1. Написать уравнения электролитической диссоциации следующих веществ: и показать в каких случаях диссоциация идет ступенчато: $AlCl_3$, $Cu(NO_3)_2$, $Ca(OH)_2$, H_3PO_4 , H_2SO_4 , $NaOH$.

2. Из имеющихся в лаборатории реактивов подберите такие вещества, диссоциация которых идет по кислотному, основному или амфотерному типам. Составьте уравнения их диссоциации.

3. Используя знания о веществах, выполните (по выбору) одну из следующих качественных задач.

а) В лаборатории имеются четыре склянки с 10%-ными растворами следующих веществ:

Второй семестр (27 ч.)

Раздел 3. Химия p-элементов V-VII групп ПС (9 ч.)

Вид СРС: *Выполнение индивидуальных заданий Вопросы к семинару по теме: «p – элементы»

1. Общая характеристика p - элементов.
2. Сравнительная характеристика электронных структур атомов p - элементов.
3. Физические свойства p - элементов. Зависимость свойств от типа кристаллической решетки и природы химической связи.
4. Химические свойства p - элементов 7-3 групп.
5. Сравнительная характеристика водородных соединений p - элементов: а) 2 периода, б) 3 периода.
6. Сравнительная характеристика кислородных соединений p - элементов 7 группы.
7. Сравнительная характеристика кислородных соединений p - элементов 6 группы.
8. Сравнительная характеристика кислородных соединений p - элементов 5 группы.
9. Сравнительная характеристика кислородных соединений p - элементов 4 группы.
10. Сравнительная характеристика кислородных соединений p - элементов 3 группы.
11. Общая характеристика p - элементов 7 группы.
12. Общая характеристика p - элементов 6 группы.
13. Общая характеристика p - элементов 5 группы.
14. Общая характеристика p - элементов 4 группы.
15. Общая характеристика p - элементов 3 группы.
16. Нахождение в природе и способы получения p- элементов. Вопросы к семинару - Галогены:
 1. Общая характеристика главной подгруппы 7 группы.
 2. Нахождение в природе и способы получения элементов.
 3. Физические и химические свойства галогенов.
 4. Галогеноводороды. Сравнительная восстановительная активность галогеноводородов.
 5. Галогеноводородные кислоты и их соли.
 6. Кислородные соединения галогенов.
 7. Биологическая роль простых веществ и соединений, образованных галогенами.

Раздел 4. Химия p-элементов I-IV групп ПС (18 ч.)

Вид СРС: *Выполнение индивидуальных заданий Подготовка к семинару - Общая характеристика d-элементов Вопросы для обсуждения:

1. Особенности строения атома d-элементов. Валентные возможности, исходя из строения атома.
2. Нахождение элементов в природе, способы получения.
3. Физические и химические свойства элементов.
4. Соединения d-элементов, их кислотно-основной и окислительно-восстановительный характер, в зависимости от степени окисления.
5. Комплексные соединения d-элементов. Зависимость координационного числа от строения атома.
6. Применение d-элементов и их соединений.

Вид СРС: *Подготовка к практическим / лабораторным занятиям Лабораторная

работа

«Марганец и его соединения». Контрольные вопросы и задания:

1. Написать электронную формулу атома марганца. За счет каких орбиталей атом марганца образует химические связи?
2. Какова максимальная ковалентность марганца? Какие степени окисления проявляет марганец в соединениях? Какие из них для него наиболее характерны? Привести примеры соединений марганца в различных степенях окисления и дать им названия.
3. Указать, как с ростом степени окисления марганца изменяется химический характер его оксидов и гидроксидов. Дать объяснение.
4. Какие из соединений марганца в химических реакциях являются: а) только восстановителем; б) только окислителем и в) окислителем и восстановителем? Дать объяснение. Привести примеры уравнений реакций.
5. Какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях проявляют соединения Mn(II)? Написать уравнения реакций. В какой среде наиболее устойчивы эти соединения? Привести примеры.
6. От каких факторов зависит состав продуктов восстановления перманганата калия, если реакция протекает в растворе? Написать уравнения реакций.

Лабораторная работа

«Железо, кобальт, никель и их соединения». Контрольные вопросы и задания:

1. Написать электронные формулы атомов железа, кобальта и никеля.
2. Как в лабораторных условиях получают железо? Какие для этого применяют восстановители? Написать уравнения реакций.
3. Объяснить, в каком случае будет быстрее разрушаться железный образец: а) он не соприкасается с медной пластинкой; б) находится с ней в контакте. Написать уравнения реакций. Дать схему коррозии железа в контакте с медью, учитывая положение Fe, H₂ и Cu электрохимическом ряду напряжений металлов.
4. Охарактеризовать свойства солей железа, кобальта и никеля (цвет, растворимость в воде, гидролиз, отношение к кислороду воздуха).
5. Охарактеризовать железо, кобальт и никель как комплексообразователи (указать координационное число, лиганды, устойчивость). Написать уравнения реакций образования наиболее устойчивых комплексных соединений для каждого металла.

7. Тематика курсовых работ (проектов)

- 1 Роль русских ученых в формировании и развитии теории растворов.
- 2 Физико-химический анализ водных источников Республики Мордовия. 3 Водород и энергетика будущего.
- 4 История открытия химических элементов и соединений, изучаемых в курсе химии основной общеобразовательной школы.
- 5 Химические реакции в атмосфере и ее защитные свойства. 6 Силикатная промышленность Республики Мордовия.
- 7 Реактивность как фактор загрязнения окружающей среды.
- 8 Виды коррозии и способы защиты от нее.
- 9 Комплексообразование нитратов редкоземельных элементов с органическими лигандами.
- 10 Определение цинка и меди в водопроводной воде.
- 11 Физические методы определения взаимодействия веществ в растворе.
- 12 Соединения серы, влияние на окружающую среду.
- 13 Состав газовой фазы над фторидами платины.
- 14 Тяжелые металлы, их воздействия на окружающую среду.

8. Оценочные средства

8.1. Компетенции и этапы формирования

№ п/п	Оценочные средства	Компетенции, этапы их формирования
1	Предметно-технологический модуль	ПК-11.
2	Предметно-методический модуль	ПК-11, ПК-12.
3	Учебно-исследовательский модуль	ПК-11.

8.2 Показатели и критерии оценивания компетенций, шкалы оценивания

Шкала, критерии оценивания и уровень сформированности компетенции			
2 (не зачтено) ниже порогового	3 (зачтено) пороговый	4 (зачтено) базовый	5 (зачтено) повышенный
ПК-11 Способен использовать теоретические и практические знания для постановки и решения исследовательских задач в предметной области (в соответствии с профилем и уровнем обучения) и в области образования			
ПК-11.4 Применяет навыки проведения химического эксперимента, основные синтетические и аналитические методы получения и исследования химических веществ и реакций.			
Не способен применять навыки проведения химического эксперимента, основные синтетические и аналитические методы получения и исследования химических веществ и реакций.	В целом успешно, но бессистемно применяет навыки проведения химического эксперимента, основные синтетические и аналитические методы получения и исследования химических веществ и реакций.	В целом успешно, но с отдельными недочетами применяет навыки проведения химического эксперимента, основные синтетические и аналитические методы получения и исследования химических веществ и реакций.	Способен в полном объеме применять навыки проведения химического эксперимента, основные синтетические и аналитические методы получения и исследования химических веществ и реакций.
ПК-11.6 Применяет знания о физических и химических свойствах материалов с целью безопасной постановки химического эксперимента.			
Не способен применять знания о физических и химических свойствах материалов с целью безопасной постановки химического эксперимента.	В целом успешно, но бессистемно применяет знания о физических и химических свойствах материалов с целью безопасной постановки химического эксперимента.	В целом успешно, но с отдельными недочетами применяет знания о физических и химических свойствах материалов с целью безопасной постановки химического эксперимента.	Способен в полном объеме применять знания о физических и химических свойствах материалов с целью безопасной постановки химического эксперимента.

ПК-12 Способен выделять структурные элементы, входящие в систему познания предметной области (в соответствии с профилем и уровнем обучения), анализировать их в единстве содержания, формы и выполняемых функций			
ПК-12.4 Устанавливает взаимосвязи между фактами и теорией, причиной и следствием при анализе проблемных ситуаций и обосновании принимаемых решений на основе базовых химических знаний.			
Не способен устанавливать взаимосвязи между фактами и теорией, причиной и следствием при анализе проблемных ситуаций и обосновании принимаемых решений на основе базовых химических знаний.	В целом успешно, но бессистемно устанавливает взаимосвязи между фактами и теорией, причиной и следствием при анализе проблемных ситуаций и обосновании принимаемых решений на основе базовых химических знаний.	В целом успешно, но с отдельными недочетами устанавливает взаимосвязи между фактами и теорией, причиной и следствием при анализе проблемных ситуаций и обосновании принимаемых решений на основе базовых химических знаний.	Способен в полном объеме устанавливать взаимосвязи между фактами и теорией, причиной и следствием при анализе проблемных ситуаций и обосновании принимаемых решений на основе базовых химических знаний.

Уровни сформированности компетенций

Уровень сформированности компетенции	Шкала оценивания для промежуточной аттестации		Шкала оценивания по БРС
	Экзамен (дифференцированный зачет)	Зачет	
Повышенный	5 (отлично)	зачтено	90 – 100%
Базовый	4 (хорошо)	зачтено	76 – 89%
Пороговый	3 (удовлетворительно)	зачтено	60 – 75%
Ниже порогового	2 (неудовлетворительно)	зачтено	Ниже 60%

8.3 Вопросы промежуточной аттестации Первый семестр (Зачет, ПК-11.4, ПК-11.6, ПК-12.4)

1. Охарактеризовать основы квантово-механических представлений о строении атома. Раскрыть понятие квантовые числа и их характеристика.
2. Дать характеристику ковалентной связи. Полярность ковалентной связи. Поляризуемость химической связи.
3. Способы выражения состава раствора (массовая доля растворенного вещества, концентрации: молярная и нормальная). Методика приготовления растворов. Меры предосторожности при работе с концентрированными кислотами и щелочами
4. Раскрыть сущность метода молекулярных орбиталей, применительно к молекулам, образованным элементами 2 периода.
5. Дать понятие обратимых химических реакций. Константы химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
6. Охарактеризовать общие способы получения кислот, оснований, солей.
7. Дать классификацию типов химической связи. Охарактеризовать каждую из них на конкретных примерах.
8. Дать понятие электролитической диссоциации. Степень диссоциации.

Константа диссоциации электролитов.

9. Охарактеризовать строение атома на примерах моделей атомов Томсона, Резерфорда, Бора.

10. Раскрыть сущность гидролиза солей. Типы гидролиза.

11. Описать классификацию и номенклатуру неорганических соединений на конкретных примерах.

12. Охарактеризовать заполнение электронами атомных орбиталей элементов пери-одической системы Д.И. Менделеева.

13. Охарактеризовать основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность.

14. Раскрыть сущность механизма диссоциации веществ с различным характером связи.

15. Охарактеризовать соли, их состав и названия, способы получения.

16. Раскрыть сущность основных термодинамических понятий: внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, изобарно-изотермический потенциал.

17. Дать характеристику периодическому закону и периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева на основе представлений о строении атомов. Значение пе-риодического закона для развития науки.

18. Дать классификацию оксидам, описать их химические свойства и способы получения.

19. Описать строение атомного ядра. Искусственная и естественная радиоактивность. Проблемы использования ядерной энергии.

20. Дать характеристику ионным уравнениям реакций. Направленность обменных процессов в растворах электролитов.

21. Химические реакции, их классификация. Роль химии в охране окружающей среды.

22. Описать свойства кислот как электролитов. Химические свойства кислот на примере серной кислоты.

23. Охарактеризовать основные химические понятия и стехиометрические законы (за-кон сохранения масс, постоянства состава, закон эквивалентов).

24. Дать характеристику двум механизма образования ковалентной связи.

Второй семестр (Экзамен, ПК-11.4, ПК-11.6, ПК-12.4)

1. Сравнительная характеристика простых веществ и соединений элементов главной подгруппы VII группы. (Строение атома, способы получения, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства).

2. Галогены. Получение, свойства, применение. Описать лабораторный способ получения хлора из концентрированной соляной кислоты. Какие вещества можно взять в качестве окислителей и почему?

3. Сравнительная характеристика водородные соединения галогенов. Строение молекул, получение, физические и химические свойства (окислительно-восстановительные и кислотно-основные). Почему для получения хлороводорода сульфатным способом необходимо использовать твердый хлорид и концентрированный раствор серной кислоты?

4. Кислородные соединения галогенов. Опишите способ получения жавелевой воды в лаборатории из раствора хлорида натрия. Почему хлор обесцвечивает только влажную ткань?

5. Сравнительная характеристика элементов главной подгруппы VI группы.

6. Сравнительная характеристика физических и химических свойств кислорода и озона. Описать лабораторные способы получения кислорода.

7. Сера. Водородные соединения серы. Сера в пищевых продуктах и его роль в процессе жизнедеятельности организма.

8. Кислородные соединения серы (+4) и (+6).Строение молекул, получение,

физические и химические свойства. Важнейшие области применения серной кислоты. Почему при производстве серной кислоты контактным способом оксид серы (VI) растворяют не в воде, а концентрированной серной кислоте.

9. Сравнительная характеристика элементов главной подгруппы V группы, строение атом, нахождение в природе, физические и химические свойства, водородные и кислородные соединения.

10. Азот. Круговорот азота в природе. Общая характеристика водородных соединений азота. Соли аммония.

11. Оксиды азота, их характеристика. Оксиды азота и охрана окружающей среды.

12. Азотная кислота и ее соли. Отношение нитратов различных металлов к нагреванию. От каких факторов зависит состав веществ, до которых она восстанавливается? Привести пример реакций между металлами и азотной кислотой, в результате которых продуктами восстановления HNO_3 являются NO_2 , NO , N_2O , N_2 , NH_3 .

13. Фосфор. Аллотропные видоизменения. Фосфины. Кислородные соединения фосфора. Двойной и простой суперфосфаты. Роль фосфора в процессе жизнедеятельности организма.

14. Общая характеристика элементов подгруппы мышьяка, строение атома, нахождение в природе, физические и химические свойства, водородные и кислородные соединения. Объяснить причину амфотерности гидроксидов $\text{As}(\text{III})$ и $\text{Sb}(\text{III})$.

15. Сравнительная характеристика водородных соединений элементов главной подгруппы V, VI и V групп. Строение молекул, получение, физические и химические свойства (окислительно-восстановительные и кислотно-основные).

16. Углерод и его соединения. Перечислить известные аллотропные модификации углерода. Как доказать, что они являются видоизменениями одного и того же элемента. Карбонаты и гидрокарбонаты.

17. Сравнительная характеристика свойств оксидов и гидроксидов кремния и углерода, исходя из теории строения вещества.

18. Силикаты природные и искусственные. Силикатная промышленность Республики Мордовия.

19. Элементы подгруппы германия. Физические и химические свойства. Сравнительная характеристика отношения элементов подгруппы германия к разбавленным и концентрированным соляной, серной и азотной кислотам.

20. Сравнительная характеристика кислородных соединений элементов подгруппы германия. Строение молекул, получение, физические и химические свойства (окислительно-восстановительные и кислотно-основные).

21. Сравнительная характеристика свойств бора и алюминия, их оксидов и гидроксидов. Почему бор и его кислородные соединения по химическим свойствам отличаются от элементов главной подгруппы III группы.

22. Алюминий и его соединения. Композиты.

23. Общая характеристика s-элементов.

24. Магний и его соединения. Роль магния в организме человека.

25. Кальций и его соединения. Жесткость воды и способы ее устранения.

26. Сравнительная характеристика щелочных металлов и их соединений.

27. Общая характеристика d-элементов. Строение молекул, получение, физические и химические свойства (окислительно-восстановительные и кислотно-основные).

28. Хром и его соединения. Молибден. Вольфрам. Что такое хромовая смесь и почему она применяется в лаборатории для мытья посуды.

29. Изменение химической природы оксидов и гидроксидов хрома в ряду $\text{Cr}(\text{II})$, $\text{Cr}(\text{III})$ и $\text{Cr}(\text{VI})$. Условия существования в растворе хроматов и дихроматов. Оксиды

хрома как канцерогенные вещества.

30. Марганец и его соединения марганца. Состав продуктов восстановления перманганата калия в кислой, нейтральной и щелочной средах. Марганец как необходимый микроэлемент.

31. Общая характеристика элементов подгруппы железа. Строение атома, получение, физические и химические свойства. Отношение элементов подгруппы железа к разбавленным и концентрированным растворам HCl , H_2SO_4 и HNO_3 на холоде и при нагревании.

32. Элементы подгруппы меди, строение атома, нахождение в природе, физические и химические свойства. Отношение Cu и Ag к разбавленным и концентрированным растворам HCl , H_2SO_4 и HNO_3 на холоде и при нагревании. Медь как необходимый микроэлемент.

33. Элементы подгруппы цинка, строение атома, нахождение в природе, физические и химические свойства. Цинк и кадмий в электрохимическом ряду напряжений металлов расположены левее водорода. Почему при комнатной температуре они не вытесняют водород из воды.

34. Общие свойства металлов. Положение в периодической системе, получение, физические и химические свойства (взаимодействие с простыми веществами, водой, кислотами). Металлические загрязнители пищевых продуктов.

35. Получение металлов из руд. Электролиз.

8.2. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций

8.3. Промежуточная аттестация проводится в форме экзамена /зачета.

Экзамен и зачет по дисциплине или ее части имеют цель оценить сформированность компетенций, теоретическую и практическую подготовку студента, его способность к творческому мышлению, приобретенные им навыки самостоятельной работы, умение синтезировать полученные знания и применять их при решении практических задач.

При балльно-рейтинговом контроле знаний итоговая оценка выставляется с учетом набранной суммы баллов.

Собеседование (устный ответ) на зачете

Для оценки сформированности компетенции посредством собеседования (устного опроса) студенту предварительно предлагается перечень вопросов или комплексных заданий, предполагающих умение ориентироваться в проблеме, знание теоретического материала, умения применять его в практической профессиональной деятельности, владение навыками и приемами выполнения практических заданий.

При оценке достижений студентов необходимо обращать особое внимание на:

- усвоение программного материала;
- умение излагать программный материал научным языком;
- умение связывать теорию с практикой;
- умение отвечать на видеоизмененное задание;
- владение навыками поиска, систематизации необходимых источников литературы по изучаемой проблеме;
- умение обосновывать принятые решения;
- владение навыками и приемами выполнения практических заданий;
- умение подкреплять ответ иллюстративным материалом.

Устный ответ на экзамене

При определении уровня достижений студентов на экзамене необходимо обращать

особое внимание на следующее:

- дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос;
- показана совокупность осознанных знаний об объекте, проявляющаяся в свободном оперировании понятиями, умении выделить существенные и несущественные его признаки, причинно-следственные связи;
- знание об объекте демонстрируется на фоне понимания его в системе данной науки и междисциплинарных связей;
- ответ формулируется в терминах науки, изложен грамотным литературным языком, логичен, доказателен, демонстрирует авторскую позицию студента;
- теоретические постулаты подтверждаются примерами из практики.

Тестирование

При определении уровня достижений студентов с помощью тестового контроля ответ считается правильным, если:

- в тестовом задании закрытой формы с выбором ответа выбран правильный ответ;
- по вопросам, предусматривающим множественный выбор правильных ответов, выбраны все правильные ответы;
- в тестовом задании открытой формы дан правильный ответ;
- в тестовом задании на установление правильной последовательности установлена правильная последовательность;
- в тестовом задании на установление соответствия сопоставление произведено верно для всех пар.

При оценивании учитывается вес вопроса (максимальное количество баллов за правильный ответ устанавливается преподавателем в зависимости от сложности вопроса). Количество баллов за тест устанавливается посредством определения процентного соотношения набранного количества баллов к максимальному количеству баллов.

Критерии оценки

До 60% правильных ответов – оценка «неудовлетворительно».

От 60 до 75% правильных ответов – оценка «удовлетворительно». От 75 до 90% правильных ответов – оценка «хорошо».

Свыше 90% правильных ответов – оценка «отлично».

Вопросы и задания для устного опроса

При определении уровня достижений студентов при устном ответе необходимо обращать особое внимание на следующее:

- дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос;
- показана совокупность осознанных знаний об объекте, проявляющаяся в свободном оперировании понятиями, умении выделить существенные и несущественные его признаки, причинно-следственные связи;
- знание об объекте демонстрируется на фоне понимания его в системе данной науки и междисциплинарных связей;
- ответ формулируется в терминах науки, изложен литературным языком, логичен, доказателен, демонстрирует авторскую позицию студента;
- теоретические постулаты подтверждаются примерами из практики. Оценка за опрос определяется простым суммированием баллов:

Критерии оценки ответа Правильность ответа – 1 балл.

Всесторонность и глубина (полнота) ответа – 1 балл. Наличие выводов – 1 балл.

Соблюдение норм литературной речи – 1 балл. Владение профессиональной лексикой – 1 балл. Итого: 5 баллов.

Практические задания

При определении уровня достижений студентов при выполнении практического задания необходимо обращать особое внимание на следующее:

- задание выполнено правильно;
- показана совокупность осознанных знаний об объекте, проявляющаяся в свободном оперировании понятиями, умении выделить существенные и несущественные его признаки, причинно-следственные связи;
- умение работать с объектом задания демонстрируется на фоне понимания его в системе данной науки и междисциплинарных связей;
- ответ формулируется в терминах науки, изложен литературным языком, логичен, доказателен, демонстрирует авторскую позицию студента;
- выполнение задания теоретически обосновано.

Оценка за опрос определяется простым суммированием баллов:

Критерии оценки ответа

Правильность выполнения задания – 1 балл. Всесторонность и глубина (полнота) выполнения – 1 балл. Наличие выводов – 1 балл.

Соблюдение норм литературной речи – 1 балл. Владение профессиональной лексикой – 1 балл. Итого: 5 баллов.

Контрольная работа

Виды контрольных работ: аудиторные, домашние, текущие, экзаменационные, письменные, графические, практические, фронтальные, индивидуальные. Система заданий письменных контрольных работ должна:

- выявлять знания студентов по определенной дисциплине (разделу дисциплины);
- выявлять понимание сущности изучаемых предметов и явлений, их закономерностей;
- выявлять умение самостоятельно делать выводы и обобщения;
- творчески использовать знания и навыки.

Требования к контрольной работе по тематическому содержанию соответствуют устному ответу.

Также контрольные работы могут включать перечень практических заданий.

Критерии оценки ответа

Правильность ответа – 1 балл.

Всесторонность и глубина (полнота) ответа – 1 балл. Наличие выводов – 1 балл.

Соблюдение норм литературной письменной речи – 1 балл. Владение профессиональной лексикой – 1 балл.

Итого: 5 баллов.

9. Перечень основной и дополнительной учебной литературы Основная литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия [Текст] : учеб.для бакалавров / Н. Л. Глинка. - 19-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2013. - 900 с
2. Князев, Д. А. Неорганическая химия [Текст] : учеб. / Д. А. Князев, С. Н. Смарыгин. - 4-е изд. - М. : Юрайт, 2012. - 592 с.
3. Смарыгин, С. Н. Неорганическая химия. Практикум [Текст] : учеб.-практ. пособие / С. Н. Смарыгин, Н. Л. Багнавец, И. В. Дайдакова ; под ред. С. Н. Смарыгина. - М. :Юрайт, 2012. - 414 с.

Дополнительная литература

1. Емельянова, Е.О. Общая химия : практикум : [16+] / Е.О. Емельянова ; Липецкий государственный педагогический университет имени П. П. Семенова-Тян-Шанского. – Липецк : Липецкий государственный педагогический университет имени П.П. Семенова-Тян-Шанского, 2019. – 69 с. : ил. – Режим доступа: по подписке. –

URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=577072>

2. Общая и неорганическая химия : учебно-методическое пособие / Н.Ш. Мифтахова, Т.П. Петрова, И.Ф. Рахматуллина и др. ; под ред. А.М. Кузнецова ; Министерство образования и науки России, Казанский национальный исследовательский технологический университет. – Казань : Казанский научно-исследовательский технологический университет (КНИТУ), 2013. – 184 с. : ил., табл., схем. – Режим доступа: по подписке. – URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=258711>

10. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»

1. [http:// InternetUrok.ru](http://InternetUrok.ru) - « Основы неорганической химии»
2. <http://school-sector.relarn.ru/nsm/> - Химия для всех: иллюстрированные материалы по общей, органической и неорганической химии
3. <http://webelements.narod.ru/> - Онлайн-справочник химических элементов

11. Методические указания обучающимся по освоению дисциплины (модуля)

При освоении материала дисциплины необходимо:

- спланировать и распределить время, необходимое для изучения дисциплины;
- конкретизировать для себя план изучения материала;
- ознакомиться с объемом и характером внеаудиторной самостоятельной работы для полноценного освоения каждой из тем дисциплины.

Сценарий изучения курса:

- проработайте каждую тему по предлагаемому ниже алгоритму действий;
- регулярно выполняйте задания для самостоятельной работы, своевременно отчитывайтесь преподавателю об их выполнении;
- изучив весь материал, проверьте свой уровень усвоения содержания дисциплины и готовность к сдаче зачета/экзамена, выполнив задания и ответив самостоятельно на примерные вопросы для промежуточной аттестации.

Алгоритм работы над каждой темой:

- изучите содержание темы вначале по лекционному материалу, а затем по другим источникам;
- прочитайте дополнительную литературу из списка, предложенного преподавателем;
- выпишите в тетрадь основные понятия и категории по теме, используя лекционный материал или словари, что поможет быстро повторить материал при подготовке к промежуточной аттестации;
- составьте краткий план ответа по каждому вопросу, выносимому на обсуждение на аудиторном занятии;
- повторите определения терминов, относящихся к теме;
- продумайте примеры и иллюстрации к обсуждению вопросов по изучаемой теме;
- подберите цитаты ученых, общественных деятелей, публицистов, уместные с точки зрения обсуждаемой проблемы;
- продумывайте высказывания по темам, предложенным к аудиторным занятиям.

Рекомендации по работе с литературой:

- ознакомьтесь с аннотациями к рекомендованной литературе и определите

основной метод изложения материала того или иного источника;

- составьте собственные аннотации к другим источникам, что поможет при подготовке рефератов, текстов речей, при подготовке к промежуточной аттестации;
- выберите те источники, которые наиболее подходят для изучения конкретной темы;
- проработайте содержание источника, сформулируйте собственную точку зрения на проблему с опорой на полученную информацию.

12. Перечень информационных технологий

Реализация учебной программы обеспечивается доступом каждого студента к информационным ресурсам – электронной библиотеке и сетевым ресурсам Интернет. Для использования ИКТ в учебном процессе используется программное обеспечение, позволяющее осуществлять поиск, хранение, систематизацию, анализ и презентацию информации, экспорт информации на цифровые носители, организацию взаимодействия в реальной и виртуальной образовательной среде.

Индивидуальные результаты освоения дисциплины фиксируются в электронной информационно-образовательной среде университета.

12.1 Перечень программного обеспечения

(обновление производится по мере появления новых версий программы)

1. Microsoft Windows 7 Pro
2. Microsoft Office Professional Plus 2010
3. 1С: Университет ПРОФ

12.2 Перечень информационных справочных систем (обновление

выполняется еженедельно)

1. Информационно-правовая система "ГАРАНТ" (<http://www.garant.ru>)
2. Справочная правовая система «КонсультантПлюс» (<http://www.consultant.ru>)

12.3 Перечень современных профессиональных баз данных

1. Электронная библиотека МГПИ (МегоПро)
2. ЭБС «Университетская библиотека Онлайн»
3. ЭБС издательство «Лань»
4. ЭБС «Юрайт»
5. Научная педагогическая электронная библиотека
6. Научная электронная библиотека eLibrary.ru

13. Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля)

Для проведения аудиторных занятий необходим стандартный набор специализированной учебной мебели и учебного оборудования, а также мультимедийное оборудование для демонстрации презентаций на лекциях. Для проведения практических занятий, а также организации самостоятельной работы студентов необходим компьютерный класс с рабочими местами, обеспечивающими выход в Интернет.

Индивидуальные результаты освоения дисциплины фиксируются в электронной информационно-образовательной среде университета.

При изучении дисциплины используется интерактивный комплекс Flipbox для проведения презентаций и видеоконференций, система iSpring в процессе проверки знаний и электронным тест-тренажером.

Учебная аудитория для проведения учебных занятий.

Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа, занятий семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, № 15.

Помещение оснащено оборудованием и техническими средствами обучения.

Основное оборудование:

Автоматизированное рабочее место в составе (учебный мультимедийный комплекс трибуна, проектор, лазерная указка, маркерная доска); колонки SVEN.

Учебно-наглядные пособия:

Презентации.

Лицензионное программное обеспечение:

- Microsoft Windows 7 Pro
- Microsoft Office Professional Plus 2010
- 1С: Университет ПРОФ

Учебная аудитория для проведения учебных занятий.

Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа, занятий семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации.

Лаборатория общей и неорганической химии, № 9.

Помещение оснащено оборудованием и техническими средствами обучения.

Основное оборудование:

Автоматизированное рабочее место в составе (системный блок, монитор, клавиатура, мышь).

Лабораторное оборудование: прибор (скорость химической реакции); прибор для опытов по химии; прибор для электролиза; устройство для посуды; весы технические; набор гирь; электроплитка ЭПТ-1; очки защитные; шпатель гистологический; РМС – Х «Кинетика 2»; РМС – Х «Стехиометрия»; универсальное рабочее место; РМС – Х «Электрохимия 2»; электроплита; баня комбинированная; штатив лабораторный; рефрактометр ИРФ-454Б2М; прибор определения пористости; измельчители образцов; комплекс Эксперт-006-АО; анализатор качества молока; фотометр «Эксперт-003».

Специализированная мебель:

стулья винтовые; столы лабораторные; шкаф вытяжной; шкаф для приборов.

Учебно-наглядные пособия:

Презентации; набор таблиц по химии (Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, Таблица растворимости, Электрохимический ряд напряжений металлов).

Лицензионное программное обеспечение:

- Microsoft Windows 7 Pro
- Microsoft Office Professional Plus 2010
- 1С: Университет ПРОФ

Помещение для самостоятельной работы, № 11.

Помещение оснащено оборудованием и техническими средствами обучения.

Основное оборудование:

Автоматизированное рабочее место (в составе: персональный компьютер) с возможностью подключения к сети "Интернет" и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду университета.

Учебно-наглядные пособия:

Методические рекомендации «Методические рекомендации по организации аудиторной и внеаудиторной работы студентов естественно-технологического факультета».

Лицензионное программное обеспечение:

- Microsoft Windows 7 Pro
- Microsoft Office Professional Plus 2010
- 1С: Университет ПРОФ

Помещение для самостоятельной работы.

Читальный зал, № 101

Помещение оснащено оборудованием и техническими средствами обучения.

Основное оборудование:

Компьютерная техника с возможностью подключения к сети "Интернет" и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду университета (компьютер 10 шт., проектор с экраном 1 шт., многофункциональное устройство 1 шт., принтер 1 шт.).

Учебно-наглядные пособия:

Учебники и учебно-методические пособия, периодические издания, справочная литература, стенды с тематическими выставками.

Лицензионное программное обеспечение:

- Microsoft Windows 7 Pro
- Microsoft Office Professional Plus 2010
- 1С: Университет ПРОФ