

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Санкт-Петербургский государственный педиатрический медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации

УТВЕРЖДЕНО

Учебно-методическим советом
«31» августа 2021 г.,
протокол № 1

Проректор по учебной работе,
председатель учебно-методического совета
профессор Орел В.И.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

По дисциплине	«Химия» (наименование дисциплины)
Для специальности	Лечебное дело, 31.05.01 (наименование и код специальности)
Факультет	Лечебное дело (наименование факультета)
Кафедра	Общей и медицинской химии им. профессора Хорунжего (наименование кафедры)

Объем дисциплины и виды учебной работы

№№ п./п.	Вид учебной работы	Всего часов	Семестр
			1
1	Общая трудоемкость дисциплины в часах	144	144
1.1	Общая трудоемкость дисциплины в зачетных единицах	4	4
2	Контактная работа, в том числе:	72	72
2.1	Лекции	24	24
2.2	Лабораторные занятия	24	24
2.3	Практические занятия	24	24
2.4	Семинары	-	-
3	Самостоятельная работа	36	36
4	Контроль	36	36
5	Вид итогового контроля: экзамен	-	экзамен

Рабочая программа учебной дисциплины «Химия» по специальности 31.05.01 «Лечебное дело» составлена на основании ФГОС ВО – специалитет по специальности 31.05.01 «Лечебное дело», утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от «12» августа 2020 г. №988, и учебного плана ФГБОУ ВО СПбГПМУ Минздрава России.

Разработчики программы:

Заведующий (ая) кафедрой Общей и медицинской химии им. профессора В.В.Хорунжего

название кафедры

доцент, к.хим.н.

(должность, ученое звание, степень)



Саркисян З.М.

(расшифровка)

Доцент, к.хим.н.

Давыдова М.К.

Рабочая программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры
Общей и медицинской химии им. профессора В.В.Хорунжего

название кафедры

« 31 » августа 2021 г., протокол заседания № 4

Заведующий (ая) кафедрой

Общей и медицинской химии

название кафедры

доцент, к.хим.н.

(должность, ученое звание, степень)



Саркисян З.М.

(расшифровка)

Кафедра Общей и медицинской химии

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

По дисциплине	«Химии» (наименование дисциплины)
Для специальности	Лечебное дело, 31.05.01 (наименование и код специальности)

ОГЛАВЛЕНИЕ:

1.	Раздел «РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ПО ДИСЦИПЛИНЕ».....
	1.1. Рабочая программа.....
	1.2. Листы дополнений и изменений в рабочей программе
2.	Раздел «КАРТА ОБЕСПЕЧЕННОСТИ ДИСЦИПЛИНЫ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЙ ЛИТЕРАТУРОЙ».....
	2.1. Карта обеспеченности учебно-методической литературой на 2021 - 2022 уч. год
	2.2. Перечень лицензионного программного обеспечения на 2021 – 2022 уч. год
3.	Раздел «ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ»
	3.1. Банк контрольных заданий и вопросов (тестов) по отдельным темам и в целом по дисциплине
4.	Раздел «ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ, ВЫНОСИМЫХ НА ЭКЗАМЕН».....
5.	Раздел «ПЕРЕЧЕНЬ МЕТОДИЧЕСКИХ УКАЗАНИЙ ПРЕПОДАВАТЕЛЯМ ДЛЯ РАЗЛИЧНЫХ ФОРМ УЧЕБНЫХ ЗАНЯТИЙ».....
6.	Раздел «ПЕРЕЧЕНЬ МЕТОДИЧЕСКИХ УКАЗАНИЙ ОБУЧАЕМЫМ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ»
7.	Раздел «МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ»
8.	Раздел «ИННОВАЦИИ В ПРЕПОДАВАНИИ»
9.	Раздел «ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНИКОВ И УЧЕБНЫХ ПОСОБИЙ, ИЗДАННЫХ СОТРУДНИКАМИ КАФЕДРЫ ПО ДИСЦИПЛИНЕ».....
10.	Раздел «ВОСПИТАТЕЛЬНАЯ РАБОТА»
11.	Раздел «ДИСТАНЦИОННЫЕ ТЕХНОЛОГИИ ОБУЧЕНИЯ В УСЛОВИЯХ РАСПРОСТРАНЕНИЯ НОВОЙ КОРОНАВИРУСНОЙ ИНФЕКЦИИ COVID-19.....

1. ЦЕЛЬ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

Цели освоения дисциплины:

Формирование у обучающихся системных знаний и умений выполнять расчеты параметров физико-химических процессов, при рассмотрении их физико-химической сущности и механизмов взаимодействия веществ, происходящих в организме человека на клеточном и молекулярном уровнях, а также при воздействии на живой организм окружающей среды.

Задачи изучения дисциплины:

- ознакомление студентов с принципами организации и работы химической лаборатории;
- ознакомление студентов с мероприятиями по охране труда и технике безопасности в химической лаборатории, с осуществлением контроля за соблюдением и обеспечением экологической безопасности при работе с реактивами;
- формирование у студентов представлений о роли химии в системе медицинского образования, перспективах развития химической науки, возможностях использования ее достижений в медицинской практике;
- формирование у студентов представлений об основных термодинамических и кинетических закономерностях, определяющих протекание химических и химико-биологических процессов; первом и втором началах химической термодинамики как основы биоэнергетики, законе Гесса, как основы термохимических расчетов, законах химической кинетики как основы ферментативного катализа.
- Приобретение студентами знаний о свойствах:
 - а) воды, как уникального биорастворителя;
 - б) растворов электролитов и неэлектролитов, как основы для изучения электролитного и кислотно-основного баланса организма;
 - в) биологических жидкостей и тканей организма как дисперсных систем; г) растворов лифобных и лиофильных коллоидов; растворов биополимеров.
- Приобретение студентами знаний о:
 - а) основных типах химических процессов и равновесий в организме (кислотно-основные, окислительно-восстановительные, лигандообменные, гетерогенные);
 - б) механизме действия буферных систем организма, их взаимосвязи и роли в поддержании кислотно-основного баланса; особенностей кислотно-основных свойств аминокислот и белков; химизме образования костной, зубной ткани, конкрементов;
 - в) термодинамических и кинетических закономерностях протекания основных типов химических реакций, а также совмещенный конкурирующий характер их протекания в организме человека;
 - г) количественной характеристике растворов.
- Изучение студентами свойств веществ органической и неорганической природы, важнейших биополимеров; роли биогенных элементов и их соединений в живых системах,
- Приобретение студентами знаний в области физико-химических основ поверхностных явлений и факторов, влияющих на свободную поверхностную энергию; особенностей адсорбции на различных границах разделов фаз; особенностей физикохимии дисперсных систем и растворов биополимеров.
- Обучение студентов основам химии биогенных элементов, неорганических и органических соединений биогенных элементов, их биологической роли; основам химии гемоглобина как комплексного хелатного макроциклического соединения, участвующего в газообмене организма с окружающей средой и поддержании кислотно-основного баланса.
- Формирование у студентов интеллектуальных умений:

- а) устанавливать причинно-следственные и межпредметные связи при объяснении химических процессов, протекающих в живом организме;
 - б) использовать математический аппарат предмета для решения типовых и нестандартных задач, характеризующих процессы, вещества, растворы; выбирать способы, приемы, алгоритмы решения задач;
 - в) наблюдать и формулировать выводы из наблюдений и результатов опыта, расчета;
 - г) оформлять протоколы учебно-исследовательских работ; представлять результаты экспериментальной работы в виде таблиц, графиков;
 - д) классифицировать, систематизировать, дифференцировать химические факты, явления, объекты, системы, методы.
- формирование у студентов практических умений постановки и выполнения учебно-исследовательской экспериментальной работы.
 - формирование у студентов навыков изучения учебной химической литературы, информационного поиска.

Обучающийся должен знать:

- термодинамические и кинетические закономерности, определяющие протекание химических и биохимических процессов;
- физико-химические аспекты важнейших биохимических процессов и различных видов гомеостаза в организме: теоретические основы биоэнергетики, факторы, влияющие на смещение равновесия биохимических процессов;
- свойства воды и водных растворов сильных и слабых электролитов;
- основные типы равновесий и процессов жизнедеятельности: протолитические, гетерогенные, лигандообменные, редокс;
- механизмы действия буферных систем организма, их взаимосвязь и роль в поддержании кислотно-основного гомеостаза; особенности кислотно-основных свойств аминокислот и белков;
- закономерности протекания физико-химических процессов в живых системах с точки зрения их конкуренции, возникающей в результате совмещения равновесий разных типов;
- роль биогенных элементов и их соединений в живых системах;
- физико-химические основы поверхностных явлений и факторы;
- влияющие на свободную поверхностную энергию; особенности адсорбции на различных границах разделов фаз;
- особенности физикохимии дисперсных систем и растворов биополимеров.

Обучающийся должен уметь:

- прогнозировать результаты физико-химических процессов, протекающих в живых системах, опираясь на теоретические положения;
- научно обосновывать наблюдаемые явления;
- производить физико-химические измерения, характеризующие те или иные свойства растворов, смесей и других объектов, моделирующих внутренние среды организма;
- представлять данные экспериментальных исследований в виде графиков и таблиц;
- производить наблюдения за протеканием химических реакций и делать обоснованные выводы;
- представлять результаты экспериментов и наблюдений в виде законченного протокола исследования;
- решать типовые практические задачи и овладеть теоретическим минимумом на более абстрактном уровне;
- решать ситуационные задачи, опираясь на теоретические положения, моделирующие физико-химические процессы, протекающие в живых организмах;
- умеренно ориентироваться в информационном потоке (использовать справочные данные и библиографию по той или иной причине).

Обучающийся должен владеть:

- навыками самостоятельной работы с учебной, научной и справочной литературой;
- умением вести поиск и делать обобщающие выводы;
- навыком безопасной работы в химической лаборатории и умения обращаться с химической посудой, реактивами, работать с газовыми горелками и электрическими приборами.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП СПЕЦИАЛИТЕТА
КРАТКАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ДИСЦИПЛИНЫ, ЕЕ МЕСТО В УЧЕБНОМ ПРОЦЕССЕ

Входные требования для дисциплины (модуля)

№ п/п	Наименование дисциплины (модуля), практики	Необходимый объём знаний, умений, владение
1.	Физика, математика	<p>ЗНАТЬ:</p> <ul style="list-style-type: none">– математические методы решения интеллектуальных задач и их применение в медицине;– правила техники безопасности и работы в физических, химических, биологических лабораториях, с реактивами, приборами, животными;– основные законы физики, физические явления и закономерности, лежащие в основе процессов, протекающих в организме человека;– характеристики и биофизические механизмы воздействия физических факторов на организм;– физические основы функционирования медицинской аппаратуры, устройство и назначение медицинской аппаратуры;– физико-химическую сущность процессов, происходящих в живом организме на молекулярном, клеточном, тканевом и органном уровнях. <p>УМЕТЬ:</p> <ul style="list-style-type: none">– пользоваться учебной, научной, научно-популярной литературой, сетью Интернет для профессиональной деятельности;– пользоваться физическим, химическим и биологическим оборудованием;– работать с увеличительной техникой (микроскопами, оптическими и простыми лупами);– проводить статистическую обработку экспериментальных данных. <p>ВЛАДЕТЬ:</p> <ul style="list-style-type: none">– базовыми технологиями преобразования информации (текстовые, табличные редакторы, поиск в сети Интернет);– понятием ограничения в достоверности и спецификой наиболее часто встречающихся лабораторных тестов.
2.	Биология	<p>ЗНАТЬ:</p> <ul style="list-style-type: none">– общие закономерности происхождения и развития жизни, антропогенез;– теорию биологических систем, их организацию, клеточные и неклеточные формы жизни;– клеточную организацию живых организмов, отличительные признаки про- и эукариотических клеток, гипотезы эволюционного происхождения мембранных компонентов клетки, роль клеточных структур в жизнедеятельности клетки как элементарной единице живого, механизмы образования энергии в живых системах;– закономерности процессов и механизмов хранения, передачи и использования биологической информации в клетке, принципы контроля экспрессии генов;– структурно-функциональную организацию генетического материала, особенности генома прокариот и эукариот, организацию генома человека;

		<ul style="list-style-type: none"> – цитологические основы размножения, гаметогенез, строение половых клеток, регулярные и нерегулярные формы полового размножения; – законы генетики и ее значение для медицины; – закономерности наследственности и изменчивости в индивидуальном развитии как основы понимания патогенеза и этиологии наследственных и мультифакториальных заболеваний у детей и подростков, биологические основы наследственных болезней человека и методы их диагностики; – особенности человека как объекта генетических исследований, методы генетики человека, хромосомные и генные болезни; – применение методов генетики человека в работе медицинских генетических центров; – закономерности воспроизведения организмов; – биологические особенности репродукции человека, закономерности индивидуального развития организмов, онтогенез человека; – молекулярные механизмы эмбрионального развития; – критические периоды онтогенеза, механизмы дифференциации пола по мужскому и по женскому типу; – механизмы старения организмов, механизмы онкогенеза; – экологические категории, экологию человека, экологические проблемы здравоохранения, биоэкологические заболевания, фитотоксикологию; – феномен паразитизма; – морфологические особенности паразитов, их жизненные циклы, пути и способы заражения, патогенное действие, симптомы, диагностику, профилактику заболеваний; – паразитологические и медицинские характеристики членистоногих – переносчиков и возбудителей заболеваний; – морфологические и экологофитоценотические особенности лекарственных и ядовитых растений. <p>УМЕТЬ:</p> <ul style="list-style-type: none"> – пользоваться учебной, научной, научно-популярной литературой, сетью Интернет для профессиональной деятельности; – пользоваться биологическим оборудованием; – работать с увеличительной техникой (микроскопами, оптическими и простыми лупами); – готовить временные препараты и исследовать их под световым микроскопом и лупой; – поставить простейший биологический эксперимент (например, по теме «Осмотические свойства растительных и животных клеток») и проанализировать его результаты; – читать и анализировать электроннограммы клеточных структур; – в виде обобщённых схем отображать процессы, происходящие в клетке; – схематически изображать хромосомы, используя эти обозначения, решать задачи на митоз, мейоз, гаметогенез; – объяснять причины и возможные механизмы рождения детей с хромосомными болезнями, иллюстрировать ответ схемами; – решать задачи по генетике – на взаимодействие генов, сцепленное наследование, наследование, сцепленное с полом и др.; – решать задачи по молекулярной генетике – по редупликации ДНК, биосинтезу белка; – составлять родословные, используя стандартные обозначения; анализировать родословные; – составлять и анализировать идеограммы, используя Денверскую систему классификации хромосом; – приготовить препараты полового хроматина, определить тельца Барра; – определять вид паразита, стадии развития по предлагаемым препаратам; – решать ситуационные задачи по паразитологии; – определять вид растения и принадлежность к группе согласно клинической классификации. <p>ВЛАДЕТЬ:</p> <ul style="list-style-type: none"> – навыками работы с микроскопом;
--	--	--

		<ul style="list-style-type: none"> – навыками приготовления временных препаратов; – навыками отображения изучаемых объектов на рисунках; – навыками анализа электроннограмм; – навыками определения кариотипов; – подходами к решению генетических задач; – стандартными обозначениями для составления родословных; – денверской системой классификации хромосом для анализа идеограмм; – навыками работы с гербарным материалом.
3.	Биохимия	<p>ЗНАТЬ:</p> <ul style="list-style-type: none"> – правила работы и техники безопасности в химических лабораториях, с реактивами, приборами, животными; – строение и биохимические свойства основных классов биологически важных соединений (белков, нуклеиновых кислот, углеводов, липидов, витаминов); – основные метаболические пути их превращения, ферментативный катализ; – основы биоэнергетики; – роль клеточных мембран и их транспортных систем в обмене веществ в организме человека; – химико-биологическую сущность процессов, происходящих на молекулярном и клеточном уровнях в организме человека; – основные механизмы регуляции метаболических превращений белков, нуклеиновых кислот, углеводов, липидов; – особенности строения и метаболических процессов, происходящих в тканях полости рта; – диагностически значимые показатели биологических жидкостей (плазмы крови, мочи) у здорового взрослого человека и у детей различного возраста. <p>УМЕТЬ:</p> <ul style="list-style-type: none"> – пользоваться учебной, научной, научно-популярной литературой, сетью Интернет для профессиональной деятельности, лабораторным оборудованием; – проводить математический подсчет полученных данных; – интерпретировать результаты наиболее распространенных методов лабораторной и функциональной диагностики; – выполнять тестовые задания в любой форме, решать ситуационные задачи на основе теоретических знаний. <p>ВЛАДЕТЬ:</p> <ul style="list-style-type: none"> – базовыми технологиями преобразования информации (текстовые, табличные редакторы), техникой работы в сети Интернет для профессиональной деятельности; – медико-функциональным понятийным аппаратом; – навыками постановки предварительного диагноза на основании результатов лабораторного обследования пациентов.
4.	Гистология, эмбриология цитология	<p>ЗНАТЬ:</p> <ul style="list-style-type: none"> – уровни организации живого; – представления о строении клеток как универсальной единице живой материи; – типы тканей и их основных функций, основ анатомии человеческого тела, основ медицинской терминологии. <p>УМЕТЬ:</p> <ul style="list-style-type: none"> – зарисовать гистологические и эмбриологические препараты и обозначить структурные элементы в них; – «прочитать» под микроскопом гистологические, некоторые гистохимические и эмбриологические препараты; – анализировать гистологические и эмбриологические препараты; – «прочитать» электронные микрофотографии клеток и неклеточных структур; – составить устное и письменное описание препаратов; – применять знание гистологии на практике для решения стандартных задач в профессиональной деятельности врача (решение ситуационных задач). <p>ВЛАДЕТЬ:</p> <ul style="list-style-type: none"> – навыками микроскопического изучения гистологических препаратов.
5.	Нормальная физиология	<p>ЗНАТЬ:</p> <ul style="list-style-type: none"> – предмет, цель, задачи дисциплины и ее значение для своей будущей профессии; – закономерности функционирования здорового организма и механизмы регуляции

		<p>физиологических процессов, рассматриваемые с позиций общей физиологии, частной физиологии и интегративной поведенческой деятельности человека;</p> <p>– сущность методик исследования различных функций здорового организма, используемых в медицине.</p> <p>УМЕТЬ:</p> <p>– объяснить принцип наиболее важных методик исследования функций здорового организма;</p> <p>– объяснять информационную ценность различных показателей (констант) и механизмы регуляции органов, систем и деятельности целого организма;</p> <p>– оценивать и объяснять основные закономерности формирования и регуляции физиологических функций организма при достижении приспособительного результата;</p> <p>– оценивать и объяснять закономерности формирования и регуляции основных форм поведения организма в зависимости от условий его существования.</p> <p>ВЛАДЕТЬ:</p> <p>– навыками проведения электроэнцефалографии, электромиографии;</p> <p>– навыком определением порога возбуждения;</p> <p>– навыком регистрации одиночного мышечного сокращения, регистрации зубчатого гладкого тетануса;</p> <p>– навыком определения времени рефлекса по Тюрку;</p> <p>– навыком проведения динамометрии;</p> <p>– навыком определения остроты зрения, цветового зрения;</p> <p>– исследования костной и воздушной проводимости звука эстезиометрией;</p> <p>– исследования вкусовой чувствительности;</p> <p>– навыком определения должного основного объема;</p> <p>– принципами составления пищевых рационов;</p> <p>– навыками проведения термометрии.</p>
--	--	---

3. ТРЕБОВАНИЯ К РЕЗУЛЬТАТАМ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

3.1. Изучение данной учебной дисциплины направлено на формирование (и развитие) у обучающихся следующих компетенций: ОПК-5

3.2. Перечень планируемых результатов обучения:

№ п/п	Номер/индекс компетенции	Содержание компетенции (или ее части)	В результате изучения учебной дисциплины обучающиеся должны:			
			Знать	Уметь	Владеть	Оценочные средства
1.	ОПК-5	Способен оценивать морфофункциональные, физиологические состояния и патологические процессы в организме человека для решения профессиональных задач	методы непосредственного исследования больного (расспрос, осмотр, пальпация, перкуссия, аускультация); основные синдромы в клинике внутренних болезней; лабораторные и инструментальные методы исследования при обследовании пациентов с заболеваниями внутренних органов	использовать все методы непосредственного исследования больных (расспрос, осмотр, пальпация, перкуссия, аускультация) при обследовании пациентов; грамотно излагать результаты непосредственного исследования больного в истории болезни	правильной оценкой данных лабораторных методов исследования	Тестовые задания, вопросы промежуточной аттестации

4. ОБЪЕМ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ) И ВИДЫ УЧЕБНОЙ РАБОТЫ

Вид учебной работы	Всего часов/ зачетных единиц	Семестры
		I часов
1	2	3
Аудиторные занятия (всего), в том числе:	72	72
Лекции (Л)	24	24
Практические занятия (ПЗ)	24	24
Лабораторные занятия	24	24
Семинары (С)	-	-
Самостоятельная работа (СР), в том числе:	36	36
<i>История болезни (ИБ)</i>	-	-
<i>Реферат (Реф.)</i>	6	6
<i>Тестовые и ситуационные задачи</i>	-	-
<i>Расчетно-графические работы (РГР)</i>	2	2
<i>Подготовка к занятиям (ПЗ)</i>	14	14
Подготовка к текущему контролю (ПТК) Подготовка к промежуточному контролю (ППК) Вид промежуточной аттестации		6
	экзамен	36
	час.	144
	ЗЕТ	4

5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

5.1. Разделы учебной дисциплины и компетенции, которые должны быть освоены при их изучении

№ п/п	Компетенции	Раздел дисциплины	Содержание раздела
<u>Модуль I: Элементы химической термодинамики и кинетики.</u> <u>Коллигативные свойства растворов.</u>			
I.	ОПК-5	Основные понятия термодинамики Первое и второе начала термодинамики	Предмет и методы химической термодинамики. Взаимосвязь между процессами обмена веществ и энергии в организме. Химическая термодинамика как теоретическая основа биоэнергетики. Основные понятия термодинамики. Интенсивные и экстенсивные параметры. Функция состояния. Внутренняя энергия. Работа и теплота - две формы передачи энергии. Типы термодинамических систем (изолированные, закрытые, открытые). Типы термодинамических процессов (изотермические, изобарные, изохорные). Стандартное состояние. <i>Первое начало термодинамики. Энтальпия. Стандартная</i>

			<p>энтальпия образования вещества, стандартная энтальпия сгорания вещества. Стандартная энтальпия реакции. Закон Гесса. Применение первого начала термодинамики к биосистемам.</p> <p>Второе начало термодинамики. Обратимые и необратимые в термодинамическом смысле процессы. Энтропия. Энергия Гиббса. Прогнозирование направления самопроизвольно протекающих процессов в изолированной и закрытой системах; роль энтальпийного и энтропийного факторов. Термодинамические условия равновесия. Стандартная энергия Гиббса образования вещества. Стандартная энергия Гиббса реакции. Примеры экзергонических и эндергонических процессов, протекающих в организме. Принцип энергетического сопряжения.</p> <p><i>Химическое равновесие.</i> Обратимые и необратимые по направлению реакции. Термодинамические условия равновесия в изолированных и закрытых системах. Константа химического равновесия. Уравнения изотермы и изобары химической реакции. Прогнозирование смещения химического равновесия. Понятие о буферном действии, гомеостазе и стационарном состоянии живого организма.</p>
II.	ОПК-5	<p>Основные понятия химической кинетики. Классификация реакций в кинетике.</p>	<p>Предмет и основные понятия химической кинетики. Химическая кинетика как основа для изучения скоростей и механизмов биохимических процессов. Скорость реакции, средняя скорость реакции в интервале, истинная скорость. Классификации реакций, применяющиеся в кинетике: реакции, гомогенные, гетерогенные и микрогетерогенные; реакции простые и сложные (параллельные, последовательные, сопряженные, цепные). Молекулярность элементарного акта реакции.</p> <p>Кинетические уравнения. Порядок реакции. Период полупревращения. Зависимость скорости реакции от концентрации. Кинетические уравнения реакций первого, второго и кулевого порядков.</p> <p>Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент скорости реакции и его особенности для биохимических процессов. Понятие о теории активных соударении. Энергетический профиль реакции; энергия активации; уравнение Аррениуса. Роль стерического фактора. Понятие о теории переходного состояния.</p> <p>Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Энергетический профиль каталитической реакции. Особенности каталитической активности ферментов. Уравнение Михаэлиса - Ментен и его анализ.</p>
III.	ОПК-5	<p>Учение о растворах. Коллигативные свойства растворов.</p>	<p>Роль воды и растворов в жизнедеятельности. Физико-химические свойства воды, обуславливающие ее уникальную роль как единственного биорастворителя. Автопротолиз воды. Константа автопротолиза воды. Зависимость растворимости веществ в воде от соотношения гидрофильных и гидрофобных свойств; влияние внешних условий, на растворимость. Термодинамика растворения. Понятие об идеальном растворе.</p> <p>Общая характеристика растворов как гомогенных систем. Виды растворов. Растворимость. Ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы. Растворимость газов. Законы Генри, Дальтона, Сеченова. Растворимость</p>

			<p>жидких и твердых веществ. Тепловые эффекты и термодинамика растворения веществ. Сольватная теория растворов. Коллигативные свойства растворов. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа и его аналогия с газовыми законами. Осмолярность. Роль осмоса в биологических системах. Гипо-, гипер-, изотонические растворы. Тургор, плазмолиз, лизис клеток.</p> <p>Криометрия и эбулиометрия, использование их для определения молекулярной массы веществ, значение их в медико-биологических исследованиях.</p>
Модуль 2: Основные типы химических реакций и процессов в функционировании живых систем.			
IV.	ОПК-5	<p>Протолитические равновесия и процессы.</p> <p>Гетерогенные равновесия и процессы в растворах электролитов.</p>	<p>Теория электролитической диссоциации. Основные положения. Причина и механизм диссоциации. Влияние природы химической связи растворяемого вещества и растворителя на процесс диссоциации.</p> <p>Теплота гидратации ионов. Факторы, влияющие на теплоту гидратации (размер иона, заряд иона). Активность и коэффициент активности. Ионная сила растворов электролитов.</p> <p>Диссоциация слабых электролитов. Степень диссоциации, константа диссоциации как константа равновесия. Связь степени и константы диссоциации (закон разведения Оствальда). Влияние одноименного иона на диссоциацию слабого электролита. Расчет концентраций ионов в растворах слабых электролитов.</p> <p>Теории кислот и оснований. Протолитическая теория кислот и оснований (теория Бренстеда-Лоури). Сила кислот и оснований. Водные растворы кислот и оснований. Ионное произведение воды. Диссоциация воды - равновесный процесс. Ионное произведение воды как разновидность константы равновесия. Условия нейтральности среды. Кислая и щелочная среда в водных растворах. Расчет концентрации ионов H^+ и OH^- в растворах сильных и слабых кислот и оснований. Водородный и гидроксильный показатели. Расчет рН в растворах сильных и слабых электролитов. Границы изменения рН водных растворов в зависимости от температуры, концентрации электролитов.</p> <p>Гидролиз солей. Причина и следствие гидролиза. Механизм гидролиза солей. Степень гидролиза и факторы, влияющие на нее. Константа гидролиза как разновидность константы равновесия. Вывод константы гидролиза и связи ее со степенью гидролиза солей. Случаи гидролиза: соли слабой кислоты и сильного основания, соли слабого основания и сильной кислоты, соли слабой кислоты и слабого основания. Реакции среды во всех случаях гидролиза и расчет рН. Гидролиз солей многовалентных ионов. Образование кислых и основных солей при гидролизе. Случаи необратимого гидролиза солей. Роль гидролиза в биохимических процессах (гидролиз АТФ - универсальный источник энергии в организме).</p> <p>Электролиты в организме человека. Понятие об электролитном составе крови и водно-солевом обмене в организме. Роль рН в биологических жидкостях организма.</p>
V.	ОПК-5	Буферные растворы	<p>Понятие о буферных растворах. Типы буферных растворов. Механизм действия буферных систем. Расчет рН буферных систем, влияние концентрации компонентов,</p>

			<p>разбавления на рН этих систем. Буферная емкость. Расчет буферных систем и приготовление буферных растворов с заданным значением рН. Буферные системы крови. Бикарбонатный буфер, уравнение Гендерсона-Гассельбаха. Фосфатный, белковый и гемоглибиновый буферы крови. Механизмы их действия. Роль буферных систем крови в организме человека. Понятие о кислотно-основном состоянии организма. Щелочной резерв крови. Ацидоз и алкалоз.</p> <p>Применение реакции нейтрализации в фармакотерапии: лекарственные средства с кислотными и основными свойствами (гидрокарбонат натрия, оксид и пероксид магния, трисамин и др.).</p>
VI.	ОПК-5		<p><i>Гетерогенные реакции в растворах электролитов.</i></p> <p>Константа растворимости (произведение растворимости - ПР). Конкуренция за катион или анион: изолированное и совмещенное гетерогенные равновесия в растворах электролитов. Условия образования и растворения осадков. Реакции, лежащие в основе образования неорганического вещества костной ткани гидроксидфосфата кальция. Механизм функционирования кальций-фосфатного буфера. Явление изоморфизма: замещение в гидроксидфосфате кальция гидроксид-ионов на ионы фтора, ионов кальция на ионы стронция. Остеотропность металлов. Реакции, лежащие в основе образования конкрементов: уратов, оксалатов, карбонатов. Применение хлорида кальция и сульфата магния в качестве антидотов.</p> <p><i>Реакции замещения лигандов.</i> Координационная теория Вернера. Природа химической связи в комплексных соединениях. Классификация комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений. Полидентатные лиганды. Хелатирование. Строение гемоглобина, хлорофилла.</p> <p>Константа нестойкости комплексного иона. Конкуренция за лиганд или за комплексообразователь: изолированное и совмещенное равновесия замещения лигандов. Инертные и лабильные комплексы. Представления о строении металлоферментов и других биоконкомплексных соединений (гемоглобин, цитохромы, кобаламины). Физико-химические принципы транспорта кислорода гемоглобином.</p> <p>Металло-лигандный гомеостаз и причины его нарушения. Механизм токсического действия тяжелых металлов и мышьяка на основе теории жестких и мягких кислот и оснований (ЖМКО). Термодинамические принципы хелатотерапии. Механизм цитотоксического действия соединений платины.</p>
Модуль 3: Основы количественного анализа.			
VII.	ОПК-5	Титриметрический анализ	<p><i>Сущность титриметрического (объёмного) анализа.</i></p> <p>Основные понятия: титрование, точка эквивалентности, индикаторы, титранты. стандартные вещества и растворы. Требования к стандартным веществам. Требования к реакциям в титриметрическом анализе. Классификация методов. Аналитическая посуда.</p> <p><i>Способы выражения концентраций растворов.</i> Понятия: эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, закон эквивалентов и его следствие. Основные способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная концентрация</p>

			<p>(молярность) и молярная концентрация эквивалента (нормальность) вещества, титр, молярная концентрация, молярная доля, титр.</p> <p>Расчеты в титриметрическом анализе. Способы приготовления растворов.</p> <p><i>Кислотно-основного титрование.</i> Основные положения. Применение. Титранты, стандартные и определяемые вещества. Кислотно-основные индикаторы и их характеристики. Теории индикаторов. Кривые кислотно-основного титрования. Ацидиметрия. Алкалиметрия.</p> <p><i>Окислительно-восстановительное титрование.</i> Классификация методов. Индикация точки эквивалентности. Кривые титрования. Факторы эквивалентности окислителей и восстановителей.</p> <p>Перманганатометрия и иодометрия. Значение методов. Определение окислителей и восстановителей. Условия проведения реакций, фиксирование точки эквивалентности.</p> <p><i>Комплексонометрия.</i> Значение метода. Комплексоны. Образование комплексонов. Трилонометрия. Требования к реакциям. Индикаторы метода и механизм их действия.</p> <p><i>Осадительное титрование.</i> Общие положения. Требования к реакциям. Аргентометрия и её применение.</p> <p><i>Методы титрования:</i> прямое, обратное и заместительное титрование.</p>
Модуль 4 Электрохимия			
VIII	ОПК-5	<p>Электродные потенциалы. ЭДС.</p>	<p><i>Электродные потенциалы.</i> Механизм возникновения. Уравнение Нернста. Стандартные электродные потенциалы. Классификация электродов. Стандартный водородный электрод. Измерение электродных потенциалов. Хлорсеребряный электрод. Химические и концентрационные гальванические элементы.</p> <p><i>Окислительно-восстановительные (редокс) реакции.</i> Механизм возникновения электродного и редокс-потенциалов. Уравнения Нернста-Петерса. Сравнительная сила окислителей и восстановителей. Прогнозирование направления редокс-процессов по величинам редокс-потенциалов. Константа окислительно-восстановительного процесса.</p> <p>Общие представления о механизме действия редокс-буферных систем. Токсическое действие окислителей (нитраты, нитриты, оксиды азота). Обезвреживание кислорода, пероксида водорода и супероксид-иона. Применение редокс-реакций для детоксикации.</p> <p><i>Ионоселективные электроды.</i> Стекланный электрод. Другие виды ионоселективных электродов.</p> <p>Потенциометрический метод измерения pH. Применение в медицине, биологии и фармации.</p>
Модуль 5 Поверхностные явления. Адсорбция. Коллоидные системы. Биологически активные высокомолекулярные вещества			
IX.	ОПК-5	<p>Физико-химия поверхностных явлений в функционировании живых систем</p>	<p>Адсорбционные равновесия и процессы на подвижных границах раздела фаз. Поверхностная энергия Гиббса и поверхностное натяжение. Адсорбция. Уравнение Гиббса. Поверхностно-активные и поверхностно-неактивные вещества. Изменение поверхностной активности в гомологических рядах (правило Траубе). Изотерма адсорбции. Ориентация молекул в поверхностном слое и структура биомембран.</p>

			<p>Адсорбционные равновесия на неподвижных границах раздела фаз. Физическая адсорбция и хемосорбция. Адсорбция газов на твёрдых телах. Адсорбция из растворов. Уравнение Ленгмюра. Зависимость величины адсорбции от различных факторов. Правило выравнивания полярностей. Избирательная адсорбция.</p> <p>Значение адсорбционных процессов для жизнедеятельности. Физико-химические основы адсорбционной терапии, гемосорбции, применения в медицине ионитов. Хроматографические методы.</p>
X.	ОПК-5	Физико-химия дисперсных систем в функционировании живых систем	<p>Классификация дисперсных систем. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности; по агрегатному состоянию; по силе межмолекулярного взаимодействия между дисперсной фазой и дисперсионной средой. Природа коллоидного состояния.</p> <p>Получение и свойства дисперсных систем. Получение суспензий, эмульсий, коллоидных растворов. Диализ, электродиализ, ультрафильтрация. Физико-химические принципы функционирования искусственной почки. Молекулярно-кинетические свойства коллоидно-дисперсных систем: броуновское движение, диффузия, осмотическое давление, седиментационное равновесие. Оптические свойства: рассеивание света (Закон Рэлея). Электрокинетические свойства: электрофорез и электроосмос; потенциал течения и потенциал седиментации. Строение двойного электрического слоя. Электрокинетический потенциал и его зависимость от различных факторов.</p> <p>Устойчивость дисперсных систем. Седиментационная, агрегативная и конденсационная устойчивость лиозолей. Факторы, влияющие на устойчивость лиозолей. Коагуляция. Порог коагуляции и его определение, правило Шульце-Гарди, явление привыкания. Взаимная коагуляция. Понятие о современных теориях коагуляции. Коллоидная защита и пептизация.</p> <p>Коллоидные ПАВ; биологически важные коллоидные ПАВ (мыла, детергенты, желчные кислоты). Мицеллообразование в растворах ПАВ. Определение критической концентрации мицеллообразования. Липосомы.</p>
XI.	ОПК-5	Биологически активные высокомолекулярные вещества (строение, свойства, участие в функционировании живых систем).	<p>Полимеры. Понятие о полимерах медицинского (стоматологического) назначения.</p> <p>Свойства растворов ВМС. Особенности растворения ВМС как следствие их структуры. Форма макромолекул. Механизм набухания и растворения ВМС. Зависимость величины набухания от различных факторов. Аномальная вязкость растворов ВМС. Уравнение Штаудингера. Вязкость крови и других биологических жидкостей. Осмотическое давление растворов биополимеров. Уравнение Галлера. Полиэлектролиты. Изоэлектрическая точка и методы её определения. Мембранное равновесие Доннана. Онкотическое давление плазмы и сыворотки крови.</p> <p>Устойчивость растворов биополимеров. Высаливание биополимеров из раствора. Коацервация и её роль в биологических системах.</p> <p>Гели и студни - связанно-дисперсные системы. Классификация гелей. Характеристика хрупких и эластичных гелей. Способы получения гелей.</p>

			<p>Процесс желатинирования. Факторы, способствующие желатинированию. Застудневание. Факторы, влияющие на процесс застудневания. Набухание ксерогелей. Факторы, от которых зависит процесс набухания. Явления, сопровождающие процесс набухания.</p> <p>Свойства гелей и студней : электропроводность, диффузия и кристаллизация в гелях, давление набухания, контракция, тиксотропия, синерезис, ритмические реакции, иммунодиффузия в гелях</p> <p>Использование гелей в физико-химических и медико-биологических исследованиях. Проявление свойств гелей в живом организме.</p>
--	--	--	---

5.2. Разделы учебной дисциплины (модуля), виды учебной деятельности и формы контроля

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание разделов (темы)	Л	лпз	ПЗ		СРС	Всего часов
					ТП	ПП		
I.	Элементы химической термодинамики и кинетики. Коллигативные свойства растворов.	1. Термодинамика и кинетика химических процессов. 2. Учение о растворах. Способы выражения концентраций растворов. Коллигативные свойства растворов.	4	4	2	2	4	12
II.	Основные типы химических реакций и процессов в функционировании живых систем.	3. Кислотно-основное равновесие. Шкала pH. Расчет pH в растворах сильных и слабых электролитов. Гидролиз. Процессы гидролиза в организме. 4. Теории кислот и оснований. Буферные растворы. Буферные системы крови. Щелочной резерв крови. Ацидоз. Алкалоз. 5. Строение комплексных (координационных) соединений. Устойчивость в растворах. Разрушение комплексных соединений. Хелаты.	6	12	2	2	6	27
III.	Основы количественного анализа.	6. Основы количественного анализа. Метод нейтрализации. Кривые титрования.	2	8	2	2	5	15
IV.	Электрохимия.	7. Электродные потенциалы. ЭДС. Уравнение Нернста. Редокс-потенциалы. Коррозия. Электролиз. Окислительно-восстановительное титрование.	2	4	2	2	3	9
V.	Поверхностные явления. Адсорбция. Коллоидные	8. Поверхностные явления. Адсорбция. Хроматография. 9. Коллоидные системы. Получение и свойства коллоидов.	10	20	2	2	15	45

	системы. Биологически активные высокомолекулярные вещества	10. Электрокинетические явления. Устойчивость и разрушение коллоидных систем. Коагуляция. 11. ВМС. Классификация и свойства. Изоэлектрическая точка. Биополимеры. 12. Гели и студни. Классификация и свойства.						
VI.	Вид промежуточной аттестации: экзамен						36	36
	Итого:		24	48			36 (+36)	144

При изучении дисциплины предусматривается применение инновационных форм учебных занятий, развивающих у обучающихся навыки работы в команде, межличностной коммуникации, принятия решений, лидерские качества: интерактивные лекции, дискуссии, диспуты, имитационные игры, кейс-метод, работа в малых группах.

5.2.1 Интерактивные формы проведения учебных занятий

№ п/п	Тема занятия	Вид занятия	Используемые интерактивные формы проведения занятий
1.	См. табл. 5.3	Лекция	Интерактивная лекция, диспут
2.	См. табл. 5.4	Семинар	Работа в малых группах, имитационные игры, дискуссия, кейс-метод

5.3. Название тем лекций и количество часов по семестрам изучения учебной дисциплины (модуля)

№ п/п	Название тем лекций учебной дисциплины (модуля)	Объем по семестрам
		1
1	2	3
1.	Термодинамика и кинетика химических процессов.	2
2.	Учение о растворах. Способы выражения концентраций растворов. Коллигативные свойства растворов.	2
3.	Кислотно-основное равновесие. Шкала pH. Расчет pH в растворах сильных и слабых электролитов. Гидролиз. Процессы гидролиза в организме.	2
4.	Теории кислот и оснований. Буферные растворы. Буферные системы крови. Щелочной резерв крови. Ацидоз. Алкалоз.	2
5.	Строение комплексных (координационных) соединений. Устойчивость в растворах. Разрушение комплексных соединений. Хелаты.	2
6.	Основы количественного анализа. Метод нейтрализации. Кривые титрования.	2

7.	Электродные потенциалы. ЭДС. Уравнение Нернста. Редокс-потенциалы. Коррозия. Электролиз. Окислительно-восстановительное титрование.	2
8.	Поверхностные явления. Адсорбция. Хроматография	2
9.	Коллоидные системы. Получение и свойства коллоидов.	2
10.	Электрокинетические явления. Устойчивость и разрушение коллоидных систем. Коагуляция.	2
11.	ВМС. Классификация и свойства. Изоэлектрическая точка. Биополимеры.	2
12.	Гели и студни. Классификация и свойства.	2
Всего:		24

5.4. Название тем лабораторно-практических занятий (интегративных по формам и методам обучения) и количество часов по семестрам изучения учебной дисциплины (модуля)

№ п/п	Название тем лабораторно-практических занятий	Объем по семестрам
		I
1	2	3
1.	Учение о растворах. Способы выражения концентраций. Расчет концентраций веществ и ионов в растворах сильных электролитов. Коллигативные свойства растворов.	4
2.	Кислотно-основное равновесие. Ионное произведение воды. Шкала рН Расчет рН сильных и слабых электролитов. Гидролиз.	4
3.	Буферные растворы. рН метрическое определение кислотности биологических жидкостей. Буферные системы крови. Лабораторная работа.	4
4.	Строение комплексных (координационных) соединений. Устойчивость в растворах. Разрушение комплексных соединений. Хелаты. Лабораторная работа.	4
5.	Основы количественного анализа. Расчеты в объемном анализе. Метод нейтрализации. Индикаторы. Кривые титрования. Лабораторная работа.	4
6.	Коллоквиум №1.	4
7.	Электродные потенциалы. ЭДС. Коррозия. Электролиз.	4
8.	Поверхностные явления. Адсорбция. Применение в медицине. Физико-химические основы адсорбционной терапии. Применение в медицине ионообменников.	4
9.	Молекулярно-кинетические свойства, оптические свойства коллоидных растворов. Получение и очистка коллоидов. Иммунодиффузия. Лабораторная работа.	4
10.	Электрокинетические свойства коллоидных систем. Коагуляция. Электрофоретические методы в медицине	4
11.	Растворы ВМС. Гели и студни. Получение, устойчивость, свойства.	4
12.	Коллоквиум №2.	4
Всего:		48

5.5. Лабораторный практикум (в составе лабораторно-практических занятий)

№ п/п	Наименование раздела учебной дисциплины (модуля)	Наименование лабораторных работ	Всего часов
1	2	3	4
1.	Элементы химической термодинамики и кинетики. Коллигативные свойства растворов.	Скорость химической реакции, катализ. Химическое равновесие.	1
2.	Основные типы химических реакций и процессов в функционировании живых систем.	Осмоз. pH растворов.	1
		Протолитические реакции. Гидролиз. Буферные системы.	1
		Гетерогенные реакции. Условия растворения и образования осадков	1
		Комплексные соединения и их свойства.	1
3.	Основы количественного анализа.	Кислотно-основное титрование	1
4.	Электрохимия.	pH –метрия.	1
5.	Поверхностные явления. Адсорбция. Коллоидные системы. Биологически активные высокомолекулярные вещества	Получение и свойства коллоидных растворов	1
		Коагуляция, пептизация	1
		Свойства растворов ВМС.	1
Всего:			10

5.6. Распределение семинарских практикумов по семестрам:

НЕ ПРЕДУСМОТРЕНО.

5.7. Распределение тем клинических практических занятий по семестрам:

НЕ ПРЕДУСМОТРЕНО.

**Календарный план
Практических занятий по химии
1 семестр 2021-2022 года
Специальность 31.05.01**

Лечебное дело на языке-посреднике (английский язык)

№ п/п	The Theme of Employment	Hour
1.	The doctrine about solutions. Ways of expressing concentration. Culcation of substance and ion concentration in strong electrolyte solutions. Colligative properties of solution.	4
2.	The acid-base balance. Calculation and definition of pH solutions. Hydrolysis of salts.	4
3.	The asid-balance: buffer solutions.	4
4.	Complex connections. Balance in solutions of complex connections. Stability and dissociation of complex compounds in solutions.	4
5.	Bases of the quantitative analysis. Method of neutralization. Asid-base titration. Definition of the titration of acidic andalkali solutions of gastric contents.	4
6.	Colloquium: «Equilibrium processes in solutions».	4
7.	Electrode potentials. EMF. Corrosion. Electrolysis.	4
8.	The superficial phenomena. Adsorption.	4
9.	Physical chemistry of disperse systems. Molecular-kinetic properties,	4

	optical, properties colloid solutions.	
10.	Elektrokinetic properties cokkoidal systems. Coagulation.	4
11	Gels and jells reception, stability, properties. Solutions of highmolecular. Classification, reception, properties.	
12.	Colloquium: «Physical and colloidal chemistry»	4
ИТОГО:		48

6 . ВИДЫ УЧЕБНОЙ РАБОТЫ

Лекции, лабораторно-практические занятия, самостоятельная работа, интерактивная работа обучающихся.

7. ИСПОЛЬЗУЕМЫЕ ИНФОРМАЦИОННЫЕ, ИНСТРУМЕНТАЛЬНЫЕ И ПРОГРАММНЫЕ СРЕДСТВА

Использование мультимедийного комплекса в сочетании с лекциями и практическими занятиями, решение ситуационных задач, обсуждение рефератов, сбор «портфолио». Удельный вес занятий, проводимых в интерактивных формах, составляет не менее 30 % от аудиторных занятий.

Информационные технологии, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине (модулю) включают программное обеспечение и информационные справочных системы.

Информационные технологии, используемые в учебном процессе:

http://www.historymed.ru/training_aids/presentations/

Визуализированные лекции
 Конспекты лекций в сети Интернет
 Ролевые игры
 Кейс – ситуации
 Дискуссии
 Видеофильмы

Программное обеспечение

Для повышения качества подготовки и оценки полученных компетенций часть занятий проводится с использованием программного обеспечения:

Операционная система Microsoft Windows
 Пакет прикладных программ Microsoft Office: PowerPoint, Word

8. ФОРМЫ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ СТУДЕНТОВ

Коллоквиум, контрольная работа, индивидуальные домашние задания, курсовая работа, эссе.

9. ФОРМА ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

Экзамен.

10. РАЗДЕЛЫ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ) И МЕЖДИСЦИПЛИНАРНЫЕ СВЯЗИ С ДИСЦИПЛИНАМИ

№ п/п	Наименование последующих дисциплин	Разделы дисциплины химия, необходимые для изучения последующих дисциплин
-------	------------------------------------	--

		1	2	3	4	5	6	7
1.	Биохимия	+	+	+	+	+	+	+
2.	Нормальная физиология	+	+	+	+	+	+	+
3.	Патологическая физиология	+	+	+	+	+	+	+
4.	Фармакология	+	+		+	+	+	+
5.	Клиническая фармакология	+	+		+	+	+	+
6.	Микробиология		+	+	+	+	+	+
7.	Гигиена	+		+	+			+
8.	Внутренние болезни		+	+	+	+	+	+
9.	Урология		+		+			
10.	Профессиональные болезни		+		+			
11.	Анестезиология, ревматология и интенсивная терапия		+	+	+		+	+
12.	Физиотерапия		+	+				
13.	Основы питания здорового и больного человека	+	+	+	+		+	+
14.	Офтальмология		+	+	+	+	+	+
15.	Медицинская генетика	+	+	+	+	+	+	+

ЛИСТ ДОПОЛНЕНИЙ И ИЗМЕНЕНИЙ В РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЕ
за 2022/2023 учебный год

В рабочую программу по дисциплине:

Химия
(наименование дисциплины)

для специальности «Лечебное дело», 31.05.01
(наименование специальности, код)

Изменения и дополнения в рабочей программе в 2022/2023 учебном году:

Составитель: к.хим.н., доцент _____ Саркисян З.М.

Зав. кафедрой общей и медицинской химии,

к.хим.н., доцент _____ Саркисян З.М.

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Санкт-Петербургский государственный педиатрический медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации

Кафедра общей и медицинской химии

КАРТА ОБЕСПЕЧЕННОСТИ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЙ ЛИТЕРАТУРОЙ
на 2021 – 2022 учебный год

По дисциплине

«Химия»

(наименование дисциплины)

Для

специальности

«Лечебное дело», 31.05.01

(наименование и код специальности)

Код направления подготовки	Курс	Семестр	Число студентов	Список литературы	Кол-во экземпляров	Кол-во экз. на одного обучающегося
31.05.01			169	<p>Основная литература:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Химия в медицине: учебник Бабков А.В., Нестерова О.В., Попков В.А. Москва. Юрайт.2018.- 403 с. 2. Общая химия: учебник / Жолнин А.В.; Под ред. В.А. Попкова, А.В. Жолнина - М.: ГЭОТАР-Медиа, 2014. - 400 с. 3. Биоорганическая химия: учебник / Н. А. Тюкавкина, Ю. И. Бауков, С. Э. Зурабян. - М.: ГЭОТАР-Медиа, 2015. - 416 с. 4. Органическая химия: учебник / Н. А. Тюкавкина [и др.]; под ред. Н. А. Тюкавкиной. - М.: ГЭОТАР-Медиа, 2019. - 640 с.: ил. 	ЭБС Конс. студ. ЭБС Конс. студ. ЭБС Конс. студ. ЭБС Конс. студ.	
	Всего студентов		169			
					<p>Дополнительная литература:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Основы молекулярной диагностики. Метаболомика: учебник / Ю. А. Ершов. - М.: ГЭОТАР-Медиа, 2016. - 336 с. 2. Биоорганическая химия. Руководство к практическим занятиям: учебное пособие / Под ред. Н.А. Тюкавкиной. - М.: ГЭОТАР-Медиа, 2017. - 168 с. 3. Химические опасности и токсиканты. Принципы безопасности в химической лаборатории: учебное пособие / Л.В. Евсеева [и др.]. - М.: Литтерра, 2016. - 136 с.: ил. 4. Органическая химия. Типовые задачи. Алгоритм решений: учебное пособие / под ред. И.П. Яковлева.- М.: ГЭОТАР-Медиа, 2018. - 640 с. 5. ОСНОВЫ ХИМИИ (часть 1) Учебно-методическое пособие для студентов лечебного и педиатрического факультетов медицинских университетов.- Под ред. С.В.Киселева. - Казань, 2017.- 142 с. 6. Бабков А.В., Общая, неорганическая и органическая химия [Электронный ресурс] / Бабков А. В., Попков В. А. - М.: ГЭОТАР-Медиа, 2014. 	ЭБС Конс. студ. ЭБС Конс. студ. ЭБС Конс. студ. ЭБС Конс. студ. ЭБС Конс. студ.

Обучающиеся имеют доступ к следующим базам данных, информационно-справочным и поисковым системам:

1. Химия и жизнь—XXI век: научно-популярный журнал. <http://www.hij.ru>
2. Alhimik. <http://www.alhimik.ru>
3. Химия для всех. Электронный справочник за полный курс химии.
<http://www.informika.ru/text/database/chemy/START.html>
4. Репетитор по химии. <http://www.chemistry.nm.ru>
5. <http://www.Webelement.narod.ru>
6. Chemlib.ru, Chemist.ru, ACD Labs, MSU.Chem.ru.

Кафедра общей и медицинской химии

ПЕРЕЧЕНЬ ЛИЦЕНЗИОННОГО ПРОГРАММНОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ
на 2021 – 2022 учебный год

По дисциплине	«Химия» <small>(наименование дисциплины)</small>
Для специальности	«Лечебное дело», 31.05.01 <small>(наименование и код специальности)</small>

1. Windows Sarver Standard 2012 Russian OLP NL Academic Edition 2 Proc;
2. Windows Remote Desktop Services CAL 2012 Russian OLP NL Academic Edition Device CAL (10 шт.);
3. Desktop School ALNG Lic SAPk MVL A Faculty (300 шт.);
4. Dream Spark Premium Electronic Software Delivery (1 year) Renewal (1 шт.);
5. Dr. Web Desktop Security Suite Комплексная защита с централизованным управлением – 450 лицензий;
6. Dr. Web Desktop Security Suite Антивирус с централизованным управлением – 15 серверных лицензий;
7. Lync Server 2013 Russian OLP NL Academic Edition. Срок действия лицензии: бессрочно;
8. Lync Server Enterprise CAL 2013 Single OLP NL Academic Edition Device Cal (20 шт.). Срок действия лицензии: бессрочно;
9. ABBYY Fine Reader 11 Professional Edition Full Academic (10 шт.). Срок действия лицензии: бессрочно;
10. ABBYY Fine Reader 11 Professional Edition Full Academic (20 шт.). Срок действия лицензии: бессрочно;
11. ABBYY Fine Reader 12 Professional Edition Full Academic (10 шт.). Срок действия лицензии: бессрочно;
12. Chem Office Professional Academic Edition. Срок действия лицензии: бессрочно;
13. Chem Craft Windows Academic license (10 шт.). Срок действия лицензии: бессрочно;
14. Chem Bio Office Ultra Academic Edition. Срок действия лицензии: бессрочно;
15. Statistica Base for Windows v.12 English / v. 10 Russian Academic (25 шт.). Срок действия лицензии: бессрочно.
16. Программный продукт «Система автоматизации библиотек ИРБИС 64» Срок действия лицензии: бессрочно.
17. Программное обеспечение «АнтиПлагиат» с 07.07.2019 г. по 06.07.2020 г..

Кафедра общей и медицинской химии

ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ

По дисциплине

«Химия»

(наименование дисциплины)

Для

специальности

«Лечебное дело», 31.05.01

(наименование и код специальности)

БАНК КОНТРОЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ И ВОПРОСОВ (ТЕСТОВ) ПО
ОТДЕЛЬНЫМ ТЕМАМ И В ЦЕЛОМ

№ п/п	№ семестра	Виды контроля ТК- тестовый контроль ПК- письменный контроль	Наименование модуля учебной дисциплины	Оценочные средства		
				Форма	Кол-во вопросов в задании	К-во независимых вариантов
1	2	3	4	5	6	7
1.	1	ТК	Элементы химической термодинамики и кинетики. Коллигативные свойства растворов.	тестовая	18	6
2.	1	ТК	Основные типы химических реакций и процессов в функционировании живых систем.	Тестовый контроль на каждом из 5 занятий	18	6
3.	1	ТК	Основы количественного анализа.	Тестовый контроль на каждом из 5 занятий	18	6
4.	1	ПК Коллоквиум 1	Коллоквиум 1 (по модулям 1-3)	Письменные ответы на вопросы билета, собеседование.	8	6
5.	1	ТК	Электрохимия.	Тестовый контроль на каждом из 4 занятий	18	6
6.	1	ТК	Поверхностные явления. Адсорбция. Коллоидные системы. Биологически активные высокомолекулярные вещества	Тестовый контроль на каждом из 2 занятий	18	6
7.	1	ПК	Коллоквиум 2	Письменные	8	6

		Коллоквиум 2	(по модулям 4-5)	ответы на вопросы билета, собеседование.		
--	--	---------------------	-------------------------	--	--	--

Банк заданий в тестовой и письменной формах

Банк контрольных заданий и тестов по общей химии содержит следующие материалы:

- контрольные работы к каждому из занятий;
- билеты к проведению коллоквиума и зачетного занятия
- тесты к каждой теме занятия
- тесты к зачетному занятию
- междисциплинарные тесты
- тесты по химии, проводимые ГАК на 6 курсе
- образцы тестовых материалов ФЭПО
- экзаменационные вопросы по предмету
- экзаменационные билеты по общей химии

Критерии оценок при проведении тестирования

Процент правильных ответов	Оценка
90-100%	«отлично»
80-89%	«хорошо»
70-79%	«удовлетворительно»

Примеры оценочных средств:

Пример билета для текущего контроля.	<i>Билет №</i>	
	-1	Составьте комплексные ионы, где комплексообразователь – железо (III), координационное число=6, лиганды: а) нейтральная молекула, б) анион. Добавьте ионы внешней сферы и назовите составленные комплексные соединения.
	-2	Хлорид тетрааквацинка (II) – по названию напишите формулу, укажите степень окисления и координационное число комплексообразователя. Используя электронную конфигурацию центрального атома, определите его тип гибридизации.
	-3	Дигидроксокупрат (I) натрия–напишите диссоциацию комплексного соединения, ступенчатую диссоциацию внутренней сферы и выражение для общей $K_{\text{нест.}}$ комплексного иона. Куда и почему сместится равновесие диссоциации данного комплексного иона, если раствор разбавить, добавить цианид калия, нитрат меди (II)? В каких случаях произойдет разрушение данного комплексного иона? $K_{\text{н.}}[\text{Cu}(\text{CN})_2]^{1-} = 10^{-30}$, $K_{\text{н.}}[\text{Cu}(\text{OH})_2]^{1-} = 10^{-5}$, $K_{\text{н.}}[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-} = 10^{-19}$
Пример билета для промежуточного контроля.	<i>Билет №</i>	
	<ol style="list-style-type: none"> 1. Вывести константу диссоциации гидроксида аммония и показать ее связь со степенью диссоциации (закон разведения Оствальда). Вывод константы проводить, используя закон действия масс и основное условие равновесия: $\vec{V} = \vec{V}$. 2. Дано равновесное состояние: $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$. Используя принцип Ле-Шателье, указать, куда и почему сместиться равновесие при добавлении: а) Na_2CO_3; б) KCl; в) HCl; г) при нагревании и при разбавлении раствора? 3. Найти $[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$ и pH 0,008 М раствора серной кислоты. 4. Определить pH буферного раствора, приготовленного из 100 мл 0,5 н раствора NaH_2PO_4 и 400 мл 0,3 н раствора Na_2HPO_4 ($\text{p}K_2 = 7,20$). Как изменится pH этого раствора при добавлении к нему 40 мл 0,2 н раствора NaOH? Показать механизм буферного действия. 5. При ацидозе или алкалозе бикарбонатная буферная система крови обладает большей буферной емкостью по кислоте? Ответ пояснить. 6. Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза соли CuCl_2 и выражение для 	

	<p>К_г. Рассчитать pH 0,01 н раствора соли , считая, что гидролиз протекает по I ступени (K_{д2}= 3,4·10⁻⁷).</p> <p>7. Для соединения дитроданоаргентат (I) водорода составить формулу, указать степень окисления и координационное число комплексообразователя. Написать уравнение диссоциации и константу нестойкости комплексного соединения. Как изменится равновесие диссоциации комплексного иона при добавлении: а) HCl; б) NH₃; в) KCN? В каком случае произойдет разрушение исходного комплексного иона, если K_н[Ag(NH₃)₂]⁺=10⁻⁷, K_н[Ag(CN)₂]⁻=10⁻²¹, K_н[Ag(CNS)₂]=10⁻⁸?</p> <p>8. Каким методом можно количественно определить содержание уксусной кислоты в растворе (K_д = 1,75·10⁻⁵)? Указать способ титрования, рабочий раствор, индикатор и метод расчета. Написать уравнение реакции</p>
--	---

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Санкт-Петербургский государственный педиатрический медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации

Кафедра общей и медицинской химии

ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ, ВЫНОСИМЫХ НА ЭКЗАМЕН

По дисциплине	«Химия» <small>(наименование дисциплины)</small>
Для специальности	«Лечебное дело», 31.05.01 <small>(наименование и код специальности)</small>

Термодинамика.

1. Основные понятия термодинамики. Интенсивные и экстенсивные параметры. Функция состояния. Внутренняя энергия. Работа и теплота - две формы передачи энергии.
2. Типы термодинамических систем (изолированные, закрытые, открытые). Типы термодинамических процессов (изотермические, изобарные, изохорные). Стандартное состояние.
3. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования вещества, стандартная энтальпия сгорания вещества. Стандартная энтальпия реакции.
4. Энтальпия. Стандартная энтальпия реакции. Закон Гесса. Применение первого начала термодинамики к биосистемам.
5. Второе начало термодинамики. Обратимые и необратимые процессы. Энтропия. Энергия Гиббса. Прогнозирование направления самопроизвольно протекающих процессов в изолированной и закрытой системах. Роль энтальпийного и энтропийного факторов.
6. Стандартная энергия Гиббса образования вещества, стандартная энергия Гиббса биологического окисления вещества. Стандартная энергия Гиббса реакции. Примеры экзергонических и эндергонических процессов, протекающих в организме. Принцип энергетического сопряжения.

Основные понятия химической кинетики.

Химическое равновесие

7. Основные понятия химической кинетики. Химическая кинетика как основа для изучения скоростей и механизмов биохимических процессов. Скорость реакции, средняя скорость реакции в интервале, истинная скорость.
8. Классификации реакций: гомогенные, гетерогенные и микрогетерогенные. Реакции простые и сложные (параллельные, последовательные, сопряженные, цепные). Молекулярность элементарного акта реакции.
9. Кинетические уравнения. Порядок реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации. Кинетические уравнения реакций нулевого, первого, и второго порядков. Методы определения скорости и константы скорости реакций.
10. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Вант-Гоффа. Температурный коэффициент скорости реакции и его особенности для биохимических процессов.
11. Понятие о теории активных соударений. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Роль стерического фактора. Понятие о теории переходного состояния.

12. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Особенности каталитической активности ферментов. Уравнение Михаэлиса - Ментен и его анализ.
13. Обратимые и необратимые по направлению реакции. Термодинамические условия равновесия в изолированных и закрытых системах. Константа химического равновесия. Прогнозирование смещения химического равновесия.

Коллигативные свойства растворов

14. Общая характеристика растворов как гомогенных систем. Виды растворов. Термодинамика растворения газов. Законы Генри, Дальтона, Сеченова для растворимости газов. Растворимость газов в крови, кессонная болезнь, гипербарическая оксигенация.
15. Растворы. Процессы, происходящие при растворении. Растворы ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные. Термодинамика растворения твердых веществ.
16. Роль растворов в жизнедеятельности организма.
Способы выражения концентрации: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, моляльная концентрация, мольная доля, молярная концентрация эквивалента, титр. Способы пересчета одной концентрации в другую.
17. Явление осмоса и осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Классификация растворов по осмотическим свойствам (изо-, гипер- и гипотонические растворы). Пазмолиз, гемолиз, тургор.
18. Осмоляльность и осмолярность биологических жидкостей и перфузионных растворов. Гипо-, гипер- и изотонические растворы. Изотонический коэффициент. Понятия об изоосмии (электролитном гомеостазе).
19. Осмотическое и онкотическое давление крови. *Роль онкотического давления в водно-солевом обмене. Голодные и почечные отеки.* Роль осмоса в биологических системах.
20. Коллигативные свойства растворов. Давление насыщенного пара над раствором. Криометрия и эбулиометрия: использование для определения молекулярной массы веществ, значение в медико-биологических исследованиях.

Растворы электролитов

21. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации (ионизации) слабого электролита. Закон разведения Оствальда.
22. Общие положения теории сильных электролитов (теория Дебая-Хюккеля). Ионная атмосфера. Ионная сила растворов. Активность иона и коэффициент активности. Электролиты в организме. Осмотические свойства растворов электролитов.
23. Ионное произведение воды. Понятие кислот, нейтральной и щелочной среды. Водородный и гидроксильный показатели. Расчет pH в растворах сильных и слабых электролитов. Границы изменения pH в водных растворах в зависимости от концентрации электролита и от температуры.
24. Активная, потенциальная и общая кислотность растворов сильных и слабых электролитов. Биологическая роль ионов водорода и гидроксила (в энергетике клетки, в кислотно-основном равновесии). pH биологических жидкостей: крови, плазмы крови, желудочного сока, сока поджелудочной железы, слезной жидкости и др.
25. Основные положения протолитической теории кислот и оснований Бренстеда-Лоури. Молекулярные и ионные кислоты и основания, сопряженная протолитическая пара, амфолиты. (рассмотреть на примере конкретных соединений – H_3PO_4 , H_2CO_3 , H_2S , H_2SO_3 , CH_3COOH)
26. Протолитические реакции. Ионизация слабых кислот и оснований (привести конкретные примеры). Константа кислотности и основности. Связь между константой кислотности и константой основности в сопряженной протолитической паре (рассмотреть на примере конкретных соединений – H_3PO_4 , H_2CO_3 , H_2S , H_2SO_3)

27. Роль воды и растворов в жизнедеятельности. Физико-химические свойства воды, обуславливающие ее уникальную роль как единственного биорастворителя. Автопротолиз воды. Константа автопротолиза воды.
28. Равновесие в насыщенном растворе малорастворимого электролита. Смещение этого равновесия. Факторы, влияющие на растворимость малорастворимого электролита: ионная сила раствора, концентрация ионов водорода, одноименный ион, солевой эффект.
29. Производство растворимости. Конкуренция за катион или анион: изолированные и совмещенные гетерогенные равновесия в растворах электролитов. Условия образования и растворения осадков.
30. Условия образования и растворения осадков. Реакции, лежащие в основе образования неорганического вещества костной ткани гидроксид-фосфата кальция. Механизм функционирования кальций-фосфатного буфера. Явление изоморфизма: замещение в гидроксид-фосфате кальция гидроксид-ионов на ионы фтора, ионов кальция на ионы стронция.
31. Производство растворимости. Реакции, лежащие в основе образования конкрементов: уратов, оксалатов, карбонатов. Применение хлорида кальция и сульфата магния в качестве антидотов. Применение реакций осаждения в клиническом анализе, в анализе фармацевтических препаратов.

Буферные растворы

32. Буферное действие – основной механизм протолитического гомеостаза организма. Буферные растворы: определение, классификация и состав. Вывод формулы рН для кислотных буферных растворов (уравнение Гендерсона-Гассельбаха). Факторы, влияющие на рН буферного раствора.
33. Буферные растворы: определение и свойства. Вывод формулы рН для основных буферных растворов (уравнение Гендерсона-Гассельбаха). Зона буферного действия.
34. Механизм буферного действия кислотных и основных буферных систем. Расчет изменения рН буферных растворов при добавлении сильной кислоты и щелочи. Факторы, влияющие на это изменение.
35. Буферная емкость: определение, размерность. Факторы, влияющие на буферную емкость. Сравнительная величина буферной емкости буферных систем крови.
36. Выбор слабого электролита для приготовления буферного раствора с заданным значением рН. Расчет соотношений компонентов и их объемов при приготовлении определенного объема такого буферного раствора.
37. Буферные системы крови: фосфатная, гидрокарбонатная, гемоглобиновая и белковая. Состав и совместное действие. Понятие о кислотно-основном состоянии организма. Щелочной резерв крови.
38. Гидрокарбонатная буферная система крови. Уравнение Гендерсона-Гассельбаха для этой системы. Соотношение компонентов, механизм действия, буферная емкость. Взаимосвязь гидрокарбонатной и гемоглобиновой буферных систем.
39. Фосфатная буферная системы крови. Уравнение Гендерсона-Гассельбаха для этой системы. Соотношение компонентов, механизм действия, буферная емкость. Сравнительная величина буферной емкости фосфатной и гидрокарбонатной буферных систем.
40. Гемоглобиновая буферная система крови. Механизм буферного действия и буферная емкость. Особенности действия гемоглобиновой буферной системы. Связь с процессом оксигенации. Взаимодействие с гидрокарбонатной буферной системой.
41. Белковая буферная система крови. Механизм действия, величина буферной емкости. Совместное действие буферных систем организма.
42. Кислотно-основное состояние организма. Щелочной резерв крови. Алкалоз и ацидоз.

Гидролиз

43. Гидролиз солей: определение, сущность процесса, причина и следствие. Гидролиз солей слабых одноосновных кислот и сильных оснований: степень и константа гидролиза, связь ее с константой диссоциации слабого электролита, образующегося при гидролизе. Расчет рН среды.
44. Гидролиз солей - обратимый процесс. Степень гидролиза. Константа гидролиза и ее связь с константой диссоциации (рассмотреть на примере гидролиза солей слабых одноосновных кислот и сильных одноосновных оснований). Смещение равновесия гидролиза.
45. Гидролиз солей слабых многоосновных оснований и сильных кислот. Причина и следствие гидролиза. Степень и константа гидролиза, их взаимосвязь. Подавление гидролиза.
46. Гидролиз солей, содержащих многовалентные ионы. Образование кислых и основных солей при гидролизе. Константы гидролиза. Случаи необратимого гидролиза.
47. Гидролиз солей слабых многоосновных кислот и сильных оснований. Причина и следствие гидролиза. Степень и константа гидролиза, их взаимосвязь. Расчет рН. Смещение равновесия процесса гидролиза.
48. Необратимый гидролиз. Особенности гидролиза кислых солей (рассмотреть на примере солей фосфорной кислоты). Роль гидролиза в биохимических процессах. Гидролиз АТФ как универсальный источник энергии в организме.

Титриметрический анализ

49. Титриметрический анализ. Основные понятия: титрование, точка эквивалентности, индикаторы, титранты, стандартные вещества и растворы. Требования к реакциям в титриметрическом анализе. Классификация методов. Расчеты в титриметрическом анализе.
50. Титриметрический анализ. Химический эквивалент вещества. Закон эквивалентов. Точка эквивалентности и способы ее фиксирования. Способы титрования: прямое, обратное, косвенное. Использование титриметрических методов в медицине и в биологии.
51. Метод кислотно-основного титрования (метод нейтрализации). Основные положения. Применение. Титранты, стандартные и определяемые вещества. Кислотно-основные индикаторы и их характеристики. Кривые кислотно-основного титрования.
52. Ацидиметрия и алкалометрия. Рабочие растворы и определяемые вещества. Расчет массы и массовой доли определяемого вещества по данным титриметрического анализа. Определение кислотности желудочного сока.
53. Методы окислительно-восстановительного титрования. Классификация методов. Перманганатометрия. Реакция, лежащая в основе метода. Определение точки эквивалентности. Факторы эквивалентности окислителей и восстановителей. Рабочие растворы (титранты) и исходные вещества. Определяемые вещества. Расчет массы и массовой доли определяемого вещества по данным титриметрического анализа.
54. Йодометрия. Реакция, лежащая в основе метода. Титранты и определяемые вещества. Условия проведения реакций, фиксирование точки эквивалентности. Прямое, обратное и заместительное титрование в йодометрии. Определение окислителей и восстановителей. Расчет массы и массовой доли определяемого вещества по данным титриметрического анализа.
55. Метод комплексонометрического титрования. Комплексоны. Образование комплексов. Трилонометрия. Требования к реакциям. Индикаторы метода и механизм их действия. Определение массы ионов металлов в растворе. Определение жесткости воды. Значение метода.

Комплексные соединения

56. Комплексные соединения. Строение комплексных соединений: комплексообразователь, лиганды, внутренняя и внешняя сферы. Координационное число комплексообразователя и дентатность лигандов. Рассмотреть на примерах комплексных соединений Ag^+ , Zn^{2+} , Pt^{2+}
57. Координационная теория Вернера. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Характер связей в комплексных соединениях. Пространственное строение комплексных соединений и изомерия. Рассмотреть на примерах комплексообразователей: Cu^{2+} , Pt^{2+} , Pt^{4+}
58. Полидентатные лиганды. Хелаты. Физико-химические принципы транспорта кислорода гемоглобином.
59. ЭДТА и трилон Б как полидентатные лиганды. Взаимодействие трилона Б с катионами 2-х, 3-х и 4-х валентных металлов. Строение хелатов. Значение в медицине.
60. Металло-лигандный гомеостаз и причины его нарушения. Термодинамические принципы хелатотерапии. Механизм цитотоксического действия соединений платины.
61. Комплексные соединения. Диссоциация. Константы нестойкости и устойчивости комплексов. Устойчивость и разрушение комплексных соединений в растворах. Рассмотреть на конкретных комплексных соединениях). Токсическое действие солей тяжелых металлов. Антидоты.

Электрохимия

62. Электродные потенциалы: механизм их возникновения, определение, электрохимическая схема. Уравнение Нернста. Стандартные (нормальные) электродные потенциалы. Стандартный водородный электрод. Измерение электродных потенциалов. Примеры.
63. Классификация электродов. Обратимые электроды первого и второго рода. Водородный электрод - электрод определения. Хлорсеребряный электрод-электрод сравнения. Величина электродного потенциала, электродные реакции, электрохимические схемы. Использование этих электродов в электрохимических цепях при потенциометрическом определении рН.
64. Стекланный электрод. Потенциометрический метод измерения рН. Другие виды ионоселективных электродов, их использование для измерения концентрации ионов калия, кальция, натрия в биожидкостях. Применение в медицине, биологии и фармации.
65. Механизм возникновения редокс-потенциалов. Уравнения Нернста-Петерса. Стандартный окислительно-восстановительный потенциал. Сравнительная сила окислителей и восстановителей. Прогнозирование направления редокс-процессов по величинам редокс-потенциалов.
66. Окислительно-восстановительные системы. Направление окислительно-восстановительных реакций, в зависимости от e° , рН среды, концентрации.
Окислительно-восстановительные процессы в биосистемах. Биологическое окисление.
67. Биметаллические гальванические элементы. Определение, принцип действия. Рассчитать ЭДС медно-никелевого гальванического элемента ($e^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,340 \text{ В}$, $e^\circ_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = - 0,250 \text{ В}$). Написать электрохимическую схему и реакции, протекающие на полуэлементах и в элементе.
68. Концентрационный гальванический элемент. Определение, состав, принцип действия. Рассчитать ЭДС водородно-водородного гальванического элемента, если один электрод находится в 0,1н растворе соляной кислоты, а другой – в 0.1 н растворе уксусной кислоты ($\alpha=0,01$).
69. Потенциометрическое определение рН с помощью гальванического элемента, составленного из стекланный электрода и хлорсеребряного электродов. Электрохимическая схема гальванического элемента, формула для расчета рН.
70. Диффузионный и мембранный потенциалы.

Физико-химия поверхностных явлений в функционировании живых систем.

71. Сорбция, абсорбция, адсорбция, хемосорбция, причины этих явлений. Адсорбент и адсорбтив. Адсорбционное равновесие и влияние на него внешних условий. Уравнение и изотерма Гиббса.
72. Адсорбционные равновесия и процессы на подвижных границах раздела фаз. Поверхностная энергия Гиббса и поверхностное натяжение. Адсорбция. Уравнение Гиббса. Поверхностно-активные и поверхностно-неактивные вещества. Медико-биологическое значение ПАВ.
73. Поверхностно-активные, поверхностно-инактивные и поверхностно-неактивные вещества. Изменение поверхностной активности в гомологических рядах (правило Траубе). Изотерма адсорбции. Ориентация молекул в поверхностном слое и структура биомембран.
74. Адсорбционные равновесия на неподвижных границах раздела фаз. Физическая адсорбция и хемосорбция. Адсорбция газов на твердых телах. Изотерма и уравнение Ленгмюра. Зависимость величины адсорбции от различных факторов.
75. Адсорбция на пористых поверхностях раздела: твердое - газ и твердое - жидкость. Уравнение и изотерма Фрейндлиха. Определение K и $1/n$ в уравнении Фрейндлиха. Биологическое значение адсорбции
76. Адсорбция из растворов. Правило уравнивания полярностей Ребиндера. Молекулярная адсорбция из растворов. Влияние концентрации адсорбтива и температуры на адсорбцию
77. Адсорбция из растворов. Правило выравнивания полярностей Ребиндера. Значение адсорбционных процессов для жизнедеятельности. Физико-химические основы адсорбционной терапии, гемосорбции.
78. Адсорбция из растворов электролитов. Правило Паннета-Фаянса. Ионообменная адсорбция. Медико-биологическое применение ионитов.
79. Хроматографические методы исследования. Принципы классификации хроматографических методов. Применение в медицине и биологии.
80. Ионообменная адсорбция. Ионообменная хроматография. Иониты, их применение в медико-биологических исследованиях.

Физико-химия дисперсных систем в функционировании живых систем

81. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности, по агрегатному состоянию, по силе межмолекулярного взаимодействия между дисперсной фазой и дисперсионной средой. Природа коллоидного состояния.
82. Способы получения золей - дисперсионные и конденсационные. Привести примеры. Написать реакции получения золя берлинской лазури и гидроксида железа (III). Получение суспензий, эмульсий.
83. Способы очистки золей - диализ, электродиализ, ультрафильтрация. Физико-химические принципы функционирования аппарата «Искусственная почка».
84. Эмульсии - прямые и обратные. Получение эмульсий. Применение эмульсий в медицине. Суспензии, пены, мази.
85. Молекулярно-кинетические свойства коллоидно-дисперсных систем: броуновское движение, диффузия, осмотическое давление, седиментационное равновесие. Методы определения молекулярной массы коллоидных частиц.
86. Оптические свойства: Светорассеяние (закон Рэлея), светопоглощение. Дихроизм, опалесценция. Принцип действия ультрамикроскопа.
87. Электрофорез и электроосмос. Потенциал течения (эффект Квинке) и потенциал седиментации (эффект Дорна). Медико-биологическое значение электрокинетических явлений.
88. Строение двойного электрического слоя - адсорбционный и диффузный слои. Термодинамический потенциал. Факторы, влияющие на величину термодинамического потенциала. Электрокинетический потенциал.

89. Электрокинетический потенциал. Связь электрокинетического потенциала с зарядом гранулы, толщиной диффузного слоя. Факторы, влияющие на величину дзета-потенциала. Методы определения ξ -потенциала.
90. Строение мицеллы: потенциалопределяющие ионы и противоионы. Ядро, гранула, мицелла. Устойчивость гранулы.
91. Устойчивость дисперсных систем. Седиментационная, агрегативная устойчивость лиозолей. Факторы седиментационной и агрегативной устойчивости.
92. Коагуляция. Факторы, влияющие на коагуляцию. Кинетика коагуляции. Скрытая, явная, медленная и быстрая коагуляция. Критический ξ -потенциал. Порог коагуляции и его определение.
93. Коагуляция под действием электролитов: правило Шульце-Гарди, лиотропные ряды. Определение знака гранулы по порогам коагуляции (рассмотреть на конкретном примере).
94. Особые случаи коагуляции. Коагуляция смесью электролитов: аддитивность, синергизм, антогонизм. Явление привыкания. Чередование зон устойчивости. Взаимная коагуляция.
95. Защитное действие ВМС. Золотое число. Рассмотреть на конкретных примерах альбумина и желатины. Применение в медицине.
96. Биологически важные коллоидные ПАВ (мыла, детергенты, желчные кислоты). Мицеллообразование в растворах ПАВ. Определение критической концентрации мицеллообразования. Липосомы.

Растворы ВМС. Гели

97. Получение растворов ВМС. Особенности растворения ВМС как следствие их структуры. Механизм набухания и растворения ВМС.
98. Характеристика разбавленных растворов ВМС как истинных растворов. Сравнение свойств растворов ВМС и зольей
99. Осмотическое давление растворов биополимеров. Уравнение Галлера. Онкотическое давление плазмы и сыворотки крови.
100. Оптические свойства растворов ВМС. Методы определения молярной массы ВМС, размеров и формы макромолекул.
101. Виды вязкости растворов ВМС: относительная, удельная, приведенная, характеристическая. Вискозиметрический метод определения молярной массы полимера.
102. Аномальная вязкость растворов ВМС. Уравнение Штаудингера. Вязкость крови и других биологических жидкостей.
103. Растворы белков-полиэлектролиты. Изоэлектрическая точка и методы ее определения.
104. Устойчивость растворов биополимеров. Высаливание биополимеров из раствора. Коацервация и ее роль в биологических системах.
105. Гели. Определение и классификация: хрупкие и эластичные. Свойства хрупких и эластичных гелей.
106. Желатинирование. Факторы, влияющие на желатинирование. Значение гелей в биологических процессах.
107. Набухание. Факторы, влияющие на набухание. Явления, сопровождающие процесс набухания. Степень набухания. Биологическое значение процессов набухания в организме.
108. Свойства гелей и студней: электропроводность, адсорбционная способность, тиксотропия, синерзис, ритмические реакции.

ПРИМЕРЫ ЗАДАЧ, ВЫНОСИМЫХ НА ЭКЗАМЕН

Обозначения:

A – формула вещества; An^{y-} – формула аниона; c M – молярная концентрация растворенного вещества, моль/л; $c_{\text{ЭКВ}}$ н. – молярная концентрация эквивалентов растворенного вещества (нормальная концентрация), моль/л; Kt^{x+} – формула катиона; Kt_aAn_b – формула электролита (a, b – индексы); m – масса; M – формула металла; V – объем; ω – массовая доля.

I. Концентрации

1. Найти концентрацию ионов в $c_{\text{ЭКВ}}$ н. растворе Kt_aAn_b и массу ионов Kt^{x+} в V мл этого раствора.
2. Содержание катионов Kt^{x+} в биологической жидкости (плотность равна ρ г/мл) в норме колеблется в интервале c_1 – c_2 ммоль/л. Вычислите интервалы массовой доли (%) ионов Kt^{x+} в биологической жидкости и массы Kt^{x+} (мг) в V мл пробы.
3. Какая масса соли Kt_aAn_b содержится в V мл c M раствора соли? Какая масса ионов Kt^{x+} содержится в этом растворе?
4. Сколько г соли Kt_aAn_b содержится в V мл $c_{\text{ЭКВ}}$ н. раствора соли? Какая масса ионов Kt^{x+} содержится в этом растворе?
5. Сколько моль вещества Kt_aAn_b и сколько г ионов Kt^{x+} содержится в m г ω %-ном растворе Kt_aAn_b ?
6. Найти массу ионов Kt^{x+} и An^{y-} в V мл ω %-ного раствора Kt_aAn_b (плотность раствора ρ г/мл).
7. Найти массовую долю ионов Kt^{x+} (%) и массу (г) An^{y-} в m г ω %-ного раствора Kt_aAn_b .
8. Сколько граммов вещества A потребуется для приготовления V л ω %-ного раствора A (плотность раствора ρ г/мл)?
9. Какие массы соли Kt_aAn_b и воды надо взять, чтобы приготовить m г ω %-ного раствора Kt_aAn_b ? Какова масса ионов Kt^{x+} в этом растворе?
10. Найти молярную концентрацию вещества A в его ω %-ном растворе. Найти титр этого раствора. Найти массу вещества в V мл этого раствора.
11. Найти молярную концентрацию вещества Kt_aAn_b в его ω %-ном растворе. Найти титр этого раствора. Сколько г ионов Kt^{x+} содержится в V мл этого раствора?
12. Найти массовую долю и молярную концентрацию вещества A, если в V л его раствора содержится m г вещества (плотность раствора ρ г/мл). Найти титр этого раствора.
13. Определить массу катионов Kt^{x+} , находящихся в V_1 мл раствора, содержащего в V_2 мл m г гидрата $Kt_aAn_b \cdot zH_2O$.
14. m г вещества A растворили в V мл воды (плотность раствора ρ г/мл). Найти массовую долю и молярную концентрацию вещества.
15. V_1 мл ω %-ного раствора вещества A смешали с V_2 мл дистиллированной воды. Найти массовую долю A в полученном растворе.
16. Найти молярную концентрацию вещества A (молярная масса M г/моль) в ω %-ном растворе A. Найти массу A в V мл этого раствора.
17. Найти молярную концентрацию и массовую долю вещества A в растворе, содержащем m г A в V мл воды. Найти титр этого раствора.
18. Найти молярную концентрацию и массовую долю вещества A в растворе, содержащем m_1 г A в m_2 г воды. Найти титр этого раствора.
19. Найти молярную концентрацию вещества A в растворе, состоящем из V мл воды и m г A. Найти титр этого раствора.
20. Найти молярную и нормальную концентрации ω %-ного раствора вещества A и титр этого раствора (плотность раствора ρ г/мл).

21. Какая масса ω_1 %-ного раствора вещества А необходима, чтобы приготовить m г ω_2 %-ного раствора А?
22. Найти массовую долю вещества А в соединении А·В.
23. Найти моляльность раствора, содержащего m_1 г вещества А (молярная масса M г/моль) в m_2 г раствора.
24. Найти моляльность раствора, полученного растворением m_1 г вещества А (молярная масса M г/моль) в m_2 г воды.
25. Найти моляльность ω %-ного раствора вещества А. Найти молярную и нормальную концентрации А в этом растворе (плотность раствора ρ г/мл).
26. Найти моляльную концентрацию и массовую долю вещества А в растворе, содержащем m_1 г А в m_2 г воды.
27. Как приготовить ω_2 %-ный раствор вещества А, если имеется ω_1 %-ный раствор А ($\omega_2 < \omega_1$)?
28. Во сколько раз нужно разбавить раствор, в котором моляльная концентрация ионов Kt^{x+} составляла c_m моль/кг, чтобы получить раствор с массовой долей этих ионов ω %?
29. Какой объем воды надо прибавить к m г ω_1 %-ного раствора вещества А, чтобы получить его ω_2 %-ный раствор?
30. Какой объем воды надо прибавить к V мл ω_1 %-ного раствора вещества А (плотность раствора ρ г/мл), чтобы получить ω_2 %-ный раствор?
31. Сколько мл воды надо прибавить к V л ω %-ного раствора кислоты, чтобы водородный показатель раствора стал равным рН (константа диссоциации кислоты равна K_d)?
32. Как приготовить ω_2 %-ный раствор вещества А из V мл его ω_1 %-ного раствора?

II. Расчет рН

1. Какое количество вещества HA_n надо прибавить к V л c_c М раствору NaA_n , чтобы раствор стал нейтральным (константа диссоциации кислоты равна K_d)?
2. Сколько г кислоты HA_n надо прибавить к V мл c_c М раствору NaA_n , чтобы раствор стал нейтральным (константа диссоциации кислоты равна K_d)?
3. Найти концентрацию OH^- в крови человека (водородный показатель крови равен рН) при t °С, если ионное произведение воды при t °С равно K_w .
4. Концентрация угольной кислоты в плазме крови равна c_k ммоль/л. Какова концентрация гидрокарбонат-ионов, если водородный показатель крови равен рН?
5. Водородный показатель раствора кислоты А (константа диссоциации кислоты равна K_d) равен рН. Найти молярную концентрацию кислоты в этом растворе.
6. Водородный показатель ω %-ного раствора слабого основания А (молярная масса M г/моль) равен рН. Найти константу диссоциации А.
7. Найти водородный показатель ω %-ного раствора кислоты А (молярная масса M г/моль; константа диссоциации кислоты равна K_d).
8. m г кислоты А (молярная масса M г/моль; константа диссоциации кислоты равна K_d) растворили в V мл воды. Найти рН раствора.
9. Найти рН c М раствора кислоты А (константа диссоциации кислоты равна K_d).
10. Найти рН ω %-ного раствора основания А (константа диссоциации равна $1,8 \cdot 10^{-5}$; плотность раствора ρ г/мл).
11. Найти рН ω %-ного раствора однокислотной щелочи (плотность раствора ρ г/мл).
12. Найти рН c М раствора двухкислотной щелочи.
13. Водородный показатель раствора щелочи MOH (плотность раствора ρ г/мл) равен рН. Найти массовую долю щелочи в этом растворе.
14. Найти рН раствора $NaOH$, V л которого содержит m г щелочи.
15. Найти рН ω %-ного раствора HCl .
16. Как изменится рН при добавлении V_1 мл $c_{экв. н.}$ раствора щелочи к V_2 мл воды?

17. К V_1 мл c М раствора сильной кислоты HAn прибавили V_2 мл ω %-ного раствора NaOH (плотность раствора ρ г/мл). Найти pH полученного раствора.
18. Имеются два раствора со значениями водородного показателя pH_1 и pH_2 . В каком из растворов равновесная концентрация ионов H^+ больше и во сколько раз?
19. Каково отношение концентраций ионов HCO_3^- и CO_2 в крови, если водородный показатель равен pH (показатель константы диссоциации равен pK)?
20. Какова величина pH в клетках, если в норме $\frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$ в них равно x (показатель константы диссоциации равен pK)?
21. Найти pH c М раствора соли слабой кислоты, если константа диссоциации кислоты равна K_d .
22. Найти pH c М раствора соли слабого основания, если константа диссоциации основания равна K_d .
23. Водородный показатель раствора KAn равен pH (константа диссоциации кислоты HAn равна K_d). Какова молярная концентрация соли?
24. Водородный показатель раствора соли слабого основания равен pH (константа диссоциации основания равна K_d). Какова молярная концентрация соли?
25. Найти pH c М раствора K_2An (константа второй ступени диссоциации кислоты H_2An равна $K_{d,II}$). Как подавить гидролиз этой соли?
26. Найти pH раствора, состоящего из m_1 г соли KAn и m_2 г воды (плотность раствора ρ г/мл; константа диссоциации кислоты HAn равна K_d).
27. Найти pH ω %-ного раствора соли KAn (константа диссоциации кислоты HAn равна K_d).
28. Какова концентрация ионов An^- и pOH в c М растворе HAn (константа диссоциации кислоты HAn равна K_d)?
29. Найти pH буферного раствора, приготовленного из V_1 мл $c_{\text{ЭКВ},1}$ н. раствора кислоты (показатель константы диссоциации равен pK) и V_2 мл $c_{\text{ЭКВ},2}$ н. раствора натриевой соли этой кислоты.
30. Найти pH буферного раствора, приготовленного из V_1 мл $c_{\text{ЭКВ},1}$ н. раствора основания (показатель константы диссоциации равен pK) и V_2 мл $c_{\text{ЭКВ},2}$ н. раствора соли этого основания.
31. Найдите отношение равновесных концентраций гидроортофосфат-ионов и дигидроортофосфат-ионов в плазме крови, если водородный показатель равен pH. Показатель константы диссоциации дигидроортофосфат-ионов примите равным pK.
32. Как изменится pH фосфатного буферного раствора (константа второй ступени диссоциации кислоты равна $K_{d,II}$), содержащего V_1 мл $c_{\text{ЭКВ},1}$ н. раствора KH_2PO_4 и V_2 мл $c_{\text{ЭКВ},2}$ н. раствора Na_2HPO_4 , при добавлении V_3 мл $c_{\text{ЭКВ},3}$ н. раствора щелочи?
33. Как изменится pH кислотной буферной смеси, состоящей из V_1 мл $c_{\text{ЭКВ},1}$ н. раствора кислоты (показатель константы диссоциации равен pK) и V_2 мл $c_{\text{ЭКВ},2}$ н. раствора натриевой соли этой кислоты, при добавлении V_3 мл $c_{\text{ЭКВ},3}$ н. раствора щелочи?
34. В каком соотношении надо смешать c_1 М раствор KtOH и c_2 М раствор KtCl, чтобы получить раствор, водородный показатель которого равен pH (константа диссоциации слабого основания равна K_d)?
35. Найти соотношение компонентов буферной смеси (показатель константы диссоциации кислоты равен pK), если используют растворы кислоты и соли одинаковой концентрации, а водородный показатель равен pH.
36. Найдите объемы растворов слабого основания (показатель константы диссоциации равен pK) и его соли с одинаковыми молярными концентрациями эквивалентов, необходимых для приготовления V мл буферного раствора с водородным показателем, равным pH.

Структура экзаменационного билета

Экзаменационный билет включают в себя материалы каждого из изучаемых разделов курса химии и состоит из пяти вопросов (10 тестовых заданий, две расчетные задачи, два теоретических вопроса)

Санкт-Петербургский государственный педиатрический медицинский университет Кафедра общей и медицинской химии	
Специальность «Лечебное дело»	Дисциплина «Химия» Семестр I
(ОБРАЗЕЦ)	
БИЛЕТ №	
Вопрос №1 (Тест)	
1. Реакция $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ проводится при 110°C , так что все реагенты и продукты находятся в газовой фазе. Какие из указанных ниже величин сохраняются в ходе реакции? 1) объем 2) энтропия 3) энтальпия 4) масса	
2. КОНСТАНТА НЕСТОЙКОСТИ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ ЗАВИСИТ ОТ: 1) концентрации и температуры 2) природы соединения и концентрации 3) природы соединения и температуры 4) разбавления раствора и температуры	
3. Концентрация ионов H^+ в растворе, рОН которого равен 4, при комнатной температуре составляет ____ (моль/л.) 1) 10; 2) 4; 3) 10^{-4} ; 4) 10^{-10} .	
4. В 20%-НОМ РАСТВОРЕ ГЛЮКОЗЫ ЭРИТРОЦИТЫ БУДУТ: 1) находиться в равновесном состоянии 2) подвергаться гемолизу 3) подвергаться плазмолизу 4) подвергаться лизису	
5. КОНЦЕНТРАЦИЯ ИОНА SO_4^{2-} В 0,01М РАСТВОРЕ СОЛИ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$: 1) 0,01М 2) 0,02М 3) 0,03М 4) 0,05М	
6. ИСХОДНЫМИ ВЕЩЕСТВАМИ В МЕТОДЕ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ ЯВЛЯЮТСЯ 1) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; Na_2CO_3 ; NaCl 3) HCl , NaOH 4) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; NaCl	
7. ВЕЛИЧИНА ПОТЕНЦИАЛА НИКЕЛЕВОГО ЭЛЕКТРОДА В 0,1 М РАСТВОРЕ $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ ПРИ $T=298\text{K}$ ($E^0 = -0,25\text{В}$) РА	
НА: 1) -0,309В 2) -0,191В 3) -0,220В 4) -0,280В	
8. ПРИ ХРОМАТОГРАФИЧЕСКОМ РАЗДЕЛЕНИИ НА КАТИОНИТЕ ПРИ ДАННОМ ЗНАЧЕНИИ РН ЛУЧШЕ АДСОРБИРУЮТСЯ	
АМИНОКИСЛОТЫ, ДЛЯ КОТОРЫХ: 1) $pI < pH$ 2) $pI = pH$ 3) $pI > pH$ 4) величина рН значения не имеет	
9. Положительный золь BaCO_3 образуется при сливании раствора BaCl_2 и Na_2CO_3 1) в избытке Na_2CO_3 2) в избытке BaCl_2 3) сливают равные объемы 4) не имеет значения	
10. Альбумин с $pI=4.75$ находится в буферном растворе с $pH=6.37$. Каково направление движения белка при электрофорезе: 1) к аноду 2) к катоду 3) остается на старте 4) сначала к аноду, затем к катоду	
Вопрос №2 Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Особенности каталитической активности ферментов. Уравнение Михаэлиса - Ментен и его анализ.	
Вопрос №3 Потенциометрическое определение рН с помощью стеклянно-хлорсеребряного гальванического элемента. Электрохимическая схема, формула для расчета рН. Значение в медико-биологических исследованиях.	
Вопрос №4 Сколько мл 16% раствора MgSO_4 и воды необходимо взять для приготовления 300мл раствора с $w(\text{Mg}^{2+})=2\%$ (пл.=1).	
Вопрос №5 Ацетат калия применяется при заместительной терапии при диабетическом кетоацидозе из-за его способности снижать уровень кислотности. Рассчитайте рН 0.05 М раствора ацетата калия ($K_d = 1.75 \cdot 10^{-5}$).	

«Утверждаю
Зав. кафедрой, доцент, к хим. н.
З.М.Саркисян _____

Критерии оценок на экзамене по химии

ОЦЕНКА «5»

Выставляется студенту, который уверенно владеет материалом в пределах примерной программы по химии. Ответы на все вопросы билета изложены последовательно приведены необходимые обоснования и пояснения, правильно и разборчиво написаны все формулы, уравнения реакций, схемы и графики. Студентом показаны глубокие знания по химии и способность в рациональном решении задач.

ОЦЕНКА «4»

Выставляется студенту, который:

- правильно ответил на четыре вопроса;
- ответил на все вопросы, но в ответах есть неточности, замечания, нерационально или не полностью решена задача.

ОЦЕНКА «3»

Выставляется студенту, который

- правильно, без замечаний ответил на три вопроса;
- ответил на все вопросы поверхностно, в общих фразах, без соответствующих пояснений и обоснований.

ОЦЕНКА «2»

Выставляется студенту, который

- не ответил на два вопроса, а в остальных имеются неточности или замечания;
- ни на один из вопросов не был дан правильный, обоснованный, исчерпывающий ответ.

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Санкт-Петербургский государственный педиатрический медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации

Кафедра общей и медицинской химии

ПЕРЕЧЕНЬ МЕТОДИЧЕСКИХ УКАЗАНИЙ ПРЕПОДАВАТЕЛЯМ ДЛЯ РАЗЛИЧНЫХ ФОРМ УЧЕБНЫХ ЗАНЯТИЙ

По дисциплине	«Химия» (наименование дисциплины)
Для специальности	«Лечебное дело», 31.05.01 (наименование и код специальности)

САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА СТУДЕНТОВ

Задания для самостоятельной работы

Задания для самостоятельной работы включают: вопросы для самоконтроля; написание курсовой работы; подготовку типовых заданий для самопроверки и другие виды работ.

Контроль качества выполнения самостоятельной работы по дисциплине (модулю) включает опрос, тесты, оценку курсовой работы, зачет и представлен в разделе 8. «Оценка самостоятельной работы обучающихся».

Выполнение контрольных заданий и иных материалов проводится в соответствии с календарным графиком учебного процесса.

Методические указания по подготовке к самостоятельной работе

Для организации самостоятельного изучения тем (вопросов) дисциплины (модуля) создаются учебно-методические материалы.

Самостоятельная работа студентов обеспечивается следующими условиями:

- наличие и доступность необходимого учебно-методического и справочного материала;
- создание системы регулярного контроля качества выполненной самостоятельной работы;
- консультационная помощь преподавателя.

Методически самостоятельную работу студентов обеспечивают:

- графики самостоятельной работы, содержащие перечень форм и видов аудиторной и внеаудиторной самостоятельной работы студентов, цели и задачи каждого из них;
- сроки выполнения самостоятельной работы и формы контроля над ней;
- методические указания для самостоятельной работы обучающихся, содержащие целевую установку и мотивационную характеристику изучаемых тем, структурно-логические и графологические схемы по изучаемым темам, списки основной и дополнительной литературы для изучения всех тем дисциплины (модуля), вопросы для самоподготовки.

Методические указания разрабатываются для выполнения целевых видов деятельности при подготовке заданий, полученных на занятиях семинарского типа и др.

Методический материал для самостоятельной подготовки представляется в виде литературных источников.

В список учебно-методических материалов для самостоятельной работы обучающихся входит перечень библиотечных ресурсов учебного заведения и других материалов, к которым обучающийся имеет возможность доступа.

Оценка самостоятельной работы обучающихся.

Оценка самостоятельной работы – вид контактной внеаудиторной работы преподавателей и обучающихся по образовательной программе дисциплины (модуля). Контроль самостоятельной работы осуществляется преподавателем, ведущим занятия семинарского типа.

Оценка самостоятельной работы учитывается при промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине (модулю) в период зачетно-экзаменационной сессии.

Виды оценки результатов освоения программы дисциплины:

- текущий контроль,
- промежуточная аттестация (зачет).

Текущий контроль.

Предназначен для проверки индикаторов достижения компетенций, стимулирования учебной работы обучающихся и совершенствования методики освоения новых знаний.

Проводится в течение семестра по всем видам и разделам учебной дисциплины, охватывающим компетенции, формируемые дисциплиной: опросы, дискуссии, тестирование, доклады, рефераты, курсовые работы, другие виды самостоятельной и аудиторной работы.

Рабочая программа учебной дисциплины должна содержать описание шкалы количественных оценок с указанием соответствия баллов достигнутому уровню знаний для каждого вида и формы контроля.

В процессе текущего контроля в течение семестра могут проводиться рубежные аттестации.

Текущий контроль знаний студентов, их подготовки к семинарам осуществляется в устной форме на каждом занятии.

Промежуточная аттестация.

Предназначена для определения уровня освоения индикаторов достижения компетенций. Проводится в форме зачета после освоения обучающимся всех разделов дисциплины «Химия» и учитывает результаты обучения по дисциплине по всем видам работы студента на протяжении всего курса

Время, отведенное для промежуточной аттестации, указывается в графиках учебного процесса как «Сессия» и относится ко времени самостоятельной работы обучающихся.

Промежуточная аттестация по дисциплинам, для которых не предусмотрены аттестационные испытания, может совпадать с расписанием учебного семестра.

Фонд оценочных средств (ФОС) по дисциплине «Химия».

Перечень оценочных средств уровня освоения учебной дисциплины и достижения компетенций включает:

- 1) контрольные вопросы;
- 2) задания в тестовой форме;
- 3) ситуационные задачи;
- 4) контрольные задания;
- 5) практические задания.

Системы оценки освоения программы дисциплины.

Оценка учебной работы обучающегося может осуществляться 1) по балльно-рейтинговой системе (БРС), которая является накопительной и оценивается суммой баллов, получаемых в процессе обучения по каждому виду деятельности, составляя в совокупности максимально 100 баллов; 2) по системе оценок ECTS (*European Credit Transfer and Accumulation System* – Европейской системы перевода и накопления кредитов) и 3) в системе оценок, принятых в РФ (по пятибалльной системе, включая зачет).

Соответствие баллов и оценок успеваемости в разных системах

Баллы БРС (%)	Оценки ECTS	Оценки РФ
100–95	A	5+
94–86	B	5
85–69	C	4
68–61	D	3+
60–51	E	3
50–31	Fx	2
30–0	F	Отчисление из вуза
Более 51 балла	Passed	Зачет

Студенты, получившие оценку Fx, зачета не имеют и направляются на повторное обучение. Студенту, не получившему зачет по дисциплине «Химия», предоставляется возможность сдать его повторно (в установленные деканатом сроки).

В традиционной системе оценок, принятых в РФ, критерием оценки является «зачет» или «не зачет» по итогам работы обучающегося на протяжении семестра.

Перечень учебно-методического обеспечения самостоятельной работы обучающихся по дисциплине (модулю), в том числе перечень учебной литературы и ресурсов информационно-коммуникационной сети «интернет», необходимых для освоения дисциплины (модуля)

При изучении дисциплины (модуля) обучающиеся могут использовать материалы лекции, учебника и учебно-методической литературы, интернет-ресурсы.

Темы и правила выполнения курсовых работ.

В процессе прохождения курса истории медицины каждым студентом выполняется курсовая работа, основной формой которой является реферат. Объем курсового реферата составляет 20-25 рукописных страниц формата А4.

На титульном листе указывается тема реферата, фамилия и инициалы студента, № группы, фамилия и инициалы преподавателя, год. На втором листе должен быть представлен план работы, пункты которого выделяются в тексте реферата. Текст должен быть напечатан или написан четким почерком на одной стороне листа, с полями. При цитировании необходимо давать сноску с указанием источника и страницы, откуда взята цитата. В конце обязательно указывается использованная литература (автор, название, место и год издания каждой книги или статьи). Желательно иллюстрировать текст фотографиями или рисунками; запрещается использование иллюстраций, вырезанных из книг.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РАЗРАБОТКИ ЛЕКЦИЙ

Тема №1:	Термодинамика и кинетика химических процессов.
2. Дисциплина:	Химия

3. <i>Специальность:</i>	Лечебное дело, 31.05.01
4. <i>Продолжительность лекций (в академических часах):</i>	2
<p>5. <i>Учебная цель:</i> Приобрести системные знания об энергетике химических реакций. Научиться применять на практических занятиях теоретический материал по термохимии при решении задач и для объяснения основных биохимических и химических процессов в организме с позиций термодинамики.</p> <p>Приобрести системные знания о скорости химических реакций, научиться применять на практических занятиях теоретический материал из области химической кинетики, термодинамики, учения о растворах при решении задач и при объяснении протекания ряда химических процессов в организме.</p> <p>Получить представление об обратимых и необратимых процессах, о химическом равновесии – для изучения вопросов биофизической и биологической химии, физиологии и фармакологии.</p>	
6. <i>Объем повторной информации (в минутах):</i>	10
<i>Объем новой информации (в минутах):</i>	80
<p>7. <i>План лекции, последовательность ее изложения:</i></p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Химическая термодинамика как теоретическая основа биоэнергетики. 2. Основные понятия термодинамики: <ul style="list-style-type: none"> - интенсивные и экстенсивные параметры - функция состояния. - внутренняя энергия. - работа и теплота 3. Типы термодинамических систем : <ul style="list-style-type: none"> - изолированные - закрытые - открытые 4. Типы термодинамических процессов <ul style="list-style-type: none"> - изотермические - изобарные - изохорные 5. Стандартное состояние. 6. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования вещества, стандартная энтальпия сгорания вещества. Стандартная энтальпия реакции. 7. Тепловой эффект химической реакции, знак теплового эффекта. Причины возникновения теплового эффекта реакции. Тепловой эффект химической реакции, протекающей при постоянном объеме или давлении. 8. Закон Гесса 9. Расчет тепловых эффектов химических реакций по теплотам образования и теплотам сгорания веществ. 10. Применения первого начала термодинамики к биосистемам. 11. Второе начало термодинамики. Обратимые и необратимые в термодинамическом смысле процессы. Энтропия. Энергия Гиббса. Прогнозирование направления самопроизвольно протекающих процессов в изолированной и закрытой системах; роль энтальпийного и энтропийного факторов. 12. Третье начало термодинамики 13. Термодинамические условия равновесия. Стандартная энергия Гиббса образования вещества. Стандартная энергия Гиббса реакции. Примеры экзергонических и эндоргонических процессов, протекающих в организме. Принцип энергетического сопряжения. 14. Неравновесные процессы. Принцип Пригожина. 15. Биоэнергетика. 16. Понятие о скорости химической реакции. 17. Факторы, влияющие на скорость химической реакции: <ul style="list-style-type: none"> – природа вещества и агрегатное состояние; – концентрация реагирующих веществ; – давление; – температура; – катализатор. 18. Закон действия масс (Н.Н. Бекетов – 1865 г.; К. Гульдберг и П. Вааге – 1867 г.). Константа скорости реакции и факторы, влияющие на ее величину. 19. Влияние температуры. Правило Я.Г. Вант-Гоффа (1879 г.), температурный коэффициент. Уравнение С. Аррениуса (1889 г.). 20. Энергия активации, барьер активации, кривая распределения молекул по энергиям. Энергетические схемы химических реакций. 21. Типы катализа (гомогенный, гетерогенный, ферментативный). Механизм катализа. Примеры. 22. Понятия – порядок реакции и молекулярность реакции. 23. Реакции необратимые и обратимые, относительность такого деления; 24. Химическое динамическое равновесие: 	

<ul style="list-style-type: none"> – определение кинетического условия химического равновесия; – вывод константы равновесия, ее физический смысл; – классификация реакций по величине константы равновесия; – динамический характер химического равновесия; – смещение равновесия, принцип Ле Шателье (1884 г.); – факторы, влияющие на химическое равновесие – концентрация, давление, температура, катализатор. <p>Значение химического равновесия в биологических системах.</p>	
8. <i>Иллюстрационные материалы:</i> см. презентацию	
9. <i>Литература для проработки:</i> См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
Тема №2:	Учение о растворах. Способы выражения концентраций растворов. Коллигативные свойства растворов.
2. <i>Дисциплина:</i>	Химия
3. <i>Специальность:</i>	Лечебное дело, 31.05.01
4. <i>Продолжительность лекций (в академических часах):</i>	2
5. <i>Учебная цель:</i> Приобрести системные знания о механизме электролитической диссоциации в зависимости от природы химической связи и растворителя, о степени и константе диссоциации, о ионном произведении воды и водородном показателе. Уметь применять эти знания к конкретным системам, встречающимся в биологических объектах. Овладеть теоретическими знаниями по коллигативным свойствам растворов как для расчетов в заданных системах, в том числе моделирующих биосистемах, так и в практической медицине (приготовление и использование физиологических растворов в педиатрии, терапии, хирургии и др., наблюдение за тургором кожного покрова пациента, приготовление и использование гипертонических повязок в хирургии).	
6. <i>Объем повторной информации (в минутах):</i>	10
<i>Объем новой информации (в минутах):</i>	80
7. <i>План лекции, последовательность ее изложения:</i>	
<ol style="list-style-type: none"> 1. Теория электролитической диссоциации. Основные положения. Причина и механизм диссоциации. Влияние природы химической связи растворяемого вещества и растворителя на процесс диссоциации. 2. Теплота гидратации ионов. Факторы, влияющие на теплоту гидратации (размер иона, заряд иона). 3. Процесс диссоциации слабых электролитов. Степень и константа диссоциации. Закон разведения Оствальда. 4. Теория сильных электролитов. Ионная атмосфера. Ионная сила растворов. Активность иона и коэффициент активности. 5. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Понятие кислой, нейтральной и щелочной среды. Водородный и гидроксильный показатели. Шкала pH. 6. Расчет концентрации ионов водорода и гидроксила в растворах сильных и слабых электролитов. Расчет pH растворов слабых и сильных кислот и оснований. 7. Расчет концентрации ионов водорода и гидроксила для слабых и сильных электролитов по данному значению pH. 8. Определение коллигативных свойств растворов. 9. Явление осмоса. Закон Вант-Гоффа: <ul style="list-style-type: none"> – явление осмоса как односторонней диффузии; – осмометр – прибор для измерения осмотического давления; – закон Вант-Гоффа, его аналогия с газовыми законами, 10. Классификация растворов по осмотическим свойствам <ul style="list-style-type: none"> - изо-, гипер- и гипотонические растворы 11. Использование осмометрии для определения молярной массы высокомолекулярных соединений; 12. Медико-биологическое значение осмоса и осмотического давления,: <ul style="list-style-type: none"> - плазмолиз, - гемолиз - лизис - тургор 13. Онкотическое давление 14. Омолярность. 15. Закон Рауля: <ul style="list-style-type: none"> – понятие молярной концентрации и мольной доли; – относительное понижение давления насыщенного пара над растворами (законы Рауля); – понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов; – криометрия и эбулиометрия, использование их для определения молекулярной массы веществ, значение их в медицине 16. Нарушения водного баланса в организме: <ul style="list-style-type: none"> - гипергидратация 	

- гипогидратация	
17. Осмос и диализ – основа ряда физиологических процессов.	
8. <i>Иллюстрационные материалы:</i> см. презентацию	
9. <i>Литература для проработки:</i> См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
<i>Тема №3:</i>	Кислотно-основное равновесие. Шкала pH. Расчет pH в растворах сильных и слабых электролитов. Гидролиз. Процессы гидролиза в организме.
<i>2. Дисциплина:</i>	Химия
<i>3. Специальность:</i>	Лечебное дело, 31.05.01
<i>4. Продолжительность лекций (в академических часах):</i>	
<i>5. Учебная цель:</i> Приобрести системные знания о механизме электролитической диссоциации в зависимости от природы химической связи и растворителя, о степени и константе диссоциации, о ионном произведении воды и водородном показателе. Уметь применять эти знания к конкретным системам, встречающимся в биологических объектах. Изучить причину и следствие гидролиза, основные случаи гидролиза солей, гидролиз многовалентных ионов. Понять значение гидролиза в биологических процессах (гидролиз белков, полипептидов, углеводов, жиров, нуклеиновых кислот и гидролиз АТФ как универсальный источник энергии в организме).	
<i>6. Объем повторной информации (в минутах):</i>	10
<i>Объем новой информации (в минутах):</i>	80
<i>7. План лекции, последовательность ее изложения:</i>	
<ol style="list-style-type: none"> 1. Теория электролитической диссоциации. Основные положения. Причина и механизм диссоциации. Влияние природы химической связи растворяемого вещества и растворителя на процесс диссоциации. 2. Теплота гидратации ионов. Факторы, влияющие на теплоту гидратации (размер иона, заряд иона). 3. Процесс диссоциации слабых электролитов. Степень и константа диссоциации. Закон разведения Оствальда. 4. Теория сильных электролитов. Ионная атмосфера. Ионная сила растворов. Активность иона и коэффициент активности. 5. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Понятие кислот, нейтральной и щелочной среды. Водородный и гидроксильный показатели. Шкала pH. 6. Расчет концентрации ионов водорода и гидроксидов в растворах сильных и слабых электролитов. Расчет pH растворов слабых и сильных кислот и оснований. 7. Расчет концентрации ионов водорода и гидроксидов для слабых и сильных электролитов по данному значению pH. 8. Электролитный состав биологических жидкостей 9. Осмос. Осмотическое давление в норме и патологии. 10. Понятие об онкотическом давлении 11. Определение и сущность гидролиза. 12. Причина и следствие гидролиза. 13. Гидролиз солей одноосновных кислот и одноосновных оснований (уравнение в молекулярном и ионном виде, pH среды, вывод константы гидролиза (K_г) и связь ее с константой диссоциации слабого электролита, образующегося при гидролизе): <ul style="list-style-type: none"> – гидролиз солей слабых кислот и сильных оснований, – гидролиз солей слабых оснований и сильных кислот, – гидролиз солей слабых кислот и слабых оснований. 14. Гидролиз солей многокислотных оснований и многоосновных кислот: <ul style="list-style-type: none"> – гидролиз солей слабой многоосновной кислоты и сильного основания, – гидролиз солей слабых многокислотных оснований и сильной кислоты, – гидролиз солей слабого многокислотного основания и многоосновной слабой кислоты. <p>Роль гидролиза в биохимических процессах. Гидролиз АТФ как универсальный источник энергии в организме.</p>	
8. <i>Иллюстрационные материалы:</i> см. презентацию	
9. <i>Литература для проработки:</i> См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
<i>Тема №4:</i>	Теории кислот и оснований. Буферные растворы. Буферные системы крови. Щелочной резерв крови. Ацидоз. Алкалоз.
<i>2. Дисциплина:</i>	Химия
<i>3. Специальность:</i>	Лечебное дело, 31.05.01
<i>4. Продолжительность лекций (в академических часах):</i>	
2	
<i>5. Учебная цель:</i> Усвоить представления о составе, классификации и механизме действия буферных систем. Научиться применять теоретический материал для расчета pH и буферной емкости буферных систем. Изучить	

<p>медико-биологическое значение буферных систем. Рассмотреть буферные системы крови, их роль, механизм действия. Расширить знания о кислотно-основном равновесии в организме.</p>	
6. Объем повторной информации (в минутах):	10
Объем новой информации (в минутах):	80
<p>7. План лекции, последовательность ее изложения:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Кислотность по Аррениусу, по Бренстеду, по Льюису 2. Граница применимости рН в водных растворах в зависимости от температуры и концентрации электролита 3. Активная, потенциальная и общая кислотность. 4. Буферные растворы: <ul style="list-style-type: none"> - определение, классификация, число компонентов - вывод формулы рН буферных систем - механизм буферного действия 5. Свойства буферных систем <ul style="list-style-type: none"> - влияние на рН соотношения компонентов - влияние на рН разбавления растворов 6. Буферная емкость <ul style="list-style-type: none"> - зависимость от абсолютных концентраций компонентов - зависимость от соотношения компонентов 7. рН биологических жидкостей. 8. Буферные системы крови: <ul style="list-style-type: none"> - основные буферные системы крови; - состав буферных систем; - взаимосвязь и соотношение буферных систем в организме; - механизм буферного действия; - роль буферных систем в процессе жизнедеятельности организма; - понятие о щелочном резерве крови (ацидоз, алкалоз). 	
8. Иллюстрационные материалы: см. презентацию	
9. Литература для проработки: См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
Тема №5:	Строение комплексных (координационных) соединений. Устойчивость в растворах. Разрушение комплексных соединений. Хелаты.
2. Дисциплина:	Химия
3. Специальность:	Лечебное дело, 31.05.01
4. Продолжительность лекций (в академических часах):	2
<p>5. Учебная цель: Приобрести знания о равновесии в насыщенных растворах малорастворимого электролита, научиться прогнозировать возможность образования или растворения осадка. Познакомиться с классификацией и номенклатурой комплексных соединений, их строением и устойчивостью в растворах. Научиться пользоваться константами нестойкости комплексных соединений для выбора условий образования или разрушения. Познакомиться с ролью комплексных соединений в биологических процессах, химиотерапии и использованием их в клинических анализах</p>	
6. Объем повторной информации (в минутах):	10
Объем новой информации (в минутах):	80
<p>7. План лекции, последовательность ее изложения:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Равновесие в насыщенном растворе малорастворимого электролита. Смещение этого равновесия. 2. Растворимость малорастворимого электролита. Факторы, влияющие на растворимость: <ul style="list-style-type: none"> - ионная сила раствора; - концентрация ионов водорода; - одноименный ион; - солевой эффект. 3. Произведение растворимости. 4. Условия образования и растворения осадков. 5. Применение произведения растворимости в исследованиях. 6. Понятие комплексного соединения. Комплексообразователь, лиганд, внутренняя и внешняя сфера, координационное число. Номенклатура комплексных соединений. 7. Ковалентная донорно-акцепторная связь лигандов и комплексообразователя. Типы лигандов доноров электронных пар, дентатность лигандов. 8. Гибридизация атомных орбиталей комплексообразователя и строение комплексов. Изомерия в рядах комплексных соединений. 	

9. Устойчивость комплексов в растворах, константа нестойкости. Методы разрушения комплексов в растворах.	
10. Хелатные соединения. Комплексоны и металлохромные индикаторы. Применение комплексонометрии в клинических и санитарно-гигиенических анализах. Значение комплексных соединений в биологии и медицине. Металлоферменты как хелатные соединения. Окислительно-восстановительные и транспортные свойства некоторых металлоферментов (гемоглобин, ферридоксины, гемоцианин).	
8. <i>Иллюстрационные материалы:</i> см. презентацию	
9. <i>Литература для проработки:</i> См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
Тема №6:	Основы количественного анализа. Метод нейтрализации. Кривые титрования.
2. Дисциплина:	Химия
3. Специальность:	Лечебное дело, 31.05.01
4. Продолжительность лекций (в академических часах):	2
5. <i>Учебная цель:</i> Изучить теоретические основы метода нейтрализации. Приобрести навыки в титровании растворов кислот и оснований. Научиться готовить рабочие растворы из исходных веществ и устанавливать титр раствора кислоты по исходному веществу. Получить представление об использовании метода нейтрализации в медико-биохимических исследованиях. Изучить теоретические основы методов иодометрии и перманганатометрии. Научиться применять метод эти методы для количественных определений окислителей и восстановителей. Получить представление об использовании иодометрии и перманганатометрии в биохимических и санитарно-гигиенических исследованиях.	
6. Объем повторной информации (в минутах):	10
Объем новой информации (в минутах):	80
7. <i>План лекции, последовательность ее изложения:</i>	
<ol style="list-style-type: none"> 1. Предмет и разделы аналитической химии. Качественный и количественный анализ. 2. Титриметрический анализ, его методы и задачи. 3. Классификация методов титриметрического анализа. 4. Требования к реакциям, применяемым в титриметрическом анализе. 5. Титрованные растворы: <ul style="list-style-type: none"> – титр приготовленный и титр установленный, – исходные вещества и требования, предъявляемые к ним, – рабочие растворы и исследуемые вещества. 6. Расчеты в титриметрическом анализе: <ul style="list-style-type: none"> – способ, основанный на законе эквивалентов, – способ, основанный на следствии из закона эквивалентов. 7. Реакция, лежащая в основе метода нейтрализации, и его общая характеристика. 8. Исходные вещества, рабочие растворы и их приготовление. 9. Кривые титрования в методе нейтрализации. 10. Определение момента эквивалентности; индикаторы. 11. Определяемые вещества. 12. Реакции, лежащие в основе метода оксидиметрии. Классификация методов оксидиметрии. Требования, предъявляемые к реакциям, используемым в методах оксидиметрии. 13. Иодометрия <ul style="list-style-type: none"> - реакции, лежащие в основе - определение точки эквивалентности. - рабочие растворы метода. Приготовление раствора и установление титра. - исходные вещества. - определяемые вещества. 14. Методы йодометрического титрования: <ul style="list-style-type: none"> – метод прямого титрования; – метод обратного титрования; – метод титрования заместителя. 15. Перманганатометрия: <ul style="list-style-type: none"> – условия проведения реакций с участием перманганатиона; – определение фактора эквивалентности и молярной массы эквивалентов окислителя и восстановителя; – фиксирование эквивалентной точки; – методы титрования; – исходные вещества; – рабочие растворы (титранты), их приготовление и хранение; – расчет титра раствора перманганата калия по определяемому веществу. 	

16. Примеры количественных определений методом перманганатометрии. Значение титриметрического анализа в медико-биологических исследованиях.	
8. <i>Иллюстрационные материалы:</i> см. презентацию	
9. <i>Литература для проработки:</i> См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
<i>Тема №7:</i>	Электродные потенциалы. ЭДС. Уравнение Нернста. Редокс-потенциалы. Коррозия. Электролиз. Окислительно-восстановительное титрование.
<i>2. Дисциплина:</i>	Химия
<i>3. Специальность:</i>	Лечебное дело, 31.05.01
<i>4. Продолжительность лекций (в академических часах):</i>	2
<p>5. <i>Учебная цель:</i> Научиться применять на практике теоретические положения об окислительно-восстановительной способности ряда соединений, прогнозировать направление протекания окислительно-восстановительных реакций. Понять значение окислительно-восстановительных процессов, протекающих в живом организме.</p> <p>Понять причину возникновения электродных потенциалов, возможность использования отдельных электродов в гальванических цепях для потенциометрического определения pH в растворах и биологических жидкостях.</p> <p>Усвоить биологическую роль диффузионного и мембранного потенциалов.</p> <p>Понять биологическое значение окислительно-восстановительных потенциалов.</p>	
<i>6. Объем повторной информации (в минутах):</i>	10
<i>Объем новой информации (в минутах):</i>	80
<p>7. <i>План лекции, последовательность ее изложения:</i></p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Процессы окисления и восстановления. Окислитель и восстановитель. 2. Типы окислительно-восстановительных реакций. 3. Окислительно-восстановительная двойственность веществ. 4. Влияние кислотности среды на протекание окислительно-восстановительных реакций. 5. Определение направления протекания окислительно-восстановительных реакций по значениям стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. 6. Возникновение электродного потенциала. Формула Нернста. 7. Нормальный (стандартный) водородный электрод. Измерение электродных потенциалов. 8. Классификация электродов: <ul style="list-style-type: none"> – обратимые I рода; – обратимые II рода; – окислительно-восстановительные; – ионселективные. 9. Хлорсеребряный электрод как электрод сравнения: <ul style="list-style-type: none"> – краткое устройство, электрохимические схемы; – электродная реакция; 10. Гальванические элементы (цепи): <ul style="list-style-type: none"> – биметаллические, определение направления самопроизвольно протекающей в элементе реакции; – концентрационные элементы, ЭДС концентрационного элемента. 11. Стекланный электрод. Принцип возникновения потенциала. Устройство стеклянного электрода. 12. Потенциометрическое определение pH с помощью стеклянно - хлорсеребряной цепи. 13. Потенциометрическое титрование. 14. Мембранный потенциал и его биологическое значение. 15. Диффузионный потенциал и его биологическое значение. 16. Схема дыхательной цепи. 17. Биологическое значение окислительно-восстановительных потенциалов. 	
8. <i>Иллюстрационные материалы:</i> см. презентацию	
9. <i>Литература для проработки:</i> См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
<i>Тема №8:</i>	Поверхностные явления. Адсорбция. Хроматография.
<i>2. Дисциплина:</i>	Химия
<i>3. Специальность:</i>	Лечебное дело, 31.05.01
<i>4. Продолжительность лекций (в академических часах):</i>	2
<p>5. <i>Учебная цель:</i> Познакомиться с основными понятиями, изучить закономерности процессов сорбции, их медико-биологическое значение, особенно в организме человека. Освоить теоретические положения процессов адсорбции и методы их исследования.</p> <p>Приобрести знания по хроматографическим методам анализа, которые используются в биохимической и клинической практике. Научиться обосновывать применение конкретного хроматографического метода с учетом</p>	

механизма разделения веществ.	
6. Объем повторной информации (в минутах):	10
Объем новой информации (в минутах):	80
7. План лекции, последовательность ее изложения:	
<ol style="list-style-type: none"> 1. Поверхностная энергия и поверхностное натяжение. 2. Адсорбция и факторы, влияющие на нее. 3. Адсорбция на границе раздела газ – жидкость, жидкость – жидкость. 4. Адсорбция на границе раздела газ – твердое, жидкость – твердое. 5. Теория адсорбции БЭТ. 6. Виды хроматографии по агрегатному состоянию фаз: <ul style="list-style-type: none"> – газо-адсорбционная (ГАХ); – газо-жидкостная (ГЖХ); – жидкостно-адсорбционная (ЖАХ); – жидкостно-жидкостная (ЖЖХ). 7. Виды хроматографии по технике эксперимента <ul style="list-style-type: none"> – колоночная; – бумажная; – в тонком слое сорбента. 8. Механизм разделения: <ul style="list-style-type: none"> – адсорбционный; – распределительный; – ионообменный; – ситовой; – биоспецифический. 9. Ионообменная хроматография: <ul style="list-style-type: none"> – катиониты и аниониты, их свойства; – обменная емкость в статических и динамических условиях. 10. Гель-хроматография: <ul style="list-style-type: none"> – молекулярные сита, их свойства. <p style="text-align: center;">Значение адсорбции в биологии и медицине. Гемосорбция.</p>	
8. Иллюстрационные материалы: см. презентацию	
9. Литература для проработки: См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
Тема №9:	Коллоидные системы. Получение и свойства коллоидов.
2. Дисциплина:	Химия
3. Специальность:	Лечебное дело, 31.05.01
4. Продолжительность лекций (в академических часах):	2
5. Учебная цель: Иметь представление о коллоидном состоянии вещества, о способах получения, очистки и свойствах коллоидных частиц, о практическом применении этих свойств и их значении в биологических процессах и медико-биологических исследованиях.	
6. Объем повторной информации (в минутах):	10
Объем новой информации (в минутах):	80
7. План лекции, последовательность ее изложения:	
<ol style="list-style-type: none"> 1. Коллоидная химия как наука; предмет коллоидной химии. 2. Дисперсная система – определение; 3. Компоненты дисперсной системы: <ul style="list-style-type: none"> - дисперсная фаза - дисперсионная среда - стабилизатор 4. Способы классификации дисперсных систем: <ul style="list-style-type: none"> – по степени дисперсности (по размеру частиц дисперсной фазы); – по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды; – по степени взаимодействия дисперсной фазы и дисперсионной среды – по термодинамической устойчивости; – по общему физическому состоянию системы в целом. 5. Коллоидные системы - золи, определение. 6. Способы получения золь – дисперсионные, конденсационные. 7. Строение коллоидных частиц 8. Методы очистки золь: <ul style="list-style-type: none"> - диализ, 	

<ul style="list-style-type: none"> - электродиализ, - ультрафильтрация. <p>9. Свойства зольей:</p> <ul style="list-style-type: none"> - молекулярно-кинетические свойства (броуновское движение, диффузия, осмос, седиментация, ультрацентрифугирование); - оптические свойства (светорассеяние, светопоглощение; устройство нефелометра и ультрамикроскопа). 	
8. <i>Иллюстрационные материалы:</i> см. презентацию	
9. <i>Литература для проработки:</i> См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
Тема №10:	Электрокинетические явления. Устойчивость и разрушение коллоидных систем. Коагуляция.
2. <i>Дисциплина:</i>	Химия
3. <i>Специальность:</i>	Лечебное дело, 31.05.01
4. <i>Продолжительность лекций (в академических часах):</i>	2
5. <i>Учебная цель:</i> Научиться применять теоретические знания о строении коллоидной частицы для описания их электрокинетических свойств, лежащих в основе электрофореза – одного из современных методов разделения и очистки белков в биохимических исследованиях и метода физиотерапии.	
6. <i>Объем повторной информации (в минутах):</i>	10
<i>Объем новой информации (в минутах):</i>	80
7. <i>План лекции, последовательность ее изложения:</i>	
<ol style="list-style-type: none"> 1. Возникновение потенциалов: <ul style="list-style-type: none"> - общий, термодинамический, электростатический потенциал ϕ - зависимость ϕ от природы ядра, природы потенциалопределяющих ионов, концентрации потенциалопределяющих ионов - электрокинетический дзета-потенциал - зависимость дзета-потенциала от природы противоионов, концентрации электролита-стабилизатора, от температуры, вязкости раствора, от pH раствора 2. 3. Электрокинетические явления <ul style="list-style-type: none"> - прямые (электрофорез, электроосмос) - обратные (потенциал протекания, потенциал оседания) 3. 3. Значение электрофоретических явлений в медицине 4. Виды устойчивости коллоидных растворов и факторы, их определяющие. 5. Определение коагуляции. Способы наблюдения скрытой и явной коагуляции. 6. Кинетика коагуляции. Критический дзета-потенциал. 7. Коагуляция под действием электролитов. Правило знака и валентности. Лиотропные ряды. 8. Чередование зон коагуляции. 9. Явление «привыкания» золя. 10. Коагуляция смесями электролитов. Причины синергизма, антагонизма. 11. Защитное действие ВМС. «Золотое число». 12. Явление сенсбилизации, его механизм 13. Биологическое значение коагуляции. 	
8. <i>Иллюстрационные материалы:</i> см. презентацию	
9. <i>Литература для проработки:</i> См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
Тема №11:	ВМС. Классификация и свойства. Изоэлектрическая точка. Биополимеры.
2. <i>Дисциплина:</i>	Химия
3. <i>Специальность:</i>	Лечебное дело, 31.05.01
4. <i>Продолжительность лекций (в академических часах):</i>	2
5. <i>Учебная цель:</i> Изучить свойства растворов ВМС; связать свойства растворов ВМС с процессами жизнедеятельности организма.	
6. <i>Объем повторной информации (в минутах):</i>	10
<i>Объем новой информации (в минутах):</i>	80
7. <i>План лекции, последовательность ее изложения:</i>	
<ol style="list-style-type: none"> 1. Классификация ВМС по различным признакам. 2. Способы получения ВМС. 3. Физические свойства ВМС. 4. Растворы ВМС. Взаимодействие ВМС с растворителем. 5. Высаливание. Лиотропные ряды Гофмейстера. 6. Сравнение свойств растворов ВМС со свойствами зольей. 	

<p>7. Белки – полиэлектролиты. Механизм возникновения заряда на белковой молекуле.</p> <p>8. Изоэлектрическое состояние белковых молекул. Изоэлектрическая точка (ИЭТ). Зависимость заряда белковой молекулы от pH среды. Методы определения ИЭТ.</p> <p>9. Виды вязкости растворов ВМС. Уравнение Штаудингера. Вязкость раствора ВМС и форма белковой молекулы.</p> <p>10. Определение молярной массы частиц золя и молекул ВМС,</p> <p>11. Значение ВМС в жизнедеятельности организма.</p>	
8. <i>Иллюстрационные материалы:</i> см. презентацию	
9. <i>Литература для проработки:</i> См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
Тема №12:	Гели и студни. Классификация и свойства.
2. Дисциплина:	Химия
3. Специальность:	Лечебное дело, 31.05.01
4. Продолжительность лекций (в академических часах):	2
5. <i>Учебная цель:</i> Изучить природу и условия образования гелей, их физико-химические свойства; ознакомиться с использованием гелей в физико-химических исследованиях; рассмотреть роль гелей в биологических процессах.	
6. Объем повторной информации (в минутах):	10
Объем новой информации (в минутах):	80
<p>7. <i>План лекции, последовательность ее изложения:</i></p> <p>1. Связанно-дисперсные системы. Определение гелей и студней.</p> <p>2. Классификация гелей. Характеристика хрупких и эластичных гелей.</p> <p>3. Методы получения гелей.</p> <p>4. Процесс желатинирования. Факторы, способствующие желатинированию.</p> <p>5. Застудневание. Факторы, влияющие на процесс застудневания.</p> <p>6. Набухание ксерогелей. Факторы, от которых зависит процесс набухания. Явления, сопровождающие процесс набухания.</p> <p>7. Свойства гелей и студней</p> <ul style="list-style-type: none"> - электропроводность, диффузия и кристаллизация в гелях - давление набухания - контракция - тиксотропия - ритмические реакции - иммунодиффузия в гелях <p>8. Использование гелей в физико-химических и медико-биологических исследованиях.</p> <p>9. Проявление свойств гелей в живом организме.</p>	
8. <i>Иллюстрационные материалы:</i> см. презентацию	
9. <i>Литература для проработки:</i> См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Санкт-Петербургский государственный педиатрический медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации

Кафедра общей и медицинской химии

ПЕРЕЧЕНЬ МЕТОДИЧЕСКИХ УКАЗАНИЙ ОБУЧАЮЩИМСЯ
ДЛЯ РАЗЛИЧНЫХ ФОРМ УЧЕБНЫХ ЗАНЯТИЙ

По дисциплине	«Химия» (наименование дисциплины)
Для специальности	«Лечебное дело», 31.05.01 (наименование и код специальности)

6.1. Методические указания к практическим занятиям

См. методические разработки к практическим занятиям.

6.2. Формы и методика базисного, текущего и итогового контроля

Базисный контроль выполняется по разделам программы дисциплины «Химия» для высших учебных заведений на первом практическом занятии путем проведения собеседования.

На основании полученных результатов определяются базовые знания обучающихся. Текущий контроль выполняется путем:

- проведения и оценки устных или письменных опросов на лекциях и практических занятиях;
- проверки и оценки выполнения заданий на практических занятиях;
- проверки и оценки выполнения самостоятельных и контрольных заданий на практических занятиях;
- проверки и оценки качества ведения конспектов.

Промежуточный контроль проводится по завершении раздела и осуществляется в форме тестового опроса. На основании процента правильных ответов определяется результат промежуточного контроля.

Итоговый контроль выполняется приемом недифференцированного зачета, на котором оценивается степень усвоения обучающимися содержания дисциплины в целом.

К зачету допускаются обучающиеся, выполнившие полностью учебную программу.

Зачет состоит трех частей:

- проверка уровня освоения дисциплины в виде тестирования;
- собеседование по теоретическому вопросу;
- выполнение практического задания.

Контролирующие задания в тестовой форме по циклу с указанием раздела приводятся в разделе «Банки контрольных заданий и вопросов (тестов) по отдельным темам и в целом по дисциплине».

Примерная тематика рефератов.

№ п/п	Тема
1.	Адсорбция. Значение адсорбции для жизнедеятельности. Адсорбционная терапия. Гемосорбция. Иониты и их применение в медицине.
2.	Аэрозоли.

3.	Биогенные элементы – роль и свойства.
4.	Биопотенциал клетки человека. Потенциал покоя и действия.
5.	Буферные системы крови. Взаимосвязь гемоглобиновой и бикарбонатной буферных систем.
6.	Взаимодействие гемоглобиновой и бикарбонатных систем.
7.	Водно-электролитный баланс.
8.	Газы крови. Кислотно-основное равновесие.
9.	Гель-хроматография в медицине.
10.	Гидролиз в биохимических процессах. Гидролиз АТФ, как универсальный источник энергии в организме.
11.	Железо – биометалл.
12.	Кинетика гидролиза как одного из этапов метаболизма лекарственных веществ.
13.	Кислотно-основное равновесие в неотложных состояниях. Химия в практической медицине.
14.	Кислотно-щелочное равновесие и щелочной резерв крови.
15.	Коагуляция в медико-биологических исследованиях. Роль в синтезе лекарственных препаратов.
16.	Коллоидные ПАВ. Мицеллообразование в растворах ПАВ. ККМ. Липосомы.
17.	Комплексоны в медицине.
18.	Медико-биологическое значение адсорбции. Гемосорбция.
19.	Мембраны на основе полиэлектролитов с кислотно-основным механизмом действия, применяемые в современных перевязочных материалах.
20.	Метаболический ацидоз и алкалоз.
21.	Металлолигандный гомеостаз и причины его нарушения.
22.	Методы оксидиметрии в клинической медицине.
23.	Нарушение баланса калия.
24.	Нарушение баланса кальция.
25.	Нарушение баланса натрия.
26.	Нарушение кислотно-основного равновесия. Дыхательный ацидоз и алкалоз.
27.	Нарушение обмена магния.
28.	Осмоз в живых организмах.
29.	Пепси-кола: пить или не пить.
30.	Понятие о синтетических переносчиках кислорода и металлолигандном гомеостазе.
31.	Протолитические равновесия и процессы. Конкуренция за протон: изолированное и совмещённое. Протолитические равновесия. Константы кислотности и основности.
32.	Протолитическое или кислотно-основное равновесие.
33.	Химия в искусстве
34.	Химия в наших тарелках.
35.	Электрофорез и электроосмос в клинической медицине.
36.	Яды и противоядия.

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РАЗРАБОТКИ
ПРАКТИЧЕСКИХ И ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ**

<i>Тема 1:</i>	Учение о растворах. Способы выражения концентраций. Расчет концентраций веществ и ионов в растворах сильных электролитов. Коллигативные свойства растворов.	
<i>2. Дисциплина:</i>	Химия	
<i>3. Специальность:</i>	Лечебное дело, 31.05.01	
<i>4. Продолжительность занятий (в академических часах)</i>		4
<i>5. Учебные цели:</i>	Приобрести основы знаний для изучения электролитного баланса организма человека в норме и патологии. Научиться производить расчеты и готовить растворы заданной концентрации, используя индивидуальные вещества или более	

концентрированные растворы. Овладеть методами расчета содержания ионов в растворах (в том числе применяемых в медицине), используя различные способы выражения концентраций.	
Научиться применять теоретические знания по коллигативным свойствам растворов как для расчетов в заданных системах, в том числе моделирующих биосистемах, так и в практической медицине (приготовление и использование физиологических растворов в педиатрии, терапии, хирургии и др., наблюдение за тургором кожного покрова пациента, приготовление и использование гипертонических повязок в хирургии).	
6. Объем повторной информации (в минутах):	20
Объем новой информации (в минутах):	70
Практическая подготовка (в минутах):	90
7. Условия для проведения занятия: Наличие персональных компьютеров, программного обеспечения и методических разработок	
8. Самостоятельная работа обучающегося: Повторение пройденного на практическом занятии материала для лучшего усвоения.	
9. Методы контроля полученных знаний и навыков: Контрольный опрос. Дискуссия по результатам выполненной работы	
10. Литература для проработки: См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
Тема 2:	Кислотно-основное равновесие. Ионное произведение воды. Шкала рН Расчет рН сильных и слабых электролитов. Гидролиз.
2. Дисциплина:	Химия
3. Специальность:	Лечебное дело, 31.05.01
4. Продолжительность занятий (в академических часах)	4
5. Учебные цели: Приобрести системные знания о механизме электролитической диссоциации в зависимости от природы химической связи и растворителя, о степени и константе диссоциации, о ионном произведении воды и водородном показателе. Уметь применять эти знания к конкретным системам, встречающимся в биологических объектах. Изучить причину и следствие гидролиза, основные случаи гидролиза солей, гидролиз многовалентных ионов. Понять значение гидролиза в биологических процессах (гидролиз белков, полипептидов, углеводов, жиров, нуклеиновых кислот и гидролиз АТФ как универсальный источник энергии в организме).	
6. Объем повторной информации (в минутах):	20
Объем новой информации (в минутах):	70
Практическая подготовка (в минутах):	90
7. Условия для проведения занятия: Наличие персональных компьютеров, программного обеспечения и методических разработок	
8. Самостоятельная работа обучающегося: Повторение пройденного на практическом занятии материала для лучшего усвоения.	
9. Методы контроля полученных знаний и навыков: Контрольный опрос. Дискуссия по результатам выполненной работы	
10. Литература для проработки: См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
Тема 3:	Буферные растворы. рН метрическое определение кислотности биологических жидкостей. Буферные системы крови. Лабораторная работа.
2. Дисциплина:	Химия
3. Специальность:	Лечебное дело, 31.05.01
4. Продолжительность занятий (в академических часах)	4
5. Учебные цели: Усвоить представления о составе, классификации и механизме действия буферных систем. Научиться применять теоретический материал для расчета рН и буферной емкости буферных систем. Изучить медико-биологическое значение буферных систем.	

<p>Научиться экспериментально определять буферную емкость, готовить буферные растворы; продолжить формирование умений работать с учебной и справочной литературой.</p> <p>Рассмотреть буферные системы крови, их роль, механизм действия. Расширить знания о кислотно-основном равновесии в организме. Научиться рассчитывать и готовить буферные растворы, экспериментально исследовать свойства буферных растворов и буферное действие сыворотки крови. Сформировать представление о механизме действия буферных систем организма и их роли в поддержании кислотно-основного баланса</p>	
6. Объем повторной информации (в минутах):	20
Объем новой информации (в минутах):	70
Практическая подготовка (в минутах):	90
7. Условия для проведения занятия: Наличие персональных компьютеров, программного обеспечения и методических разработок	
8. Самостоятельная работа обучающегося: Повторение пройденного на практическом занятии материала для лучшего усвоения.	
9. Методы контроля полученных знаний и навыков: Контрольный опрос. Дискуссия по результатам выполненной работы	
10. Литература для проработки: См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
Тема 4:	Строение комплексных (координационных) соединений. Устойчивость в растворах. Разрушение комплексных соединений. Хелаты. Лабораторная работа.
2. Дисциплина:	Химия
3. Специальность:	Лечебное дело, 31.05.01
4. Продолжительность занятий (в академических часах)	4
<p>5. Учебные цели: Приобрести знания о равновесии в насыщенных растворах малорастворимого электролита, научиться прогнозировать возможность образования или растворения осадка.</p> <p>Познакомиться с классификацией и номенклатурой комплексных соединений, их строением и устойчивостью в растворах. Научиться пользоваться константами нестойкости комплексных соединений для выбора условий образования или разрушения. Познакомиться с ролью комплексных соединений в биологических процессах, химиотерапии и использованием их в клинических анализах.</p> <p>Приобрести знания о равновесии в насыщенных растворах малорастворимого электролита, научиться прогнозировать возможность образования или растворения осадка.</p> <p>Познакомиться с классификацией и номенклатурой комплексных соединений, их строением и устойчивостью в растворах. Научиться пользоваться константами нестойкости комплексных соединений для выбора условий образования или разрушения. Познакомиться с ролью комплексных соединений в биологических процессах, химиотерапии и использованием их в клинических анализах.</p> <p>Научиться пользоваться константами нестойкости комплексных соединений для выбора условий образования или разрушения. Познакомиться с ролью комплексных соединений в биологических процессах, химиотерапии и использованием их в клинических анализах. Получить системное представление об участии соединений биогенных элементов в кислотно-основных, окислительно-восстановительных, лигандообменных и гетерогенных процессах, понять и осознать совмещенный (конкурирующий) характер этих процессов в живых организмах. Научиться экспериментально получать и разрушать комплексные соединения. Овладеть методикой комплексонометрического титрования.</p>	
6. Объем повторной информации (в минутах):	20
Объем новой информации (в минутах):	70
Практическая подготовка (в минутах):	90

7. <i>Условия для проведения занятия:</i> Наличие персональных компьютеров, программного обеспечения и методических разработок	
8. <i>Самостоятельная работа обучающегося:</i> Повторение пройденного на практическом занятии материала для лучшего усвоения.	
9. <i>Методы контроля полученных знаний и навыков:</i> Контрольный опрос. Дискуссия по результатам выполненной работы	
10. Литература для проработки: См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
<i>Тема 5:</i>	Основы количественного анализа. Расчеты в объемном анализе. Метод нейтрализации. Индикаторы. Кривые титрования. Лабораторная работа.
<i>2. Дисциплина:</i>	Химия
<i>3. Специальность:</i>	Лечебное дело, 31.05.01
<i>4. Продолжительность занятий (в академических часах)</i>	4
5. <i>Учебные цели:</i> Приобрести навыки работы с мерной посудой, навыки титрования, выбора индикаторов; научиться проводить расчеты в титриметрическом анализе; представлять роль титриметрического анализа в медико-биологических исследованиях. Изучить теоретические основы метода нейтрализации. Научиться готовить рабочие растворы из исходных веществ и устанавливать титр раствора кислоты по исходному веществу. Получить представление об использовании метода нейтрализации в медико-биохимических исследованиях. Теоретически обосновать и практически освоить титриметрический метод анализа – перманганатометрию. Приобрести навыки работы со шлифованной посудой. Получить представление об использовании перманганатометрии в клинико-биохимических и санитарно-гигиенических исследованиях. Изучить теоретические основы метода. Научиться применять метод иодометрии для количественных определений окислителей и восстановителей. Получить представление об использовании иодометрии в биохимических и санитарно-гигиенических исследованиях.	
<i>6. Объем повторной информации (в минутах):</i>	20
<i>Объем новой информации (в минутах):</i>	70
<i>Практическая подготовка (в минутах):</i>	90
7. <i>Условия для проведения занятия:</i> Наличие персональных компьютеров, программного обеспечения и методических разработок	
8. <i>Самостоятельная работа обучающегося:</i> Повторение пройденного на практическом занятии материала для лучшего усвоения.	
9. <i>Методы контроля полученных знаний и навыков:</i> Контрольный опрос. Дискуссия по результатам выполненной работы	
10. Литература для проработки: См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
<i>Тема 6:</i>	Коллоквиум №1.
<i>2. Дисциплина:</i>	Химия
<i>3. Специальность:</i>	Лечебное дело, 31.05.01
<i>4. Продолжительность занятий (в академических часах)</i>	4
5. <i>Учебные цели:</i> Формирование системы химических знаний, умений, навыков, обладающих свойством широкого переноса, элементов творческой деятельности для последующего включения их в состав компетенций выпускника медицинского вуза	
<i>6. Объем повторной информации (в минутах):</i>	-
<i>Объем новой информации (в минутах):</i>	-
<i>Практическая подготовка (в минутах):</i>	180
7. <i>Условия для проведения занятия:</i> Наличие персональных компьютеров, программного обеспечения и методических разработок	
8. <i>Самостоятельная работа обучающегося:</i> Повторение пройденного на практическом занятии материала для лучшего усвоения.	
9. <i>Методы контроля полученных знаний и навыков:</i> Контрольный опрос. Дискуссия по	

результатам выполненной работы	
10. Литература для проработки: См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
Тема 7:	Электродные потенциалы. ЭДС. Коррозия. Электролиз.
2. Дисциплина:	Химия
3. Специальность:	Лечебное дело, 31.05.01
4. Продолжительность занятий (в академических часах)	4
5. Учебные цели: Познакомиться с электродными, окислительно-восстановительными, диффузионными и мембранными потенциалами; гальваническими элементами различных типов. Усвоить основы потенциометрии и использование потенциометрических методов в медицине. Рассмотреть значение электрохимических процессов для жизнедеятельности организма.	
6. Объем повторной информации (в минутах):	20
Объем новой информации (в минутах):	160
Практическая подготовка (в минутах):	90
7. Условия для проведения занятия: Наличие персональных компьютеров, программного обеспечения и методических разработок	
8. Самостоятельная работа обучающегося: Повторение пройденного на практическом занятии материала для лучшего усвоения.	
9. Методы контроля полученных знаний и навыков: Контрольный опрос. Дискуссия по результатам выполненной работы	
10. Литература для проработки: См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
Тема 8:	Поверхностные явления. Адсорбция. Применение в медицине. Физико-химические основы адсорбционной терапии. Применение в медицине ионитов.
2. Дисциплина:	Химия
3. Специальность:	Лечебное дело, 31.05.01
4. Продолжительность занятий (в академических часах)	4
5. Учебные цели: Познакомиться с основными понятиями, изучить закономерности процессов сорбции, их медико-биологическое значение, особенно в организме человека. Научиться применять на практике теоретические положения процессов адсорбции, изучить методы их исследования. Приобрести знания по хроматографическим методам анализа, которые используются в биохимической и клинической практике. Научиться обосновывать применение конкретного хроматографического метода с учетом механизма разделения веществ.	
6. Объем повторной информации (в минутах):	20
Объем новой информации (в минутах):	70
Практическая подготовка (в минутах):	90
7. Условия для проведения занятия: Наличие персональных компьютеров, программного обеспечения и методических разработок	
8. Самостоятельная работа обучающегося: Повторение пройденного на практическом занятии материала для лучшего усвоения.	
9. Методы контроля полученных знаний и навыков: Контрольный опрос. Дискуссия по результатам выполненной работы	
10. Литература для проработки: См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
Тема 9:	Молекулярно-кинетические свойства, оптические свойства коллоидных растворов. Получение и очистка коллоидов. Иммунодиффузия. Лабораторная работа.
2. Дисциплина:	Химия
3. Специальность:	Лечебное дело,
4. Продолжительность занятий (в академических часах)	4
5. Учебные цели: Получить представление о коллоидном состоянии вещества; о способах получения, очистки и свойствах коллоидных частиц; о практическом применении этих свойств и их значении в	

биологических процессах и медико-биологических исследованиях.	
6. Объем повторной информации (в минутах):	20
Объем новой информации (в минутах):	70
Практическая подготовка (в минутах):	90
7. Условия для проведения занятия: Наличие персональных компьютеров, программного обеспечения и методических разработок	
8. Самостоятельная работа обучающегося: Повторение пройденного на практическом занятии материала для лучшего усвоения.	
9. Методы контроля полученных знаний и навыков: Контрольный опрос. Дискуссия по результатам выполненной работы	
10. Литература для проработки: Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. Учебник для медицинских вузов. (Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берлянд и др. Ред.Ю.А.Ершов), 8 изд., 560 с.- М,: Высш.шк., 2010 г. Биоорганическая химия. Учебник. (Тюкавкина Н.А., Бауков Ю.И.). 7 изд., Дрофа. 2008 – 543 с. Практикум по общей химии. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. Учебное пособие для студентов медицинских вузов (Ред. В.А.Попков).- Сборник задач и упражнений по общей химии. Учебное пособие. (С.А. Пузаков, В.А. Попков, А.А. Филиппова). М.: Высшая школа, 4 изд., 255 с., 2010 г. Общая химия. Учебник для медицинских вузов. (В.А.Попков, С.А.Пузаков), 976 с. - М, ГЭОТАР Медиа, 2007 г. Руководство к лабораторным занятиям по биоорганической химии, под ред. Н.А. Тюкавкиной, Дрофа, 2009 г., 5 изд. – 318 с. Дополнительная литература: Общая химия. Учебник для медицинских вузов. (В.А.Попков, С.А.Пузаков), 976 с. - М, ГЭОТАР Медиа, 2007 г. Руководство к лабораторным занятиям по биоорганической химии, под ред. Н.А. Тюкавкиной, Дрофа, 2009 г., 5 изд. – 318 с. Основы химии живого. Слесарев В.И. 5-е изд., испр. - СПб: 2015 - 784 с. Задачи по общей химии с медико-биологической направленность.. Учебное пособие. — Феникс, Ростов на Дону, 2014. — 319 с.	
Тема 10:	Электрокинетические свойства коллоидных систем. Коагуляция. Электрофоретические методы в медицине
2. Дисциплина:	Химия
3. Специальность:	Лечебное дело, 31.05.01
4. Продолжительность занятий (в академических часах)	4
5. Учебные цели: Научиться применять теоретические знания о строении коллоидной частицы для описания их электрокинетических свойств, лежащих в основе электрофореза – одного из современных методов разделения и очистки белков в биохимических исследованиях и метода физиотерапии. Приобрести знания об устойчивости дисперсных систем и коагуляции зольей. Выявить причины коагуляции. Научиться применять знания о процессе коагуляции и защиты коллоидов при выполнении практических работ и в дальнейшем использовать теоретические знания при изучении ряда вопросов общей гигиены, гистологии, физиологии и др.	
6. Объем повторной информации (в минутах):	20
Объем новой информации (в минутах):	70
Практическая подготовка (в минутах):	90
7. Условия для проведения занятия: Наличие персональных компьютеров, программного обеспечения и методических разработок	
8. Самостоятельная работа обучающегося: Повторение пройденного на практическом занятии материала для лучшего усвоения.	
9. Методы контроля полученных знаний и навыков: Контрольный опрос. Дискуссия по результатам выполненной работы	
10. Литература для проработки: См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	

Тема 11:	Растворы ВМС. Гели и студни. Получение, устойчивость, свойства.	
2. Дисциплина:	Химия	
3. Специальность:	Лечебное дело, 31.05.01	
4. Продолжительность занятий (в академических часах)	4	
5. Учебные цели:	Изучить свойства растворов ВМС; связать свойства ВМС с процессами жизнедеятельности организма. Изучить природу и условия образования гелей, их физико-химические свойства; ознакомиться с использованием гелей в физико-химических исследованиях; рассмотреть роль гелей в биологических процессах.	
6. Объем повторной информации (в минутах):	20	
Объем новой информации (в минутах):	70	
Практическая подготовка (в минутах):	90	
7. Условия для проведения занятия:	Наличие персональных компьютеров, программного обеспечения и методических разработок	
8. Самостоятельная работа обучающегося:	Повторение пройденного на практическом занятии материала для лучшего усвоения.	
9. Методы контроля полученных знаний и навыков:	Контрольный опрос. Дискуссия по результатам выполненной работы	
10. Литература для проработки:	См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	
Тема 12:	Коллоквиум №2.	
2. Дисциплина:	Химия	
3. Специальность:	Лечебное дело, 31.05.01	
4. Продолжительность занятий (в академических часах)	4	
5. Учебные цели:	Оценить теоретические знания по модулям 4-5: Электрохимия. Поверхностные явления. Адсорбция. Коллоидные системы. Биологически активные высокомолекулярные вещества	
6. Объем повторной информации (в минутах):	-	
Объем новой информации (в минутах):	-	
Практическая подготовка (в минутах):	180	
7. Условия для проведения занятия:	Наличие персональных компьютеров, программного обеспечения и методических разработок	
8. Самостоятельная работа обучающегося:	Повторение пройденного на практическом занятии материала для лучшего усвоения.	
9. Методы контроля полученных знаний и навыков:	Контрольный опрос. Дискуссия по результатам выполненной работы	
10. Литература для проработки:	См. карту обеспеченности учебно-методической литературой (раздел 2)	

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Санкт-Петербургский государственный педиатрический медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации

Кафедра Общей и медицинской химии

МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ
ОБЕСПЕЧЕНИЕ

По дисциплине	<u>«Химия»</u> (наименование дисциплины)
Для специальности	<u>«Лечебное дело», 31.05.01</u> (наименование и код специальности)

- аудитории, оснащённые химическими лабораторными столами;
- компьютеры, мультимедийные проекторы, ноутбуки;
- наборы химической посуды;
- реактивы;
- иономеры, рН-метры;
- вискозиметры;
- фотоэлектроколориметры;
- аналитические весы, весы электронные;
- таблицы (наборы таблиц по каждому модулю для каждой учебной комнаты).

Учебные аудитории №№ 1, 2, 3, 4, (172,96 м²)

Оснащены мебелью:

столы преподавателя – 4,

столы учебные (специализированные химические) – 33,

стулья – 108,

проектор – 1,

ноутбук – 1,

компьютер – 1 с выходом в интернет.

Наборы методических материалов для занятий (печатных и электронных).

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Санкт-Петербургский государственный педиатрический медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации

Кафедра Общей и медицинской химии

ИННОВАЦИИ В ПРЕПОДАВАНИИ

По дисциплине	«Химия» <small>(наименование дисциплины)</small>
Для специальности	«Лечебное дело», 31.05.01 <small>(наименование и код специальности)</small>

К инновациям в преподавании дисциплины относятся:

1. Перевод лекций на компьютерные носители в режим « Power Point».
2. Включение в лекционный курс микрофильмов по следующим темам:
Образование р-орбиталей. Схема буферного действия. Принцип действия хроматографа
Механизм коагуляции. Вивидиализ. Определение вязкости биологических жидкостей.
3. Введение в программу занятий междисциплинарных тестов, что помогает формированию целостного восприятия химии и раскрытию химических основ жизнедеятельности.
4. Подготовка студентами в рамках самостоятельной работы докладов (на электронных носителях) на современные темы с последующим обсуждением в группах и на потоках с привлечением преподавателей смежных кафедр и старшекурсников.
5. Использование на практических занятиях схем, таблиц, иллюстраций, механизмов реакций из лекционного курса в качестве дополнительного раздаточного материала
6. Проведение Олимпиады по общей химии для студентов 1 курса.
7. Участие студентов в Интернет-олимпиадах по химии - межвузовских, Российских, международных.
8. Портфолио.

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Санкт-Петербургский государственный педиатрический медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации

Кафедра Общей и медицинской химии

ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНИКОВ И УЧЕБНЫХ ПОСОБИЙ, ИЗДАННЫХ СОТРУДНИКАМИ
КАФЕДРЫ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

По дисциплине

«Химия»

(наименование дисциплины)

Для

специальности

«Лечебное дело», 31.05.01

(наименование и код специальности)

№ п/п	Название (кол-во стр. или печ. лист.)	Автор(ы)	Год издания	Изда-тельство	Гриф органов исполнительной власти	Примечание
1.	"Методические указания для самостоятельной работы студентов по биорганической химии. Углеводороды. Арены. Гетероциклы. Спирты. Амины. Альдегиды. Кетоны" Под редакцией В.В.Хорунжего, 68 с.	А.В.Дробаченко ,М.К.Давыдова Л.Ф.Ефимова В.Ф.Шкрядов С.П.Конотопова К.А.Авербург К.Б.Потапова ,Д.А.Земляной Л.Б.Прохорова ,Е.М.Голинец	2010	СПбГПМА		
2.	"Методические указания для самостоятельной работы студентов по биорганической химии. Карбоновые кислоты. Углеводы. Аминокислоты. Белки. Под редакцией В.В.Хорунжего, 47 с.	А.В.Дробаченко М.К.Давыдова Л.Ф.Ефимова В.Ф.Шкрядов С.П.Конотопова К.А.Авербург К.Б.Потапова Д.А.Земляной Л.Б.Прохорова Е.М.Голинец	2010	СПбГПМА		
3.	Физико-химические свойства воды. Под редакцией В.В.Хорунжего, 56 с.	С.Н. Львов И.В.Васильева В.И.Баев Д.А. Земляной	2012	СПбГПМУ		
4.	Гигиена питьевой воды и источников водоснабжения	С.Н. Львов, И.В.Васильева В.И.Баев, Д.А.	2012	СПбГПМУ		

	52 с. Под редакцией В.В.Хорунжего	Земляной				
5.	"Учебные задания для самостоятельной работы по химии" 69 с. Под редакцией В.В.Хорунжего	К.А Авербург Е.М Голинец М.К.Давыдова Д.А.Земляной С.П Конотопова С.Н.Львов И.А. Сраго	2013	СПбГПМУ		
6.	"Учебные задания для самостоятельной работы по общей химии" Под редакцией В.В.Хорунжего, 70 с.	К.А Авербург Е.М Голинец М.К.Давыдова Д.А.Земляной С.П Конотопова С.Н.Львов И.А. Сраго	2013	СПбГПМУ		
7.	"Учебные задания для самостоятельной работы по физической и коллоидной химии". 41с. Под редакцией В.В.Хорунжего	Авербург К.А. Бабаева Д.П. Голинец Е.М. Давыдова М.К. Земляной Д.А. Сраго И.А. Конотопова С.П.	2014	СПбГПМУ		

федеральное бюджетное государственное образовательное учреждение высшего образования
«Санкт-Петербургский государственный педиатрический медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации

Кафедра общей и медицинской химии

ВОСПИТАТЕЛЬНАЯ РАБОТА

По дисциплине	«Химия» <small>(наименование дисциплины)</small>
Для специальности	«Лечебное дело», 31.05.01 <small>(наименование и код специальности)</small>

Воспитательный процесс на кафедре организован на основе рабочей программы «Воспитательная работа» ФГБОУ ВО СПбГПМУ Минздрава России и направлен на развитие личности, создание условий для самоопределения и социализации обучающихся на основе социокультурных, духовно-нравственных ценностей и принятых в российском обществе правил и норм поведения в интересах человека, семьи, общества и государства, формирование у обучающихся чувства патриотизма, гражданственности, уважения к закону и правопорядку, человеку труда и старшему поколению, взаимного уважения, бережного отношения к культурному наследию и традициям многонационального народа Российской Федерации, природе и окружающей среде.

Воспитательная работа осуществляется в соответствии с отечественными традициями высшей школы и является неотъемлемой частью процесса подготовки специалистов.

Воспитание в широком смысле представляется как «совокупность формирующего воздействия всех общественных институтов, обеспечивающих передачу из поколения в поколение накопленного социально-культурного опыта, нравственных норм и ценностей».

Целью воспитания обучающихся ФГБОУ ВО «Санкт-Петербургский государственный педиатрический медицинский университет» Минздрава России является разностороннее развитие личности с высшим профессиональным образованием, обладающей высокой культурой, интеллигентностью, социальной активностью, качествами гражданина-патриота.

Основная задача в воспитательной работе с обучающимися - создание условий для раскрытия и развития творческих способностей, гражданского самоопределения и самореализации, гармонизации потребностей в интеллектуальном, нравственном, культурном и физическом развитии.

Наиболее актуальными являются следующие задачи воспитания:

1. Формирование высокой нравственной культуры.
2. Формирование активной гражданской позиции и патриотического сознания, правовой и политической культуры.
3. Формирование личностных качеств, необходимых для эффективной профессиональной деятельности.
4. Привитие умений и навыков управления коллективом в различных формах студенческого самоуправления.

5. Сохранение и приумножение историко-культурных традиций университета, преемственность в воспитании студенческой молодежи.
6. Укрепление и совершенствование физического состояния, стремление к здоровому образу жизни, воспитание нетерпимого отношения к курению, наркотикам, алкоголизму, антиобщественному поведению.

Решить эти задачи возможно, руководствуясь в работе принципами:

- гуманизма к субъектам воспитания;
- демократизма, предполагающего реализацию системы воспитания, основанной на взаимодействии, на педагогике сотрудничества преподавателя и студента;
- уважения к общечеловеческим отечественным ценностям, правам и свободам граждан, корректности, толерантности, соблюдения этических норм;
- преемственности поколений, сохранения, распространения и развития национальной культуры, воспитания уважительного отношения, любви к России, родной природе, чувства сопричастности и ответственности за дела в родном университете.

На кафедре созданы оптимальные условия для развития личности обучающегося, где студентам оказывается помощь в самовоспитании, самоопределении, нравственном самосовершенствовании, освоении широкого круга социального опыта.

федеральное бюджетное государственное образовательное учреждение высшего образования
«Санкт-Петербургский государственный педиатрический медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации

Кафедра общей и медицинской химии

ДИСТАНЦИОННЫЕ ТЕХНОЛОГИИ ОБУЧЕНИЯ
В УСЛОВИЯХ РАСПРОСТРАНЕНИЯ
НОВОЙ КОРОНАВИРУСНОЙ ИНФЕКЦИИ COVID-19

По дисциплине	«Химия» <small>(наименование дисциплины)</small>
Для специальности	«Лечебное дело», 31.05.01 <small>(наименование и код специальности)</small>

В целях предотвращения распространения новой коронавирусной инфекции, вызванной SARS-COV2, Университет по рекомендации и в соответствии с указаниями Министерства здравоохранения Российской Федерации временно реализует образовательную программу с применением дистанционных методик обучения.

В условиях, когда невозможно осуществлять образовательный процесс в традиционной форме и традиционными средствами, существуют альтернативы. Альтернативные формы, методы и средства обучения не могут заменить традиционные; они требуют оптимизации и доработки, но в условиях форс-мажорных обстоятельств могут быть реализованы. Время преподавания на кафедре с применением дистанционных методик регламентируется приказами ректора Университета, решениями Ученого совета и Учебным планом.

При реализации образовательных программ с применением электронного обучения, дистанционных образовательных технологий в организации, осуществляющей образовательную деятельность, в Университете созданы условия для функционирования электронной информационно-образовательной среды, включающей в себя электронные информационные ресурсы, электронные образовательные ресурсы, совокупность информационных технологий, телекоммуникационных технологий, соответствующих технологических средств и обеспечивающей освоение обучающимися образовательных программ в полном объеме независимо от места нахождения обучающихся. (Федеральный закон от 29 декабря 2012 №273-ФЗ «Об образовании в Российской Федерации»).

Дистанционные образовательные технологии – образовательные технологии, реализуемые в основном с применением информационных и телекоммуникационных технологий при опосредованном (на расстоянии) или частично опосредованном взаимодействии обучающегося и педагогического работника (ГОСТ 52653-2006).

Под дистанционным обучением понимают взаимодействие обучающегося и преподавателя между собой на расстоянии, отражающее все присущие учебному процессу компоненты (цели, содержание, методы, организационные формы, средства обучения) и реализуемое специфичными средствами Интернет-технологий или другими средствами, предусматривающими интерактивность. В настоящее время существуют и другие варианты этого термина: дистантное образование, дистанционное образование. При

дистанционном обучении основным является принцип интерактивности во взаимодействии между обучающимися и преподавателем.



Рис. 1 Структура дистанционного обучения

Преподаватель (субъект) должен выбрать средства обучения, которые соответствуют потребностям объекта, что полностью отражает структуру дистанционного взаимодействия.

Основные отличительные черты дистанционного образования от традиционного заключаются в следующем:

1. Важной отличительной чертой дистанционного обучения является «дальнодействие», т.е. обучающийся и преподаватель могут находиться на любом расстоянии;
2. Экономическая эффективность, т.е. отсутствие транспортных затрат и затрат на проживание и т.п.

Введение дистанционного обучения в Университете позволило определить средства, с помощью которых оно реализуется: Zoom, Discord, Whereby, Skype, Moodle (модульная объектно-ориентированная динамическая учебная среда) и другие.

Электронная образовательная среда Moodle (ЭОС Moodle) – бесплатная система электронного обучения, с простым и понятным интерфейсом, надежная, адаптированная под различные устройства с различными операционными системами, которая дает возможность проектировать и структурировать образовательные курсы на усмотрение Университета и кафедры.