

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Тамбовский государственный университет имени Г.Р. Державина»
Медицинский институт
Кафедра биохимии и фармакологии

УТВЕРЖДАЮ:
Директор института



Н. И. Воронин
«22» июня 2023 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

по дисциплине Б1.О.5 Общая и неорганическая химия

Направление подготовки/специальность: 33.05.01 - Фармация

Профиль/направленность/специализация:

Уровень высшего образования: специалитет

Квалификация: Провизор

год набора: 2023

Тамбов, 2024

Автор программы:

Кандидат химических наук, доцент Вerveкина Наталья Владимировна

Рабочая программа составлена в соответствии с ФГОС ВО по направлению подготовки 33.05.01 - Фармация (уровень специалитета) (приказ Министерства образования и науки РФ от «27» марта 2018 г. № 219).

Рабочая программа принята на заседании Кафедры биохимии и фармакологии «16» июня 2023 г. Протокол № 8

Рассмотрена и одобрена на заседании Ученого совета Медицинского института, Протокол от «22» июня 2023 г. № 4.

СОДЕРЖАНИЕ

| | |
|---|----|
| 1. Цели и задачи дисциплины..... | 4 |
| 2. Место дисциплины в структуре ОП Специалитета..... | 5 |
| 3. Объем и содержание дисциплины..... | 6 |
| 4. Контроль знаний обучающихся и типовые оценочные средства..... | 25 |
| 5. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины (модуля)..... | 31 |
| 6. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины..... | 33 |
| 7. Материально-техническое обеспечение дисциплины, программное обеспечение, профессиональные базы данных и информационные справочные системы..... | 33 |

1. Цели и задачи дисциплины

1.1 Цель дисциплины – формирование компетенций:

УК-8 Способен создавать и поддерживать в повседневной жизни и в профессиональной деятельности безопасные условия жизнедеятельности для сохранения природной среды, обеспечения устойчивого развития общества, в том числе при угрозе и возникновении чрезвычайных ситуаций и военных конфликтов

ОПК-1 Способен использовать основные биологические, физико-химические, химические, математические методы для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, изготовления лекарственных препаратов

1.2 Типы задач профессиональной деятельности, к которым готовятся обучающиеся в рамках освоения дисциплины:

- организационно-управленческий
- фармацевтический
- экспертно-аналитический

1.3 Дисциплина ориентирована на подготовку обучающихся к профессиональной деятельности в сферах: 02 Здравоохранение (в сфере обращения лекарственных средств и других товаров аптечного ассортимента), 07 Административно-управленческая и офисная деятельность (в сфере обращения лекарственных средств)

1.4 В результате освоения дисциплины у обучающихся должны быть сформированы:

| Обобщенные трудовые функции / трудовые функции / трудовые или профессиональные действия (при наличии профстандарта) | Код и наименование компетенции ФГОС ВО, необходимой для формирования трудового или профессионального действия | Индикаторы достижения компетенций |
|---|---|--|
| | ОПК-1 Способен использовать основные биологические, физико-химические, химические, математические методы для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, изготовления лекарственных препаратов | Применяет основные методы неорганического анализа для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, лекарственного растительного сырья и биологических объектов |
| | УК-8 Способен создавать и поддерживать в повседневной жизни и в профессиональной деятельности безопасные условия жизнедеятельности для сохранения природной среды, обеспечения устойчивого развития общества, в том числе при угрозе и возникновении чрезвычайных ситуаций и военных конфликтов | Анализирует факторы вредного влияния на жизнедеятельность элементов среды обитания (химических элементов и их соединений) |

1.5 Согласование междисциплинарных связей дисциплин, обеспечивающих освоение компетенций:

УК-8 Способен создавать и поддерживать в повседневной жизни и в профессиональной деятельности безопасные условия жизнедеятельности для сохранения природной среды, обеспечения устойчивого развития общества, в том числе при угрозе и возникновении чрезвычайных ситуаций и военных конфликтов

| № п/п | Наименование дисциплин, определяющих междисциплинарные связи | Форма обучения | | |
|----------|--|--------------------|---|---|
| | | Очная (семестр) | | |
| | | 2 | 3 | 4 |
| 1 | Безопасность жизнедеятельности | | | + |
| 2 | Гигиена | | | + |
| 3 | Органическая химия | + | + | |

ОПК-1 Способен использовать основные биологические, физико-химические, химические, математические методы для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, изготовления лекарственных препаратов

| № п/п | Наименование дисциплин, определяющих междисциплинарные связи | Форма обучения | | | | | | | | | |
|----------|--|--------------------|---|---|---|---|---|---|---|---|----|
| | | Очная (семестр) | | | | | | | | | |
| | | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| 1 | Аналитическая химия | | | + | + | | | | | | |
| 2 | Биологическая химия | | | | + | + | | | | | |
| 3 | Биология | + | | | | | | | | | |
| 4 | Биотехнология | | | | | | | | + | + | |
| 5 | Математика | | + | | | | | | | | |
| 6 | Микробиология | | | + | + | | | | | | |
| 7 | Организация биомедицинских исследований | | | | | | | | | | + |
| 8 | Органическая химия | | + | + | | | | | | | |
| 9 | Практика по фармакогнозии | | | | | | + | | | | |
| 10 | Практика по фармацевтической технологии | | | | | | | | | + | |
| 11 | Статистические методы в фармации | | | | | | | + | | | |
| 12 | Токсикологическая химия | | | | | | | + | + | | |
| 13 | Фармацевтическая химия | | | | | | + | + | | | |
| 14 | Физика | | + | | | | | | | | |
| 15 | Физическая и коллоидная химия | | | | + | | | | | | |

2. Место дисциплины в структуре ОП специалитета:

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» относится к обязательной части учебного плана ОП по направлению подготовки 33.05.01 - Фармация.

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» изучается в 1 семестре.

3.Объем и содержание дисциплины

3.1.Объем дисциплины: 6 з.е.

Очная: 6 з.е.

| Вид учебной работы | Очная (всего часов) |
|--------------------------------------|------------------------|
| Общая трудоёмкость дисциплины | 216 |
| Контактная работа | 80 |
| Лекции (Лекции) | 32 |
| Лабораторные (Лаб. раб.) | 48 |
| Самостоятельная работа (СР) | 100 |
| Экзамен | 36 |

3.2.Содержание курса:

| № темы | Название раздела/темы | Вид учебной работы, час. | | | Формы текущего контроля |
|-----------|--|-----------------------------|------------------|----|--|
| | | Лек ции | Лаб · раб. | СР | |
| | | О | О | О | |
| 1 семестр | | | | | |
| 1 | Введение в общую химию. Теоретические основы химии. | 16 | 20 | 25 | Контрольная работа; Защита лабораторных работ; Решение задач |
| 2 | Химия s-элементов периодической системы. | 4 | 6 | 25 | Коллоквиум; Защита лабораторных работ |
| 3 | Химия p-элементов. | 6 | 12 | 25 | Коллоквиум; Защита лабораторных работ |
| 4 | Химия d-элементов | 6 | 10 | 25 | Коллоквиум; Защита лабораторных работ |

Тема 1. Введение в общую химию. Теоретические основы химии. (ОПК-1)

Лекция.

Лекция. Основные понятия и законы химии. Классы неорганических соединений.

Значение химии для фармации. Основные понятия и законы химии. Классы неорганических соединений. Закон сохранения массы и энергии. Атомы и молекулы, их массы. Моль, молярная масса. Закон постоянства состава, соединения переменного состава. Закон Авогадро. Парциальные давления газов. Эквивалентные массы, закон эквивалентов. Основные классы неорганических соединений: оксиды, гидроксиды, кислоты, средние, кислые и основные соли, их свойства, получение и номенклатура.

Лекция. Строение атома. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Основные этапы развития представлений о существовании и строении атомов. Спектры атомов как источник информации об их строении. Квантово-механическая модель строения атомов. Электронные формулы и электронно-структурные схемы атомов. Периодический закон (ПЗ) Д.И. Менделеева и его трактовка на основе квантово-механической теории строения атомов. Структура Периодической системы элементов (ПСЭ): периоды, группы, семейства, s-, p-, d-, f-классификация элементов (блоки). Длиннопериодный и короткопериодный варианты ПСЭ. Периодический характер изменения свойств атомов элементов: радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность (ОЭО). Определяющая роль внешних электронных оболочек для химических свойств элементов. Периодический характер изменения свойств простых веществ, оксидов и водородных соединений элементов.

Лекция. Химическая связь и строение химических соединений.

Типы химических связей и физико-химические свойства соединений с ковалентной, ионной и металлической связью. Экспериментальные характеристики связей: энергия связи, длина, направленность. Экспериментальная кривая потенциальной энергии молекулы водорода (двухэлектронная химическая связь по Гайтлеру-Лондону на примере молекулы водорода). Описание молекулы методом валентных связей (МВС).

Механизм образования ковалентной связи. Насыщаемость ковалентной связи. Направленность ковалентной связи как следствие условия максимального перекрывания орбиталей. Сигма и пи-связи и их 12 образование при перекрывании s-, p- и d-орбиталей. Кратность связей в методе валентных связей. Поляризуемость и полярность ковалентной связи. Эффективные заряды атомов в молекулах. Полярность молекул. Гибридизация атомных орбиталей. Устойчивость гибридизированных состояний различных атомов. Пространственное расположение атомов в молекулах.

Характерные структуры трех-, четырех-, пяти- и шестиатомных молекул. Описание молекул методом молекулярных орбиталей (ММО). Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие МО, их энергия и форма. Энергетические диаграммы МО. Заполнение МО электронами в молекулах, образованных атомами и ионами элементов 1-го и 2-го периодов ПСЭ. Кратность связи в ММО. Межмолекулярные взаимодействия и их природа. Энергия межмолекулярного взаимодействия. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие.

Водородная связь и ее разновидности. Биологическая роль водородной связи. Молекулярные комплексы и их роль в метаболических процессах.

Лекция. Основы химической термодинамики

Основные понятия химической термодинамики. Поглощение и выделение различных видов энергии при химических превращениях. Теплота и работа.

Внутренняя энергия и энтальпия индивидуальных веществ и многокомпонентных систем. Стандартные состояния веществ и стандартные значения внутренней энергии и энтальпии. Теплоты химических реакций при постоянной температуре и давлении или объеме. Термохимические уравнения. Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ.

Закон Гесса. Расчеты изменения стандартных энтальпий химических реакций и физико-химических превращений (растворение веществ, диссоциация кислот и оснований) на основе закона Гесса.

Понятие об энтропии как мере неупорядоченности системы (уравнение Больцмана).

Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца как критерий самопроизвольного протекания процесса и термодинамической устойчивости химических соединений. Таблицы стандартных энергий Гиббса образования веществ.

Лекция. Химическая кинетика. Закон действующих масс. Химическое равновесие.

Обратимые и необратимые химические реакции и состояние химического равновесия.

Качественная характеристика состояния химического равновесия и его отличие от кинетически заторможенного состояния системы. Закон действующих масс (ЗДМ).

Константа химического равновесия и ее связь со стандартным изменением энергии Гиббса и энергии Гельмгольца процесса.

Определение направления протекания реакции в системе при данных условиях путем сравнения соотношения произведений концентраций в данных условиях и значения константы равновесия. Зависимость энергии Гиббса процесса и константы равновесия от температуры. Принцип ЛеШателье – Брауна.

Лекция. Учение о растворах. Способы выражения концентрации растворов. Осмотическое давление растворов. Электролитическая диссоциация. Степень и константа диссоциации. Диссоциация воды. pH и pOH растворов. Гидролиз солей.

Основные определения: раствор, растворитель, растворенное вещество. Растворимость. Растворы газообразных, жидких и твердых веществ. Вода как один из 11 наиболее распространенных растворителей. Роль водных растворов в жизнедеятельности организмов. Неводные растворители и растворы.

Процесс растворения как физико-химическое явление (Д.И. Менделеев, Н.С. Курнаков). Термодинамика процесса растворения. Растворы газов в жидкостях. Законы Генри, Генри - Дальтона, И.М. Сеченова. Растворы твердых веществ в жидкостях. Понятие о коллигативных свойствах растворов. Зависимость "свойство раствора - концентрация". Закон Вант - Гоффа об осмотическом давлении. Теория электролитической диссоциации (Аррениус С., Каблуков И.А.). Роль осмоса в биосистемах. Плазмолиз, гемолиз, тургор. Гипо-, изо- и гипертонические растворы.

Теория растворов сильных электролитов. Ионная сила растворов, коэффициент активности и активность ионов. Равновесие между раствором и осадком малорастворимого сильного электролита. Произведение растворимости. Условия растворения и образования осадков. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. pH растворов сильных кислот и оснований. Растворы слабых электролитов.

Применение ЗДМ к ионизации слабых электролитов. Константа ионизации (диссоциации). Ступенчатый характер ионизации. Теории кислот и оснований (Аррениуса, Льюиса, Бренстеда-Лоури). Константы кислотности и основности. Процессы ионизации, гидролиза, нейтрализации с точки зрения различных теорий кислот и оснований.

pH растворов слабых кислот, оснований, гидролизующих солей.

Амфотерные электролиты (амфолиты). Роль ионных, в том числе кислотно-основных, взаимодействий при метаболизме лекарств, в анализе лекарственных препаратов, при приготовлении лекарственных смесей.

Химическая совместимость и несовместимость лекарственных веществ.

Лекция. Окислительно-восстановительные реакции. Теория окислительно-восстановительных процессов. Электродвижущая сила и прогнозирование направления окислительно-восстановительных реакций.

Электронная теория окислительно-восстановительных (ОВ) реакций (Л.В. Писаржевский). Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в Периодической системе элементов и степени окисления элементов в соединениях. Сопряженные пары окислитель - восстановитель.

Окислительно-восстановительная двойственность. Стандартное изменение энергии Гиббса и Гельмгольца окислительно-восстановительной реакции и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы (электродные потенциалы). Определение направления протекания ОВ реакций по разности ОВ потенциалов.

Влияние Среды и внешних условий на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов.

Лекция. Комплексные соединения.

Современное содержание понятия «комплексные соединения» (КС). Структура КС: центральный атом, лиганды, комплексный ион, внутренняя и внешняя сфера, координационное число центрального атома, дентатность лигандов. Способность атомов различных элементов к комплексообразованию. Природа химической связи в КС.

Понятие о теории кристаллического поля и теории поля лигандов. Объяснение окраски КС переходных металлов. Образование и диссоциация КС в растворах, константы образования и нестойкости комплексов. Классификация и номенклатура КС. Комплексные кислоты, основания, соли. Карбонилы металлов. Хелатные и макроциклические КС.

Биологическая роль КС. Металлоферменты, понятие о строении их активных центров. Химические основы применения КС в фармации и медицине.

Лабораторные работы.

Лабораторная работа «Определение стандартной энтальпии реакции».

Техника безопасности работы в лаборатории общей и неорганической химии.

Цель работы: научиться экспериментально определять тепловые эффекты химических реакций.

Контрольные вопросы:

1. Что называется термодинамической системой?
2. Какие параметры характеризуют состояние системы?
3. Как определяется изменение энтропии системы в результате протекания определённого процесса в стандартных условиях?
4. Что называется тепловым эффектом реакции? При каких условиях он называется изменением энтальпии реакции?
5. Вычислите стандартную энтальпию хемосинтеза, протекающего в автотрофных бактериях *Thiobacillus thioautotrophicus*:



если известны стандартные энтальпии веществ:

$\Delta H^\circ_{298} \text{обр}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}(\text{т})) = -2602 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H^\circ_{298} \text{обр}(\text{H}_2\text{O}(\text{ж})) = -286 \text{ кДж/моль}$;

$\Delta H^\circ_{298} \text{обр}(\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{т})) = -1384 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H^\circ_{298} \text{обр}(\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ж})) = -907 \text{ кДж/моль}$.

К какому типу (экзо- или эндотермическому) относится эта реакция?

Лабораторная работа. «Скорость химической реакции».

Цель работы: изучить влияние концентрации реагирующих веществ, температуры и присутствия катализаторов на скорость химической реакции.

Контрольные вопросы:

1. Что называют скоростью химической реакции? Какова ее размерность? Как и почему скорость химической реакции зависит от концентрации реагирующих веществ и температуры?
2. Что такое энергия активации?
3. Что такое катализатор, ингибитор?
4. От каких факторов зависит скорость химической реакции? Приведите формулировки закона действия масс и правила Вант-Гоффа.
5. Чему равна константа скорости химической реакции? Каков физический смысл этой величины?
6. Реакция при температуре 50 °С протекает за 2 мин 15 с. За сколько времени закончится эта реакция при температуре 70 °С, если в данном температурном интервале температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

Лабораторное занятие. Лабораторная работа «Химическое равновесие».

Цель работы: Изучить факторы, влияющие на смещение химического равновесия.

Контрольные вопросы:

1. Дайте определение понятию «химическое равновесие».
2. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.
3. Как влияет температура на смещение химического равновесия? Объясните это смещение на конкретных примерах
4. Равновесие реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ установилось при концентрации $[\text{SO}_3] = 0,01 \text{ моль/л}$. Исходные концентрации веществ равны: $[\text{SO}_2] = 0,03 \text{ моль/л}$ и $[\text{O}_2] = 0,025 \text{ моль/л}$. Вычислите равновесные концентрации остальных веществ.

Лабораторное занятие. Лабораторная работа. «Приготовление раствора заданной концентрации».

Цель работы: научиться готовить растворы заданной концентрации.

Контрольные вопросы:

1. В медицинской практике для промывания ран применяют 0,5%-ный раствор перманганата калия ($\rho = 1 \text{ г/мл}$). Какой объем раствора (л) можно приготовить из 10 г перманганата калия?
2. Рассчитайте молярную (C_m) и нормальную (C_n) концентрацию раствора фосфорной кислоты с массовой долей 14,6 % (плотность раствора (ρ) равна 1,08 г/мл).
3. Значение титриметрического анализа в медико-биологических исследованиях?
4. Каким образом можно точно измерить объем раствора?
5. Что такое точка эквивалентности?
6. Что такое титрант и титруемое вещество?
7. Какие вещества называются индикаторами?
8. Что такое раствор? Какими способами можно выразить содержание растворенного вещества в растворе?

Лабораторное занятие. Лабораторная работа «Гидролиз солей»

Цель работы: изучение реакции среды растворов солей при гидролизе, влияния разбавления на степень гидролиза.

Контрольные вопросы:

1. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: карбонат натрия, бромид натрия, сульфат меди (II), нитрат калия?
2. Какова реакция растворов следующих солей: KI, $AlCl_3$, K_2S , $ZnSO_4$, NaCN, $NaNO_3$? Дать объяснение. Написать соответствующие ионные уравнения реакций.
3. Составить ионные уравнения гидролиза карбоната натрия по ступеням. По какой ступени степень гидролиза наибольшая?

Лабораторное занятие. Лабораторная работа «Окислительно-восстановительные реакции»

Цель работы: изучение окислительно-восстановительных реакций.

Контрольные вопросы:

1. Классификация окислительно-восстановительных процессов.
2. Роль среды в протекании ОВ реакций. Важнейшие окислители и восстановители.
3. Процессы в гальваническом элементе. Возникновение скачка потенциала на электроде. Нормальные электродные потенциалы.
4. Ряд напряжений. Направленность окислительно-восстановительных реакций.
5. Электролиз как ОВ процесс. Электролиз расплавов и водных растворов кислот, щелочей и солей. Практическое значение электролиза.

Лабораторное занятие. Лабораторная работа «Комплексные соединения»

Цель работы: изучить образование и диссоциацию соединений с комплексным катионом и анионом, изучение прочности комплексных ионов.

Контрольные вопросы:

1. Назовите комплексное соединение, укажите комплексообразователь, заряд комплексообразователя, координационное число и дентатность лиганд, внешнюю и внутреннюю сферу, укажите заряд комплексного иона, написать выражение для расчета константы нестойкости и константы стойкости
 - а) $[Al(H_2O)_6]^{3+}(SO_4)_3$,
 - б) $Ba[Cr(NH_3)_2(SCN)_4]^{2-}$
2. По приведенному названию составьте формулу соединения, укажите комплексообразователь, заряд комплексообразователя, координационное число и дентатность лиганд, внешнюю и внутреннюю сферу, заряд комплексного иона, написать выражение для расчета константы нестойкости и константы стойкости тетрахломокупрата (II) калия.

3. Написать выражение для расчета константы нестойкости

а) $K_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$,

б) дитиосульфатокупрат (II) калия.

4. Приведите молекулярно-ионные уравнения первичной и вторичной диссоциации комплексных соединений: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$, $K_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Определите степень диссоциации и концентрацию ионов и молекул в 0,1 М растворе $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

4. Рассказать о строении гема, хлорофилла и витамина В12.

Лабораторное занятие. Лабораторная работа. «Получение кислот, оснований и солей»

Цель работы: изучения реакций получения кислот, оснований и солей.

Контрольные вопросы:

1. Дать определение кислот, оснований и солей с точки зрения теории электролитической диссоциации.
2. Описать способы получения кислот. Написать уравнения реакций.
3. Описать способы получения оснований. Привести примеры. Написать уравнения реакций.
4. Составить уравнения реакций получения всеми возможными способами солей MgCl_2 и CaSO_4 .

Лабораторное занятие. Контрольный срез.

1) Дайте определения:

Термодинамическая система - ... Необратимая реакция - ... Молярная концентрация - ...

2) Для увеличения скорости прямой реакции $2\text{CO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{г}) + \text{Q}$ необходимо:

- а) повысить давление; б) повысить температуру; в) повысить концентрацию исходных веществ;
г) понизить давление; д) понизить температуру; е) повысить концентрацию продуктов реакции

3) Стремление системы к агрегации, упорядочению характеризует

- а) энтропия; б) внутренняя энергия; в) энергия Гиббса; г) энтальпия.

4) Процесс, протекающий с выделением теплоты, называется

- а) изотермическим; б) экзотермическим; в) эндотермическим; г) адиабатным.

5) Титр раствора (Т) – это:

- а) число моль растворенного вещества в 1000 г растворителя;
б) количество моль растворенного вещества, содержащееся в 1л раствора;
в) масса растворенного вещества, выраженная в граммах, в 1см³ раствора;
г) отношение числа молей данного i-го компонента к сумме чисел молей всех компонентов в растворе.

6) Рассчитать энтропию реакции $\text{C}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ при следующих стандартных значениях:

$\Delta S_{0298}^{\text{обр}}(\text{C}(\text{г})) = 5,7 \text{ Дж/моль.К}$; $\Delta S_{0298}^{\text{обр}}(\text{H}_2\text{O}(\text{г})) = 188,7 \text{ Дж/моль.К}$;

$\Delta S_{0298}^{\text{обр}}(\text{CO}(\text{г})) = 197,5 \text{ Дж/моль.К}$; $\Delta S_{0298}^{\text{обр}}(\text{H}_2(\text{г})) = 130,5 \text{ Дж/моль.К}$.

7) При внутривенном струйном введении гидрохлорида преднизолона используется изотонический (0,9%-ный) раствор хлорида натрия. Сколько дистиллированной воды и хлорида натрия надо взять, чтобы получить 250 мл такого раствора ($\rho = 1007 \text{ кг/м}^3$).

8) Константа скорости реакции $(\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}(\text{ж}) + \text{H}_2\text{O} = 2\text{CH}_3\text{COOH}(\text{ж})$ при 15°C равна 0,0454 мин⁻¹. Исходная концентрация уксусного ангидрида была равна 0,5 моль/л. Чему равна скорость прямой реакции, когда концентрация уксусной кислоты станет равной 0,1 моль/л.

9) Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции, зная, что с повышением температуры на 700С скорость возрастает в 128 раз.

10) Каково значение энергии активации реакции, скорость которой при 300К в 10 раз выше, чем при 280К?

Решение ситуационных задач

Задача 1. При несахарном диабете выделяются очень большие количества разбавленной мочи, осмолярность которой может снижаться до 0.06 осмоль/л. Вычислите осмотическое давление такой мочи.

Решение:

$$\pi = CRT$$

$$T = 36.6^{\circ}\text{C} + 273 = 309.6 \text{ K}$$

$$C = 0.06 \text{ осмоль/л} \cdot 10^3 = 60 \text{ осмоль/м}^3$$

$$\pi = 60 \cdot 8.314 \cdot 309.6 = 154440.9 \text{ Па} = 154.4 \text{ кПа}$$

Ответ: $\pi = 154.4 \text{ кПа}$

Задача 2. Вычислить осмотическое давление, создаваемое 20% - ным раствором глюкозы при 25°C, если плотность раствора $\rho = 1.0798 \text{ г/см}^3$.

| | |
|---|---|
| <p>Дано: $\omega = 20\%$ $t = 25^{\circ}\text{C}$ $\rho = 1.0798 \text{ г/см}^3$ <hr/> $\pi - ?$</p> | <p>Решение: В разбавленных растворах <u>неэлектролитов</u> осмотическое давление рассчитывают по уравнению $\pi = CRT$, Рассчитываем <u>мольность</u> раствора глюкозы: количество растворенного вещества и объем раствора определяем по формулам:</p> |
|---|---|

$$n = \frac{m}{M}; \quad V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho}, \text{ тогда мольность}$$

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m \cdot \rho}{M \cdot m_{\text{р-ра}}} = \frac{20\text{г} \cdot 1.0798 \cdot 10^6 \frac{\text{г}}{\text{м}^3}}{180 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 100\text{г}} = 1199.78 \frac{\text{моль}}{\text{м}^3}$$

$$\pi = CRT = 1199.78 \frac{\text{моль}}{\text{м}^3} \cdot 8.314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 298 \text{ K} = 2.973 \cdot 10^6 \text{ Па}$$

Ответ: $\pi = 2973 \text{ кПа}$

Задача 3. Что произойдет с эритроцитами при 310K в 2%-ном растворе глюкозы ($\rho = 1,006$ г/мл).

Решение:

В разбавленных растворах неэлектролитов осмотическое давление рассчитывают по уравнению $\pi = C \cdot R \cdot T$

Рассчитываем молярность раствора глюкозы

$$C_M = \omega \cdot \rho \cdot 10 / M$$

$$C_M = 2\% \cdot 1.006 \text{ г/мл} \cdot 10 / 180 \text{ г/моль} = 0.1104 \text{ моль/л}$$

$$C = C_M \cdot 10^3 = 0.1104 \cdot 10^3 = 110.4 \text{ моль/м}^3$$

$$\pi = 110.4 \text{ (моль/м}^3) \cdot 8.314 \text{ (Дж/моль} \cdot \text{К)} \cdot 310 \text{ К} = 284538.3 \text{ Па} = 284.5 \text{ кПа}$$

$$\text{Давление крови } 740 - 780 \text{ кПа}$$

Так как $\pi_{\text{р-ра глюкозы}} < \pi_{\text{плазмы крови}}$, то 2%-ный раствор глюкозы является гипотоническим (эритроциты лопаются – гемолиз).

Ответ: гемолиз

Задача 4. Давление насыщенного пара над раствором, содержащим 5,2 г некоторого вещества в 117 г воды, равно при 70°C 307 кПа (P). Давление насыщенного пара над водой при той же температуре равно 312 кПа (P₀). Определите молярную массу вещества.

Решение:

Согласно закону Рауля: $(P^0 - P)/P^0 = X$

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n(X)}{n(X) + n(H_2O)}$$

$$n(H_2O) = \frac{117}{18} = 6,5 \text{ моль}$$

Подставим данные в математическое выражение закона Рауля и вычислим $n(X)$:

$$\frac{312 - 307}{312} = \frac{n(X)}{n(X) + 6,5}$$

$$\text{тогда } n(X) = 0,106 \text{ моль}$$

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} = \frac{5,2}{0,106} = 49 \text{ г/моль}$$

Ответ: $M(X) = 49$ г/моль

Задача 5. Вычислите температуры кипения и замерзания водного раствора фруктозы ($\omega = 5\%$).

Решение:

1) повышение температуры кипения раствора пропорционально количеству молей растворенного вещества при условии, что количество молей растворителя постоянно:

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot C_m$$

где E – эбуллиоскопическая константа растворителя,

$$E(\text{H}_2\text{O}) = 0.52 \text{ К} \cdot \text{кг}/\text{моль};$$

C_m – моляльная концентрация вещества, моль/кг.

$$C_m = m_{\text{в-ва}} / (M \cdot m_{\text{растворителя}})$$

Пусть масса раствора 100 г (100%), тогда масса вещества 5 г и масса растворителя $m(\text{H}_2\text{O}) = 100 - 5 = 95$ г.

$$C_m = 5 \text{ г} / (180 \text{ г}/\text{моль} \cdot 0.095 \text{ кг}) = 0.292 \text{ моль}/\text{кг}$$

$$\Delta t_{\text{кип}} = 0.52 \cdot 0.292 = 0.152$$

$$\Delta t_{\text{кип}} = t_{\text{кип, раствора}} - t_{\text{кип, растворителя}}$$

$$t_{\text{кип, раствора}} = \Delta t_{\text{кип}} + t_{\text{кип, растворителя}}$$

$$t_{\text{кип, раствора}} = 0.152 + 100^\circ\text{C} = 100.152^\circ\text{C}$$

2) понижение температуры замерзания раствора пропорционально числу молей растворенного вещества при постоянном количестве растворителя:

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot C_m$$

где K – криоскопическая константа растворителя, $K(\text{H}_2\text{O}) = 1.86 \text{ К} \cdot \text{кг}/\text{моль};$

C_m – моляльная концентрация вещества, моль/кг.

$$\Delta t_{\text{зам}} = 1.86 \cdot 0.292 = 0.543$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = t_{\text{зам, растворителя}} - t_{\text{зам, раствора}}$$

$$t_{\text{зам, раствора}} = t_{\text{зам, растворителя}} - \Delta t_{\text{зам}}$$

$$t_{\text{зам, раствора}} = 0^\circ\text{C} - 0.543 = -0.543^\circ\text{C}$$

$$\text{Ответ: } t_{\text{кип, раствора}} = 100.152^\circ\text{C}; t_{\text{зам, раствора}} = -0.543^\circ\text{C}$$

Задача 6. Раствор, содержащий 1,70 г хлорида цинка в 250 г воды, замерзает при температуре -0.23°C . Определить степень диссоциации хлорида цинка и температуру кипения раствора.

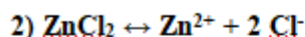
| | |
|---|--|
| Дано: $m_{\text{H}_2\text{O}} = 250 \text{ г}$ $m_{\text{ZnCl}_2} = 1,7 \text{ г}$ $t_{\text{зам}} = -0,23^\circ\text{C}$ | Решение: 1) Понижение температуры замерзания разбавленного раствора электролита определяется выражением $\Delta t_{\text{зам}} = i K C_{m,2}$, где $\Delta t_{\text{зам}} = t_{\text{зам}}^0 - t_{\text{зам}}$ следовательно, $i = \frac{\Delta t_{\text{зам}}}{K C_{m,2}} = \frac{t_{\text{зам}}^0 - t_{\text{зам}}}{K C_{m,2}}$ |
| $\alpha - ? \quad t_{\text{кип}} - ?$ | $\alpha = \frac{i-1}{\sum \nu - 1}$ |

Так как степень диссоциации электролита

рассчитав моляльность хлорида цинка $C_{m,2}$, можно найти величину α .

Моляльность растворенного вещества - число моль данного вещества в 1000 г растворителя.

$$n = \frac{m}{M}; \quad C_{m,2} = \frac{n_{\text{ZnCl}_2} \cdot 1000}{m_{\text{р-ля}}} = \frac{1,70 \text{ г} \cdot 1000}{136 \text{ г/моль} \cdot 250 \text{ г}} = 0,05 \frac{\text{моль}}{\text{кг}}$$



Криоскопическая константа воды равна 1,86, а число ионов, образующихся из одной молекулы хлорида цинка при диссоциации - 3, тогда

$$i = \frac{\Delta t_{\text{зам}}}{K C_{m,2}} = \frac{0^\circ\text{C} - (-0,23^\circ\text{C})}{1,86 \cdot 0,05} = 2,473; \quad \alpha = \frac{2,473-1}{3-1} = 0,7366 = 73,66\%$$

3) Температура кипения раствора

$$t_{\text{кип}} = t_{\text{кип}}^0 + \Delta t_{\text{кип}}, \quad \text{где } \Delta t_{\text{кип}} = i E C_{m,2}$$

С учетом того, что эбуллиоскопическая константа воды равна 0,512

$$t_{\text{кип}} = t_{\text{кип}}^0 + \Delta t_{\text{кип}} = t_{\text{кип}}^0 + i E C_{m,2}$$

$$t_{\text{кип}} = 100^\circ\text{C} + 2,473 \cdot 0,512 \cdot 0,05 = 100,064^\circ\text{C}$$

Ответ: $\alpha = 73,66\%$; $t_{\text{кип, раствора}} = 100,064^\circ\text{C}$.

Задания для самостоятельной работы.

1. Составьте и изучите конспект лекций по разделу.
2. Охарактеризуйте исторический путь становления химической науки.
3. Подготовьтесь к лабораторным работам по данному разделу: ознакомьтесь с теоретическим материалом по теме лабораторной работы, оформите лабораторный журнал (рабочую тетрадь), ответьте на контрольные вопросы.
4. Решите задачи:
 1. При несахарном диабете выделяются очень большие количества разбавленной мочи, осмолярность которой может снижаться до 0,06 осмоль/л. Вычислите осмотическое давление такой мочи при 310 К.
 2. К 0,1М раствору гидроксида натрия объемом 10 мл прибавили 10 мл 0,1 М раствора муравьиной кислоты. Обладает ли полученный раствор буферным действием? Ответ подтвердите расчетами.
 3. Рассчитать рН буферного раствора, состоящего из 30 мл 0,2 М водного раствора аммиака и 15 мл 0,1 М раствора хлорида аммония.
 4. Написать уравнение гидролиза солей: K_2CO_3 , NiCl_2 , $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$, NaCl .

5. Осмотическое давление крови 740 - 780 кПа. Какова молярная концентрация глюкозы в растворе, изотоничном крови при 37°C?

6. Рассчитайте массу мочевины, которую следует растворить в воде в колбе объемом 200 мл для того, чтобы получить раствор, изотоничный раствору, содержащему сахарозу массой 4,28 г в растворе объемом 100 мл.

Тема 2. Химия s-элементов периодической системы. (УК-8)

Лекция.

Лекция. Общая характеристика. Химия водорода. Вода как важнейшее соединение водорода, ее физические и химические свойства.

Водород. Особенности положения в ПСЭ, реакции с кислородом, галогенами, металлами, оксидами. Дистиллированная и апирогенная вода, их получение и применение в фармации. Природные и минеральные воды. Характеристика и реакционная способность соединений водорода с другими распространенными элементами: кислородом, азотом, углеродом, серой. Особенности поведения водорода в соединениях с сильно и слабополярными связями. Ион водорода, ион оксония, ион аммония.

Лекция. Химия элементов IA группы. Химия элементов IIA группы.

Общая характеристика. Химические свойства щелочных металлов. Соединения щелочных металлов. Распространение и медико-биологическое значение.

Химия элементов IIA группы. Общая характеристика. Химические свойства щёлочноземельных металлов. Соединения щёлочноземельных металлов. Распространение и медико-биологическое значение.

Изменение свойств элементов IIA группы в сравнении с IA. Характеристики катионов. Ионы s-металлов в водных растворах; энергия гидратации ионов. Биологическая роль s-элементов-металлов в минеральном балансе организма. Макро- и микро-s-элементы.

Поступление в организм с водой. Жесткость воды, единицы ее измерения, пределы, влияние на живые организмы и протекание реакций в водных растворах, методы устранения жесткости. Соединения кальция в костной ткани, сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение (проблема стронция-90)

Токсичность соединений бериллия.

Химические основы применения соединений лития, натрия, калия, магния, кальция, бария в медицине и в фармации.

Лабораторные работы.

Лабораторная работа «Водород».

Опыт 1. Получение водорода при взаимодействии цинка и кислоты.

Опыт 2. Получение водорода при взаимодействии алюминия и раствора щелочи.

Опыт 3. Восстановление водородом оксида меди (II) (демонстрационный).

Опыт 4. Каталитическое разложение пероксида водорода.

Опыт 5. Окислительные свойства пероксида водорода.

Опыт 6. Восстановительные свойства пероксида водорода (демонстрационный).

Контрольные вопросы:

1. Написать электронную формулу водорода.
2. Указать способы получения и собирания водорода в лаборатории. Написать соответствующие уравнения реакций.
3. Каковы химические свойства водорода? Написать соответствующие уравнения реакций.
4. В чем состоит различие в природе химической связи в водородных соединениях металлов и неметаллов?

Лабораторное занятие. Лабораторная работа «Получение и свойства S- элементов и их соединений».

Опыт 1. Окислительные свойства пероксида натрия.

Опыт 2. Восстановительные свойства пероксида натрия.

Опыт 4. Малорастворимые соли щелочных металлов

Опыт 5. Взаимодействие магния с кислотами.

Опыт 6. Получение гидроксида магния и его растворение в кислоте и в растворе соли аммония.

Контрольные вопросы:

1. Каковы особенности металлической связи? Какие физические свойства металлов ею обуславливаются?
2. Охарактеризовать электронные формулы атомов лития, натрия, калия, рубидия и цезия.
3. Охарактеризовать отношение щелочных металлов к кислороду, водороду, воде и кислотам.
4. Написать уравнения реакций получения оксидов и гидроксидов щелочных металлов.

Лабораторное занятие. Коллоквиум по пройденным темам.

1. Водород. Особенности положения в ПСЭ, реакции с кислородом, галогенами, металлами, оксидами.
2. Дистиллированная и апиrogenная вода, их получение и применение в фармации. Природные и минеральные воды.
3. Характеристика и реакционная способность соединений водорода с другими распространенными элементами: кислородом, азотом, углеродом, серой.
4. Особенности поведения водорода в соединениях с сильно и слабополярными связями. Ион водорода, ион оксония, ион аммония.
5. Общая характеристика IIA группы. Химические свойства щелочных металлов.
6. Соединения щелочных металлов. Распространение и медико-биологическое значение.
7. Химические свойства щелочноземельных металлов. Соединения щелочноземельных металлов. Распространение и медико-биологическое значение.
8. Изменение свойств элементов IIA группы в сравнении с IA. Характеристики катионов. Ионы s-металлов в водных растворах; энергия гидратации ионов.
9. Биологическая роль s-элементов-металлов в минеральном балансе организма. Макро- и микро-s-элементы.
10. Поступление в организм с водой. Жесткость воды, единицы ее измерения, пределы, влияние на живые организмы и протекание реакций в водных растворах, методы устранения жесткости. Соединения кальция в костной ткани, сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение (проблема стронция-90)
11. Токсичность соединений бериллия.
12. Химические основы применения соединений лития, натрия, калия, магния, кальция, бария в медицине и в фармации.

Задания для самостоятельной работы.

1. Составьте и изучите конспект лекций по разделу.
2. Подготовьтесь к лабораторным работам по разделу: ознакомьтесь с теоретическим материалом по теме лабораторной работы, оформите лабораторный журнал (рабочую тетрадь), ответьте на контрольные вопросы.

Тема 3. Химия p-элементов. (УК-8)

Лекция.

Лекция. Химия элементов IIIA группы. Химия элементов IVA группы.

Общая характеристика группы. Электронная дефицитность и ее влияние на свойства элементов и их соединений. Изменение устойчивости соединений со степенями окисления +3 и +1 в группе p-элементов III группы.

Бор. Общая характеристика. Простые вещества и их химическая активность. Бориды. Соединения с водородом (бораны), особенности стереохимии и природы связи (трехцентровые связи). Гидридобораты. Галиды бора, гидролиз и комплексообразование. Борный ангидрид и борная кислота, равновесие в водном растворе. Бораты - производные различных мономерных и полимерных борных кислот. Тетраборат натрия. Эфиры борной кислоты.

Качественная реакция на бор и ее использование в фармацевтическом анализе. Биологическая роль бора. Антисептические свойства борной кислоты и ее солей. Алюминий. Общая характеристика. Простое вещество и его химическая активность. Разновидности оксида алюминия.

Применение в медицине. Амфотерность гидроксида. Алуминаты, Ион алюминия как комплексообразователь. Безводные соли алюминия и кристаллогидраты. Особенности строения. Галиды. Гидрид алюминия и аланаты. Квасцы.

Физико-химические основы применения алюминия в медицине и фармации.

Общая характеристика группы. Общая характеристика углерода. Аллотропические модификации углерода. Типы гибридизации атома углерода и строение углеродосодержащих молекул. Углерод как основа всех органических молекул. Физические и химические свойства простых веществ. Активированный уголь как адсорбент.

Углерод в отрицательных степенях окисления, карбиды активных металлов и соответствующие им углеводороды. Углерод (II). Оксид углерода (II), его КО и ОВ характеристика, свойства как лиганда, химические основы его токсичности. Цианистоводородная кислота, простые и комплексные цианиды. Химические основы токсичности цианидов.

Соединения углерода (IV). Оксид углерода (IV), стереохимия и природа связи, равновесия в водном растворе. Угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты, гидролиз и термическое разложение. Соединения углерода с галогенами и серой. Четыреххлористый углерод, фосген, фреоны, сероуглерод и тиокарбонаты. Цианаты и тиоцианаты. Физические и химические свойства, применение. Биологическая роль углерода. Химические основы использования неорганических соединений углерода в медицине и фармации.

Кремний. Общая характеристика. Основное отличие от углерода: отсутствие пи-связи в соединениях. Силициды. Соединения с водородом (силаны), окисление и гидролиз. Тетрафторид и тетрагидрид кремния, гидролиз. Гексафторосиликаты. Кислородные соединения. Оксид кремния (IV). Силикагель. Кремневая кислота. Силикаты. Растворимость и гидролиз. Природные силикаты и алюмосиликаты, цеолиты. Кремнийорганические соединений. Силиконы и силоксаны.

Использование в медицине соединений кремния. Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Устойчивость водородных соединений. Соединения с галогенами типа ЭГг и ЭП, поведение в водных растворах.

Оксиды. Оксид свинца (IV) как сильный окислитель. Амфотерность гидроксидов. Растворимые и нерастворимые соли олова и свинца. ОВ реакции в растворах. Химизм токсического действия соединений свинца.

Применение в медицине свинецсодержащих препаратов (свинца (II) ацетат, свинца (II) оксид).

Химические основы использования соединений олова и свинца в анализе фармпрепаратов.

Лекция. Химия элементов VA группы. Химия элементов VIA группы.

Общая характеристика группы. Азот, фосфор, мышьяк в организме, их биологическая роль.

Азот. Общая характеристика. Многообразие соединений с различными степенями окисления азота. Причина малой химической активности азота. Молекула азота как лиганд. Соединения с отрицательными степенями окисления. Нитриды (ковалентные и ионные).

Аммиак, КО и ОВ характеристика, реакции замещения. Амиды. Аммиакаты. Свойства аминокислот как производных аммиака. Ион аммония и его соли, кислотные свойства, термическое разложение.

Гидразин и гидросиламин. КО и ОВ характеристика. Азотистоводородная кислота и азиды. Соединения азота в положительных степенях окисления. Оксиды. Стереохимия и природа связи. Способы получения. КО и ОВ свойства. Азотистая кислота и нитриты. КО и ОВ свойства. Азотная кислота и нитраты. КО и ОВ характеристика. "Царская водка".

Фосфор. Общая характеристика. Аллотропические модификации фосфора, их химическая активность. Фосфиды. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота. Соединения фосфора в положительных степенях окисления. Галиды, их гидролиз. Оксиды: стереохимия и природа связи, взаимодействие с водой и спиртами. Фосфорноватистая (гипофосфористая) и фосфористая кислоты, строение молекул, КО и ОВ свойства. Дифосфорная (пирофосфорная) кислота. Изополи- и гетерополифосфорные кислоты. Метафосфорные кислоты, сравнение с азотной кислотой. Производные фосфорной кислоты в живых организмах.

Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика. Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута в сравнении с аммиаком и фосфином. Определение мышьяка по методу Марша. Соединения мышьяка, сурьмы и висмута в положительных степенях окисления. Галиды и изменение их свойств в группе (азот - висмут). Оксиды и гидроксиды Э (III) и Э (V); их КО и ОВ характеристики. Арсениты и арсенаты, их КО и ОВ свойства.

Соли катионов сурьмы (III) и висмута (III), их гидролиз. Сурьмяная кислота и ее соли. Висмутаты. Неустойчивость соединений висмута (V). Понятие о химических основах применения в медицине и фармации аммиака, оксида азота (I) (закиси азота), нитрита и нитрата натрия, оксидов и солей мышьяка, сурьмы и висмута.

Химические основы использования соединений р-элементов V группы в фармацевтическом анализе. Роль кислорода как одного из наиболее распространенных элементов и составной части большинства неорганических соединений. Особенности электронной структуры молекулы кислорода. Химическая активность кислорода. Молекула O_2 в качестве лиганда в оксигемоглобине.

Озон, стереохимия и природа связей. Химическая активность в сравнении с кислородом (реакция с растворами иодидов). Классификация кислородных соединений и их общие свойства (в том числе бинарные соединения: супероксиды (гипероксиды, надпероксиды), пероксиды, оксиды, озониды). Водорода пероксид H_2O_2 , его КО и ОВ характеристика, применение в медицине. Соединения кислорода с фтором. Биологическая роль кислорода. Химические основы применения кислорода и озона, а также соединений кислорода в медицине и фармации.

Сера. Общая характеристика. Способность к образованию гомоцепей. Соединения серы в отрицательных степенях окисления. Сероводород, его КО и ОВ свойства. Сульфиды металлов и неметаллов, их растворимость в воде и гидролиз. Полисульфиды, КО и ОВ характеристика, устойчивость.

Соединения серы (IV) - оксид, хлорид, хлористый тионил, сернистая кислота, сульфиты и гидросульфиты. Их КО и ОВ свойства. Восстановление сульфитов до дитионистой кислоты и дитионитов. Взаимодействие сульфитов с серой с образованием тиосульфатов. Свойства тиосульфатов: реакция с кислотами, окислителями (в том числе с йодом), катионами - комплексообразователями. Политионаты, особенности их строения и свойства.

Соединения серы (VI) - оксид, гексафторид, сульфонилхлорид, сульфурилхлорид, серная кислота и ее производные - сульфаты, КО и ОВ свойства. Олеум. Пиросерная кислота. Пероксодисерные кислоты и соли. Окислительные свойства пероксосульфатов.

Биологическая роль серы (сульфгидрильные группы и дисульфидные мостики в белках). Химические основы применения серы и ее соединений в медицине, фармации, фармацевтическом анализе. Селен и теллур. Общая характеристика. КО и ОВ свойства водородных соединений и их солей. Оксиды и кислоты, их КО и ОВ свойства (в сравнении с подобными соединениями серы). Биологическая роль селена.

Лекция. Химия элементов VIIA и VIIIA групп. Развитие химической и фармацевтической промышленности и охрана окружающей среды.

р-элементы VII группы (галогены) Общая характеристика группы. Особые свойства фтора как наиболее электроотрицательного элемента. Простые вещества, их химическая активность. Соединения галогенов с водородом. Растворимость в воде; КО и ОВ свойства. Ионные и ковалентные галиды, их отношение к действию воды, окислителей и восстановителей. Способность фторидиона замещать кислород (например, в соединениях кремния). Галогенид-ионы как лиганды в комплексных соединениях. Галогены в положительных степенях окисления. Соединения с кислородом и друг с другом. Взаимодействие галогенов с водой и водными растворами щелочей. Кислородные кислоты хлора и их соли, стереохимия и природа связей, устойчивость в свободном состоянии и в растворах, изменение КО и ОВ свойств в зависимости от степени окисления галогена. Хлорная известь, хлораты, броматы и йодаты и их свойства. Биологическая роль фтора, хлора, брома и йода. Понятие о химизме бактерицидного действия хлора и йода. Применение в медицине, санитарии и фармации хлорной извести, хлорной воды, препаратов активного хлора, йода, а также соляной кислоты, фторидов, хлоридов, бромидов и йодидов.

р-элементы VIII группы (благородные газы) Общая характеристика. Физические и химические свойства благородных газов. Соединения благородных газов. Применение благородных газов в медицине.

Лабораторные работы.

Лабораторная работа «Кислород. Сера. Галогены».

Цель работы: изучение методов получения и химических свойств кислорода. Изучение методов получения хлора. Кислородные соединения хлора.

Контрольные вопросы:

1. Написать электронную формулу атома кислорода.
2. Сравнить физические и химические свойства кислорода и озона.
3. Какие известны лабораторные способы получения кислорода?
4. Описать химические свойства воды, пероксида водорода и пероксидов металлов.
5. Какие степени окисления проявляет атом хлора в соединениях? Привести примеры соединений.
6. Написать уравнения реакций, характеризующих восстановительные свойства концентрированной соляной кислоты.
7. Расположить галогены в ряд по уменьшению их окислительной способности. Объяснить наблюдаемую закономерность.
8. Почему йод плохо растворяется в воде, но лучше в органических растворителях?

Лабораторное занятие. Лабораторная работа «Получение и свойства соединений бора и алюминия».

Опыт 1. Получение ортоборной кислоты.

Опыт 2. Кислотные свойства ортоборной кислоты.

Опыт 3. Гидролиз тетрабората натрия.

Опыт 4. Получение малорастворимых боратов.

Опыт 5. Взаимодействие алюминия с кислотами.

Контрольные вопросы:

1. Как протекает гидролиз солей алюминия, образованных различными по силе кислотами? Написать соответствующие уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.
2. Каковы химические свойства оксида и гидроксида алюминия? Написать соответствующие уравнения реакций.
3. Каково отношение алюминия к кислороду, воде, щелочам? Написать соответствующие уравнения реакций.
4. Из каких природных соединений получают бор и алюминий?

Лабораторное занятие. Лабораторная работа. «Получение и свойства соединений элементов IV А группы».

Опыт 1. Гидролиз карбоната и гидрокарбоната натрия.

Опыт 2. Влияние иона CO_3^{2-} на гидролиз некоторых солей.

Опыт 3. Получение геля и золя кремниевой кислоты.

Опыт 4. Гидролиз силиката натрия

Опыт 5. Взаимодействие олова с кислотами.

Контрольные вопросы:

1. Химические свойства простых веществ элементов 4А подгруппы. Их реакционная способность. Окислительно-восстановительные свойства.
2. Принципы получения простых веществ. Применение простых веществ. Уголь как топливо и адсорбент.
3. Оксид углерода (II). Химическая связь в молекуле с позиций теорий ВС и МО. Получение. Восстановительные свойства. Реакции присоединения.
4. Оксид углерода (IV). Строение молекулы. Отношение к воде, щелочам. Получение. Применение.
5. Влияние углекислого газа на окружающую среду. Угольная кислота и ее соли. Строение молекулы угольной кислоты и карбонат-иона. Свойства кислоты. Карбонаты, гидрокарбонаты, основные карбонаты. Особенности осаждения труднорастворимых карбонатов из водных растворов. Термическая устойчивость карбонатов. Применение.
6. Оксид кремния (IV), особенности его строения, аморфная и кристаллическая форма.

Лабораторное занятие. Лабораторная работа. «Получение и свойства соединений азота».

Опыт 1. Получение аммиака, его взаимодействие с водой и хлороводородом (демонстрационный).

Опыт 2. Равновесие в водном растворе аммиака.

Опыт 3. Восстановительные свойства аммиака.

Опыт 4. Гидролиз солей аммония.

Контрольные вопросы:

1. Азот: химическая связь в молекуле азота, реакционная способность в молекулярной и атомарной формах, физические и химические свойства, получение и применение.
2. Фиксация азота из воздуха.
3. Аммиак: строение молекул, термодинамика и технология промышленного синтеза, области применения, реакции присоединения, замещения и окисления. Соли аммония.
4. Гидразин, гидроксилламин и азотистоводородная кислота: строение молекул, методы получения, кислотные свойства, окислительно-восстановительные свойства, применение их самих и их производных.
5. Оксиды азота (I, II, III, IV, V): строение молекул, отношение к воде, щелочам, окислительно-восстановительные свойства, принципы получения, токсичность, влияние на окружающую среду.
6. Азотная кислота: строение молекулы кислоты и нитрат-иона, окислительные свойства концентрированной и разбавленной азотной кислоты. Взаимодействие с металлами и неметаллами. Лабораторные и промышленные методы получения азотной кислоты. Царская водка. Применение азотной кислоты. Азотные удобрения.
7. Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли. Фосфорноватистая кислота и гипофосфиты. Фосфористая кислота и фосфиты. Мета-, ди(пиро-) и полифосфорные кислоты и их соли. Ортофосфорная кислота и ее соли. Строение молекул кислот фосфора, их основность и окислительно-восстановительные свойства. Получение ортофосфорной кислоты. Ее применение. Фосфорные удобрения. Простой суперфосфат. Двойной суперфосфат. Преципитат. Фосфоритная мука. Смешанные удобрения. Аммофос. Азофоска.

Лабораторное занятие. Коллоквиум по пройденным темам.

1. Общая характеристика атомов и простых веществ галогенов. Особенности химии фтора.

2. Важнейшие природные соединения галогенов. Методы получения свободных галогенов. Физические и химические свойства галогенов. Применение.
3. Галогеноводородные кислоты: получение, свойства, применение. Краткая характеристика важнейших галогенидов металлов.
4. Оксиды, кислородсодержащие кислоты хлора и их соли: получение, кислотные и окислительно-восстановительные свойства, практическое использование.
5. Кислородсодержащие соединения брома и йода: получение, кислотные и окислительно-восстановительные свойства, сравнение с аналогичными соединениями хлора. Интергалогидные соединения.
6. Общая характеристика элементов 6А подгруппы. Важнейшие природные соединения галогенов. Строение молекул и строение простых веществ различных аллотропных форм.
7. Кислород: химическая связь с позиций методов ВС и МО, парамагнетизм, способы получения, физические и химические свойства, применение.
8. Сера: аллотропия, нахождение в природе, получение в свободном состоянии, физические и химические свойства, применение.
9. Общая характеристика элементов 5А подгруппы. Строение простых веществ. Сравнительная характеристика их свойств. Склонность к образованию полимерных форм. Азот: химическая связь в молекуле азота, реакционная способность в молекулярной и атомарной формах, физические и химические свойства, получение и применение. Фиксация азота из воздуха.
10. Аммиак: термодинамика и технология промышленного синтеза, области применения, реакции присоединения, замещения и окисления. Соли аммония. Амминокомплексы. Жидкий аммиак как растворитель.
11. Оксиды азота (I, II, III, IV, V): строение молекул, отношение к воде, щелочам, окислительно-восстановительные свойства, принципы получения, токсичность, влияние на окружающую среду. Термодинамика реакции синтеза оксида азота (II) из простых веществ. Азотистая кислота и нитриты: строение молекулы и нитрит-иона, окислительно-восстановительные свойства, токсичность.
12. Азотная кислота: строение молекулы кислоты и нитрат-иона, окислительные свойства концентрированной и разбавленной азотной кислоты. Взаимодействие с металлами и неметаллами. Лабораторные и промышленные методы получения азотной кислоты. Царская водка.
13. Общая характеристика элементов 4А подгруппы. Строение простых веществ. Сравнительная характеристика их свойств. Склонность к образованию полимерных форм. Аллотропные модификации углерода и олова. Особенности их строения. Полупроводниковые свойства кремния и германия. Соединения с металлами. Карбиды металлов. Типы карбидов. Отношение карбидов разных типов к воде, кислотам. Карборунд. Силициды. Сплавы олова и свинца.
14. Химические свойства простых веществ. Их реакционная способность. Окислительно-восстановительные свойства. Отношения к кислороду, металлам, воде, кислотам и щелочам. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения простых веществ. Применение простых веществ. Уголь как топливо и адсорбент.

Задания для самостоятельной работы.

1. Составьте и изучите конспект лекций по разделу.
2. Подготовьтесь к лабораторным работам по разделу: ознакомьтесь с теоретическим материалом по теме лабораторной работы, оформите лабораторный журнал (рабочую тетрадь), ответьте на контрольные вопросы.

Тема 4. Химия d-элементов (УК-8)

Лекция.

- Лекция. Общая характеристика элементов d-блока. Элементы IIIB группы. Элементы IVB группы. Распространенность в природе и свойства. Применение в медицине. Химия элементов VB группы. Распространенность в природе и свойства. Медико-биологическое значение.
- Лекция. Химия элементов VIB группы. Химия элементов VIIB группы. Химия элементов VIIIB. Распространенность в природе и свойства. Медико-биологическое значение.

Химия элементов VIIВ группы. Общая характеристика элементов. Распространенность в природе и свойства. Марганец, Технеций, рений. Биологическая роль и применение в медицине.

Химия элементов VIIIВ. Общая характеристика элементов. Распространенность в природе и свойства. Железо. Кобальт. Никель. Биологическая роль и применение в медицине.

Лекция. Химия элементов IV группы. Химия элементов IIВ группы.

Общая характеристика элементов. Распространенность в природе и свойства. Медь. Серебро. Золото. Биологическая роль и применение в медицине.

Химия элементов IIВ группы. Общая характеристика группы. Цинк. Общая характеристика, химическая активность простого вещества; КО и ОВ характеристика соединений цинка. Комплексные соединения цинка. Комплексная природа цинкосодержащих ферментов и химизм их действия. Химические основы применения в медицине и в фармации соединений цинка. Кадмий и его соединения в сравнении с аналогичными соединениями цинка. Ртуть. Общая характеристика, отличительные от цинка и кадмия свойства: пониженная химическая активность простого вещества, ковалентность образуемых связей с мягкими лигандами, образование связи между атомами ртути. Окисление ртути серой и азотной кислотой. Соединения ртути (I) и ртути (II), их КО и ОВ характеристика, способность ртути (I) и ртути (II) к комплексообразованию. Химизм токсического действия соединений кадмия и ртути. Химические основы применения соединений ртути в медицине и фармации.

Лабораторные работы.

Лабораторное занятие. Лабораторная работа «Получение и свойства соединений марганца» «Получение и свойства соединений хрома».

Опыт 1. Гидроксид марганца (II) и его свойства.

Опыт 2. Получение некоторых малорастворимых солей марганца (II).

Опыт 3. Окисление соли марганца (II) висмутатом натрия.

Опыт 4. Окислительные свойства оксида марганца (IV).

Опыт 5. Восстановительные свойства оксида марганца (IV).

Опыт 6. Получение и свойства гидроксида хрома (III).

Опыт 2. Гидролиз сульфата хрома (III).

Опыт 7. Гидролиз хромита калия.

Опыт 8. Восстановительные свойства солей хрома (III).

Опыт 9. Переход хромата калия в дихромат калия.

Контрольные вопросы.

1. Как получают соединения марганца? Написать уравнения реакций.
2. Какие из соединений марганца в химических реакциях являются только восстановителем?
3. Какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях проявляют соединения марганца (II)?
4. От каких факторов зависит состав продуктов восстановления перманганата калия, если реакция протекает в растворе?
5. Хром: распространение в природе, получение, свойства и применение.
6. Соединения хрома (II) и хрома (III): получение, свойства и применение.
7. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома.
8. Хроматы и дихроматы.
9. Применение соединений хрома. Молибден и вольфрам: распространение в природе, получение, свойства и применение в медицине.

Лабораторное занятие. Лабораторная работа «Получение и свойства соединений железа, кобальта и никеля». «Получение и свойства соединений меди и серебра. Получение и свойства соединений элементов IIВ группы»

Опыт 1. Характерные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} .

Опыт 2. Взаимодействие железа с кислотами.

Опыт 3. Гидроксид железа (II). Выполнение работы.

Опыт 4. Восстановление пероксида водорода соединением железа (II).

Опыт 5. Взаимодействие меди с разбавленными и концентрированными растворами кислот.

Опыт 6. Получение гидроксида меди (II) и разложение его при нагревании.

Опыт 7. Отношение гидроксида меди (II) к кислотам и щелочам.

Опыт 8. Получение сульфида меди (II).

Опыт 9. Растворение цинка в кислотах и щелочах.

Опыт 10. Гидроксиды цинка и кадмия и их свойства.

Контрольные вопросы.

1. **Железо в природе. Железные руды.**
2. **Оксиды железа и их свойства. Доменный процесс. Получение чугуна и стали.**
3. **Свойства и применение железа. Коррозия железа и других металлов и меры борьбы с ней**
4. **Оксиды и гидроксиды железа (II, III): распространение в природе, свойства и применение.**
5. **Соли железа (II, III). Ферраты (VI). Комплексные соединения железа: свойства, получение и практическое использование.**
6. **Цинк и его соединения: распространение в природе, получение, свойства и применение.**
7. **Кадмий и ртуть: распространение в природе, получение, свойства и применение.**
8. **Соединения кадмия и ртути.**

Лабораторное занятие. Контрольный срез. Коллоквиум

1. Общая характеристика элементов 1Б подгруппы. Медь и ее соединения: распространение в природе, получение, свойства и применение.
2. Серебро и золото: распространение в природе, свойства и применение. Соединения серебра и золота.
3. Общая характеристика элементов 2Б подгруппы. Цинк и его соединения: распространение в природе, получение, свойства и применение.
4. Кадмий и ртуть: распространение в природе, получение, свойства и применение. Соединения кадмия и ртути.
5. Общая характеристика элементов 3Б подгруппы. Скандий и его соединения: распространение в природе, получение, свойства и применение.
6. Семейство лантанидов. Общие свойства. Лантаноидное сжатие.
7. Семейство актинидов. Общие свойства элементов. Уран и торий: нахождение в природе, получение, свойства и применение.
8. Общая характеристика элементов 4Б подгруппы. Титан и его соединения: распространение в природе, получение, свойства и применение.
9. Общая характеристика элементов 5Б подгруппы. Ванадий и его соединения: распространение в природе, получение, свойства и применение.
10. Общая характеристика элементов 6Б подгруппы. Хром: распространение в природе, получение, свойства и применение.
11. Соединения хрома (II) и хрома (III): получение, свойства и применение.
12. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома. Хроматы и дихроматы. Применение соединений хрома.
13. Молибден и вольфрам: распространение в природе, получение, свойства и применение.
14. Общая характеристика элементов 7Б подгруппы. Технеций, рений и их соединения: получение, свойства и применение.
15. Марганец: нахождение в природе, получение, свойства и применение.
16. Оксиды и гидроксиды марганца (II, III, IV) и их производные: получение и свойства.
17. Марганцевая и марганцовистая кислоты и их соли: получение, свойства и применение.

18. Общая характеристика элементов побочной подгруппы 8 группы. Платиновые металлы. Платина: распространение в природе, получение, свойства и применение.

19. Железо в природе. Железные руды. Оксиды железа и их свойства. Доменный процесс. Получение чугуна и стали. Свойства и применение железа.

20. Коррозия железа и других металлов и меры борьбы с ней. Оксиды и гидроксиды железа (II, III): распространение в природе, свойства и применение.

21. Соли железа (II, III). Ферраты (VI). Комплексные соединения железа: свойства, получение и практическое использование.

22. Кобальт и никель: распространение в природе, получение, свойства и применение. Соединения кобальта и никеля.

Задания для самостоятельной работы.

1. Составьте и изучите конспект лекций по разделу.
2. Подготовьтесь к лабораторным работам по разделу: ознакомьтесь с теоретическим материалом по теме лабораторной работы, оформите лабораторный журнал (рабочую тетрадь), ответьте на контрольные вопросы.

4. Контроль знаний обучающихся и типовые оценочные средства

4.1. Распределение баллов:

1 семестр

- текущий контроль – 40 баллов
- контрольные срезы – 4 среза: 7 баллов, 7 баллов, 8 баллов, 8 баллов
- ответ на экзамене: не более 30 баллов

Распределение баллов по заданиям:

| № темы | Название темы / вид учебной работы | Формы текущего контроля / срезы | Мак. кол-во баллов | Методика проведения занятия и оценки |
|--------|---|---|--------------------|--|
| 1. | Введение в общую химию. Теоретические основы химии. | Контрольная работа(контрольный срез) | 7 | Контрольная работа состоит из 9 заданий. За каждый правильный ответ с 1 по 4 задания по 0,5 баллов. За каждый последующий правильный ответ с решением студент получает 1 балл. |
| | | Защита лабораторных работ | 16 | Выполняется 8 лабораторных работ, на защиту каждой из которых отводится 2 балла. Защите лабораторной работы предшествует ее выполнение с обязательным соблюдением правил техники безопасности. Баллы за защиту суммируются следующим образом: 1 балл – за выполнение лабораторной работы с соблюдением правил техники безопасности и правильное оформление лабораторной работы в рабочей тетради 1 балл - за ответ на контрольный вопрос к лабораторной работе (преподаватель задает один контрольный вопрос из перечня вопросов к лабораторной работе; если студент дает на него полный верный ответ, начисляется 1 балл; если ответ неправильный или отсутствует – 0 баллов) |

| | | | | |
|----|--|------------------------------|---|---|
| | | Решение задач | 8 | <p>За решение задач начисляется 8 баллов.</p> <p>Предусмотрено выполнение 4 задач по 2 балла. На решение ситуационной задачи отводится 10 минут.</p> <p>Ситуационные задачи для решения выдаются заранее. На занятии преподаватель задает студенту одну задачу из выданного заранее перечня.</p> <p>Решение которой сводится к:</p> <ul style="list-style-type: none"> - подробному ответу на проблемные вопросы, которых может быть задано несколько для самостоятельного осмысления, - к изложению материала по определенной тематике. <p>2 балла – студент решил задачу без ошибок и недочетов, 1 балла - студент допустил при решении задачи недочет; 0 баллов – задача решена неправильно или к решению задачи студент не приступил.</p> |
| 2. | Химия s-элементов периодической системы. | Коллоквиум(контрольный срез) | 7 | <p>За коллоквиум начисляется 7 баллов. Коллоквиум включает в себя письменный ответ на 2 предварительно определенных вопроса из перечня вопросов, выданных заранее для подготовки студента. На подготовку к ответу на коллоквиум дается 30 минут.</p> <p>4 балла – студент на вопрос дал развернутый полный и правильный ответ;</p> <p>3 балла – студент при ответе на вопрос допустил неточность;</p> <p>2 балла – студент при ответе на вопрос допустил не более одной ошибки;</p> <p>1 балл – студент ответе на вопрос допустил две и более ошибки;</p> <p>0 баллов – студент дал неправильный ответ на вопрос / отказ от ответа на вопрос</p> |
| | | Защита лабораторных работ | 4 | <p>Выполняется 2 лабораторных работ, на защиту каждой из которых отводится 2 балла.</p> <p>Защите лабораторной работы предшествует ее выполнение с обязательным соблюдением правил техники безопасности.</p> <p>Баллы за защиту суммируются следующим образом:</p> <p>1 балл – за выполнение лабораторной работы с соблюдением правил техники безопасности и правильное оформление лабораторной работы в рабочей тетради</p> <p>1 балл - за ответ на контрольный вопрос к лабораторной работе (преподаватель задает один контрольный вопрос из перечня вопросов к лабораторной работе; если студент дает на него полный верный ответ, начисляется 1 балл; если ответ неправильный или отсутствует – 0 баллов)</p> |
| 3. | Химия p-элементов. | Коллоквиум(контрольный срез) | 8 | <p>За коллоквиум начисляется 8 баллов. Коллоквиум включает в себя письменный ответ на 2 предварительно определенных вопроса из перечня вопросов, выданных заранее для подготовки студента. На подготовку к ответу на коллоквиум дается 30 минут.</p> <p>4 балла – студент на вопрос дал развернутый полный и правильный ответ;</p> <p>3 балла – студент при ответе на вопрос допустил неточность;</p> <p>2 балла – студент при ответе на вопрос допустил не более одной ошибки;</p> <p>1 балл – студент ответе на вопрос допустил две и более ошибки;</p> <p>0 баллов – студент дал неправильный ответ на вопрос / отказ от ответа на вопрос</p> |

| | | | | |
|----|-------------------|------------------------------|-----|--|
| | | Защита лабораторных работ | 8 | <p>Выполняется 4 лабораторных работ, на защиту который отводится 2 балла.</p> <p>Защите лабораторной работы предшествует ее выполнение с обязательным соблюдением правил техники безопасности.</p> <p>Баллы за защиту суммируются следующим образом:</p> <p>1 балл – за выполнение лабораторной работы с соблюдением правил техники безопасности и правильное оформление лабораторной работы в рабочей тетради</p> <p>1 балл - за ответ на контрольный вопрос к лабораторной работе (преподаватель задает один контрольный вопрос из перечня вопросов к лабораторной работе; если студент дает на него полный верный ответ, начисляется 1 балл; если ответ неправильный или отсутствует – 0 баллов)</p> |
| 4. | Химия d-элементов | Коллоквиум(контрольный срез) | 8 | <p>За коллоквиум начисляется 8 баллов. Коллоквиум включает в себя письменный ответ на 2 предварительно определенных вопроса из перечня вопросов, выданных заранее для подготовки студента. На подготовку к ответу на коллоквиум дается 30 минут.</p> <p>4 балла – студент на вопрос дал развернутый полный и правильный ответ;</p> <p>3 балла – студент при ответе на вопрос допустил неточность;</p> <p>2 балла – студент при ответе на вопрос допустил не более одной ошибки;</p> <p>1 балл – студент ответе на вопрос допустил две и более ошибки;</p> <p>0 баллов – студент дал неправильный ответ на вопрос / отказ от ответа на вопрос</p> |
| | | Защита лабораторных работ | 4 | <p>Выполняется 2 лабораторные работы, на защиту который отводится 2 балла.</p> <p>Защите лабораторной работы предшествует ее выполнение с обязательным соблюдением правил техники безопасности.</p> <p>Баллы за защиту суммируются следующим образом:</p> <p>1 балл – за выполнение лабораторной работы с соблюдением правил техники безопасности и правильное оформление лабораторной работы в рабочей тетради</p> <p>1 балл - за ответ на контрольный вопрос к лабораторной работе (преподаватель задает один контрольный вопрос из перечня вопросов к лабораторной работе; если студент дает на него полный верный ответ, начисляется 1 балл; если ответ неправильный или отсутствует – 0 баллов)</p> |
| 5. | Ответ на экзамене | | 30 | <p>0 баллов – неправильные ответы на все вопросы билета (оценка «неудовлетворительно») / отказ от ответа на билет;</p> <p>1-14 баллов – студент допустил в ответах на вопросы билета грубые ошибки и множественные неточности (оценка «неудовлетворительно»);</p> <p>15 баллов – студент раскрыл основные вопросы и задания билета на оценку «удовлетворительно»;</p> <p>16-24 баллов – студент раскрыл основные вопросы и задания билета на оценку «хорошо»;</p> <p>25-30 баллов – студент раскрыл основные вопросы и задания билета на оценку «отлично»</p> |
| 6. | Итого за семестр | | 100 | |

Итоговая оценка по экзамену выставляется в 100-балльной шкале и в традиционной четырехбалльной шкале. Перевод 100-балльной рейтинговой оценки по дисциплине в традиционную четырехбалльную осуществляется следующим образом:

| 100-балльная система | Традиционная система |
|----------------------|----------------------|
| 85 - 100 баллов | Отлично |
| 70 - 84 баллов | Хорошо |

| | |
|----------------|---------------------|
| 50 - 69 баллов | Удовлетворительно |
| Менее 50 | Неудовлетворительно |

4.2 Типовые оценочные средства текущего контроля

Защита лабораторных работ

Тема 4. Химия d-элементов

Отчет по лабораторной работе

1. Заполнить лабораторный журнал: описать ход выполнения работы, уравнения реакций.
2. Ответить письменно на контрольные вопросы.
3. После выполнения лабораторной работы внести в лабораторный журнал наблюдения и выводы по проведенным опытам.

Коллоквиум

Тема 4. Химия d-элементов

Типовые вопросы к коллоквиуму

1. Общая характеристика атомов и простых веществ галогенов. Особенности химии фтора.
2. Важнейшие природные соединения галогенов. Методы получения свободных галогенов. Физические и химические свойства галогенов. Применение.
3. Галогеноводородные кислоты: получение, свойства, применение. Краткая характеристика важнейших галогенидов металлов.
4. Оксиды, кислородсодержащие кислоты хлора и их соли: получение, кислотные и окислительно-восстановительные свойства, практическое использование.
5. Кислородсодержащие соединения брома и иода: получение, кислотные и окислительно-восстановительные свойства, сравнение с аналогичными соединениями хлора. Интергалогидные соединения.

Контрольная работа

Тема 1. Введение в общую химию. Теоретические основы химии.

1. Буферная емкость это - ...
 - (а) количество моль-эквивалентов сильной кислоты или сильной щелочи, которое нужно ввести в 1 литр буферного раствора, чтобы изменить водородный показатель на единицу;
 - (б) количество эквивалентов сильной кислоты или сильной щелочи, которое нужно ввести в 1 литр буферного раствора, чтобы изменить водородный показатель на единицу;
 - (в) количество моль сильной кислоты или сильной щелочи, которое нужно ввести в 1 литр буферного раствора, чтобы изменить водородный показатель на два;
 - (г) количество моль сильной щелочи, которое нужно ввести в 1 литр буферного раствора, чтобы изменить водородный показатель на единицу.

2. Определите концентрацию (моль/дм³) ионов H⁺, если $pH = 4$
 (а) 10^{-2} ; (б) 10^{-3} ; (в) 10^{-4} ; (г) 10^{-5} .

3. Дисперсная система с газообразной дисперсионной средой
 (а) аэрозоль; (б) эмульсия; (в) суспензия; (г) пена.

4. Молярная концентрация или молярность (См) - это:
 (а) количество моль эквивалента растворенного вещества в 1 л раствора;

Тема 1. Введение в общую химию. Теоретические основы химии.

Ответ: $\Delta H^\circ(\text{реакции}) = -77.02 \text{ кДж/моль}$; $\Delta S^\circ_{298}(\text{реакции}) = 515.84 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$;
 $\Delta G^\circ_{298}(\text{реакции}) = -220.16 \text{ кДж/моль}$.

$$\Delta S^{\circ}_{298}(\text{реакции}) = 2 \cdot \Delta S^{\circ}_{298}(\text{CO}_{(\text{г})}) - \Delta S^{\circ}_{298}(\text{CO}_{2(\text{г})}) = 2 \cdot 197.54 - 213.67 = 181.41 \text{ Дж/(моль К)}$$

Подставляем полученные данные в первое уравнение и получаем

$$\Delta G^{\circ}_{\text{р-ции}} = -172.47 - 298 \cdot 181.41 \cdot 10^{-3} = -226.53 \text{ кДж/моль}$$

б) если оба направления процесса равны, то $\Delta G = 0$,

тогда $\Delta H = T \cdot \Delta S$, а $T = \frac{\Delta H}{\Delta S}$, рассчитаем T

$$T = \frac{-172.47}{181.41 \cdot 10^{-3}} = 950.72 \text{ К}$$

Ответ: $\Delta G^{\circ}_{\text{р-ции}} = -226.53 \text{ кДж/моль}$; $T = 950.72 \text{ К}$

3. Энергия активации реакции кислотного гидролиза сахарозы при 37°C равна 102 кДж/моль, а в присутствии фермента энергия активации снижается до 35 кДж/моль. Во сколько раз быстрее протекает реакция гидролиза сахарозы в присутствии фермента?

Решение: воспользуемся формулой:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = - \frac{E_{a2} - E_{a1}}{RT}$$

температуру переведем в кельвины: $T = 37 + 273 = 310$

$$\ln k_2/k_1 = - (35 - 102) / (8.31 \cdot 10^{-3} \cdot 310) = 25.996$$

$$\frac{k_2}{k_1} = e^{25.996} = 1.95 \cdot 10^{11}$$

Ответ: в присутствии фермента реакция протекает быстрее в $1.95 \cdot 10^{11}$ раз.

4.3 Промежуточная аттестация по дисциплине проводится в форме экзамена

Типовые вопросы экзамена (ОПК-1, УК-8)

1. Ионная связь. Зависимость строения кристаллов от размеров ионов. Металлическая связь.
2. Межмолекулярные Ван-дер-Ваальсовы связи. Объяснение фазовых превращений. Водородная связь. Объяснение аномальных свойств воды.
3. Изменение энтальпии как характеристика энергетики химических превращений. Закон Гесса. Расчет теплоты процесса по теплотам образования и теплотам сгорания химических соединений.

Типовые задания для экзамена (ОПК-1, УК-8)

1. Анальгин применяется в медицине как болеутоляющее, жаропонижающее и противовоспалительное средство при головных болях, радикулите, гриппе, ревматизме. Определите массу анальгина, которую получит пациент при инъекции одной ампулы 50%-ного раствора объемом 2 мл. Плотность раствора 1,47 г/мл.
2. При лечении онкологических заболеваний в опухоль вводят препарат, содержащий радионуклид иридий-192. Рассчитайте, какая часть введенного радионуклида останется в опухоли через 45 суток, если его период полупревращения составляет 74,08 суток.
3. В лаборатории создали новый лекарственный препарат. Срок годности этого препарата при $t^{\circ} = 20^{\circ}\text{C}$ составляет три года. Известно, что для данной реакции температурный коэффициент скорости реакции равен 2. Какое время можно хранить препарат при 30°C , 40°C , 50°C ? Можно ли проводить исследования при температурах $100-200^{\circ}\text{C}$?
4. Рассчитайте константу равновесия реакции окисления этанола кислородом в уксусный альдегид (органические соединения жидкие) при 310 К.

4.4. Шкала оценивания промежуточной аттестации

| Оценка | Компетенции | Дескрипторы (уровни) – основные признаки освоения (показатели достижения результата) |
|--------|-------------|--|
|--------|-------------|--|

| | | |
|--|-------|--|
| «отлично» (85 - 100 баллов) | ОПК-1 | Отлично анализирует факторы вредного влияния на жизнедеятельность элементов среды обитания (химических элементов и их соединений) |
| | УК-8 | Отлично применяет основные методы неорганического анализа для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, лекарственного растительного сырья и биологических объектов |
| «хорошо» (70 - 84 баллов) | ОПК-1 | Хорошо анализирует факторы вредного влияния на жизнедеятельность элементов среды обитания (химических элементов и их соединений) |
| | УК-8 | Хорошо применяет основные методы неорганического анализа для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, лекарственного растительного сырья и биологических объектов |
| «удовлетворительно» (50 - 69 баллов) | ОПК-1 | Удовлетворительно анализирует факторы вредного влияния на жизнедеятельность элементов среды обитания (химических элементов и их соединений) |
| | УК-8 | Удовлетворительно применяет основные методы неорганического анализа для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, лекарственного растительного сырья и биологических объектов |
| «неудовлетворительно» (менее 50 баллов) | ОПК-1 | Не анализирует факторы вредного влияния на жизнедеятельность элементов среды обитания (химических элементов и их соединений) |
| | УК-8 | Не применяет основные методы неорганического анализа для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, лекарственного растительного сырья и биологических объектов |

5. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины (модуля)

5.1 Методические указания по организации самостоятельной работы обучающихся:

Приступая к изучению дисциплины, в первую очередь обучающимся необходимо ознакомиться содержанием рабочей программы дисциплины (РПД), которая определяет содержание, объем, а также порядок изучения и преподавания учебной дисциплины, ее раздела, части.

Для самостоятельной работы важное значение имеют разделы «Объем и содержание дисциплины», «Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины» и «Материально-техническое обеспечение дисциплины, программное обеспечение, профессиональные базы данных и информационные справочные системы».

В разделе «Объем и содержание дисциплины» указываются все разделы и темы изучаемой дисциплины, а также виды занятий и планируемый объем в академических часах.

В разделе «Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины» указана рекомендуемая основная и дополнительная литература.

В разделе «Материально-техническое обеспечение дисциплины, программное обеспечение, профессиональные базы данных и информационные справочные системы» содержится перечень профессиональных баз данных и информационных справочных систем, необходимых для освоения дисциплины.

5.2 Рекомендации обучающимся по работе с теоретическими материалами по дисциплине

При изучении и проработке теоретического материала необходимо:

- просмотреть еще раз презентацию лекции в системе MOODLe, повторить законспектированный на лекционном занятии материал и дополнить его с учетом рекомендованной дополнительной литературы;
- при самостоятельном изучении теоретической темы сделать конспект, используя рекомендованные в РПД источники, профессиональные базы данных и информационные справочные системы;

- ответить на вопросы для самостоятельной работы, по теме представленные в пункте 3.2 РПД.
- при подготовке к текущему контролю использовать материалы фонда оценочных средств (ФОС).

5.3 Рекомендации по работе с научной и учебной литературой

Работа с основной и дополнительной литературой является главной формой самостоятельной работы и необходима при подготовке к устному опросу на семинарских занятиях, к дебатам, тестированию, экзамену. Она включает проработку лекционного материала и рекомендованных источников и литературы по тематике лекций.

Конспект лекции должен содержать реферативную запись основных вопросов лекции, в том числе с опорой на размещенные в системе MOODLe презентации, основных источников и литературы по темам, выводы по каждому вопросу. Конспект может быть выполнен в рамках распечатки выдачи презентаций лекций или в отдельной тетради по предмету. Он должен быть аккуратным, хорошо читаемым, не содержать не относящуюся к теме информацию или рисунки.

Конспекты научной литературы при самостоятельной подготовке к занятиям должны содержать ответы на каждый поставленный в теме вопрос, иметь ссылку на источник информации с обязательным указанием автора, названия и года издания используемой научной литературы. Конспект может быть опорным (содержать лишь основные ключевые позиции), но при этом позволяющим дать полный ответ по вопросу, может быть подробным. Объем конспекта определяется самим студентом.

В процессе работы с основной и дополнительной литературой студент может:

- делать записи по ходу чтения в виде простого или развернутого плана (создавать перечень основных вопросов, рассмотренных в источнике);
- составлять тезисы (цитирование наиболее важных мест статьи или монографии, короткое изложение основных мыслей автора);
- готовить аннотации (краткое обобщение основных вопросов работы);
- создавать конспекты (развернутые тезисы).

5.4. Рекомендации по подготовке к отдельным заданиям текущего контроля

Собеседование предполагает организацию беседы преподавателя со студентами по вопросам практического занятия с целью более обстоятельного выявления их знаний по определенному разделу, теме, проблеме и т.п. Все члены группы могут участвовать в обсуждении, добавлять информацию, дискутировать, задавать вопросы и т.д.

Устный опрос может применяться в различных формах: фронтальный, индивидуальный, комбинированный. Основные качества устного ответа подлежащего оценке:

- правильность ответа по содержанию;
- полнота и глубина ответа;
- сознательность ответа;
- логика изложения материала;
- рациональность использованных приемов и способов решения поставленной учебной задачи;
- своевременность и эффективность использования наглядных пособий и технических средств при ответе;
- использование дополнительного материала;
- рациональность использования времени, отведенного на задание.

Устный опрос может сопровождаться презентацией, которая подготавливается по одному из вопросов практического занятия. При выступлении с презентацией необходимо обращать внимание на такие моменты как:

- содержание презентации: актуальность темы, полнота ее раскрытия, смысловое содержание, соответствие заявленной темы содержанию, соответствие методическим требованиям (цели, ссылки на ресурсы, соответствие содержания и литературы), практическая направленность, соответствие содержания заявленной форме, адекватность использования технических средств учебным задачам, последовательность и логичность презентуемого материала;

- оформление презентации: объем (оптимальное количество), дизайн (читаемость, наличие и соответствие графики и анимации, звуковое оформление, структурирование информации, соответствие заявленным требованиям), оригинальность оформления, эстетика, использование возможности программной среды, соответствие стандартам оформления;
- личностные качества: ораторские способности. соблюдение регламента, эмоциональность, умение ответить на вопросы, систематизированные, глубокие и полные знания по всем разделам программы:
- содержание выступления: логичность изложения материала, раскрытие темы, доступность изложения, эффективность применения средств ИКТ, способы и условия достижения результативности и эффективности для выполнения задач своей профессиональной или учебной деятельности, доказательность принимаемых решений, умение аргументировать свои заключения, выводы.

6. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

6.1 Основная литература:

1. Жолнин А.В. Общая химия : учебник. - Москва: ГЭОТАР-Медиа, 2014. - 400 с. - Текст : электронный // ЭБС «Консультант студента вуза и медвуза [сайт]. - URL: <https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970429563.html>
2. Негребецкий В. В., Бучеева А. А., Камкина О. В., Албегова Д. З., Павлова С. И. Общая и неорганическая химия для медиков и фармацевтов : Учебник и практикум для вузов. - Москва: Юрайт, 2021. - 357 с. - Текст : электронный // ЭБС «ЮРАЙТ» [сайт]. - URL: <https://urait.ru/bcode/469132>

6.2 Дополнительная литература:

1. Тюкавкина Н.А., Бауков Ю.И., Зурабян С.Э. Биоорганическая химия : учебник. - Москва: ГЭОТАР-Медиа, 2016. - 416 с. - Текст : электронный // ЭБС «Консультант студента вуза и медвуза [сайт]. - URL: <https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970438008.html>
2. Тюкавкина Н.А., Бауков Ю.И., Зурабян С.Э. Биоорганическая химия : учебник. - Москва: ГЭОТАР-Медиа, 2020. - 416 с. - Текст : электронный // ЭБС «Консультант студента вуза и медвуза [сайт]. - URL: <https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970454152.html>
3. Тюкавкина Н.А. Биоорганическая химия: руководство к практическим занятиям : учебный комплект. - Москва: ГЭОТАР-Медиа, 2016. - 168 с. - Текст : электронный // ЭБС «Консультант студента вуза и медвуза [сайт]. - URL: <https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970438015.html>
4. Тюкавкина Н.А. Биоорганическая химия : учебное пособие. - Москва: ГЭОТАР-Медиа, 2020. - 176 с. - Текст : электронный // ЭБС «Консультант студента вуза и медвуза [сайт]. - URL: <https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970456002.html>

6.3 Иные источники:

1. Научная электронная библиотека Российской академии естествознания - www.monographies.ru
2. Правовой сайт КонсультантПлюс - <http://www.consultant.ru>
3. Российская национальная библиотека - www.nlr.ru
4. Российское образование для иностранных граждан - <http://www.russia.edu.ru/>
5. Словари и энциклопедии онлайн - <http://dic.academic.ru/>

7. Материально-техническое обеспечение дисциплины, программное обеспечение, профессиональные базы данных и информационные справочные системы

Для проведения занятий по дисциплине необходимо следующее материально-техническое обеспечение: учебные аудитории для проведения занятий лекционного и семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, помещения для самостоятельной работы.

Учебные аудитории и помещения для самостоятельной работы укомплектованы специализированной мебелью и техническими средствами обучения, служащими для представления учебной информации большой аудитории.

Помещения для самостоятельной работы укомплектованы компьютерной техникой с возможностью подключения к сети "Интернет" и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду Университета.

Для проведения занятий лекционного типа используются наборы демонстрационного оборудования, обеспечивающие тематические иллюстрации (проектор, ноутбук, экран/ интерактивная доска).

Лицензионное и свободно распространяемое программное обеспечение:

Kaspersky Endpoint Security 10 для Windows "Лаборатория Касперского"

Операционная система Microsoft Windows 10

Adobe Flash Player 29 PPAPI Adobe Systems Incorporated 15.06.2018 29.0.0.140

7-Zip 9.20

Microsoft Office Профессиональный плюс 2007

Профессиональные базы данных и информационные справочные системы:

1. ЭБС «Консультант студента»: коллекции: Медицина. Здравоохранение. Гуманитарные науки . – URL: <https://www.studentlibrary.ru>

2. Электронная библиотека ТГУ. – URL: <https://elibrary.tsutmb.ru/>

3. Цифровой образовательный ресурс IPR SMART. – URL: <http://www.iprbookshop.ru>

4. Юрайт: образовательная платформа, электронно-библиотечная система. – URL: <https://urait.ru>

5. Электронный каталог Фундаментальной библиотеки ТГУ. – URL: <https://www.tsutmb.ru/biblio/elektronnyj-katalog/>

6. Научная электронная библиотека eLIBRARY.ru. – URL: <https://elibrary.ru>

7. Российская государственная библиотека: официальный сайт. – URL: <https://www.rsl.ru>

Электронная информационно-образовательная среда

https://auth.tsutmb.ru/authorize?response_type=code&client_id=moodle&state=xyz

Взаимодействие преподавателя и студента в процессе обучения осуществляется посредством мультимедийных, гипертекстовых, сетевых, телекоммуникационных технологий, используемых в электронной информационно-образовательной среде университета.