

**АВТОНОМНАЯ НЕКОММЕРЧЕСКАЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ
ОРГАНИЗАЦИЯ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«НАУЧНО-ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ «СИРИУС»
(АНОО ВО «УНИВЕРСИТЕТ «СИРИУС»)**

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

«Общая химия»

Уровень образования:	высшее образование – программа специалитета
Специальность:	06.05.01 Биотехнология и биоинформатика
Направленность (профиль):	Биотехнология

1. Трудоемкость: 5 з.е.

2. Место дисциплины в учебном плане: дисциплина «Общая химия» входит в Блок 1. «Дисциплины (модули)», обязательную часть, раздел «Профессиональная подготовка» и изучается в 1-3 модулях (1-2 семестры).

3. Цель дисциплины: сформировать представления об основных теоретических знаниях в области общей, неорганической и аналитической химии, научить использовать теоретические знания для решения практических задач в заданных областях химии.

4. Задачи дисциплины (модуля):

- Развитие химического мышления, навыков химического эксперимента и формированию естественнонаучной картины мира.
- Овладение профессиональной терминологией и изучение химических свойств простых веществ и их соединений.
- Изучение основных закономерностей протекания химических процессов на основе химических законов и теорий.
- Изучение строения вещества, установление закономерностей изменения их свойств в зависимости от строения и структуры;
- Формирование умений проводить химические исследования, осуществлять анализ полученных результатов и использовать полученные химические знания в профессиональной деятельности.
- Формирование навыков безопасной работы с химическими веществами и материалами, а также с химической посудой и аппаратурой.
- Развитие практических навыков лабораторной работы.

5. Перечень разделов (тем) дисциплины и их краткое содержание:

Раздел	Содержание
Раздел 1. Основные понятия и законы химии	Химия как наука и учебная дисциплина. Основные этапы развития и формирования науки химии. Основные понятия химии: химический элемент, атом, молекула, фаза, вещество простое и сложное, кристалл, атомная единица массы, моль, молекулярная и молярная массы, валентность, степень окисления элемента, эволюция представлений о химическом элементе, изотопы и изобары. Газовые законы и их применение в химии. Законы сохранения материи, постоянства состава, кратных отношений, границы их применимости. Закон сохранения массы и энергии. Уравнения химических реакций как отражение закона сохранения массы веществ. Химический эквивалент. Закон эквивалентов. Расчеты по химическим формулам и уравнениям.
Раздел 2. Строение атома	Строение атома. Современные представления о поведении электрона в атоме. Корпускулярно - волновой дуализм микрочастиц, уравнение де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Квантовые числа. Атомная орбиталь. Вид s-, p-, d-, f-атомных орбиталей. Энергетические уровни

	<p>электрона в одноэлектронном атоме. Поведение электронов в многоэлектронных атомах. Порядок заполнения АО электронами: принцип Паули, правила Хунда и Клечковского. Периодичность строения электронных оболочек.</p>
<p>Раздел 3. Периодический закон и система химических элементов Д.И. Менделеева</p>	<p>Периодический закон и периодическая система элементов в свете теории строения атомов и их электронных оболочек. Структура периодической системы. Радиусы атомов, потенциалы ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность атомов. Закономерности изменения радиусов атомов, потенциалов ионизации, энергии сродства к электрону, электроотрицательности в периодах и подгруппах периодической системы</p>
<p>Раздел 4. Теория химической связи</p>	<p>Взаимодействие атомов. Причины образования химической связи. Природа химической связи. Ковалентный метод описания химической связи. Полярная и неполярная ковалентная связь. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Основные положения метода валентных связей. Типы ковалентных связей. Основные характеристики ковалентной связи: энергия, длина, валентный угол, направленность, насыщенность, кратность связи.</p> <p>Ионный метод описания химической связи. Ионная кристаллическая решетка, межмолекулярное взаимодействие. Силы Ван-дер-Ваальса.</p> <p>Водородная связь. Классификация веществ по характеру связи и ее условность. Понятия «валентность», «степень окисления». Строение веществ в твердом состоянии. Аморфные, кристаллические и стеклообразные твердые тела. Закономерности расположения атомов и молекул в кристаллических телах. Типы кристаллических решеток: ионная, атомная, молекулярная, металлическая.</p>
<p>Раздел 5. Основы химической термодинамики</p>	<p>Энергетика химических превращений. Термодинамика как наука. Энергетические характеристики химических реакций. Экзо - и эндотермические реакции. Основные понятия термодинамики: система, фаза, параметры состояния, уравнение состояния, функции состояния. Внутренняя энергия системы.</p> <p>Первое начало термодинамики. Энтальпия образования вещества. Стандартные состояния веществ и термодинамических функций.</p>

	<p>Термохимические уравнения. Закон Гесса и следствия из него. Расчеты тепловых эффектов химических реакций.</p> <p>Второе начало термодинамики. Понятие энтропии. Уравнение Больцмана.</p> <p>Третье начало термодинамики. Свободная энергия Гиббса. Критерий самопроизвольного протекания процессов.</p>
Раздел 6. Основы химической кинетики	<p>Предмет химической кинетики. Скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Зависимость скорости химических реакций от концентрации реагирующих веществ. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости. Температурная зависимость скорости химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Катализ. Теории гомогенного и гетерогенного катализа. Катализаторы. Природа влияния катализатора на скорость химических реакций. Необратимые и обратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия, способы ее выражения. Смещение равновесия при изменении условий. Принцип Ле Шателье, его обоснование и применение.</p>
Раздел 7. Растворы. Коллигативные свойства растворов	<p>Понятие и подразделение дисперсных систем. Понятия: раствор, растворитель, растворенное вещество. Термодинамика и кинетика процесса растворения веществ. Способы выражения концентрации растворов. Особенности растворения твердых, жидких и газообразных веществ в воде. Растворы неэлектролитов, законы Рауля и определение на их основе молярной массы растворенных веществ. Осмотическое давление раствора, закон Вант-Гоффа и определение на его основе молярной массы растворенных веществ</p>
Раздел 8. Теория электролитической диссоциации Аррениуса	<p>Протолитическая теория Бренстеда-Лоури. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации, степень электролитической диссоциации. Подразделение электролитов на сильные и слабые. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Растворы идеальные и реальные, понятие об активности ионов и коэффициенте активности, ионная сила, теория Дебая-Хюккеля. Понятие о сольватации ионов в растворе и их ассоциации.</p>

Раздел 9. Ионное произведение воды. рН	Гидролиз солей. Автопротолиз воды. Вывод выражения для ионного произведения воды. рН среды. Кисотно-основные равновесия в растворах. Произведение активности. Обменные реакции электролитов. Классификация солей по типу гидролиза. Степень и константа гидролиза, их связь с рН и константами диссоциации кислоты и основания. Факторы, влияющие на степень гидролиза солей
Раздел 10. Растворимость. Произведение растворимости	Молярная и массовая растворимость вещества. Вывод выражения для произведения растворимости малорастворимых электролитов. Связь ПР с молярной растворимостью. Условия выпадения осадков из растворов малорастворимых веществ.
Раздел 11. Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимия	Понятие об окислительно-восстановительных процессах. Электродный потенциал, механизм образования двойного электрического слоя на границах «металл-вода», «металл-раствор его соли». Электролиз, основные понятия и законы. Примеры электролиза расплавов и растворов с активными и инертными электродами. Схема измерения электродных потенциалов. Электродвижущая сила цепи. Стандартные условия определения электродных потенциалов. Ряд стандартных электродных потенциалов металлов, его термодинамическая основа. Уравнение Нернста. Химические источники электрического тока - гальванические элементы и аккумуляторы.
Раздел 12. Комплексные соединения	Классификация и номенклатура комплексных соединений. Термодинамическая и кинетическая устойчивость комплексных соединений в растворах. Координационная теория Вернера.
Раздел 13. Водород, галогены	Двойственность положения водорода в периодической таблице. Физические свойства. Нахождение в природе. Основные способы получения. Химические свойства водорода и его соединений. Общая сравнительная характеристика свойств элементов VIIA группы. Физические свойства галогенов, нахождение в природе и получение простых веществ галогенов. Особенности химических свойств фтора, хлора, брома и йода. Галогеноводороды. Кислородные соединения галогенов. Кислородсодержащие кислоты и соли галогенов. Применение галогенов и их соединений. Влияние галогенов и их соединений

	на организм человека. Техника безопасности при работы с галогенами.
Раздел 14. Характеристика элементов подгруппы VIA (кислород, сера, селен, теллур, полоний)	Общая сравнительная характеристика свойств элементов VIA группы. Нахождение в природе кислорода, серы, селена, теллура и полония. Простые вещества их физические свойства, способы получения. Химические свойства кислорода, и его соединений (оксиды, пероксиды, озон и озониды). Химические свойства серы и ее соединений. Серная кислота. Особенности химических свойств элементов подгруппы селена. Их соединения. Применение элементов подгруппы VIA и их соединений. Влияние 16 соединений серы на организм человека. Экологические проблемы при производстве и применении соединений серы, селена и теллура.
Раздел 15. Характеристика элементов подгруппы VA (азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут)	Общая сравнительная характеристика свойств азота, фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута. Простые вещества, физические свойства, основные способы получения. Нахождение их в природе. Химические свойства азота и его соединений. Химические свойства фосфора и его соединений. Подгруппа мышьяка, свойства простых веществ и соединений. Применение элементов подгруппы VA и их соединений. Влияние соединений этих элементов на организм человека, животных и растений. Техника безопасности работы с ними. Экологические проблемы
Раздел 16. Характеристика элементов подгруппы IVA (углерод, кремний, германий, олово, свинец)	Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Углерод в природе. Аллотропические видоизменения углерода, их структура, физические свойства, практическое значение. Химические свойства углерода и его соединений (углеводороды, бинарные соединения с металлами и неметаллами, кислородные соединения) Физиологическое действие оксида углерода (II) и правила техники безопасности при работе с ним. Кремний и его соединения. Получение кремния, применение, нахождение в природе. Физические и химические свойства кремния. Силаны. Карборунд. Диоксид кремния. Кварц, его природные разновидности. Кремниевые кислоты. Силикагель, его применение. Силикаты, растворимое стекло. Кварцевое и оконное стекло. Хрусталь и химическое стекло. Алумосиликаты. Германий, олово, свинец и их соединения. Получение, физические и химические свойства, применение. Оксиды и гидроксиды. Окислительно-

	восстановительные свойства соединений олова и свинца. Вопросы экологии элементов IVA группы и их соединений.
Раздел 17. Характеристика элементов подгруппы I-IIIА	Сравнительная характеристика щелочных и щелочноземельных металлов. Нахождение в природе. Жесткость воды. Физические и химические свойства простых веществ и основных соединений. Получение и применение. Вяжущие материалы. Техника безопасности работы с щелочными и щелочноземельными металлами. Общая сравнительная характеристика элементов IIIА группы. Нахождение в природе. Простые вещества, физические свойства, получение. Бор, химические свойства, основные соединения. Алюминий, химические свойства оксида и гидроксида алюминия, алюминатов и гидроксоалюминатов. Соли алюминия. Соединения галлия, индия и таллия. Вопросы экологии элементов IIIА группы и их соединений. Применение элементов IIIА группы и их соединений. Алюмотермия
Раздел 18. Характеристика элементов подгруппы VIIА (инертные газы)	История открытия инертных газов. Свойства. Соединения. Получение. Применение.
Раздел 19. Общая характеристика d-f-элементов	Особенности электронных конфигураций атомов d- и f-элементов и следствия из этого. Периодичность изменения физических и химических свойств 3d-элементов. Природа отличия свойств элементов главных и побочных подгрупп с позиций строения атомов. Сравнительная характеристика физических и химических свойств d-элементов. Коррозия металлов.
Раздел 20. Характеристика элементов подгруппы марганца (VIIB)	Общая характеристика элементов VIIB группы и простых веществ. Марганец. Природные соединения марганца. Получение. Применение марганца и его сплавов. Физические и химические свойства. Соединения марганца: оксиды, гидроксиды, соли. Марганцовистая и марганцевая кислоты, манганаты и перманганаты. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений марганца с увеличением степени окисления элемента. Окислительные свойства перманганатов в разных средах. Свойства технеция и рения. Их применение. Вопросы экологии.
Раздел 21. Характеристика элементов подгруппы ванадия (VB) и хрома (VIB)	Ванадий, ниобий, тантал – физические и химические свойства простых веществ и соединений. Распространенность в природе. Способы получения. Применение. Природные

	соединения хрома. Получение и применение хрома, а также его сплавов. Физические и химические свойства. Соединения хрома. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений хрома с увеличением степени окисления элемента. Молибден и вольфрам – свойства простых веществ, соединений и сплавов. Вопросы экологии. Применение соединений хрома, молибдена и вольфрама.
Раздел 22. Характеристика элементов подгруппы скандия (IIIB) и титана (IVB)	Общая характеристика соединений IIIB подгруппы. Физические и химические свойства скандия и иттрия и их соединений. Лантаноиды и актиноиды. Сравнительная характеристика свойств лантаноидов и актиноидов. Получение, применение. Титан, цирконий, гафний – физические и химические свойства простых веществ и соединений. Распространенность в природе. Способы получения. Применение
Раздел 23. Элементы подгруппы меди (IB) и цинка (IIB)	Общая характеристика простых веществ элементов IB подгруппы. Медь, серебро, золото. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Получение. Характеристика важнейших соединений. Оксиды, гидроксиды, соли. Комплексные соединения элементов. Вопросы экологии элементов подгруппы IB и их соединений. Области практического применения. Общая характеристика простых веществ элементов IIB подгруппы. Цинк, кадмий, ртуть: нахождение в природе; физические и химические свойства; получение и применение. Характеристика важнейших соединений элементов. Оксид, гидроксид, соли цинка, гидроксоцинкаты. Соединения ртути и их окислительно-восстановительные свойства. Физиологическое действие соединений цинка, кадмия и ртути. Вопросы техники безопасности и экологии. Применение

6. Результаты обучения по дисциплине:

Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции
ОПК-2. Способен использовать специализированные знания фундаментальных разделов математики, физики, химии и биологии для проведения исследований в области	ИОПК-2.1 Применяет фундаментальные знания, полученные в области математических и естественных наук, и использует их в профессиональной деятельности, понимает смысл физических, химических и биологических моделей, явлений и процессов

биоинженерии, биоинформатики и смежных дисциплин (модулей)	ИОПК-2.2 Использует и адаптирует существующие методы математики, физики, химии и биологии для решения прикладных задач в области биоинженерии, биоинформатики
--	---

7. Оценочные и методические материалы

7.1. Оценочные материалы для организации текущего контроля

Проект: в проект входит письменная контрольная работа и устный коллоквиум

Форма: синхронный письменный элемент контроля (контрольная работа); очная (устный коллоквиум).

Место, время проведения: во время контактной работы, в соответствии с расписанием в присутствии преподавателя.

Критерии оценки для проектов:

1. Количество верно решенных заданий на контрольной работе (0-4),
2. Полнота и правильность устного ответа на коллоквиуме по заранее выданным вопросам (0-4)
3. Ответы на дополнительные вопросы повышенной сложности на коллоквиуме (0-2).

Примеры заданий:

Примерный вариант КР №1

Задание 1. Составьте электронные формулы для атомов элементов с порядковыми номерами 35 и 47. На основании электронной формулы определите период и группу периодической системы элементов, в которых находится этот элемент.

Задание 2. Атомы имеют следующие конфигурации валентных орбиталей:

а) $5s^2 5p^2$ б) $6s^2$ в) $6s^2 5d^4$. Определите место этих элементов в периодической системе. Ответ обоснуйте.

Задание 3. Из раствора сахара с массовой долей 15 % выпарили воду массой 60 г, в результате образовался раствор сахара с массовой долей 18 %. Определите массу исходного раствора сахара.

Примерный вариант коллоквиума №1

Задание 1. Дайте определения основных химических понятий: атом, атомная масса, молекула, молекулярная масса, моль, молярная масса, валентность, степень окисления.

Задание 2. Сформулируйте стехиометрические законы химии: закон сохранения массы веществ, закон кратных отношений, закон постоянства состава вещества. Укажите отличия понятий дальтонида и бертоллида.

Задание 3. Дайте определения понятий эквивалент, эквивалентная масса вещества. Сформулируйте закон эквивалентов. Приведите формулы для расчета эквивалентов основных классов неорганических веществ.

Задание 4. Приведите формулировки основных газовых законов. Проиллюстрируйте их применение в химии. Объясните физический смысл универсальной газовой постоянной.

Примерный вариант КР №2

Задание 1. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции $N_2(г) + 3H_2(г) = 2NH_3(г)$, если давление в системе увеличить в 2 раза?

Задание 2. Определите константу равновесия реакции $NOCl_2(г) + NO(г) = 2NOCl(г)$, если при некоторой температуре равновесные концентрации веществ составляют $[NOCl_2]=0,05$; $[NO]=0,55$; $[NOCl]=0,08$ моль/л.

Задание 3. Константа скорости для реакции первого порядка $\text{SO}_2\text{Cl}_2 = \text{SO}_2 + \text{Cl}_2$ равна $2.2 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$ при 320°C . Какой процент SO_2Cl_2 разложится при выдерживании его в течение 2 ч при этой температуре?

Примерный вариант коллоквиума №2

Задание 1. Дайте определение понятий: скорость химической реакции, энергия активации. Укажите факторы, влияющие на скорость химической реакции. Сформулируйте закон действующих масс, правило Вант-Гоффа.

Задание 2. Раскройте понятие о каталитических реакциях. Дайте определение понятий: катализатор, гомогенный катализ, гетерогенный катализ, селективный катализ ингибиторы и каталитические яды.

Задание 3. Раскройте понятие «химическое равновесие». Выведите формулу для расчета константы равновесия химической реакции из закона действующих масс. Перечислите факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.

Примерный вариант КР №3

Задание 1. Рассчитайте pH раствора, полученного при добавлении 2 л 0,1 н раствора аммиака к 0,5 л 0,2 н раствора HCl ($pK(\text{NH}_3)=4,75$ при $t=25^\circ\text{C}$).

Задание 2. Рассчитайте pH буферного раствора, полученного смешиванием 200 мл децимолярного раствора муравьиной кислоты и 100 мл децимолярного раствора гидроксида калия. $pK(\text{HCOOH}) = 3,75$ при $t=25^\circ\text{C}$

Задание 3. К 100 мл крови для изменения pH от 7,36 до 7,00 надо добавить 3,6 мл соляной кислоты с концентрацией 0,1 моль/л. Какова буферная ёмкость крови по кислоте?

Примерный вариант коллоквиума №3

Задание 1. Назовите основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса. Дайте определения понятий: кислота, основание, реакция нейтрализации, реакция обмена. Приведите примеры.

Задание 2. Дайте определения понятий: сильные и слабые электролиты, степень электролитической диссоциации. Сформулируйте закон действующих масс для растворов. Приведите формулу для нахождения константы диссоциации слабых электролитов (константа кислотности, константа основности). Сформулируйте закон разбавления Оствальда.

Задание 3. Запишите уравнение электролитической диссоциации воды. Осуществите вывод выражения для ионного произведения воды. Приведите формулу для расчета pH раствора. Приведите примеры изменения окраски индикаторов в растворах с различным значением pH.

Примерный вариант КР №4

Задание 1. На основании стандартных электродных потенциалов определите, какой из следующих гальванических элементов имеет наибольшую ЭДС:

а) $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}$; б) $\text{Cd}|\text{Cd}^{2+}||\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}$

в) $\text{Al}|\text{Al}^{3+}||\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}$; г) $\text{Mg}|\text{Mg}^{2+}||\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}$.

Задание 2. Какое вещество и в каком количестве выделится на катоде при электролизе раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ (анод графитовый) в течение 10 минут при силе тока 8А?

Задание 3. Напишите уравнение диссоциации комплексного иона $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_3\text{CN}]^+$. В ответе укажите общее количество ионов и молекул, образующихся при диссоциации.

Примерный вариант коллоквиума №4

Задание 1. Приведите классификацию окислительно-восстановительных реакций. Дайте определение понятий: окислитель, восстановитель, окисление, восстановление. Опишите влияние среды на протекание ОВР.

Задание 2. Запишите уравнение Нернста для вычисления электродных потенциалов. Дайте определение понятия «стандартный электродный потенциал». Охарактеризуйте ряд стандартных электродных потенциалов металлов и укажите его предсказательные возможности. Приведите примеры.

Задание 3. Раскройте смысл понятия «электролиз растворов и расплавов». Сформулируйте законы электролиза Фарадея. Объясните принцип работы гальванического элемента.

Примерный вариант КР №5

Задание 1. В каком объеме воды следует растворить 11,2 л оксида серы (IV) (н.у.), чтобы получить раствор сернистой кислоты с массовой долей 1%? Какой цвет приобретет лакмус при добавлении его в полученный раствор?

Задание 2. Сколько граммов FeS_2 было подвергнуто обжигу, если при поглощении всего выделившегося газа водой был получен 1 кг раствора кислоты с массовой долей 0,41 %?

Задание 3. В 175,44 мл раствора ортофосфорной кислоты с массовой долей 10% (плотность 1,14) растворили 14,2 г фосфорного ангидрида. Определите массовую долю полученного раствора кислоты.

Примерный вариант коллоквиума №5

Задание 1. Фосфор и его соединения. Аллотропные модификации фосфора: белый, красный, черный. Электронное строение, нахождение в природе, физические и химические свойства, способы получения, применение. Биологическое значение фосфора в природе.

Задание 2. Кислородсодержащие соединения фосфора: оксиды, кислоты, соли. Фосфорные и полифосфорные кислоты. Структура, свойства, способы получения, области практического применения. Фосфорные удобрения.

Задание 3. Углерод. Аллотропные модификации: алмаз, графит, карбин, фуллерены. Электронное строение, нахождение в природе. Свойства, получение, применение. Соединения углерода: углеводороды, карбиды, оксиды.

Примерный вариант КР №6

Задание 1. 1. $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}$

2. $\text{NaBr} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{AgCl}$

3. $\text{Ca}_3\text{N}_2 \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

4. $\text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ca(NO}_2)_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$

Задание 2. Уравняйте методом электронного баланса уравнение окислительно-восстановительной реакции и укажите количество электронов, участвующих в восстановительном процессе: $\text{Na}_2\text{MoO}_4 + \text{HCl} + \text{Al} \rightarrow \text{MoCl}_2 + \text{AlCl}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Задание 3. Определите, чему равен заряд комплексного иона и степень окисления комплексообразователя в следующих соединениях: а) $\text{Mg}[\text{CuI}_4]$, б) $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, в) $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Br}_2$.

Примерный вариант коллоквиума №6

1. Элементы подгруппы меди (IB). Медь, серебро и золото. Нахождение в природе, свойства, получение, применение. Соединения элементов подгруппы меди.

Задание 2. Элементы подгруппы цинка (IIB). Цинк, кадмий, ртуть. Нахождение в природе, свойства, получение, применение. Характеристика важнейших соединений элементов подгруппы цинка. Биологическое действие соединений цинка, кадмия, ртути на живые организмы.

Задание 3. Элементы подгруппы хрома (VIB). Хром, молибден, вольфрам. Нахождение в природе, свойства, получение, применение. Соединения хрома: оксиды, гидроксиды, соли. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в различных средах.

Возможность и условия повторной сдачи элемента(ов) контроля: 1-я пересдача до промежуточной аттестации.

7.2. Оценочные материалы для организации промежуточной аттестации

Экзамены проводятся в устной форме. Вопросы выдаются случайным образом из заранее оглашенного списка путем получения студентом билета во время проведения экзамена. Далее дается время на подготовку и затем устно студент отвечает билет преподавателю, при спорной оценке привлекается второй экзаменатор. Студент может не сдавать экзамен, если набранное количество баллов за проекты за семестр его устраивает. Экзамен допускается пересдавать 2 раза в неделю промежуточной аттестации.

Критерии оценки экзаменов:

1. Полнота и правильность устного ответа по билету (0-4)
2. Ответы на дополнительные вопросы по билету (0-4)
3. Ответы на вопросы повышенной сложности (0-2).

Максимальное количество баллов за экзамен — 10.

Перечень вопросов к Экзамену (2 модуль):

1. Дайте определения основных химических понятий: атом, атомная масса, молекула, молекулярная масса, моль, молярная масса, валентность, степень окисления.
2. Сформулируйте стехиометрические законы химии: закон сохранения массы веществ, закон кратных отношений, закон постоянства состава вещества. Укажите отличия понятий дальтонида и бертоллида.
3. Дайте определения понятий эквивалент, эквивалентная масса вещества. Сформулируйте закон эквивалентов. Приведите формулы для расчета эквивалентов основных классов неорганических веществ.
4. Приведите формулировки основных газовых законов. Проиллюстрируйте их применение в химии. Объясните физический смысл универсальной газовой постоянной.
5. Дайте классификацию химических веществ в неорганической химии. Назовите основные правила номенклатуры неорганических веществ. Приведите химические формулы следующих веществ: кальцинированная сода, негашеная известь, бертолетова соль, известковая вода, веселящий газ, гремучий газ.
6. Перечислите общие свойства оксидов и способы их получения. Назовите общие свойства оснований и способы их получения.
7. Перечислите общие свойства кислот и способы их получения. Назовите общие свойства солей и способы их получения.
8. Приведите доказательства сложности строения атома. Проведите сравнительный анализ моделей строения атома водорода Э. Резерфорда и Н. Бора.

9. Приведите современную и историческую формулировки периодического закона Д.И. Менделеева. Охарактеризуйте структуру периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева. Дайте сравнительную характеристику s-, p-, d-, f-элементов.

10. Объясните периодичность свойств химических элементов. Дайте определения химических понятий: электроотрицательность, энергия ионизации атома, радиус атома, радиус иона. Проследите изменения данных свойств по периодам и группам периодической системы Д.И. Менделеева.

11. Раскройте понятие «химическая связь». Охарактеризуйте свойства химической связи: энергия, длина, насыщенность (кратность), полярность, направленность (дипольный момент) и поляризуемость химической связи.

12. Охарактеризуйте типы химических связей по характеру распределения электронной плотности (ионная, ковалентная, металлическая), по способу перекрывания электронных орбиталей (σ -, π -, δ -связи).

13. Проведите сравнительный анализ теорий ковалентной связи (Г. Льюис) и ионной связи (В. Коссель). Назовите, какая из теорий получила большее распространение. Приведите формальное правило для определения типа химической связи.

14. Перечислите виды межмолекулярных взаимодействий. Охарактеризуйте особенности водородной связи: прочность, энергия, значение для процессов в растворах.

15. Приведите известные вам типы классификаций химических реакций. Проиллюстрируйте свой ответ примерами.

16. Сформулируйте первый закон термодинамики и закон Гесса. Дайте понятий: тепловой эффект химической реакции, энтальпия, стандартная теплота образования вещества. Приведите формулировку следствия из закона Гесса.

17. Сформулируйте второй и третий закон термодинамики. Дайте определения понятий: энтропия, стандартная энтропия образования вещества. Приведите формулировку следствия из закона Гесса для определения изменения энтропии реакции.

18. Перечислите условия самопроизвольного протекания химических реакций. Раскройте понятие энергии Гиббса. Охарактеризуйте влияние энтальпийного и энтропийного факторов на самопроизвольное протекание реакции.

19. Дайте определение понятий: скорость химической реакции, энергия активации. Укажите факторы, влияющие на скорость химической реакции. Сформулируйте закон действующих масс, правило Вант-Гоффа.

20. Раскройте понятие о каталитических реакциях. Дайте определение понятий: катализатор, гомогенный катализ, гетерогенный катализ, селективный катализ ингибиторы и каталитические яды.

21. Раскройте понятие «химическое равновесие». Выведите формулу для расчета константы равновесия химической реакции из закона действующих масс. Перечислите факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.

22. Приведите классификацию дисперсных систем по размеру частиц дисперсной фазы, по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды. Назовите основные компоненты истинных растворов.

23. Охарактеризуйте процессы, протекающие при образовании растворов. Дайте определение понятий: концентрированный и разбавленный, насыщенный, ненасыщенный раствор, растворимость, коэффициент растворимости. Приведите классификацию веществ по растворимости в воде. Перечислите факторы, влияющие на растворимость веществ.

24. Перечислите коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Сформулируйте закон Вант-Гоффа, первый и второй закон Рауля. Опишите схему определения молекулярной массы неэлектролита на основе измерения коллигативных свойств его раствора.

25. Назовите основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса. Дайте определения понятий: кислота, основание, реакция нейтрализации, реакция обмена. Приведите примеры.

26. Дайте определения понятий: сильные и слабые электролиты, степень электролитической диссоциации. Сформулируйте закон действующих масс для растворов. Приведите формулу для нахождения константы диссоциации слабых электролитов (константа кислотности, константа основности). Сформулируйте закон разбавления Оствальда.

27. Запишите уравнение электролитической диссоциации воды. Осуществите вывод выражения для ионного произведения воды. Приведите формулу для расчета pH раствора. Приведите примеры изменения окраски индикаторов в растворах с различным значением pH.

28. Раскройте понятие «гидролиз солей». Дайте классификацию солей по отношению к гидролизу. Укажите факторы, влияющие на гидролиз солей.

29. Приведите классификацию окислительно-восстановительных реакций. Дайте определение понятий: окислитель, восстановитель, окисление, восстановление. Опишите влияние среды на протекание ОВР.

30. Запишите уравнение Нернста для вычисления электродных потенциалов. Дайте определение понятия «стандартный электродный потенциал». Охарактеризуйте ряд стандартных электродных потенциалов металлов и укажите его предсказательные возможности. Приведите примеры.

31. Раскройте смысл понятия «электролиз растворов и расплавов». Сформулируйте законы электролиза Фарадея. Объясните принцип работы гальванического элемента.

Перечень вопросов к Экзамену (4 модуль):

1. Простые вещества – металлы, их положение в ПСХЭ Д.И. Менделеева. Распространенность в природе. Общие физические и химические свойства металлов. Общие способы получения. Сплавы.

2. Простые вещества – неметаллы, их положение в ПСХЭ Д.И. Менделеева. Распространенность в природе. Общие физические и химические свойства неметаллов. Общие способы получения. Аллотропные модификации.

3. Гидроксиды как характеристические соединения. Амфотерность соединений. Изменение характера гидроксидов в зависимости от положения элемента в периодической системе.

4. Водород и его соединения. Двойственность положения водорода в ПСХЭ Д.И. Менделеева. Изотопы водорода. Гидриды. Нахождение в природе, свойства, получение, применение водорода и его соединений.

5. Вода. Аномальные свойства воды ($T_{пл}$, $T_{кип}$, плотность, теплоёмкость, теплота испарения, поверхностное натяжение, диэлектрическая проницаемость) и их значения для биосферы. Химические свойства воды. Распространенность воды в природе. Значение воды в регуляции климата на планете и возникновении жизни на Земле.

6. Галогены и их соединения. Сравнительная характеристика свойств галогенов. Нахождение в природе, свойства, получение галогенов. Галогеноводороды.

7. Кислородсодержащие соединения галогенов: оксиды, кислоты, соли. Применение галогенов и их соединений. Биологическое действие галогенов на живые организмы.

8. Кислород и его соединения. Озон. Оксиды, озониды. Нахождение в природе, электронное строение, физические и химические свойства, лабораторные и промышленные способы получения, применение кислорода и его соединений.

9. Пероксид водорода, пероксиды и надпероксиды. Электронное строение, способы получения, физические и химические свойства. Окислительно-восстановительные свойства пероксид водорода. Области применения.

10. Сера и ее соединения. Аллотропные модификации серы: ромбическая, моноклинная, пластическая. Сероводород, сульфиды. Нахождение в природе, строение, свойства, получение, применение серы и ее соединений.

11. Кислородсодержащие соединения серы. Оксиды серы. Серная, тиосерная, сернистая кислоты и их соли. Структура, свойства, получение, применение.

12. Азот и его соединения. Нахождение в природе, строение, свойства, получение, применение. Водородные соединения азота. Аммиак, гидроксид аммония, соли аммония. Биологическое значение азота в природе.

13. Кислородсодержащие соединения азота. Оксиды азота. Азотная и азотистая кислоты. Структура, свойства, получение, применение. Взаимодействие азотной кислоты (разбавленной и концентрированной) с металлами и неметаллами. Нитриты, нитраты. Термическое разложение нитратов. Азотные удобрения.

14. Кислоты-окислители. Серная кислота. Азотная кислота. Особенности взаимодействия кислот-окислителей с металлами и неметаллами в разбавленном и концентрированном состоянии. Использование кислоты-окислителей в промышленности. Пассивация металлов.

15. Фосфор и его соединения. Аллотропные модификации фосфора: белый, красный, черный. Электронное строение, нахождение в природе, физические и химические свойства, способы получения, применение. Биологическое значение фосфора в природе.

16. Кислородсодержащие соединения фосфора: оксиды, кислоты, соли. Фосфорные и полифосфорные кислоты. Структура, свойства, способы получения, области практического применения. Фосфорные удобрения.

17. Углерод. Аллотропные модификации: алмаз, графит, карбин, фуллерены. Электронное строение, нахождение в природе. Свойства, получение, применение. Соединения углерода: углеводороды, карбиды, оксиды.

18. Кремний и его соединения. Нахождение в природе, свойства, получение, применение. Силаны. Карборунд. Кварц, его природные разновидности. Кремниевые кислоты. Силикагель. Силикаты. Стекло, разновидности.

19. Элементы IVA подгруппы. Германий, олово, свинец и их соединения. Нахождение в природе, свойства, получение, применение. Оксиды и гидроксиды. Окислительно-восстановительные свойства соединений олова и свинца.

20. Бор. Алюминий. Нахождение в природе, свойства, получение, применение. Алюмотермия. Соединения алюминия: оксид, гидроксид, соли. Амфотерные свойства соединений алюминия. Соединения бора.

21. Щелочноземельные металлы (IIA). Свойства, получение, применение. Основные соединения. Жесткость воды и способы ее устранения.

22. Щелочные металлы (IA). Свойства, получение, применение. Основные соединения.

23. Благородные газы (VIIIA). История открытия. Свойства, получение, применение. Соединения.

24. Элементы подгруппы меди (IB). Медь, серебро и золото. Нахождение в природе, свойства, получение, применение. Соединения элементов подгруппы меди.

25. Элементы подгруппы цинка (IIB). Цинк, кадмий, ртуть. Нахождение в природе, свойства, получение, применение. Характеристика важнейших соединений элементов подгруппы цинка. Биологическое действие соединений цинка, кадмия, ртути на живые организмы.

26. Элементы подгруппы хрома (VIB). Хром, молибден, вольфрам. Нахождение в природе, свойства, получение, применение. Соединения хрома: оксиды, гидроксиды, соли. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в различных средах.

27. Элементы подгруппы марганца (VIIB). Марганец, технеций, рений. Нахождение в природе, свойства, получение, применение. Соединения марганца: оксиды, гидроксиды, соли. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца в различных средах.

28. Семейство железа (VIIIВ). Железо, кобальт, никель. Нахождение в природе, свойства, получение, применение. Соединения элементов семейства железа.

7.3. Методические рекомендации

Обучение по дисциплине предполагает изучение курса на аудиторных занятиях (практические занятия) и в ходе самостоятельной работы студентов. Студентам необходимо ознакомиться с содержанием рабочей программы дисциплины, с целями и задачами дисциплины, ее связями с другими дисциплинами образовательной программы, методическими разработками по данной дисциплине.

Обучение по дисциплине проводится последовательно путем проведения практических занятий с углублением и закреплением полученных знаний в ходе самостоятельной работы с последующим переводом знаний в умения в ходе практических занятий. Получение углубленных знаний по изучаемой дисциплине достигается за счет дополнительных часов к аудиторной работе самостоятельной работы студентов. Выделяемые часы целесообразно использовать для знакомства с дополнительной научной литературой по проблематике дисциплины, анализа научных концепций и современных подходов к осмыслению рассматриваемых проблем. К самостоятельному виду работы студентов относится работа в библиотеках, в электронных поисковых системах и т.п. по сбору материалов, необходимых для проведения практических занятий или выполнения конкретных заданий преподавателя по изучаемым темам. Обучающиеся могут установить электронный диалог с преподавателем, выполнять посредством него контрольные задания.