

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Есауленко Игорь Эдуардович
Должность: Ректор
Дата подписания: 05.06.2024 14:43:44
Уникальный программный ключ:
691eebef92031be66ef61648f97525a2e2da8356

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Воронежский государственный медицинский
университет имени Н.Н. Бурденко»
Министерства здравоохранения Российской Федерации
(ФГБОУ ВО ВГМУ им. Н.Н. Бурденко Минздрава России)

УТВЕРЖДАЮ

Проректор по НИД А.В. Будневский

« 30 » мая 2024 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Уровень высшего образования – подготовка кадров высшей квалификации
(аспирантура)

Научная специальность: 1.4.1 НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Отрасль науки: Химические науки

Форма обучения: очная

Индекс дисциплины: 2.1.3

Воронеж, 2024 г.

Программа дисциплины «Неорганическая химия» разработана в соответствии с приказом Министерства науки и высшего образования Российской Федерации от 20 октября 2021 г. № 951 «Об утверждении федеральных государственных требований к структуре программ подготовки научных и научно-педагогических кадров в аспирантуре (адъюнктуре), условиям их реализации, срокам освоения этих программ с учетом различных форм обучения, образовательных технологий и особенностей отдельных категорий аспирантов (адъюнктов)».

Составители программы:

Рудакова Л.В., заведующий кафедрой фармацевтической химии и фармацевтической технологии, д.х.н.

Пономарева Н.И., профессор кафедры клинической лабораторной диагностики, д.х.н.

Рецензенты:

Нифталиев С.И. - зав. кафедрой неорганической химии и химической технологии ФГБОУ ВО ВГУИТ, д.х.н., профессор

Преображенская Н.С. – доцент кафедры клинической фармакологии ФГБОУ ВО ВГМУ, к.м.н., доцент

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры фармацевтической химии и фармацевтической технологии «26 » апреля 2024 г., протокол № 9 .

Заведующая кафедрой

Рудакова Л.В.

Рабочая программа одобрена ученым советом ВГМУ им. Н.Н. Бурденко Минздрава России протокол № 9, от « 30 » мая 2024 г.

1. ЦЕЛЬ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

Цель освоения дисциплины «Неорганическая химия»:

- подготовить квалифицированного специалиста, способного и готового к самостоятельной научно-исследовательской и преподавательской деятельности в соответствии со специальностью «Фармакология, клиническая фармакология».

Задачи освоения дисциплины «Неорганическая химия»:

- расширить и углубить объем базовых, фундаментальных медицинских знаний и специальных знаний по дисциплине «Фармакология, клиническая фармакология»;
- совершенствовать клиническое мышление и владение методами диагностики и дифференциальной диагностики заболеваний внутренних органов;
- сформировать у аспиранта умения в освоении новейших технологий и методик в сфере профессиональных интересов по специальности «Фармакология, клиническая фармакология»;
- сформировать у аспиранта достаточный объем знаний о современных способах организации и методах проведения научных исследований по специальности «Фармакология, клиническая фармакология»;
- сформировать у аспиранта способность к междисциплинарному взаимодействию и умение сотрудничать с представителями других областей знания в ходе решения научно-исследовательских и прикладных задач.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП АСПИРАНТУРЫ

Дисциплина «Фармакология, клиническая фармакология» включена в образовательный компонент программы и изучается на 1-2 году обучения в аспирантуре (1-4 семестры).

Дисциплина базируется на знаниях, имеющихся у аспирантов после получения высшего профессионального образования по направлению подготовки «Лечебное дело», «Педиатрия» специалитета. Для качественного усвоения дисциплины аспирант должен знать патологию внутренних органов в объеме курса специалитета, уметь пользоваться научной литературой по дисциплине.

Дисциплина «Фармакология, клиническая фармакология» является базовой для проведения научных исследований, подготовки и сдачи кандидатского экзамена по специальной дисциплине, педагогической практике.

3. ТРЕБОВАНИЯ К РЕЗУЛЬТАТАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

В результате освоения дисциплины 1.4.1. – Неорганическая химия аспирант должен:

знать:

- методы критического анализа и оценки современных научных достижений, методы генерирования новых идей при решении исследовательских и практических задач, в том числе в междисциплинарных областях, методы совместной научно-исследовательской деятельности.
- возможные сферы и направления профессиональной самореализации; приемы и технологии целеполагания и целереализации; пути достижения более высоких уровней профессионального и личностного развития.
- основные методы научно-исследовательской деятельности.
- методологические, методические аспекты организации и функционирования работы научно-исследовательского коллектива в области химии.
- принципы и критерии постановки научных задач
- современные подходы к решению проблем неорганической химии; современные аспекты развития химических наук.

уметь:

- анализировать альтернативные варианты решения исследовательских и практических задач и оценивать потенциальные выигрыши/проигрыши реализации этих вариантов.
- выявлять и формулировать проблемы собственного развития, исходя из этапов профессионального роста и требований рынка труда к специалисту; формулировать цели профессионального и личностного развития, оценивать свои возможности, реалистичность и адекватность намеченных способов и путей достижения планируемых целей.
- определять перспективные направления научных исследований в предметной сфере профессиональной деятельности, состав исследовательских работ, определяющие их факторы; разрабатывать программу научного исследования; изучать научную литературу, отечественный и зарубежный опыт по тематике исследования; работать с источниками патентной информации; использовать указатели Международной патентной классификации для определения индекса рубрики; проводить информационно-патентный поиск; осуществлять библиографические процессы поиска; формулировать научные гипотезы, актуальность и научную новизну планируемого исследования
- осуществлять организацию и регулировать функционирование работы научно-исследовательского коллектива в области химии.
- использовать современные информационные системы, включая наукометрические, информационные, патентные и иные базы данных и знаний, в том числе корпоративные при выполнении научных исследований, вести сложные научные исследования в рамках реализуемых проектов;
- организовывать практическое использование результатов научных (научно-технических, экспериментальных) разработок, в том числе публикаций.
- применять современные методы и методики исследования структуры и строения веществ при решении новых инновационных задач.

владеть:

- способностью проектировать и осуществлять комплексные исследования, в том числе междисциплинарные
 - навыками анализа основных мировоззренческих и методологических проблем, в т.ч. междисциплинарного характера возникающих в науке на современном этапе ее развития, способами организации взаимодействия с коллегами и социальными партнерами
 - навыками целеполагания, планирования, реализации необходимых видов деятельности, оценки и самооценки результатов деятельности по решению профессиональных задач; приемами выявления и осознания своих возможностей, личностных и профессионально-значимых качеств с целью их совершенствования, технологиями планирования профессиональной деятельности в сфере научных исследований.
 - навыками составления плана научного исследования; навыками информационного поиска; навыками написания аннотации научного исследования
 - навыком проведения научных химических исследований.
 - навыками научного исследования в соответствии со специальностью
- 1.4.1 -Неорганическая химия.
- современными методами и методиками исследования

4. ОБЪЕМ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ И ВИДЫ УЧЕБНОЙ РАБОТЫ

Общая трудоемкость дисциплины составляет 4 зачетных единиц (ЗЕ), 144 академических часов. Время проведения 1 – 4 семестр 1 – 2 года обучения.

Вид учебной работы:	Всего часов
Аудиторные занятия (всего)	96
<i>в том числе:</i>	
Лекции (Л)	24
Практические занятия (П)	72
Самостоятельная работа (СР)	48
Общая трудоемкость:	
часов	144
зачетных единиц	4

Вид промежуточной аттестации – кандидатский экзамен (1 з.е., 36 часов)

5. РАЗДЕЛЫ ДИСЦИПЛИНЫ «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ», С УКАЗАНИЕМ КОЛИЧЕСТВА АКАДЕМИЧЕСКИХ ЧАСОВ, ВИДОВ УЧЕБНОЙ РАБОТЫ И ФОРМ КОНТРОЛЯ

№ п/п	Наименование раздела	Виды занятий и трудоемкость в часах				Формы контроля ✓ текущий ✓ промежуточный
		Л	П	СР	Всего	
1.	Строение атома. Химическая УК-2, связь.	8	12	9	29	✓ текущий ✓ промежуточный
2.	Координационные соединения	4	12	12	28	✓ текущий ✓ промежуточный
3.	Кинетика и термодинамика УК-2, химических реакций	4	12	9	25	✓ текущий ✓ промежуточный
4.	Растворы и электролиты	4	12	9	25	✓ текущий ✓ промежуточный
5.	Химия элементов	4	24	9	37	✓ текущий ✓ промежуточный
	Итого:	24	72	48	144	
	Итого часов:	144 ч.				
	Итого з.е.	4				

6. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Содержание разделов дисциплины

№ п/п	Наименование раздела	Содержание раздела
1.	Периодически закон Д.И. Менделеева и строение атома. Химическая связь	<p>Основные представления о строении атома. Волновая функция и уравнение Шредингера. Квантовые числа, радиальное и угловое распределение электронной плотности. Атомные орбитали (<i>s</i>-, <i>p</i>-, <i>d</i>- и <i>f</i>-АО), их энергии и граничные поверхности. Распределение электронов по АО. Принцип минимума энергии. Принцип Паули. Атомные термы, правило Хунда. Современная формулировка периодического закона, закон Мозли, структура Периодической системы.</p> <p>Коротко-и длиннопериодный варианты Периодической таблицы. Периоды и группы. Закономерности изменения фундаментальных характеристик атомов: атомных и ионных радиусов, потенциала ионизации, энергии сродства к электрону и электроотрицательности. Границы Периодической Системы. Перспективы открытия новых элементов. Периодичности в изменении свойств простых веществ и основных химических соединений - оксидов, гидроксидов, гидридов, галогенидов, сульфидов, карбидов, нитридов и боридов.</p> <p>Понятие о природе химической связи. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность, полярность, кратность. Основные типы химической связи. Основные положения метода валентных связей (МВС). Гибридизация орбиталей. Направленность, насыщенность и поляризуемость ковалентной связи. Влияние неподеленных электронных пар на строение молекул, модель Гиллеспи. Основные положения метода молекулярных орбиталей (ММО). Двухцентровые двухэлектронные молекулярные орбитали. Энергетические диаграммы МО гомоядерных и гетероядерных двухатомных молекул. Энергия</p>

		<p>ионизации, магнитные и оптические свойства молекул. Многоцентровые МО, гипервалентные и электронодефицитные молекулы. Принцип изолобального соответствия. Корреляционные диаграммы. Ионная связь. Ионная модель строения кристаллов, образование ионных кристаллов как результат ненаправленности и ненасыщаемости ион-ионных взаимодействий. Ионный радиус. Основные типы кристаллических структур, константа Маделунга, энергия ионной решетки. Межмолекулярное взаимодействие – ориентационное, индукционное и дисперсионное. Водородная связь, ее природа. Введение в зонную теорию. Образование зон – валентной и проводимости из атомных и молекулярных орбиталей, запрещенная зона. Металлы и диэлектрики. Границы применимости зонной теории.</p>
2.	Координационные соединения	<p>Основные понятия координационной теории. Типы комплексных соединений по классификации лигандов, заряду координационной сферы, числу центральных атомов. Номенклатура комплексных соединений. Изомерия комплексных соединений. Образование координационных соединений в рамках ионной модели и представлений Льюиса. Теория мягких и жестких кислот и оснований Пирсона, уравнение Драго-Вейланда. Устойчивость комплексов в растворах и основные факторы, ее определяющие. Константы устойчивости комплексов. Лабильность и инертность. Энтропийный вклад в энергетическую устойчивость комплексов, сольватный эффект, хелатный эффект, правила циклов Л.А.Чугаева. Природа химической связи в комплексных соединениях. Основные положения теории кристаллического поля (ТКП). Расщепление <i>d</i>-орбиталей в октаэдрическом и тетраэдрическом поле. Энергия расщепления, энергия спаривания и энергия стабилизации кристаллическим полем. Спектрохимический ряд лигандов. Понятие о теории Яна-Теллера, тетрагональное искажение октаэдрических комплексов. Энергетическая диаграмма МО комплексных соединений. Построение групповых орбиталей и их взаимодействие с орбиталями центрального атома, σ- и π-донорные и акцепторные лиганды.</p> <p>Использование ТКП и ММО для объяснения оптических и магнитных свойств комплексных соединений. Диаграммы Танабэ-Сугано для многоэлектронных систем. Карбонилы, металлокарбены, металлоцены, фуллериды. Комплексы с макроциклическими лигандами. Полиядерные комплексы. Изо- и гетерополисоединения. Кластеры на основе переходных и непереходных элементов. Кратные связи металл-металл, понятие о δ-связи. Механизмы реакций комплексных соединений. Реакции замещения, отщепления и присоединения лиганда, окислительно-восстановительные реакции. Взаимное влияние лигандов в координационной сфере. <i>Транс</i>-влияние И.И. Черняева, <i>цис</i>-эффект А.А. Гринберга. Внутрисферные реакции лигандов. Применение комплексных соединений в химической технологии, катализе, медицине и экологии.</p>

3.	Термодинамика и кинетика химических реакций	<p>Основные понятия и задачи химической термодинамики как науки о превращениях энергии при протекании химических реакций. Термодинамическая система, параметры и функции состояния системы. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия и ее изменение при химических и фазовых превращениях. Энтальпия. Стандартное состояние и стандартные теплоты химических реакций. Теплота и энтальпия образования. Закон Гесса. Энергии химических связей. Теплоемкость, уравнение Кирхгофа. Обратимые и необратимые процессы. Второй закон термодинамики. Энтропия и ее физический смысл, уравнение Больцмана. Стандартная энтропия. Зависимость энтропии от параметров состояния. Энергия Гиббса.</p> <p>Направление химических процессов, критерии самопроизвольного протекания реакций в изолированных и открытых системах. Химический потенциал. Условие химического равновесия, константа равновесия. Изотерма химической реакции.</p> <p>Фазовые равновесия, число степеней свободы, правило фаз Гиббса. Фазовые диаграммы одно- и двухкомпонентных систем. Скорость химической реакции, ее зависимости от природы и концентрации реагентов, температуры. Порядок реакции. Константы скорости и ее зависимость от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации и понятие об активированном комплексе. Обратимые реакции. Закон действующих масс. Влияние катализатора на скорость реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Понятие о цепных и колебательных реакциях.</p>
4.	Растворы и электролиты	<p>Современные представления о природе растворов. Особенности жидких растворов. Порядок в жидкостях, структура воды и водных растворов. Специфика реакций в водных и неводных растворах. Теория электролитической диссоциации. Ионное произведение воды и его зависимость от температуры. Водородный показатель pH, шкала pH. Кислоты и основания. Протолитическая теория Бренстеда -Лоури. Сопряженные кислоты и основания. Гидролиз. Современные взгляды на природу кислот и оснований. Сильные и слабые электролиты. Зависимость степени электролитической диссоциации от концентрации, температуры, природы растворителя, посторонних электролитов. Закон разбавления Оствальда. Основные понятия теории сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Произведение растворимости.</p> <p>Динамическое равновесие в насыщенных растворах малорастворимых сильных электролитов и факторы, его смещающие. Электрохимические свойства растворов. Сопряженные окислительно-восстановительные пары. Электродный потенциал. Окислительно-восстановительные реакции и их направление. Уравнение Нернста. Диаграммы Латимера и Фроста. Электролиз. Коллигативные свойства растворов электролитов и неэлектролитов. Изотонический коэффициент. Закон Рауля. Криоскопия и эбулиоскопия, осмос.</p>

5.	Химия элементов	<p>Положение <i>s</i>-элементов в Периодической системе, особенности электронной конфигурации. Характерные степени окисления. Водород. Вода. Пероксид водорода.</p> <p>Элементы группы IA: общая характеристика группы, основные классы соединений, получение и свойства, особенности, применение.</p> <p>Элементы группы IIA: общая характеристика группы, основные классы соединений, получение и свойства, особенности, применение.</p> <p>Положение <i>p</i>-элементов в Периодической системе. Особенности электронной конфигурации. Характерные степени окисления. Металлы, неметаллы, металлоиды среди <i>p</i>-элементов. Закономерности в изменении свойств во 2 и 3 периодах.</p> <p>Элементы группы IIIA: общая характеристика группы, основные классы соединений, получение и свойства, особенности, применение.</p> <p>Элементы группы IVA: общая характеристика группы, основные классы соединений, получение и свойства, особенности, применение.</p> <p>Элементы группы VA: общая характеристика группы, основные классы соединений, получение и свойства, особенности, применение.</p> <p>Элементы группы VIA: общая характеристика группы, основные классы соединений, получение и свойства, особенности, применение.</p> <p>Элементы группы VIIA: общая характеристика группы, основные классы соединений, получение и свойства, особенности, применение.</p> <p>Элементы группы VIIIA: общая характеристика группы, основные классы соединений, получение и свойства, особенности, применение.</p> <p>Положение <i>d</i>-элементов в Периодической системе. Электронное строение и основные степени окисления. Способность <i>d</i>-элементов к комплексообразованию. Закономерности изменения свойств <i>d</i>-металлов в 4, 5 и 6 периодах. Природа <i>d</i>-сжатия и ее следствия.</p> <p>Элементы группы IIIB: общая характеристика группы, основные классы соединений, получение и свойства, особенности, применение.</p> <p>Элементы группы IVB: общая характеристика группы, основные</p>
----	-----------------	----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

7. ПЕРЕЧЕНЬ ЗАНЯТИЙ И ФОРМЫ КОНТРОЛЯ

Перечень занятий, трудоемкость и формы контроля

№ п/п	Наименование раздела	Вид занятия	Часы	Тема занятия	Форма текущего и промежуточного контроля
-------	----------------------	-------------	------	--------------	------------------------------------------

1.	Строение атома. Химическая связь	Л	8	Спектры атомов как источник информации об их строении. Квантово-механическая модель строения атомов. Электронные формулы и электронно-структурные схемы атомов.	ДЗ
		П	12	Периодический характер изменения свойств атомов элементов: радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность (ОЭО).	КЛ
		СР	1	Определяющая роль внешних электронных оболочек для химических свойств элементов. УО, Т 11 Периодический характер изменения свойств простых веществ, оксидов и водородных соединений элементов. 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.	УО, Т
		СР	1	Волновая функция и уравнение Шредингера. Квантовые числа, радиальное и угловое распределение электронной плотности. Атомные орбитали (s-, p-, d- и f-АО), их энергии и граничные поверхности. Распределение электронов по АО. Основные положения метода валентных связей (МВС). Гибридизация орбиталей. Направленность, насыщенность и поляризуемость ковалентной связи. Влияние неподеленных электронных пар на строение молекул, модель Гиллеспи.	ГД
		СР	1	Принцип минимума энергии. Принцип Паули. Атомные термы, правило Хунда. Периодичности в изменении свойств простых веществ и основных химических соединений - оксидов, гидроксидов, гидридов, галогенидов, сульфидов, карбидов, нитридов и боридов.	Т, СЗ
		СР	1	Основные положения метода молекулярных орбиталей (ММО). Двухэлектронные молекулярные орбитали. Энергетические диаграммы МО гомоядерных и гетероядерных двухатомных молекул. Понятие о природе химической связи. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность, полярность, кратность.	П
		СР	1	Классификация химической связи.	П

				Основные типы кристаллических структур, константа Маделунга, энергия ионной решетки. Межмолекулярное взаимодействие – ориентационное, индукционное и дисперсионное.	
		СР	1	Энергия ионизации, магнитные и оптические свойства молекул. Многоцентровые МО, гипервалентные и электронодефицитные молекулы. Принцип изоlobalьного соответствия. Корреляционные диаграммы.	Р
		СР	1	Принцип изоlobalьного соответствия. Корреляционные диаграммы.	Т, СЗ
		СР	1	Ионная модель строения кристаллов, образование ионных кристаллов как результат ненаправленности и ненасыщаемости ионных взаимодействий. Ионный радиус.	Р,Д
		СР	1	Введение в зонную теорию. Образование зон – валентной и проводимости из атомных и молекулярных орбиталей, запрещенная зона. Металлы и диэлектрики. Границы применимости зонной теории.	Г,Д
2.	Координационные соединения	Л	4	Образование координационных соединений в рамках ионной модели и представлений Льюиса. Теория мягких и жестких кислот и оснований Пирсона, уравнение Драго-Вейланда.	ДЗ
		П	12	Константы устойчивости комплексов. Лабильность и инертность. Энтропийный вклад в энергетическую устойчивость комплексов, сольватный эффект, хелатный эффект, правила циклов Л.А.Чугаева.	КЛ
		СР	1	Использование ТКП и ММО для объяснения оптических и магнитных свойств комплексных соединений. Диаграммы Танабэ-Сугано для многоэлектронных систем. Карбонилы, металлокарбены, металлоцены, фуллериды.	Т, СЗ
		СР	2	Комплексы с макроциклическими лигандами. Полиядерные комплексы. Изо- и гетерополисоединения. Кластеры на основе переходных и непереходных элементов. Кратные связи металл-металл, понятие о δ -связи.	Р
		СР	2	Расщепление d-орбиталей в октаэдрическом и тетраэдрическом поле. Энергия расщепления,	ДР

				энергия спаривания и энергия стабилизации кристаллическим полем.	
		СР	2	Спектрохимический ряд лигандов. Понятие о теории Яна-Теллера, тетрагональное искажение октаэдрических комплексов.	Р
		СР	2	Основные понятия координационной теории. Типы комплексных соединений по классификации лигандов, заряду координационной сферы, числу центральных атомов.	УО, Т
		СР	1	Номенклатура комплексных соединений. Изомерия комплексных соединений.	УО
		СР	1	Энергетическая диаграмма МО комплексных соединений. Построение групповых орбиталей и их взаимодействие с орбиталями центрального атома, σ - и π -донорные и акцепторные лиганды.	Д,Р
		СР	1	Реакции замещения, отщепления и присоединения лиганда, окислительно-восстановительные реакции. Взаимное влияние лигандов в координационной сфере.	Т, СЗ
3.	Термодинамика и кинетика химических реакций	П	12	Термодинамическая система, параметры и функции состояния системы. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия и ее изменение при химических и фазовых превращениях.	УО, Т
		СР	9	Энтальпия. Стандартное состояние и стандартные теплоты химических реакций. Теплота и энтальпия образования. Закон Гесса.	ГД, Т
		Л	4	Энергии химических связей. Теплоемкость, уравнение Кирхгофа. Обратимые и необратимые процессы. Второй закон термодинамики. Энтропия и ее физический смысл, уравнение Больцмана. Стандартная энтропия. Зависимость энтропии от параметров состояния. Энергия Гиббса.	КЛ
		СР	2	Направление химических процессов, критерии самопроизвольного протекания реакций в изолированных и открытых системах. Химический потенциал. Условие химического равновесия, константа равновесия.	Д
		СР	2	Изотерма химической реакции. Фазовые равновесия, число степеней свободы, правило фаз Гиббса. Фазовые диаграммы одно- и двухкомпонентных систем.	Т,Р

		СР	2	Влияние катализатора на скорость реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Понятие о цепных и колебательных реакциях.	ГД, Т
		СР	2	Скорость химической реакции, ее зависимости от природы и концентрации реагентов, температуры. Порядок реакции.	Т,Р
		СР	1	Константы скорости и ее зависимость от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации и понятие об активированном комплексе. Обратимые реакции.	Д
4.	Растворы электролиты и	Л	2	Современные представления о природе растворов. Особенности жидких растворов. Порядок в жидкостях, структура воды и водных растворов.	Р
		Л	2	Специфика реакций в водных и неводных растворах.	КЛ
		П	6	Окислительно-восстановительные реакции и их направление.	УО
		П	6	Электролиз.	ГД
		СР	1	Теория электролитической диссоциации. Ионное произведение воды и его зависимость от температуры. Водородный показатель рН, шкала рН.	Д
		СР	1	Кислоты и основания. Протолитическая теория Бренстеда -Лоури. Сопряженные кислоты и основания.	УО, Т
		СР	1	Гидролиз.	ГД
		СР	1	Электрохимические свойства растворов. Сопряженные окислительно-восстановительные пары.	УО, Т
		СР	1	Закон Рауля. Криоскопия и эбулиоскопия, осмос.	ГД
		СР	1	Электродный потенциал. Уравнение Нернста. Диаграммы Латимера и Фроста	УО
		СР	1	Коллигативные свойства растворов электролитов и неэлектролитов.	Р
		СР	1	Сильные и слабые электролиты. Зависимость степени электролитической диссоциации от концентрации, температуры, природы растворителя, посторонних электролитов.	Д
		СР	1	Определение направления протекания ОВ реакций по разности ОВ потенциалов. Влияние среды и внешних условий на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов.	Р
5	Химия элементов	П	24	Положение s-элементов в Периодической системе, особенности электронной конфигурации. Характерные степени окисления	Р
		Л	4	Положение р-элементов в Периодической системе. Особенности электронной	КЛ

			конфигурации. Характерные степени окисления. Металлы, неметаллы, металлоиды среди элементов. Закономерности в изменении свойств во 2 и 3 периодах.	
	СР	2	Положение d-элементов в Периодической системе. Электронное строение и основные степени окисления. Способность d-элементов к комплексообразованию. Закономерности изменения свойств d-металлов в 4, 5 и 6 периодах. Природа d-сжатия и ее следствия.	Р
	СР	2	Общая характеристика f-элементов. Особенности строения электронных оболочек атомов. Лантанидное и актиноидное сжатие. Сходство и различие лантаноидов и актиноидов.	П
	СР	1	Элементы группы IA: общая характеристика группы, основные классы соединений, получение и свойства, особенности, применение.	Д
	СР	1	Элементы группы IIA: общая характеристика группы, основные классы соединений, получение и свойства, особенности, применение.	УО
	СР	1	Элементы группы IIIA-VA: общая характеристика группы, основные классы соединений, получение и свойства, особенности, применение.	УО, Т
	СР	1	Элементы группы VIA-VIIA: общая характеристика группы, основные классы соединений, получение и свойства, особенности, применение.	ГД
	СР	1	d-элементы. Получение и химические свойства	Р

Примечание. Л – лекции, П – практические занятия, СР – самостоятельная работа.
 Формы контроля: УО - устный опрос (собеседование), Т - тестирование, Р - реферат,
 Д - доклад, СЗ – ситуационные задачи, КЛ - конспект лекции.

8. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

Используются следующие образовательные технологии:

- информационно-коммуникативные технологии – доступ к электронным библиотекам, к основным отечественным и международным базам данных, использование аудио-, видеосредств, компьютерных презентаций;
- технология проектного обучения – предполагает ориентацию на творческую самостоятельную личность в процессе решения научной проблемы;
- технология контекстного обучения;
- технология проблемного обучения – создание проблемных ситуаций и организация активной самостоятельной деятельности по их разрешению;
- технология обучения в сотрудничестве – межличностное взаимодействие в образовательной среде, основанное на принципах сотрудничества во временных игровых, проблемно-поисковых командах или малых группах, с целью получения качественного образовательного продукта.

9. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ «ФАРМАКОЛОГИЯ, КЛИНИЧЕСКАЯ ФАРМАКОЛОГИЯ»

9.1. Характеристика особенностей технологий обучения в Университете

Освоение образовательных программ проводится с применением электронного обучения, дистанционных образовательных технологий. Для этого создана и функционирует электронная информационно образовательная среда (ЭИОС), включающая в себя электронные информационные ресурсы. ЭИОС обеспечивает освоение обучающимися образовательных программ в полном объеме независимо от места нахождения обучающихся.

9.2. Особенности работы обучающегося по освоению дисциплины «Неорганическая химия»

Обучающиеся при изучении учебной дисциплины используют образовательный контент, а также методические указания по проведению определенных видов занятий, разработанные профессорско-преподавательским составом (ППС) кафедр.

Успешное усвоение учебной дисциплины «Фармакология, клиническая фармакология» предполагает активное, творческое участие обучающегося на всех этапах ее освоения путем планомерной работы.

Обучающийся должен активно участвовать в выполнении видов аудиторных практических работ и внеаудиторных практических работ, определенных для данной дисциплины. Проводимые на практических занятиях деловых игр, различных заданий дают возможность непосредственно понять алгоритм применения теоретических знаний, излагаемых в учебниках.

Следует иметь в виду, что все разделы и темы дисциплины «Фармакология, клиническая фармакология» представлены в дидактически проработанной последовательности, что предусматривает логическую стройность курса и продуманную систему усвоения обучающимися учебного материала, поэтому нельзя приступать к изучению последующих тем (разделов), не усвоив предыдущих.

9.3. Методические указания для обучающихся по организации самостоятельной работы в процессе освоения дисциплины «Неорганическая химия»

№	вид работы	контроль выполнения работы
1.	✓ подготовка к аудиторным занятиям (проработка учебного материала по учебной литературе);	✓ собеседование
2.	✓ работа с учебной и научной литературой	✓ собеседование
3.	✓ ознакомление с материалами электронных ресурсов; ✓ решение заданий, размещенных на электронной платформе Moodle	✓ собеседование ✓ проверка решений заданий, размещенных на электронной платформе Moodle
4.	✓ самостоятельная проработка отдельных тем учебной дисциплины в соответствии с тематическим планом внеаудиторной самостоятельной работы	✓ собеседование ✓ тестирование
5.	✓ подготовка докладов на заданные темы	✓ собеседование по теме доклада

6.	✓ выполнение индивидуальных домашних заданий	✓ собеседование ✓ проверка заданий
7.	✓ участие в научно-исследовательской работе кафедры	✓ доклады ✓ публикации
8.	✓ участие в научно-практических конференциях, семинарах	✓ предоставление сертификатов участников
9.	✓ работа с тестами и вопросами и задачами для самопроверки	✓ тестирование ✓ собеседование
10.	✓ подготовка ко всем видам контрольных испытаний	✓ тестирование ✓ собеседование

9.4. Методические указания для обучающихся по подготовке к занятиям по дисциплине «Неорганическая химия»

Занятия практического типа предназначены для расширения и углубления знаний, обучающихся по учебной дисциплине, формирования умений и компетенций, предусмотренных стандартом. В их ходе обучающимися реализуется верификационная функция степени усвоения учебного материала, они приобретают умения вести научную дискуссию. Кроме того, целью занятий является: проверка уровня понимания обучающимися вопросов, рассмотренных в учебной литературе, степени и качества усвоения обучающимися программного материала; формирование и развитие умений, навыков применения теоретических знаний в реальной практике решения задач, анализа профессионально-прикладных ситуаций; восполнение пробелов в пройденной теоретической части курса и оказания помощи в его освоении.

Обучающийся должен изучить основную литературу по теме занятия, и, желательно, источники из списка дополнительной литературы, используемые для расширения объема знаний по теме (разделу), интернет-ресурсы.

10. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Карта обеспечения учебно-методической литературой

Основная литература

1. Третьяков Ю.Д. Неорганическая химия. Химия элементов: учебник для вузов: в 2-х книгах. М.: Академкнига. 2013.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. М.: Интеграл-Пресс, 2006, 728 с.
3. Руководство к практическим работам по общей и неорганической химии: в 2 частях. Под ред. А.Г.Захарова, В.Н.Пророкова. Учебное пособие. Иваново: изд-во ИГХТУ, 2010, 248 с
4. Общая, неорганическая и органическая химия [Электронный ресурс]: учебник / А. В. Бабков, Т. И. Барабанова, В. А. Попков. – Москва : ГЭОТАР–Медиа, 2020. – 384 с. – ISBN 978–5–9704–5391–9. – URL: <http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9785970453919.html>

Дополнительная литература

1. Коровин Н. В. Общая химия. М.: Высшая школа, 2007. 557 с.
2. Общая и неорганическая химия. В 2 томах. По ред Воробьева А.Г. М.: ИКЦ «Академкнига», 2006.
3. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ. М.: Колос. 2008. 480 с.
4. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебно-методическое

пособие / ГБОУ ВПО ВГМА им. Н. Н. Бурденко, кафедра химии ; составители : Н. И. Пономарева, В. М. Клокова, Е. Е. Зотова [и др.]. – Воронеж : ВГМА, 2013. – 144 с. – гриф. – ISBN 978-5-88242-956-9. – <http://lib1.vrnngmu.ru:8090/MegaPro/Download/MObject/683>

10.2 Перечень электронных ресурсов

- Учебный портал ВГМУ;
- Научная электронная библиотека <http://elibrary.ru/>

9. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ

Кафедры фармакологии и клинической фармакологии, осуществляющие подготовку аспирантов по специальности 3.3.6. – Фармакология, клиническая фармакология, располагают учебными комнатами, компьютерными классами, лекционными аудиториями, оборудованными проекционной аппаратурой для демонстрации презентаций, наборами наглядных пособий, компьютерными программами для контроля знаний.

Наименование специальных* помещений и помещений для самостоятельной работы	Оснащенность специальных помещений и помещений для самостоятельной работы
Аудитория № 4 для проведения занятий лекционного типа 394036, Воронежская область, г. Воронеж, ул. Студенческая, д. 10,	Набор демонстрационного оборудования и учебно-наглядных пособий, обеспечивающий тематические иллюстрации, соответствующие рабочим программам дисциплин – мультимедийный комплекс (ноутбук, проектор, экран); усилитель для микрофона, микрофон, доска учебная, учебные парты, стулья
Компьютерный класс (комната 245): кафедра фармацевтической химии и фармацевтической технологии; Воронежская область, г. Воронеж, ул. Студенческая, 10 (вид учебной деятельности: лекции и текущий контроль)	15 рабочих мест с компьютерами, подключенными к сети Интернет. Стол для преподавателей, столы учебные, доска учебная, стулья, информационные стенды. Набор демонстрационного оборудования и учебно-наглядных пособий, обеспечивающий тематические иллюстрации, соответствующие рабочим программам дисциплин – мультимедийный комплекс (ноутбук, проектор, экран); усилитель для микрофона, микрофон.
Учебные лаборатории (комната 231, 233, 234, 237): кафедра фармацевтической химии и фармацевтической технологии; Воронежская область, г. Воронеж, ул. Студенческая, 10 (вид учебной деятельности: практические занятия)	1. Спектрофотометр «Shimadzu UV-1800» - 2 шт. 2. Спектрофотометр СФ-46- 1 шт. 3. Поляриметр - 1 шт. 4. Рефрактометр ИРФ-454 Б2М- 3 шт. 5. Весы аналитические ВЛР-200 - 2 шт. 6. Набор для ТСХ - 2 шт. 7. Печь муфельная - 1 шт. 8. Термостат ТС-80 - 1 шт. 9. Рн-метр 410 - 3 шт. 10. Фотоэлектроколориметр КФК- 2 - 1 шт. 11.Тестер растворимости-1 шт. 12. Пресс ручной гидравлический PIKE CrushIR для производства

	таблеток-1 шт. 13. Автоматический измеритель точки плавления SMP30 - 1 шт. 14. Лабораторный вихревой гранулятор –смеситель ОВП- 020K01- 1 шт. 15. Весы Vibra NT 224RCE -1 шт. 16. Комплекс для проведения твердофазной экстракции -1 шт. 17. Лабораторные аналитические весы ATL-80d4 АККУЛАБ - 2 шт. 18. Спектрофотометр ПЭ-5300ВИ- 1шт. 19. Спектрофотометр ПЭ- 5300УФ-1 шт. 20. Электросушильный шкаф-1 шт. 21. Лабораторная баня-1 шт.
Помещения библиотеки (кабинет №5) для проведения самостоятельной работы 394036, Воронежская область, г. Воронеж, ул. Студенческая, д. 10, электронная библиотека (кабинет №5) в отделе научной библиографии и медицинской информации в объединенной научной медицинской библиотеке. Обучающиеся имеют возможность доступа к сети Интернет в компьютерном классе библиотеки. Обеспечен доступ обучающимся к электронным библиотечным системам (ЭБС) через сайт библиотеки: http lib://vrngmu.ru/	Компьютеры OLDI Office № 110 – 26 АРМ, стол и стул для преподавателя, мультимедиа проектор, интерактивная доска

12. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ КОНТРОЛЯ КАЧЕСТВА ПОДГОТОВКИ

Текущий контроль практических занятий проводится по итогам освоения каждой темы из раздела учебно-тематического плана в виде устного собеседования, решения тестовых заданий, проекта, решения ситуационных задач.

Промежуточная аттестация проводится в виде кандидатского экзамена по научной специальности в устной форме в виде собеседования.

ПРИМЕРЫ ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ:

Ситуационная задача №1

Больной М., 80 лет, диагноз: ИБС, постоянная форма фибрилляции предсердий, диффузный кардиосклероз. Гипертоническая болезнь III ст., риск ССО 4, ухудшение, Н ПБ, ФК III, асцит, анасарка, двухсторонняя гипостатическая пневмония, правосторонний гидроторакс. 5.11. R-признаки правостороннего гидроторакса, двухсторонней застойной пневмонии ЭКГ (от 3.11) фибрилляция предсердий, ЧСС 110 уд/мин, отклонение ЭОС влево, гипертрофия правого желудочка, систолическая перегрузка левого желудочка. ЭКГ (от 12.11) фибрилляция предсердий, ЧСС 65 уд/мин. МНО (6.11)=1,3

Лист назначения

Дата	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19
Табл. Дигоксин 0,25 мг 2 p/сут	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+

Табл. Кордарон 200 мг 3 р/сут	+	+	+	+	+											
Табл. Кордарон 200 мг 1 р/сут						+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
Табл. Эналаприл 10 мг по 2 табл. 2 р/сут	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
Табл. Верошпирон 25 мг 1 т 3 р/сут	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
Р-р Лазикс 6 мл в/в 1 р/сут утром	+	+	+													
Табл. Аспаркам 1 табл. 3 р/сут	+	+	+													
Цефотаксим 1 г в/м 3 р/сут на 5 мл 0,9% NaCl	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+						
Р-р Фуросемид 1% 4 мл в/в 1 р/сут					+	+				+		+		+		+
Температура тела	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н
САД/ДАД мм рт.ст.	150					140				140						140
	100					90				85						95

Вопросы:

1. Оцените проводимую терапию (выбор препаратов, режим дозирования).
2. Предложите рекомендации по фармакотерапии, направленной на профилактику тромбообразования.
3. Укажите методы контроля безопасности фармакотерапии фуросемидом.

Вопросы для собеседования

1. Основные представления о строении атома. Волновая функция и уравнение Шредингера. Квантовые числа, радиальное и угловое распределение электронной плотности. Атомные орбитали (*s*-, *p*-, *d*- и *f*-АО), их энергии и граничные поверхности.
2. Распределение электронов по АО. Принцип минимума энергии. Принцип Паули. Атомные термы, правило Хунда.
3. Современная формулировка периодического закона, закон Мозли, структура Периодической системы. Перспективы открытия новых элементов. Периодичности в изменении свойств простых веществ и основных химических соединений - оксидов, гидроксидов, гидридов, галогенидов, сульфидов, карбидов, нитридов и боридов.
4. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность, полярность, кратность. Основные типы химической связи.
5. Основные положения метода валентных связей (МВС). Гибридизация орбиталей. Направленность, насыщенность и поляризуемость ковалентной связи. Влияние неподеленных электронных пар на строение молекул, модель Гиллеспи.
6. Основные положения метода молекулярных орбиталей (ММО). Двухцентровые двухэлектронные молекулярные орбитали.
7. Ионная связь. Ионная модель строения кристаллов, образование ионных кристаллов как результат ненаправленности и ненасыщаемости ион-ионных взаимодействий. Ионный радиус. Основные типы кристаллических структур, константа Маделунга, энергия ионной решетки.
8. Межмолекулярное взаимодействие – ориентационное, индукционное и дисперсионное. Водородная связь, ее природа.
9. Введение в зонную теорию. Образование зон – валентной и проводимости из атомных и молекулярных орбиталей, запрещенная зона. Металлы и диэлектрики. Границы применимости зонной теории.
10. Типы комплексных соединений по классификации лигандов, заряду координационной сферы, числу центральных атомов. Номенклатура комплексных соединений. Изомерия комплексных соединений.

11. Образование координационных соединений в рамках ионной модели и представлений Льюиса. Теория мягких и жестких кислот и оснований Пирсона, уравнение Драго-Вейланда.. Константы устойчивости комплексов.
12. Основные положения теории кристаллического поля (ТКП). Энергетическая диаграмма МО комплексных соединений.
13. Механизмы реакций комплексных соединений. Реакции замещения, отщепления и присоединения лиганда, окислительно- восстановительные реакции. Взаимное влияние лигандов в координационной сфере. *Транс*-влияние И.И. Черняева, *цис*-эффект А.А. Гринберга.
14. Термодинамическая система, параметры и функции состояния системы. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия и ее изменение при химических и фазовых превращениях.
15. Энтальпия. Закон Гесса. Энергии химических связей. Теплоемкость, уравнение Кирхгофа.
16. Второй закон термодинамики. Энтропия и ее физический смысл, уравнение Больцмана. Энергия Гиббса.
17. Скорость химической реакции, ее зависимости от природы и концентрации реагентов, температуры. Порядок реакции. Константы скорости и ее зависимость от температуры. Уравнение Аррениуса.
18. Закон действующих масс. Влияние катализатора на скорость реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ.
19. Ионное произведение воды и его зависимость от температуры. Водородный показатель рН, шкала рН.
20. Кислоты и основания. Протолитическая теория Бренстеда -Лоури. Сопряженные кислоты и основания.
21. Слабые электролиты. Зависимость степени электролитической диссоциации от концентрации, температуры, природы растворителя, посторонних электролитов. Закон разбавления Оствальда.
22. Основные понятия теории сильных электролитов Дебая и Хюккеля.
23. Коллигативные свойства растворов электролитов и неэлектролитов. Изотонический коэффициент. Закон Рауля. Криоскопия и эбулиоскопия, осмос.
24. Хлор. Характеристика элемента, исходя из его положения в Периодической системе. Степени окисления, физические свойства, распространение в природе, способы получения, химические свойства.
25. Хлороводород, соляная кислота, хлориды, их получение и свойства. Качественные реакции на хлорид, бромид и иодид-ионы. Биологическая роль галогенов. Кислородные соединения хлора. Применение хлора, брома, иода и их соединений в медицине.
26. Кислород. Соединения кислорода с водородом. Вода. Перекись водорода.
27. Сера. Важнейшие соединения серы. Сероводород. Действие сероводорода на организм. Сульфиды. Оксид серы (IV) и (VI). Сернистая кислота. Сульфиты. Серная кислота. Сульфаты. Тиосерная кислота. Тиосульфат натрия.
28. Азот. Степени окисления, физические свойства, распространение в природе, способы получения, химические свойства. Важнейшие соединения азота. Биологическая роль соединений азота. Аммиак, его способы получения, физические и химические свойства. Соли аммония, способы получения, свойства.
29. Оксиды азота. Азотистая кислота. Нитриты. Азотная кислота, способы получения, физические и химические свойства, техника безопасности при работе. Нитраты. Биологическая роль оксидов азота, нитратов и нитритов. (ОПК-7, ПК-6, ПК-14).
30. Фосфор, аллотропия фосфора, физические и химические свойства. Оксиды фосфора. Фосфористая кислота и ее соли. Фосфорная кислота и ее соли. Гидрофосфатная буферная система крови.

31. Углерод. Оксиды углерода, их получение, свойства. Угольная кислота и ее соли. Сравнительная характеристика карбонатов и гидрокарбонатов. Гидрокарбонатная буферная система крови. Биологическая роль углерода.
32. Кремний. Распространение в природе. Оксид кремния (IV). Кремниевая кислота. Силикаты. Биологическая роль соединений кремния.
33. Бор. Соединения бора. Оксид бора, борные кислоты и их соли. Биологическая роль, применение в медицине соединений бора.
34. Алюминий. Соединения алюминия. Амфотерный характер оксида алюминия и гидроксида алюминия. Биологическая роль, применение в медицине соединений алюминия.
35. Щелочноземельные металлы. Свойства соединений магния и кальция. Оксиды, гидроксиды, сульфаты, карбонаты. Жесткость воды. Биологическая роль кальция и магния. Применение в медицине магния, кальция и их соединений.
36. Характеристика натрия и калия, исходя из их положения в Периодической системе. Степени окисления, распространение в природе, получение, свойства. Оксиды, гидроксиды, соли натрия и калия. Биологическая роль и применение в медицине соединений натрия и калия.
37. Медь. Соединения меди. Оксиды и гидроксиды. Комплексные соединения. Биологическая роль меди. Качественные реакции на катионы меди.
38. Соединения серебра. Оксид серебра. Нитрат серебра. Комплексные соединения серебра. Биологическая роль серебра. Применение в медицине соединений серебра. Качественные реакции на катионы серебра.
39. Характеристика цинка и ртути, исходя из их положения в Периодической системе. Степени окисления, распространение в природе, получение, свойства. Соединения цинка. Оксид и гидроксид цинка. Амфотерность. Соли цинка. Качественные реакции на катион цинка. Биологическая роль цинка и применение его соединений в медицине.
40. Соединения ртути. Оксиды ртути. Соли ртути. Качественные реакции на катион ртути. Влияние соединений ртути на живые организмы. Применение соединений ртути в медицине.
41. Хром. Соединения хрома. Оксиды, гидроксиды. Хроматы. Дихроматы. Окислительные свойства соединений хрома (VI). Биологическая роль хрома. Применение соединений хрома.
42. Марганец. Соединения марганца. Оксиды, гидроксиды. Марганцовая кислота. Калия перманганат, его окислительные свойства в кислой, нейтральной и щелочной средах. Биологическая роль марганца. Применение калия перманганата в медицине.
43. Железо. Соединения железа. Оксиды. Гидроксиды. Соли железа. Сплавы железа. Качественные реакции на катионы железа (II, III). Биологическая роль железа. Применение железа и его соединений в медицине.

**Ситуационные задачи
для промежуточной аттестации аспирантов
по дисциплине «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»**

Задача №1

Рассчитайте молярность и мольную долю 5% раствора глюкозы ($\rho = 1.06$ г/мл).

Задача №2

Какой объем 5 М раствора магнесии ($MgSO_4$) необходимо взять для приготовления 400мл 0,25% раствора, с плотностью $\rho = 1.2$ г/мл?

Задача №3

Найдите молярную концентрацию и титр 0,9% раствора NaCl, принимая плотность равной 1 г/мл.

Задача №4

Как изменится скорость реакции при повышении температуры на 20°, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

Задача №5

Рассчитайте концентрацию гидроксильных ионов [OH⁻], а также значение pH и pOH желчи, если [H⁺] = 1 · 10⁻⁸ М (в желчных путях).

Задача №6

Найдите [H⁺], pH, [OH⁻], pOH следующих растворов кислот: а) 0.001М HCl; б) 0.005М H₂SO₄; в) 0.1N H₂SO₄.

Задача №7

Напишите выражения для константы нестойкости комплексного соединения [Zn(NH₃)₄]Br₂. По систематической номенклатуре дайте ему название.

Задача №8

Напишите выражения для константы нестойкости комплексного соединения Cu₂[Co(CN)₆]. По систематической номенклатуре дайте ему название.

Задача №9

Вычислите ионную силу раствора содержащего 2 г Al₂(SO₄)₃ и 1 г нитрата калия в 100 мл раствора.

Задача №10

Найдите [H⁺], pH, следующих растворов кислот: а) 0.0001М HCl; б) 0.05М H₂SO₄; в) 0.001N H₂SO₄.

Задача №11

Как надо изменить концентрацию NO, чтобы при увеличении концентрации O₂ в 4 раза скорость реакции $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$ не изменилась?

Задача №12

Рассчитайте активность 1% раствора HCl (ρ = 1,04 г/мл), если коэффициент активности равен 0,830.

Задача №13

Рассчитать pH ацетатного буферного раствора, состоящего из 60 мл 0,2М раствора уксусной кислоты и 120 мл 0,01М раствора ацетата натрия при pK(CH₃COOH) = 4,76.

Задача №14

Какой объем 12% раствора серной кислоты (ρ = 1,2 г/мл) необходимо взять, для

приготовления 0,2 н. раствора серной кислоты объемом 250 мл.

Задача №15

Какой из растворов является изотоническими плазме крови: 0,1М глюкозы $C_6H_{12}O_6$, 0,1 М сульфат алюминия или 0,1М $CaCl_2$? Рассчитайте осмолярность этих растворов в мОсм/л.

Задача №16

Рассчитайте осмотическое давление 1% раствора хлорида кальция ($\rho = 1,02$ г/мл) при 310К? Что произойдет с эритроцитами в этом растворе?

Задача №17

Как надо изменить давление в системе, чтобы скорость протекающей в этой системе реакции $2NO_{(г)} + Cl_{(г)} = 2NOCl$ увеличилась в 8 раз?

Задача №18

Рассчитайте температуру кипения и замерзания 1,5% раствора сульфата натрия ($K_{зб} = 0,52$ кг·К/моль).

Задача №19

Как изменится скорость прямой реакции $2CO + O_2 = 2CO_2$ при увеличении концентрации CO в 3 раза?

Задача №20

Чему равна молярность, нормальность и титр 2% раствора сульфата алюминия?

Задача №21

Опишите поведение эритроцитов в 1% растворе нитрата натрия с плотностью 1,04 г/мл при 35°C.

Задача №22

Какой объем 0,5М раствора азотной кислоты необходимо взять для приготовления 200 мл 1% раствора HNO_3 ($\rho = 1,04$ г/мл).

Задача №23

Сколько мл 5М раствора магнезии ($MgSO_4$) требуется для приготовления 400мл 25% раствора с плотностью $\rho = 1,2$ г/мл

Задача №24

Рассчитать pH желудочного сока, если концентрация HCl 0,365%, плотность 1г/мл.

Задача №25

Водный раствор сульфата меди с массовой долей 1% назначают в малых дозах для улучшения кроветворной функции. Вычислите активность ионов меди в таком растворе, если коэффициент активности равен 0,28; $\rho = 1,009$ г/мл.

Задача №26

Сопоставьте ионные силы двух растворов при одинаковой молярной концентрации:

раствора AgNO_3 и раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Для какого раствора ионная сила больше, во сколько раз?

Примечание. В каждом билете будет два теоретических вопроса и задача по одному из разделов сдаваемой дисциплины.

Пример эталона ответа

Задача №26

Сопоставьте ионные силы двух растворов при одинаковой молярной концентрации:
раствора AgNO_3 и раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Для какого раствора ионная сила больше, во сколько раз?

Решение:

Ионная сила раствора I - величина, характеризующая интенсивность электростатического поля всех ионов в растворе, которая равна полусумме произведений молярной концентрации (c) каждого иона на квадрат его заряда:

$$I = \frac{1}{2} (c_1 q_1^2 + c_2 q_2^2 + c_3 q_3^2 + \dots + c_n q_n^2)$$

где $q_1, q_2, q_3, \dots, q_n$ - заряды всех ионов, находящихся в растворе,
 $c_1, c_2, c_3, \dots, c_n$ - молярные концентрации ионов.

Пусть c_m раствора AgNO_3 и раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. = c моль/л

Тогда $I(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{2} (2c \cdot 3^2 + 3c \cdot 2^2) = 15c$ моль/л

$I(\text{AgNO}_3) = \frac{1}{2} (c \cdot 1^2 + c \cdot 1^2) = c$ моль/л

Ответ $I(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)$ в 15 раз больше $I(\text{AgNO}_3)$.

**Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Воронежский государственный медицинский университет им. Н.Н.
Бурденко»
Министерства здравоохранения Российской Федерации
(ФГБОУ ВО ВГМУ им. Н.Н. Бурденко Минздрава России)**

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ №1

Научная специальность: 1.4.1 Неорганическая химия

1. Кислоты и основания. Протолитическая теория Бренстеда -Лоури. Сопряженные кислоты и основания.
2. Хлороводород, соляная кислота, хлориды, их получение и свойства. Качественные реакции на хлорид, бромид и иодид-ионы. Биологическая роль галогенов. Кислородные соединения хлора. Применение хлора, брома, иода и их соединений в медицине.
3. Рассчитайте концентрацию гидроксильных ионов $[\text{OH}^-]$, а также значение рН и рОН желчи, если $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-8} \text{ М}$ (в желчных путях).

Зав. кафедрой, д.м.н., профессор

Рудакова Л.В.

« ____ » _____

202__ г.