

**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 (МОДУЛЯ)

Наименование дисциплины (модуля): Общая и неорганическая химия

Уровень ОПОП: Бакалавриат

Направление подготовки: 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профи-
лями подготовки)

Профиль подготовки: Биология. Химия

Форма обучения: Очная

Разработчики: Ляпина О. А., канд. пед. наук, доцент

Программа рассмотрена и утверждена на заседании кафедры, протокол № 9 от
18.04.2017года

Зав. кафедрой _____  Жукова Н. В.

Программа с обновлениями рассмотрена и утверждена на заседании кафедры,
протокол № 1 от 31.08.2020 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 необходимых для реализации образовательной программы по химии в соответствии с требованиями образовательных стандартов и руководством учебно-исследовательской деятельностью обучающихся.

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;
- подготовить студентов к дальнейшей профессиональной работе в школе, сформировать фундаментальные знания в области общей и неорганической химии необходимые для реализации образовательной программы по химии в соответствии с требованиями образовательных стандартов и руководством учебно-исследовательской деятельностью обучающихся;
- обучить навыкам работы с лабораторным оборудованием и химическими веществами, включающие основные элементы техники безопасности.

2. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО

Дисциплина Б1.В.05 «Общая и неорганическая химия» относится к вариативной части учебного плана.

Дисциплина изучается на 1, 3 курсе, в 1, 2, 6 семестрах.

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

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

Экологический мониторинг состояния окружающей среды;

Аналитическая химия;

Физическая химия;

Коллоидная химия;

Химия окружающей среды.

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

Освоение дисциплины готовит к работе со следующими объектами профессиональной деятельности:

- обучение;
- воспитание;
- развитие;
- просвещение;
- образовательные системы.

В процессе изучения дисциплины студент готовится к видам профессиональной деятельности и решению профессиональных задач, предусмотренных ФГОС ВО и учебным планом:

- научно-исследовательская деятельность;
- постановка и решение исследовательских задач в области науки и образования;

- использование в профессиональной деятельности методов научного исследования. педагогическая деятельность;
- изучение возможностей, потребностей, достижений обучающихся в области образования;
- обучение и воспитание в сфере образования в соответствии с требованиями образовательных стандартов;
- использование технологий, соответствующих возрастным особенностям обучающихся и отражающих специфику предметных областей;
- организация взаимодействия с общественными и образовательными организациями, детскими коллективами и родителями (законными представителями), участие в самоуправлении и управлении школьным коллективом для решения задач профессиональной деятельности;
- формирование образовательной среды для обеспечения качества образования, в том числе с применением информационных технологий;
- обеспечение охраны жизни и здоровья обучающихся во время образовательного процесса.

3. Требования к результатам освоения дисциплины

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование компетенций и трудовых функций (профессиональный стандарт Педагог (педагогическая деятельность в дошкольном, начальном общем, основном общем, среднем общем образовании) (воспитатель, учитель), утвержден приказом Министерства труда и социальной защиты №544н от 18.10.2013).

Выпускник должен обладать следующими профессиональными компетенциями (ПК) в соответствии с видами деятельности:

ПК-1. готовностью реализовывать образовательные программы по учебным предметам в соответствии с требованиями образовательных стандартов	
педагогическая деятельность	
ПК-1 готовностью реализовывать образовательные программы по учебным предметам в соответствии с требованиями образовательных стандартов	знать: - преподаваемый предмет в пределах требований федеральных государственных образовательных стандартов и основной общеобразовательной программы, его истории и места в мировой культуре и науке; - основы законодательства о правах ребенка, законы в сфере образования и федеральные государственные образовательные стандарты общего образования; уметь: - управлять учебными группами с целью вовлечения обучающихся в процесс обучения и воспитания, мотивируя их учебно-познавательную деятельность; - разрабатывать и реализовывать индивидуальные образовательные маршруты, индивидуальные программы развития и индивидуально-ориентированные образовательные программы с учетом личностных и возрастных особенностей обучающихся; - разрабатывать и реализовывать программы учебных дисциплин в рамках основной общеобразовательной программы; владеть: - методикой развития у обучающихся познавательной активности, самостоятельности, инициативы, творческих способностей;

	- формами и методами обучения, в том числе выходящими за рамки учебных занятий: проектная деятельность, лабораторные эксперименты, полевая практика и т.п.
--	--

ПК-12. способностью руководить учебно-исследовательской деятельностью обучающихся	
научно-исследовательская деятельность	
ПК-12 способностью руководить учебно-исследовательской деятельностью обучающихся	знать: - развитие у обучающихся познавательной активности, самостоятельности, инициативы, творческих способностей, формирование гражданской позиции, способности к труду и жизни в условиях современного мира, формирование у обучающихся безопасного образа жизни; уметь: - организовывать различные виды внеурочной деятельности: игровую, учебно-исследовательскую, художественно-продуктивную, культурно-досуговую с учетом возможностей образовательной организации, места жительства и историко-культурного своеобразия региона; - разрабатывать и реализовывать индивидуальные образовательные маршруты, индивидуальные программы развития и индивидуально-ориентированные образовательные программы с учетом личностных и возрастных особенностей обучающихся; владеть: - формами и методами обучения, в том числе выходящими за рамки учебных занятий: проектная деятельность, лабораторные эксперименты, полевая практика и т.п.

4. Объем дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Всего часов	Первый семестр	Второй семестр
Контактная работа (всего)	162	54	108
Лабораторные	72	18	36
Лекции	36	36	72
Самостоятельная работа (всего)	104	54	50
Виды промежуточной аттестации	94	36	58
Экзамен	94	36	58
Общая трудоемкость часы	360	144	216
Общая трудоемкость зачетные единицы	10	4	6

5. Содержание дисциплины

5.1. Содержание модулей дисциплины

Модуль 1. Строение вещества:

Понятие о материи. 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 слож-

ной 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

Модуль 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. Разработка заданий по теме «Растворы» для экспериментального контроля знаний обучающихся средней общеобразовательной школы.

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.

Модуль 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).

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. Качественные реакции на соответствующие катионы и анионы при организации учебно-исследовательской деятельностью обучающихся.

Модуль 4. Химия p-элементов I-IV групп. Химия d- и s-элементов ПС.:

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. Качественные реакции на соответствующие

ющие катионы и анионы при организации учебно-исследовательской деятельностью обучающихся.

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

Элементы побочной подгруппы III группы (III В группа). Краткая сравнительная характеристика скандия, иттрия, лантана, актиния и их соединений.

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

Элементы побочной подгруппы V группы (VB группа). Краткая сравнительная характеристика элементов подгруппы ванадия.

Применение в металлургии.

Элементы побочной подгруппы VI группы (VI В группа). 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.

Элементы побочной подгруппы VII группы (VII В группа). 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.

Элементы побочной подгруппы VIII группы (VIII В 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

5.2. Содержание дисциплины:

Лекции (54 ч.)

Модуль 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

Модуль 2. Химические процессы. Растворы (8 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.

Тема 7. Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена (2 ч.)

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

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

Тема 8. Комплексные соединения (2 ч.)

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

Модуль 3. Химия p-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) (4 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 VI группы (VI 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 13. 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 14. 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 15. 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 16. 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 элементов.

Тема 17. Химия s-элементов (2 ч.)

Химия s-элементов

Модуль 4. Химия p-элементов I-IV групп. Химия d- и s-элементов ПС. (16 ч.)

Тема 18. Общая характеристика свойств и способов получения металлов (2 ч.)

Общая характеристика свойств и способов получения металлов

Тема 19. 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 20. Элементы побочной подгруппы III группы (III В группа) (2 ч.)

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

Тема 21. 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 22. 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 23. 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-раствор Марганец как микроэлемент. Краткая характеристика технеция и рения, их соединений сравнительно с соединениями марганца.

Тема 24. 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 25. Элементы побочной подгруппы II группы (II В группа). Химия f-элементов Общая характеристика f –элементов (2 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

5.3. Содержание дисциплины: Лабораторные (108 ч.)

Модуль 1. Строение вещества (18 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. 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 3. Строение вещества. Экспериментальные доказательства сложной структуры атома (2 ч.)

1. Экспериментальные доказательства сложной структуры атома.
2. Модели атомов Томсона, Резерфорда, Бора.
3. Теоретические и экспериментальные предпосылки разрешения внутренних противоречий планетарной модели. Квантово-механическая модель атома водорода. Квантовые числа их характеристика.
4. Принципы заполнения атомных орбиталей АО многоэлектронных атомов.
5. Порядок заполнения АО элементов периодической системы Д.И. Менделеева.
6. Ядро атома. Проблемы использования ядерной энергии.

Тема 4. Периодический закон и ПС (2 ч.)

1. Жизнь и научно-педагогическая деятельность Д.И. Менделеева.

2. Первые попытки классификации химических элементов.
3. Периодическая система - естественная система элементов, принцип ее построения.
4. Периодическая система элементов и строение атома.
5. Научное и философское значение периодического закона и периодической системы.

Тема 5. Классы неорганических веществ (2 ч.)

Общая характеристика, способы получения и химические свойства основных классов неорганических соединений.

Тема 6. Классы неорганических веществ (2 ч.)

Общая характеристика, способы получения и химические свойства основных классов неорганических соединений.

Тема 7. Основные типы химической связи (2 ч.)

1. Ковалентные связи: полярные и неполярные, простые, двойные и тройные.
2. Ковалентная связь. Механизм образования ковалентной связи. Донорно-акцепторная связь.
3. Перекрывание орбиталей при образовании σ и π связей.
4. Гибридизация атомных орбиталей.
5. Валентность. Насыщаемость ковалентной связи. Ненасыщаемые связи. Направленность ковалентной связи.
6. Ионная связь. Ненаправленный и ненасыщаемый характер ионной связи.
7. Водородная связь. Отличие атома водорода от других атомов.
8. Металлическая связь. Сходство металлической связи с ковалентной, и их отличие.
9. Виды межмолекулярных взаимодействий.

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

1. Ковалентные связи: полярные и неполярные, простые, двойные и тройные.
2. Ковалентная связь. Механизм образования ковалентной связи. Донорно-акцепторная связь.
3. Перекрывание орбиталей при образовании σ и π связей.
4. Гибридизация атомных орбиталей.
5. Валентность. Насыщаемость ковалентной связи. Ненасыщаемые связи. Направленность ковалентной связи.
6. Ионная связь. Ненаправленный и ненасыщаемый характер ионной связи.
7. Водородная связь. Отличие атома водорода от других атомов.
8. Металлическая связь. Сходство металлической связи с ковалентной, и их отличие.
9. Виды межмолекулярных взаимодействий.

Тема 9. Коллоквиум Химическая связь (2 ч.)

1. Ковалентные связи: полярные и неполярные, простые, двойные и тройные.
2. Ковалентная связь. Механизм образования ковалентной связи. Донорно-акцепторная связь.
3. Перекрывание орбиталей при образовании σ и π связей.
4. Гибридизация атомных орбиталей.
5. Валентность. Насыщаемость ковалентной связи. Ненасыщаемые связи. Направленность ковалентной связи.
6. Ионная связь. Ненаправленный и ненасыщаемый характер ионной связи.
7. Водородная связь. Отличие атома водорода от других атомов.
8. Металлическая связь. Сходство металлической связи с ковалентной, и их отличие.

9. Виды межмолекулярных взаимодействий.

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

Тема 10. Растворы (2 ч.)

Характеристика раствора как дисперсной системы. Механизм процесса растворения.

Работы Д.И. Менделеева по теории растворов.

Тема 11. Л/Р Приготовление растворов (2 ч.)

Лабораторная работа "Растворы"

Тема 12. Скорость химической реакции. Энергетика и направленность химических процессов (2 ч.)

1. Скорость химической реакции для гомогенных и гетерогенных процессов.
2. Факторы, от которых зависит скорость химических реакций.
3. Обратимые и необратимые химические реакции. Константа равновесия.
4. Смещение химического равновесия. Правило Ле Шателье.
5. Энергия. Экзотермические и эндотермические реакции.
6. Виды энергии: тепловая, световая, химическая, ядерная и др. энергии.
7. Типы энергии: кинетическая и потенциальная.
8. Первый закон термодинамики.
9. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования. Стандартная энтальпия реакции. Закон Гесса.
10. Энтропия.
11. Свободная энергия Гиббса. Условия самопроизвольного протекания реакции.
12. Примеры термохимических расчетов

Тема 13. Скорость химической реакции. Энергетика и направленность химических процессов (2 ч.)

1. Скорость химической реакции для гомогенных и гетерогенных процессов.
2. Факторы, от которых зависит скорость химических реакций.
3. Обратимые и необратимые химические реакции. Константа равновесия.
4. Смещение химического равновесия. Правило Ле Шателье.
5. Энергия. Экзотермические и эндотермические реакции.
6. Виды энергии: тепловая, световая, химическая, ядерная и др. энергии.
7. Типы энергии: кинетическая и потенциальная.
8. Первый закон термодинамики.
9. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования. Стандартная энтальпия реакции. Закон Гесса.
10. Энтропия.
11. Свободная энергия Гиббса. Условия самопроизвольного протекания реакции.
12. Примеры термохимических расчетов

Тема 14. Контрольная работа (2 ч.)

Контрольная работа по теме Растворы

Тема 15. Электролитическая диссоциация (2 ч.)

1. Электролитическая диссоциация. Диссоциация соединений с ионной связью.
2. Сильные и слабые электролиты.
3. Степень и константа диссоциации.
4. Ионные уравнения реакции. Условия протекания реакций в растворах.
5. Амфотерные гидроксиды. Диссоциация амфотерных электролитов.

Тема 16. Гидролиз (2 ч.)

1. Гидролиз солей. Основные случаи гидролиза солей. Ступенчатый гидролиз.

2. Составление молекулярных и полных и кратких ионных уравнений реакций гидролиза.
3. Степень и константа гидролиза.
4. Факторы, влияющие на степень гидролиза. Смещение равновесия гидролиза.

Тема 17. 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 18. 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

Модуль 3. Химия p-элементов V-VII групп ПС (36 ч.)

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

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

Тема 20. Элементы главной подгруппы VII группы (VII A группа) (2 ч.)

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

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

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

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

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 25. Семинар "Галогены" (2 ч.)

1. Общая характеристика главной подгруппы 7 группы.
2. Нахождение в природе и способы получения элементов.
3. Физические и химические свойства галогенов.

Тема 35. Элементы главной подгруппы V группы (V A группа) (2 ч.)

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 36. Контрольная работа (2 ч.)

Контрольная работа "Элементы главной подгруппы V-VI групп"

Модуль 4. Химия p-элементов I-IV групп. Химия d- и s-элементов ПС. (36 ч.)

Тема 37. Элементы главной подгруппы IV группы (IV A группа) (2 ч.)

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 38. Элементы главной подгруппы IV группы (IV A группа) (2 ч.)

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 39. Элементы главной подгруппы IV группы (IV A группа) (2 ч.)

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 40. Элементы побочной подгруппы III группы (III B группа) (2 ч.)

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 41. Элементы побочной подгруппы III группы (III B группа) (2 ч.)

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 42. Семинар d-элементы (2 ч.)

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.

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

6.1 Вопросы и задания для самостоятельной работы

Первый семестр (54 ч.)

Модуль 1. Строение вещества (27 ч.)

Вид СРС: *Подготовка к практическим / лабораторным занятиям 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.
4. 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 гетеронуклеродным 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.

Модуль 2. Химические процессы. Растворы (27 ч.)

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 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$ $\text{SO}_2 = 0,002$ 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: $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}(\text{г}) - Q$ 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 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. Обратит 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 разделите 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. Окрашка 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 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_3PO_4 , H_2SO_3 , 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: 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.

Второй семестр (50 ч.)

Модуль 3. Химия p-элементов V-VII групп ПС (25 ч.)

Вид СРС: *Подготовка к практическим / лабораторным занятиям

Лабораторная работа 4. «Водород. Правила работы с газами».

Контрольные вопросы и задания:

1. Объясните положение водорода в периодической системе Д. И. Менделеева.
2. Указать способы получения и собирания водорода в лаборатории. Описать соответствующие уравнения реакции.
3. Перечислить физические свойства водорода.
4. Написать уравнения реакций, отражающие химические свойства водорода.
5. Охарактеризовать окислительно-восстановительные свойства гидридов металлов и водородных соединений неметаллов.
6. Объяснить причину восстановительного действия водорода при взаимодействии его с оксидами металлов.

Лабораторная работа 5. «Хлор. Хлороводород».

Контрольные вопросы и задания:

1. Написать электронную формулу атома хлора и схему распределения электронов по атомным орбиталям.
2. Указать тип связи, ковалентность и степень окисления атома хлора в молекуле хлора.
3. Объяснить, почему для получения хлороводорода сульфатным способом, необходимо использовать твердый хлорид и концентрированный раствор серной кислоты? Написать уравнения реакций.
4. Сравнить строение молекул и свойства водородных соединений фтора и хлора. В чем заключается их сходство и различие?
5. Написать уравнения реакций, характеризующих восстановительные свойства концентрированной соляной кислоты.

Лабораторная работа 6. «Кислородные соединения хлора».

Контрольные вопросы и задания:

1. Какие степени окисления проявляет атом хлора в кислородных соединениях? Привести примеры.
2. Составить структурные формулы оксидов и гидроксидов хлора.
3. Написать уравнений реакций получения HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 .
4. Охарактеризовать окислительно-восстановительные свойства оксидов, гидроксидов и солей хлора.
5. Как изменяются кислотные и окислительные свойства кислородсодержащих кислот хлора в ряду: HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 ? Дать объяснение.
6. Указать области применения кислородных соединений хлора.

Лабораторная работа 7. «Бром, йод и их соединения».

Контрольные вопросы и задания:

1. Написать электронные формулы атомов брома и иода.
2. Написать уравнения реакций, показывающих сходство в свойствах брома и иода с хлором.
3. Расположить галогены в ряд по уменьшению их окислительной способности. Объяснить наблюдаемую закономерность.
4. Указать три способ получения брома из бромида натрия. Написать уравнения соответствующих реакций.
5. Как получают HBr и HI ? Написать уравнения реакций.
6. Чем объяснить, что растворимость в воде увеличивается в присутствии иодида калия?

Лабораторная работа 8. «Кислород. Оксиды. Пероксиды».

Контрольные вопросы и задания:

1. Написать электронную формулу атома кислорода.
2. Сравнить физические и химические свойства кислорода и озона.
3. Какие известны лабораторные свойства получения кислорода.
4. Как классифицируются и какими химическими свойствами обладают оксиды и гидроксиды металлов и неметаллов.
5. Описать химические свойства воды, пероксида водорода и пероксидов металлов.
6. Какой объем кислорода (при н.у.) выделится при разложении H_2O_2 , содержащегося в 10 г его 4%-ного раствора?

Лабораторная работа 9. «Сера. Сероводород. Сульфиды».

Контрольные вопросы и задания:

1. Написать электронные формулы атома серы и сульфид-иона.
2. Перечислите известные вам модификации серы, какие из них являются полиморфными.
3. Какие химические свойства проявляет сера в окислительно-восстановительных процессах? Привести примеры.
4. Какое из водородных соединений (H_2S , H_2Se или H_2Te) более устойчиво термически более сильный восстановитель? Ответ мотивируйте.
5. Привести примеры ступенчатого и полного гидролиза сульфидов металлов. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.
6. Написать графическую формулу серной кислоты. Указать характер химических связей, тип гибридизации, координационное число серы.
7. Какую роль может играть серная кислота в окислительно-восстановительных реакциях. Дать объяснение, привести примеры.

Лабораторная работа 10. «Кислородные соединения серы»

Контрольные вопросы и задания:

1. Написать графические формулы оксидов серы (IV) и (VI). Показать характер химических связей, тип гибридизации.
2. Написать уравнения реакций получения оксидов серы в лабораторных условиях и в промышленности.
3. Охарактеризовать поведение оксида серы (IV) в окислительно-восстановительных реакциях. Дать объяснение. Привести примеры соответствующих уравнений реакций.
4. Написать графическую формулу серной кислоты. Указать характер химических связей, тип гибридизации, координационное число серы.

5. В чем состоит принципиальное различие в механизме взаимодействия разбавленной и концентрированной серной кислоты с металлами? Написать соответствующие уравнения реакций и схемы перехода электронов.

Лабораторная работа 11. «Азот. Аммиак. Кислородные соединения азота».

Контрольные вопросы и задания:

1. Написать электронную формулу атома азота.
2. Какую максимальную ковалентность и какие степени окисления проявляет азот в соединениях? Привести примеры.
3. Из каких веществ и при каких условиях получают азот в лаборатории? Написать уравнения реакций.
4. Какие водородные соединения азота известны? Написать их формулы и названия. Какими свойствами они обладают окислительно-восстановительных реакциях?
5. Объяснить строение молекулы аммиака с позиций метода ВС. Какова пространственная структура молекулы? Полярность молекулы? Какие свойства аммиака обусловлены таким строением молекулы?
6. Из каких веществ и при каких условиях получают аммиак в лаборатории? Написать уравнения реакций.

Лабораторная работа 12. «Фосфор и его соединения. Сурьма, висмут и их соединения».

Контрольные вопросы и задания:

1. Написать электронную формулу атома фосфора. Какова максимальная ковалентность фосфора? Какие степени окисления проявляет фосфор в соединениях?
2. Перечислить важнейшие химические свойства фосфора. Написать уравнения реакций окисления, восстановления диспропорционирования фосфора.
3. Написать уравнения реакции получения фосфина.
4. Перечислить способы получения ортофосфорной кислоты. Написать уравнения реакций.
5. Написать уравнения реакций получения из природных соединений свободных Sb и Bi.
6. Каково отношение Sb и Bi к воде, к HCl, к H₂SO₄ (разб.)? Дать объяснение.
7. Объяснить, пользуясь представлениями о строении молекул, как изменяются прочность, восстановительная способность и электронодонорные свойства водородных соединений элементов главной подгруппы V группы.

Лабораторная работа 13. «Углерод, кремний и их соединения».

Контрольные вопросы и задания:

1. Написать электронную формулу атома углерода. Начертить схему распределения электронов в энергетических ячейках.
2. Какую степень окисления проявляет атом углерода в соединениях? Какую роль может выполнять углерод в окислительно-восстановительных процессах? Написать уравнения реакций.
3. Сравнить кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов углерода (II) и (IV), исходя из строения их молекул. Написать уравнения соответствующих реакций.
4. Какими способами можно получать карбонаты и гидрокарбонаты? Какова их термическая прочность? Привести примеры уравнений реакций.
5. Написать электронную формулу атома кремния. Начертить схему распределения электронов по энергетическим ячейкам.
6. В чем сходство и различие химических свойств водородных соединений углерода и кремния? Дать объяснение. Привести примеры уравнений соответствующих реакций.
7. Написать уравнения реакций получения силицидов, оксида кремния (IV) и кремниевых кислот. Указать условия получения этих соединений.

8. Сравнить свойства оксидов и гидроксидов кремния и углерода, привлекая сведения по теории строения вещества.

Лабораторная работа 14. «Олово, свинец и их соединения».

Контрольные вопросы и задания:

1. Написать электронные формулы атомов олова и свинца.
2. Как получают олово и свинец из их оксидов? Составить уравнения реакций и указать условия их протекания.
3. Написать уравнения реакций взаимодействия олова и свинца с соляной, серной и азотной кислотами.
4. Охарактеризовать отношение олова и свинца к щелочам. Написать уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной форме.
5. Каковы кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов олова и свинца? Привести примеры соответствующих реакций. Написать уравнения в молекулярной и ионной форме.

Лабораторная работа 15. «Бор, алюминий и их соединения».

Контрольные вопросы и задания:

1. Написать электронные формулы атомов бора и алюминия. Как изменяются радиусы атомов и потенциалы ионизации элементов в главной подгруппе III группы?
2. Из каких природных соединений получают бор и алюминий? Какие химические и электрохимические процессы при этом используют? Написать уравнения реакций восстановления бора из оксида бора и схему электрохимических процессов, протекающих у электродов при электролитическом производстве алюминия.
3. Написать уравнения реакций получения боридов магния, диборана, оксида бора и борных кислот. Указать степень окисления бора и условия получения этих соединений.
4. Каково отношение алюминия к кислороду, воде, щелочам? Написать соответствующие уравнения реакций.
5. Сравнить химические свойства бора и алюминия, из оксидов и гидроксидов. Объяснить, почему бор и его кислородные соединения по химическим свойствам отличаются от элементов главной подгруппы III группы.

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 р- 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.

Модуль 4. Химия р-элементов I-IV групп. Химия d- и s-элементов ПС. (50 ч.)

Вид СРС: *Подготовка к практическим / лабораторным занятиям

Лабораторная работа 16. «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 М (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 17. «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.

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.

7. Тематика курсовых работ

- 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 для промежуточной аттестации

8.1. Компетенции и этапы формирования

Коды компетенций	Этапы формирования		
	Курс, семестр	Форма контроля	Модули (разделы) дисциплины
ПК-12	1 курс, Первый семестр	Экзамен	Модуль 1: Строение вещества.
ПК-12 ПК-1	1 курс, Первый семестр	Экзамен	Модуль 2: Химические процессы. Растворы.
ПК-1 ПК-12	1 курс, Второй семестр	Экзамен	Модуль 3: Химия p-элементов V-VII групп ПС.
ПК-12	1 курс, Второй семестр	Экзамен	Модуль 4: Химия p-элементов I-IV групп. Химия d- и s-элементов ПС..
ПК-1 ПК-12	3 курс, Шестой семестр	Курсовая работа	Модуль 5: Курсовая.

Сведения об иных дисциплинах, участвующих в формировании данных компетенций:

Компетенция ПК-1 формируется в процессе изучения дисциплин:

Биогеография, Биологические основы сельского хозяйства, Биохимия, Ботаника, Генетика, Зоология, Коллоидная химия, Методика обучения биологии, Методика обучения химии,

Микробиология, Микроорганизмы и здоровье, Молекулярная биология, Общая экология, Органическая химия, Прикладная химия, Санитарная и пищевая микробиология, Современные подходы в обучении химии, Современные технологии в процессе преподавания химии, Социальная экология и рациональное природопользование, Строение молекул и основы квантовой химии, Теория эволюции, Физиология растений, Физиология человека, Физическая химия, Химия окружающей среды.

Компетенция ПК-12 формируется в процессе изучения дисциплин:

Адаптационные возможности растений, Аналитическая химия, Анатомия и морфология человека, Антропогенные факторы иммунитета, Биогеография, Биологические основы сельского хозяйства, Биотехнологические производства Республики Мордовия, Ботаника, Введение в биотехнологию, Видовое разнообразие птиц в природных экосистемах, Внеурочная деятельность школьников по биологии, Генетика, Гистология, Диетология и лечебное питание, Животный мир Мордовии, Зоология, История развития химической науки, Лабораторный практикум по биохимии, Методология научного исследования студентов, Методы анализа химического состава объектов окружающей среды, Молекулярная биология, Неорганический синтез, Организация исследовательской и проектной деятельности учащихся по биологии, Органический синтез, Основы биоорганической химии, Основы геоморфологии, Основы иммунологии, Основы лабораторного анализа, Основы лабораторного практикума по общей химии, Основы лабораторного практикума по химии неорганических соединений, Основы синтеза биоактивных органических соединений, Особенности деятельности учителя биологии по организации учебно-опытного участка школы, Прикладная химия, Растительный мир Мордовии, Современные проблемы биотехнологии, Современные проблемы изучения генетики человека, Современные проблемы органического синтеза, Современные проблемы органической химии, Социальная экология и рациональное природопользование, Сравнительная характеристика систем органов животных, Теория эволюции, Физико-химические методы анализа, Физиология растений, Фитодизайн, Флористика, Химический анализ на производстве, Химический мониторинг состояния окружающей среды, Химия высокомолекулярных соединений, Химия металлов, Химия неметаллов, Химия окружающей среды, Химия полимеров, Цитология, Экологический мониторинг состояния окружающей среды, Этнокультурный компонент школьной биологии.

8.2. Показатели и критерии оценивания компетенций, шкалы оценивания

В рамках изучаемой дисциплины студент демонстрирует уровни овладения компетенциями:

Повышенный уровень:

знает и понимает теоретическое содержание дисциплины; творчески использует ресурсы (технологии, средства) для решения профессиональных задач; владеет навыками решения практических задач.

Базовый уровень:

знает и понимает теоретическое содержание; в достаточной степени сформированы умения применять на практике и переносить из одной научной области в другую теоретические знания; умения и навыки демонстрируются в учебной и практической деятельности; имеет навыки оценивания собственных достижений; умеет определять проблемы и потребности в конкретной области профессиональной деятельности.

Пороговый уровень:

понимает теоретическое содержание; имеет представление о проблемах, процессах, явлениях; знаком с терминологией, сущностью, характеристиками изучаемых явлений; демонстрирует практические умения применения знаний в конкретных ситуациях профессиональной деятельности.

Уровень ниже порогового:

демонстрирует студент, обнаруживший пробелы в знаниях основного учебно-программного материала, допускающий принципиальные ошибки в выполнении предусмотренных программой заданий, не способный продолжить обучение или приступить к профессиональной деятельности по окончании вуза без дополнительных занятий по соответствующей дисциплине.

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)	незачтено	Ниже 60%

Критерии оценки знаний студентов по дисциплине

Оценка	Показатели
Хорошо	Студент показывает глубокие знания программного материала, грамотно его излагает, достаточно полно отвечает на поставленный вопрос и дополнительные вопросы, умело формулирует выводы. В тоже время при ответе допускает несущественные погрешности.
Неудовлетворительно	Студент демонстрирует незнание основного содержания дисциплины, обнаруживая существенные пробелы в знаниях учебного материала, допускает принципиальные ошибки в выполнении предлагаемых заданий; затрудняется делать выводы и отвечать на дополнительные вопросы преподавателя.
Удовлетворительно	В случае, если ответ студента в значительной степени не соответствует названным критериям, но он обнаруживает усвоение программного материала при помощи наводящих и уточняющих вопросов
Отлично	Студент показывает полные и глубокие знания программного материала, логично и аргументировано отвечает на поставленный вопрос, а также дополнительные вопросы, показывает высокий уровень теоретических знаний.

8.3. Вопросы, задания текущего контроля

Модуль 1: Строение вещества

ПК-12 способностью руководить учебно-исследовательской деятельностью обучающихся

1. Приведите алгоритм выполнения следующего задания по теме «Атомно-молекулярное учение»: Напишите электронную формулу фтора. Состояние внешних электронов выразите электронно-графической схемой. Определите число неспаренных электронов в атоме этого элемента.

2. Приведите алгоритм выполнения следующего задания по теме «Атомно-молекулярное учение»: Руководствуясь положением элемента в Периодической системе, напишите формулы соединений алюминия с водородом, кислородом, азотом, углеродом, серой и фтором.

3. Приведите алгоритм выполнения следующего задания по теме «Атомно-молекулярное учение»: Руководствуясь положением элемента в Периодической системе,

напишите формулы высших оксидов хрома, марганца и олова, кислот, соответствующих этим оксидам, а также примеры солей этих кислот.

5. Приведите алгоритм выполнения следующего задания по теме «Атомно-молекулярное учение»: Приведите общую характеристику элемента с атомным номером 33. Приведите алгоритм выполнения следующего задания по теме «Атомно-молекулярное учение»: Руководствуясь положением элементов в Периодической системе, охарактеризуйте изменение кислотно-основных свойств соединений в рядах: 1) $\text{Na}_2\text{O}-\text{Al}_2\text{O}_3-\text{SO}_3$; 2) $\text{Ba}(\text{OH})_2-\text{Ca}(\text{OH})_2-\text{Be}(\text{OH})_2$

Модуль 2: Химические процессы. Растворы

ПК-12 способностью руководить учебно-исследовательской деятельностью обучающихся

1. Приведите алгоритм решения следующей задачи по теме «Растворы»: В воде растворили 5,6 г гидроксида калия, объем раствора довели в мерной колбе до 250 мл. Определите молярную концентрацию полученного раствора.

2. Приведите алгоритм решения следующей задачи по теме «Растворы»: Какой объем 10%-й H_2SO_4 ($\rho = 1,066$) требуется для реакции с 100 мл 13,7%-го раствора карбоната натрия ($\rho = 1,145$).

3. Приведите алгоритм решения следующей задачи по теме «Растворы»: Определите массу осадка, полученного при взаимодействии 400 мл 15%-й H_2SO_4 ($\rho = 1,11$) и 1600 4%-го раствора гидроксида бария.

4. Приведите алгоритм решения следующей задачи по теме «Растворы»: Каким объемом 2 М серной кислоты можно полностью разложить 0,65 л 20%-го раствора K_2CO_3 (1,189)? Какой объем займет выделившийся углекислый газ при н.у.?

5. Приведите алгоритм решения следующей задачи по теме «Растворы»: В каком объеме воды необходимо растворить 30 г бромида калия для получения раствора с массовой долей KBr 6%?

Тест

1. Ученик нечаянно разлил раствор из сосуда, где содержалось 700 г раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 10%. Сколько граммов воды и щелочи взял лаборант для приготовления нового такого же раствора?

- 1) 360 г NaOH и 70 г H_2O
- 2) 7 г NaOH и 700 г H_2O
- 3) 70 г NaOH и 630 г H_2O
- 4) 7 г NaOH и 693 г H_2O

2. Ученик выполняет контрольное задание. Ему нужно приготовить 200 г раствора поваренной соли с ее массовой долей 8%. Он взвешивает 8 г соли, отмеряет 200 г воды и помещает все это в стаканчик. Правильно ли поступил ученик:

- 1) Да, правильно, к 8 г NaCl добавить 200 г H_2O .
- 2) Нет, не правильно, к 80 г NaCl добавить 120 г H_2O .
- 3) Нет, не правильно, к 16 г NaCl добавить 186 г H_2O .
- 4) Нет, не правильно, к 16 г NaCl добавить 200 г H_2O .

3. Ученики выполняли исследовательскую работу. Они изучали различные минеральные породы. Какая масса оксида кальция может быть полученного из 500 г известняка, в котором массовая доля примесей составляет 0,2 (или 20%)?

- 1) 224
- 2) 100
- 3) 400
- 4) 56

4. На занятиях химического кружка учащиеся исследовали простое вещество желтого цвета, нерастворимое в воде. При сжигании этого вещества в кислороде образовался газ с резким запахом. Когда газ растворяли в воде, получался раствор, в котором окраска лакмуса становилась красной. Если же в колбу с газом наливали раствор гидроксида натрия, то запах газа быстро исчезал. Определите состав исследуемого вещества и запишите его название.

- 1) хлор
- 2) сера
- 3) хром
- 4) медь

5. Для установления качественного состава неизвестного вещества школьникам была выдана соль металла, который входит в состав метеоритов и обладает ярко выраженными магнитными свойствами. Коричневые кристаллы этой соли ученики растворили в воде, затем полученный раствор жёлто-коричневого цвета разлили в две пробирки. В одну из них добавили раствор гидроксида калия, при этом образовался осадок бурого цвета. В другую прилили раствор нитрата серебра, в результате чего выпал белый "творожистый" осадок. Выберите название неизвестной соли выданной ученикам.

- 1) Хлорид двухвалентного железа
- 2) Хлорид меди
- 3) Сульфат железа
- 4) Хлорид трёхвалентного железа

6. Ученики 9 класса готовились к олимпиаде по химии. Им были предложены нижеприведенные вещества и реактивы. Установите соответствие между двумя веществами и реактивом, с помощью которого можно различить эти вещества.

Вещества	Реактивы
А) CuCl_2 и CuSO_4	1) нитрат бария
Б) $\text{Fe}(\text{SO}_4)_3$ и K_2CO_3	2) соляная кислота
В) AgNO_3 и NaNO_3	3) ацетат натрия
	4) оксид меди (II)

7. Из перечисленных суждений о правилах безопасной работы в химической лаборатории и с химическими реактивами выберите одно или несколько верных:

- 1) в лаборатории наличие кислоты в растворе определяют на вкус;
- 2) при работе с препаратами, содержащими щёлочь, необходимо использовать резиновые перчатки;
- 3) при попадании раствора кислоты на кожу, её следует промыть водой и обработать раствором пищевой соды;
- 4) легковоспламеняющиеся жидкости, например ацетон, разрешается хранить только в холодильнике.

8. Из перечисленных суждений о правилах работы в школьной лаборатории выберите одно или несколько верных:

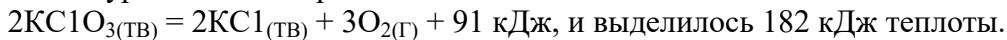
- 1) на любой посуде, в которой хранятся вещества, должны быть этикетки с названиями или формулами веществ;
- 2) опыты с горючими и едкими веществами необходимо проводить в очках — собственных или лабораторных;
- 3) не обязательно записывать в лабораторный журнал все опыты, проводимые в лаборатории;
- 4) при нагревании жидких и твёрдых веществ в пробирках и колбах можно направлять их отверстия на себя и соседей.

9. Учащиеся при подготовке к олимпиаде по химии исследовали свойства неорганических соединений. Определите с перечнем каких растворов предложенных веществ прореагировал раствор фосфата калия:

- 1) CaCl_2
- 2) Na_2S
- 3) KOH
- 4) Na_2CO_3

- 5) BaSO₄
- 6) Pb(NO₃)₂

10. Обучающиеся 9 класса принимающие участие в олимпиадах по химии различного уровня должны оперировать понятиями, связанными с химической кинетикой и химическим равновесием. Определите, какова масса образовавшегося кислорода в результате реакции, термохимическое уравнение которой



- 1) 96 г
- 2) 192 г
- 3) 288 г
- 4) 576 г

ПК-1 готовностью реализовывать образовательные программы по учебным предметам в соответствии с требованиями образовательных стандартов

1. На основании рабочей программы учебного курса по химии для 8 класса разработанной на основе ФГОС, на базе программы основного общего образования по химии (базовый уровень) обучающиеся должны уметь составлять схемы строения атомов первых 20 элементов в периодической системе. Определите, какой атом в основном состоянии имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$:

- 1) литий
- 2) натрий
- 3) калий
- 4) кальций

2. На основании рабочей программы учебного курса по химии для 8 класса разработанной на основе ФГОС, на базе программы основного общего образования по химии (базовый уровень) обучающиеся должны знать физический смысл номера периода, определение группы, физический смысл номера группы. Определите, каким образом в главных подгруппах периодической системы восстановительная способность атомов химических элементов растет с:

- 1) уменьшением радиуса атомов
- 2) увеличением числа энергетических уровней в атомах
- 3) уменьшением числа протонов в ядрах атомов
- 4) увеличением числа валентных электронов

3. Обучающиеся 8 класса изучающий Химию согласно требованиям программы основного общего образования должен уметь определять тип связи в химических соединениях, составлять схемы образования ионных и ковалентных соединений. Определите, в каком ряду все вещества имеют ковалентную полярную связь:

- 1) HCl, NaCl, Cl₂
- 2) O₂, H₂O, CO₂
- 3) H₂O, NH₃, CH₄
- 4) NaBr, HBr, CO

4. Обучающиеся 8 класса изучающий Химию согласно требованиям программы основного общего образования должен знать состав и номенклатуру основных классов неорганических соединений. В перечне солей, формулы которых: Mn(NO₃)₂, Mg(H₂PO₄)₂, Al₂(SO₄)₃, (NH₄)₂HPO₄, Na₂SO₃, (NH₄)₂S, BaSiO₃ определите число средних солей:

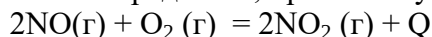
- 1) 6
- 2) 5
- 3) 3
- 4) 4

5. В качестве познавательных УУД у обучающихся изучающих курс химии 8-9 классов формируется умение проводить сравнение и классификацию по заданным критериям. Выполните задание на формирование данного вида УУД предложенное учащимся: Оксид серы (VI) взаимодействует с каждым из двух веществ:

- 1) вода и соляная кислота

- 2) кислород и оксид магния
- 3) вода и медь
- 4) оксид кальция и гидроксид натрия

6. Обучающиеся 9 класса принимающие участие в олимпиадах по химии различного уровня должны оперировать понятиями, связанными с химической кинетикой и химическим равновесием. Определите, при каких условиях химическое равновесие в системе



смещается в сторону образования продукта реакции:

- 1) при повышении давления
- 2) при повышении температуры
- 3) при понижении давления
- 4) при применении катализатора

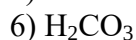
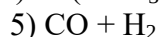
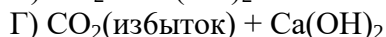
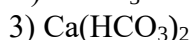
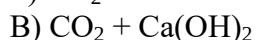
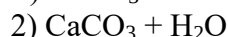
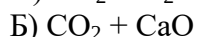
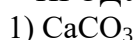
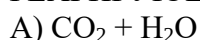
7. Одним из важных условий освоения обучающимися школьного курса химии, является умение решать расчетные задачи. Решите предложенную задачу: 13 г цинка растворили в 200 г 15%-ной соляной кислоте, рассчитайте объем (н.у.) газа, выделившегося в результате этой реакции.

- 1) 18,4 л
- 2) 22,4 л
- 3) 9,2 л
- 4) 4,6 л

8. В качестве познавательных УУД у обучающихся изучающих курс химии 8-9 классов формируется умение сравнивать, классифицировать и обобщать факты и явления. Выполните задание на формирование данного вида УУД предложенное учащимся: Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия:

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ



9. Окислительно-восстановительные процессы принадлежат к числу наиболее распространенных химических реакций и имеют огромное значение в теории и практике. Окисление-восстановление – один из важнейших процессов природы. Окислительно-восстановительные реакции рассматриваются в школьном курсе химии с 8 по 11 классы. В предложенной схеме окислительно-восстановительной реакции определите чему равен коэффициент перед восстановителем



- 1) 2
- 2) 4
- 3) 10
- 4) 5

10. Обучающиеся 11 класса принимающие участие в олимпиадах по химии различного уровня должны оперировать понятиями, связанными с темой растворы. Какой правильный ответ должны выбрать обучающиеся на ниже представленное задание, связанное с гидролизом солей:

Гидролизу по аниону подвергается соль:

- 1) хлорид бария
- 2) нитрит калия
- 3) хлорид аммония
- 4) сульфат натрия

Модуль 3: Химия p-элементов V-VII групп ПС

ПК-1 готовностью реализовывать образовательные программы по учебным предметам в соответствии с требованиями образовательных стандартов

1. При взаимодействии 0,2 моль сульфида железа (II) с соляной кислотой выделяется газ объёмом ____ л (н.у.). (Запишите число с точностью до сотых.) Приведите решение данной задачи и определите, в каком классе и в каком разделе школьного курса химии учитель может предложить обучающимся данный тип задачи.

2. При взаимодействии избытка раствора хлорида бария с раствором, содержащим 10,26 г сульфата алюминия, образуется осадок массой ____ г. (Запишите число с точностью до целых.) Приведите решение данной задачи и определите, в каком классе и в каком разделе школьного курса химии учитель может предложить обучающимся данный тип задачи.

3. В результате взаимодействия 6,5 г. Цинка с избытком раствора нитрата свинца образуется свинец массой ____ г. (Запишите число с точностью до десятых.) Приведите решение данной задачи и определите, в каком классе и в каком разделе школьного курса химии учитель может предложить обучающимся данный тип задачи.

4. При растворении сульфида железа (II) в избытке соляной кислоты выделилось 2,8 л (н. у.) газа. Чему равна масса сульфида железа? (Запишите число с точностью до целых.) Приведите решение данной задачи и определите, в каком классе и в каком разделе школьного курса химии учитель может предложить обучающимся данный тип задачи.

5. При растворении карбоната кальция в избытке соляной кислоты выделилось 11,2 л (н. у.) газа. Чему равна масса карбоната кальция? (Запишите число с точностью до целых.) Приведите решение данной задачи и определите, в каком классе и в каком разделе школьного курса химии учитель может предложить обучающимся данный тип задачи.

ПК-12 способностью руководить учебно-исследовательской деятельностью обучающихся

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

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

3. Охарактеризовать 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. Охарактеризовать 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 (V растворяют не в воде, а в концентрированной серной кислоте.

5. Охарактеризовать 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 .

Модуль 4: Химия p-элементов I-IV групп. Химия d- и s-элементов ПС.

ПК-12 способностью руководить учебно-исследовательской деятельностью обучающихся

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

2. 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.

3. Охарактеризовать элементы 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.

4. Охарактеризовать элементы подгруппы цинка, строение атома, нахождение в природе, физические и химические свойства. Почему при комнатной температуре они не вытесняют водород из воды.

5. Охарактеризовать элементы 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.

8.4. Вопросы промежуточной аттестации

Первый семестр (Экзамен, ПК-12, ПК-1)

1. Охарактеризуйте место химии в ряду естественных наук. Методы химии. Роль химии в охране окружающей среды.

2. Дать характеристику основным стехиометрическим законам, границы их применимости для химических процессов. Основные химические понятия.

3. Опишите классификацию и номенклатуру неорганических соединений.

4. Опишите химические реакции, их классификацию.

5. Раскройте экспериментальные доказательства сложной структуры атома. Модели атомов Д. Томсона, Э. Резерфорда, Н. Бора, их достоинства и недостатки.

6. Охарактеризуйте основы квантово-механических представлений о строении атома.

7. Опишите принципы заполнения атомных орбиталей (АО) многоэлектронных атомов. Заполнение АО элементов периодической системы.

8. Охарактеризуйте состав ядра атома. Изотопы. Естественная и искусственная радиоактивность. Проблемы использования ядерной энергии.

9. Опишите свойства изолированных атомов. Атомные радиусы. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность.

10. Раскройте сущность периодической системы элементов и строение атома.

11. Раскройте понятие химическая связь. Квантово-механические методы ее объяснения (основы методов ВС и МО).

12. Охарактеризуйте водородную связь (межмолекулярная и внутримолекулярная). Роль водородной связи в биологических процессах.

13. Опишите факторы, влияющие на скорость химической реакции: концентрация, температура, давление, катализатор. Механизмы химических реакций.

14. Охарактеризуйте химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принципы Ле Шателье.

15. Опишите энергетику и направленность химических процессов.

16. Дайте понятие определению растворы. Механизм процесса растворения. Работы Д.И. Менделеева по теории растворов. Растворимость твердых веществ, жидкостей и газов, ее зависимость от температуры и давления.

17. Опишите способы выражения состава раствора: массовая доля растворенного вещества, концентрации: молярная и молярная концентрация эквивалента. Титр. Методика приготовления растворов. Меры предосторожности при приготовлении концентрированных кислот и щелочей.

18. Раскройте сущность электролитической диссоциации. Работы С. Аррениуса и И. Каблукова. Механизм диссоциации веществ с разным типом связи. Энергетика процесса диссоциации.
19. Охарактеризуйте степень диссоциации (истинная и кажущаяся). Активность. Коэффициент активности. Константа диссоциации.
20. Приведите примеры диссоциации кислот, солей оснований в водных растворах. Амфотерные гидроксиды.
21. Опишите реакции в растворах электролитов. Условия практической необратимости реакций.
22. Приведите примеры получения кислот, солей, оснований, генетическая связь между классами соединений.
23. Охарактеризуйте реакции гидролиза. Гидролиз солей, два подхода к объяснению механизма гидролиза.
24. Приведите пример окислительно-восстановительных реакций, их классификация. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций (метод электронного баланса и ионно-электронный).
25. Опишите роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов (на примере перманганата калия).
26. Приведите пример взаимодействия металлов с кислотами как окислительно-восстановительный процесс. (На примере серной и азотной кислот).
27. Опишите получение электрического тока при химических реакциях. Гальванический элемент, принцип его работы.
28. Дайте характеристику стандартным электродным потенциалам. Электрохимический ряд напряжения металлов.
29. Охарактеризуйте понятие о комплексных соединениях. Координационная теория А. Вернера. Номенклатура. Значение процессов комплексообразования в химии и биологии. Работы Л. Чугаева, И. Черняева, А. Гринберга в области комплексных соединений.
30. Приведите пример электролитической диссоциации комплексных соединений (первичная и вторичная). Константа нестойкости.
31. Найти объем 98%-ой серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) который нужно взять, чтобы приготовить 300 г 20%-ного раствора кислоты.
32. Найти объем 0,2Н раствора гидроксида калия, который потребуется для реакции с 200г 10%-ного раствора хлорида железа (3).
33. Сколько мл 20 %-ного раствора HCl ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$) требуется для взаимодействия с 6,5 г цинка.
34. В 57 г раствора с массовой долей азотной кислоты 8% прибавили 443 г 10%-го раствора азотной кислоты. Какова массовая доля кислоты в полученном растворе?
35. К раствору, содержащему 40 г сульфата меди (II) прибавили 12 г железных опилок. Сколько грамм меди вытеснилось из раствора 5 г иодида калия растворили в мерной колбе и довели объемом раствора до 250 мл. Какова молярная концентрация полученного раствора?
36. Найти массу осадка карбоната магния, если к 500 мл 0,1 М раствора хлорида магния прибавили избыток раствора карбоната натрия.
37. Алюминий массой 50 г сгорает в кислороде объемом 35 л (н.у.). Рассчитайте массу полученного оксида алюминия.
38. Сколько миллилитров 20%-ного раствора серной кислоты (плотность 1,14 г/мл) будет израсходовано на нейтрализацию 4г 16%-ного раствора гидроксида натрия?
39. Термохимическое уравнение реакции горения угля: $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 393,5 \text{ кДж}$. Сколько теплоты выделится при сгорании 1 кг угля?
40. Найти массу и число молекул (н.у.), содержащихся в 11,2 л оксида углерода (IV).

41. В состав вещества входят углерод, водород и хлор. Массовые доли элементов составляют: углерода – 37,2%, водорода – 7,8%, хлора – 5,5%. Относительная плотность вещества по воздуху равна 2,22. Вычислите формулу данного вещества.
42. Как приготовить 400 г 20 %-ного раствора азотной кислоты из 68%-ного раствора (ρ 1,34 г/см³).
43. К 250 мл 2% раствора нитрата серебра (ρ = 1,05 г/мл) прибавили избыток раствора хлорида натрия. Определить массу выпавшего осадка.
44. Определить массовую долю азотной кислоты (в %), если к 200 г 30%-ного раствора прибавили 500 г воды.
45. Определите массовую долю пероксида водорода в растворе, если при разложении 200 г раствора образовалось 3,92 л кислорода.
46. При восстановлении 100 г оксида железа (III) алюминием выделяется 476 кДж энергии. Определить тепловой эффект реакции.
47. Какой объем 15%-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,1 г/см³) можно приготовить из 2л его 33%-ного раствора (плотность 1,4 г/см³)?
48. К раствору, содержащему 5 г азотной кислоты, добавили раствор, содержащий 5 г гидроксида калия. В какой цвет окрасился лакмус в полученном растворе?
49. В состав вещества входят углерод, водород и хлор, массовые доли элементов составляют: углерода – 37,2%, водорода – 7,8%, хлора – 5,5%. Относительная плотность вещества по воздуху равна 2,22. Вычислите формулу вещества.
50. Какая масса фосфорита, содержащего 73% фосфата кальция, необходима для получения 1 т белого фосфора (потери его в производстве равны 4%)?

Второй семестр (Экзамен, ПК-1, ПК-12)

1. Дайте сравнительную характеристику простых веществ и соединений элементов главной подгруппы VII группы. (Строение атома, способы получения, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства).
2. Дайте сравнительную характеристику галогенам. Получение, свойства, применение. Опишите лабораторный способ получения хлора из концентрированной соляной кислоты. Какие вещества можно взять в качестве окислителей и почему?
3. Дайте сравнительную характеристику водородных соединений 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. Дайте сравнительную характеристику кислородным соединениям галогенов. Опишите способ получения жавелевой воды в лаборатории из раствора хлорида натрия. Почему хлор обесцвечивает только влажную ткань?
5. Дайте сравнительную характеристику элементов главной подгруппы VI группы.
6. Дайте сравнительную характеристику физических и химических свойств кислорода и озона. Описать лабораторные способы получения кислорода.
7. Опишите строение, физические и химические свойства серы. Водородные соединения серы. Сера в пищевых продуктах и его роль в процессе жизнедеятельности организма.
8. Опишите 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, в концентрированной серной кислоте.
9. Дайте сравнительную характеристику элементов главной подгруппы V группы, строение атома нахождение в природе, физические и химические свойства, водородные и кислородные соединения.

10. Опишите строение, физические и химические свойства азота. Круговорот азота в природе. Общая характеристика водородных соединений азота. Соли аммония.
11. Опишите строение, физические и химические свойства оксидов азота. Оксиды азота и охрана окружающей среды.
12. Дайте характеристику азотной кислоте и ее солям. Отношение нитратов различных металлов к нагреванию. От каких факторов зависит состав веществ, до которых она восстанавливается? Приведите 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. Опишите строение, физические и химические свойства фосфора. Аллотропные видоизменения. Фосфины. Кислородные соединения фосфора. Двойной и простой суперфосфаты. Роль фосфора в процессе жизнедеятельности организма.
14. Дайте общую характеристику элементам подгруппы мышьяка, строение атома, нахождение в природе, физические и химические свойства, водородные и кислородные соединения. Объяснить причину амфотерности гидроксидов As (III) и Sb (III).
15. Дайте сравнительную характеристику водородным соединениям элементов главной подгруппы VII, VI и V групп. Строение молекул, получение, физические и химические свойства (окислительно-восстановительные и кислотно-основные).
16. Опишите строение, физические и химические свойства углерода. Перечислить известные аллотропные модификации углерода. Как доказать, что они являются видоизменениями одного и того же элемента. Карбонаты и гидрокарбонаты.
17. Дайте сравнительную характеристику свойств оксидов и гидроксидов кремния и углерода, исходя из теории строения вещества.
18. Опишите силикаты природные и искусственные. Силикатная промышленность Республики Мордовия.
19. Охарактеризуйте элементы подгруппы германия. Физические и химические свойства. Сравнительная характеристика отношения элементов подгруппы германия к разбавленным и концентрированным соляной, серной и азотной кислотам.
20. Дайте сравнительную характеристику кислородных соединений элементов подгруппы германия. Строение молекул, получение, физические и химические свойства (окислительно-восстановительные и кислотно-основные).
21. Дайте сравнительную характеристику 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. Опишите строение, физические и химические свойства алюминия и его соединений. Композиты.
23. Дайте общую характеристику s-элементов.
24. Опишите строение, физические и химические свойства магния и его соединений. Роль магния в организме человека.
25. Опишите строение, физические и химические свойства кальция и его соединений. Жесткость воды и способы ее устранения.
26. Дайте сравнительную характеристику щелочных металлов и их соединений.
27. Дайте общую характеристику d-элементов. Строение молекул, получение, физические и химические свойства (окислительно-восстановительные и кислотно-основные).
28. Опишите строение, физические и химические свойства хрома и его соединений. Молибден. Вольфрам. Что такое хромовая смесь и почему она применяется в лаборатории для мытья посуды.
29. Опишите изменение химической природы оксидов и гидроксидов хрома в ряду Cr (II), Cr (III) и Cr (VI). Условия существования в растворе хроматов и дихроматов. Оксиды хрома как канцерогенные вещества.

30. Опишите строение, физические и химические свойства марганца и его соединений. Состав продуктов восстановления перманганата калия в кислой, нейтральной и щелочной средах. Марганец как необходимый микроэлемент.
31. Дайте общую характеристику 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. Дайте общую характеристику элементам 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. Дайте общую характеристику элементам 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. Опишите общие свойства металлов. Положение в периодической системе, получение, физические и химические свойства (взаимодействие с простыми веществами, водой, кислотами). Металлические загрязнители пищевых продуктов.
35. Охарактеризуйте способы получения металлов из руд. Электролиз.
36. Сколько карбоната натрия можно получить, если прокалить 1 кг гидрокарбоната натрия, содержащего 15 % примесей.
150. Определить массовую долю (%) растворенного вещества и нормальную концентрацию раствора SnCl_2 полученного при смешивании 250 мл 22%-ного раствора ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$) и 4%-ного раствора ($\rho = 1,03 \text{ г/см}^3$).
38. Какая масса 20%-ного раствора HCl потребуется для нейтрализации 45 г 15%-ного раствора NaOH .
39. Какой объем 68%-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 50 мл 2н. раствора.
40. Какой объем 2 М раствора NaOH потребуется для осаждения в виде Fe(OH)_2 ионов железа, содержащихся в 200 мл 0,5 М раствора сульфата железа (II).
41. Сколько грамм металлического серебра можно растворить в 600 мл концентрированной серной кислоты ($W=92\%$, $\rho=1,83 \text{ г/мл}$).
42. Какое количество вещества нитрата цинка получится при взаимодействии цинка с 70 мл 94%-ого раствора азотной кислоты ($\rho=1,49 \text{ г/см}^3$)?
43. Какое количество вещества углекислого газа получится при взаимодействии соляной кислоты и 500 г мела, содержащего 10% примесей?
44. Рассчитайте объем аммиака, выделившегося при нагревании 50 г хлорида аммония с 80 г гидроксида натрия.
45. К 250 граммам 12 %-ного раствора нитрата серебра прибавили 200 мл 0,1 М раствора хлорида натрия. Найти массу образовавшегося осадка.
46. Из 500 г 3%-го раствора нитрата аммония выпарили 200 г воды. Какова массовая доля соли в полученном растворе.
47. Сколько мл 36 %-ной соляной кислоты ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$) нужно для реакции с 10 г PbO_2 ?
48. Сколько грамм нитрита натрия потребуется для восстановления в кислой среде перманганата калия, содержащегося в 250 мл 0,1 М раствора?
49. Через 200 г 10%-го раствора гидроксида натрия пропустили 22,4 л сероводорода. Какая соль и в каком количестве образовалась?
50. Сколько литров кислорода образуется при разложении 10 г перманганата калия, содержащего 98% KMnO_4 .

51. Какое количество вещества кислорода можно получить из 31,6 г перманганата калия, если потери кислорода составляют 10%?
52. Сколько миллилитров 30%-ного раствора HCl ($\rho = 1.15 \text{ г/см}^3$) нужно для получения из не действием MnO_2 11,2 л Cl_2 (при и. у.)?
53. Сколько 7,46%-ного раствора хлороводородной кислоты (плотностью 1,035 г/см³) потребуется для растворения карбоната кальция массой 25 г?
54. Какой объем (при и. у.) оксида углерода (IV) теоретически необходим для получения гидро-карбоната натрия из 10 л 2 н раствора NaOH?
55. Сколько граммов поваренной соли можно получить, смешав 20 г гидроксида натрия и 100 г 20 %-ной соляной кислоты и полностью выпарив раствор.
56. 6 л 20 %-ного раствора гидроксида натрия плотностью 1,2 г/см³ упарили до 1500 г. Найти массовую долю гидроксида натрия в получившемся растворе.
57. При растворении 1,6 г технического цинка в серной кислоте выделилось 400 мл водорода (н.у.). Сколько процентов примесей содержалось в техническом цинке?
58. Сколько граммов сульфата цинка получится при растворении в серной кислоте 70 г цинка, содержащего 7,2 % примесей.
59. К раствору массой 200 г с массовой долей серной кислоты 8 % прилили раствор массой 50 г с массовой долей гидроксида натрия 12 %. Вычислите массу гидросульфата натрия, который выделили из раствора.
60. Какой объем кислорода (при н. у.) выделится при разложении H_2O_2 , содержащегося 100 г его 4%-ного раствора?
61. Хлороводород полученный из 58,5 г хлорида натрия, растворили в 146 г воды. Определить массовую долю соляной кислоты и молярную концентрацию раствора.
62. Сколько мл. 2 н раствора гидроксида калия потребуется для получения 20 г гидроксида хрома (III).

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

Промежуточная аттестация проводится в форме экзамена.

Экзамен позволяет оценить сформированность профессиональных компетенций, теоретическую подготовку студента, его способность к творческому мышлению, готовность к практической деятельности, приобретенные 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.

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 литературным языком, логичен, доказателен, демонстрирует авторскую позицию студента;
- теоретические постулаты подтверждаются примерами из практики.

Тесты

При определении уровня достижений студентов с помощью тестового контроля необходимо обращать особое внимание на следующее:

- оценивается полностью правильный ответ;
- преподавателем должна быть определена максимальная оценка за тест, включающий определенное количество вопросов;
- преподавателем может быть определена максимальная оценка за один вопрос теста;
- по вопросам, предусматривающим множественный выбор правильных ответов, оценка определяется исходя из максимальной оценки за один вопрос теста.

Письменная 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.

Контекстная учебная задача, проблемная ситуация, ситуационная задача, кейсовое задание. При определении уровня достижений студентов при решении учебных практических задач необходимо обращать особое внимание на следующее:

- способность определять и принимать цели учебной задачи, самостоятельно и творчески планировать ее решение как в типичной, так и в нестандартной ситуации;
- систематизированные, глубокие и полные знания по всем разделам программы;
- точное использование научной терминологии, стилистически грамотное, логически правильное изложение ответа на вопросы и задания;
- владение инструментарием учебной дисциплины, умение его эффективно использовать в постановке и решении учебных задач;
- грамотное использование основной и дополнительной литературы;
- умение использовать современные информационные технологии для решения учебных задач, использовать научные достижения других дисциплин;
- творческая самостоятельная работа на практических, лабораторных занятиях, активное участие в групповых обсуждениях, высокий уровень культуры исполнения заданий.

Курсовая работа, курсовой проект

При определении уровня достижений студентов по проекту необходимо обращать особое внимание на следующие моменты:

- наличие авторской позиции, самостоятельность суждений;
- соответствие структуры предъявляемым требованиям;
- соответствие содержания теме и структуре работы (проекта);
- полнота и глубина раскрытия основных понятий проблемы;
- использование основной литературы по проблеме;
- теоретическое обоснование актуальности темы и анализ передового опыта работы;
- применение научных методик и передового опыта в своей работе, обобщение собственного опыта, иллюстрируемого различными наглядными материалами, наличие выводов и практических рекомендаций;
- оформление работы (орфография, стиль, цитаты, ссылки и т.д.);

– выполнение работы в срок.

9. Перечень основной и дополнительной учебной литературы

10. Основная литература

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

Дополнительная литература

1. Шевницына, Л.В. Неорганическая химия: Задачи и упражнения для выполнения контрольных работ / Л.В. Шевницына, А.И. Апарнев, Р.Е. Синчурина. – Новосибирск : Ново-сибирский государственный технический университет, 2011. – 107 с. – Режим доступа: по под-писке. – URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=228797>. – ISBN 978-5-7782-1574-0. – Текст : электронный.
2. Мохов, А.И. Лабораторный практикум по неорганической химии : учебное посо-бие : [16+] / А.И. Мохов, Л.И. Шурыгина. – Кемерово : Кемеровский государственный универ-ситет, 2011. – Ч. 1. – 127 с. – Режим доступа: по подписке. – URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=232376>. – ISBN 978-5-8353-1181-1. – Текст : электронный.

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)

Во время лекционных занятий по дисциплине «Общая и неорганическая химия» необ-ходимо особое внимание обратить на:

а) формулы, определения, схемы; преподавателем может быть определена максималь-ная оценка за один вопрос теста;

– по вопросам, предусматривающим множественный выбор правильных ответов, оценка определяется исходя из максимальной оценки за один вопрос теста.

б) сложные места;

в) факты, от которых зависит понимание главного; г) все новое, незнакомое;

д) данные, которыми часто придется пользоваться и которые трудно получить из других источников.

Акцентируйте внимание на том, что записывать материал надо, по возможности, сжато, но без ущерба для ясности. Главная ценность конспекта лекций не в том, что по нему удобно готовиться к экзаменам. Конспект особенно ценен в том случае, если в нем выражается свое отношение к материалу. Целесообразно подчеркивать те места, на которые следует обратить внимание при каждом чтении.

Следует оставлять в рабочих конспектах поля, на которых делаются пометки из реко-мендованной литературы, дополняющие материал прослушанной лекции, а также подчерки-вающие особую важность тех или иных теоретических положений. В конце лекции каждый студент может задать преподавателю вопросы с целью уточнения непонятых моментов.

Во время подготовки к лабораторным занятиям следует обратиться к сформулированным к каждому модулю / теме соответствующим вопросам и заданиям. Зная тему лабораторного занятия, необходимо готовиться к нему заблаговременно. Для эффективной подготовки необходимо иметь методическое руководство к лабораторному занятию. В предлагаемых планах проведения занятий задания для самостоятельной работы выступают в качестве домашнего задания, обязательного для выполнения.

Важнейшей стороной любой формы практических занятий являются упражнения. Основа в упражнении – пример, который разбирается с позиций теории, развитой в лекции. Как правило, основное внимание уделяется формированию конкретных умений, навыков, что и определяет содержание деятельности – решение задач, графические работы, уточнение категорий и понятий науки, являющихся предпосылкой правильного мышления и речи.

Практические занятия для вас организовываются так, чтобы постоянно ощущалось нарастание сложности выполняемых заданий, испытывались положительные эмоции от переживания собственного успеха в учении, напряженной творческой работы, поиска правильных и точных решений. Каждый из вас получает возможность раскрыть и проявить свои способности, свой личностный потенциал. Поэтому при разработке заданий и плана занятий преподаватель учитывает уровень подготовки и интересы каждого студента группы, выступая в роли консультанта и не подавляя самостоятельности и инициативы студентов.

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 студентами фиксируются в электронной информационно-образовательной среде университета.

12.1 Перечень программного обеспечения

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. Профессиональная база данных «Открытые данные Министерства образования и науки РФ» (<http://xn----8sblcdzzacvuc0jbg.xn--80abucjiibhv9a.xn--p1ai/opendata/>)
2. Профессиональная база данных «Портал открытых данных Министерства культуры Российской Федерации» (<http://opendata.mkrf.ru/>)
3. Электронная библиотечная система Znanium.com(<http://znanium.com/>)
4. Научная электронная библиотека e-library(<http://www.e-library.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 по электронным тест-тренажерам.

Реализация учебной программы обеспечивается доступом каждого студента к информационным ресурсам – электронной библиотеке и сетевым ресурсам Интернет. Для использования ИКТ в учебном процессе необходимо наличие программного обеспечения, позволяющего осуществлять поиск информации в сети Интернет, систематизацию, анализ и презентацию информации, экспорт информации на цифровые носители.

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

Помещение укомплектовано специализированной мебелью и техническими средствами обучения

Основное оборудование:

Наборы демонстрационного оборудования: автоматизированное рабочее место в составе (учебно-методический комплекс трибуна, проектор, лазерная указка, маркерная доска); колонки SVEN.

Учебно-наглядные пособия:

Презентации

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 укомплектовано специализированной мебелью и техническими средствами обучения

Основное оборудование:

Наборы демонстрационного оборудования: 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).

Помещение для самостоятельной работы

Помещение укомплектовано специализированной мебелью и техническими средствами обучения (№ 11).

Основное оборудование:

Автоматизированное рабочее место в составе (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»