

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Самарский государственный медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации
Кафедра общей, бионеорганической и биоорганической химии

СОГЛАСОВАНО
Проректор по учебно-
методической работе и связям
с общественностью
профессор Т.А. Федорина

« 17 » апреля 2017 г.

УТВЕРЖДАЮ
Председатель ЦКМС
первый проректор-проректор
по учебно-воспитательной
и социальной работе
профессор Ю.В. Щукин



« 19 » апреля 2017 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

ХИМИЯ

(Название дисциплины)

Б.1.Б.12

(Шифр дисциплины)

Рекомендуется для направления подготовки
ЛЕЧЕБНОЕ ДЕЛО 31.05.01

Уровень высшего образования **Специалитет**
Квалификация (степень) выпускника **Врач общей практики**

Факультет лечебный

Форма обучения очная

СОГЛАСОВАНО
Декан
лечебного
факультета
доцент Д.Ю. Константинов

« 07 » 03 2017 г.

СОГЛАСОВАНО
Председатель методической
комиссии по специальности
«Лечебное дело»
профессор Ю.В. Тезиков

« 06 » 03 2017 г.

Программа рассмотрена и одоб-
рена на заседании кафедры
(протокол №4, «5» 10 2016 г.)
Заведующий кафедрой общей,
бионеорганической и биооргани-
ческой химии,
профессор Н.П. Аввакумова

« 15 » 02 2017 г.

Самара 2017

Рабочая программа разработана в соответствии с ФГОС ВО по специальности 31.05.01 Лечебное дело утвержденным приказом Министерства образования и науки Российской Федерации № 95 от 09.02.2016 г.

Составители рабочей программы:

Аввакумова Н.П. – профессор, д.б.н., зав.кафедрой общей, бионеорганической и биоорганической химии СамГМУ

Катунина Е.Е. - к.б.н., доцент кафедры общей, бионеорганической и биоорганической химии СамГМУ.

Кривопалова М.А. – доцент, к.х.н., доцент кафедры общей, бионеорганической и биоорганической химии СамГМУ.

Рецензенты:

И.А. Платонов, д.т. н., профессор, зав.кафедрой химии ФГАОУ ВО «Самарский национальный исследовательский университет имени академика С.П. Королева»;

П.П. Пурыгин, д.х.н., профессор, заслуженный деятель науки и техники РФ, зав.кафедрой органической, биоорганической и медицинской химии ФГАОУ ВО «Самарский национальный исследовательский университет имени академика С.П. Королева».

1. Планируемые результаты обучения по дисциплине

Цель освоения учебной дисциплины «Химия» состоит в овладении студентами системных знаний сущности химических процессов, механизмов взаимодействия веществ, происходящих в организме человека на клеточном и молекулярном уровнях; умениями выполнять расчеты параметров химико-биологических процессов в условиях «in vitro», а также при воздействии факторов окружающей среды на живой организм.

При этом **задачами** дисциплины являются:

– формирование у студентов представлений о физико-химических аспектах функционирования организма человека: о важнейших закономерностях протекания биохимических процессов, различных видах гомеостаза и факторах, влияющие на смещение равновесия биохимических процессов;

– изучение студентами свойств веществ органической и неорганической природы; свойств растворов, различных видов равновесий химических реакций и процессов жизнедеятельности; механизмов действия буферных систем организма, их взаимосвязь и роль в поддержании кислотно-основного гомеостаза.

– изучение студентами закономерностей протекания химических процессов в живых системах с точки зрения их конкуренции, возникающей в результате совмещения равновесий разных типов; роли биогенных элементов и их соединений в живых системах; физико-химических основ поверхностных явлений и факторов, влияющих на свободную поверхностную энергию; особенностей адсорбции на различных границах разделов фаз; особенностей химии дисперсных систем и растворов биополимеров;

– формирование у студентов навыков изучения научной химической литературы;

– формирование у студентов умений решения проблемных и ситуационных задач с использованием химических понятий;

– формирование у студентов практических умений постановки и выполнения экспериментальной работы с использованием химических методов.

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих общепрофессиональных компетенций:

ОПК-1. Готовность решать стандартные задачи профессиональной деятельности с использованием информационных, библиографических ресурсов, медико-биологической терминологии, информационно-коммуникационных технологий и учетом основных требований информационной безопасности

ОПК-7. Готовность к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач.

В результате изучения дисциплины студент 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;
- способы выражения концентрации веществ в растворах, способы приготовления растворов заданной концентрации;
- основные типы равновесий и процессов жизнедеятельности: протолитические, гетерогенные, лигандообменные, окислительно-восстановительные;
- механизмы действия буферных систем организма, их взаимосвязь и роль в поддержании кислотно-основного гомеостаза;
- роль коллоидных поверхностно-активных веществ в усвоении и переносе малополярных веществ в живом организме;
- 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 физико-химии дисперсных систем и растворов биополимеров;
- химические и физико-химические методы анализа в медицине (титриметрический, электрохимический, хроматографический).

Уметь:

- составлять план исследования;
- пользоваться физическим и химическим оборудованием;
- работать с увеличительной техникой (микроскопами, оптическими и простыми лупами);
- классифицировать химические соединения, основываясь на их структурных формулах;
- определять задачи исследования и 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;
- обобщать фактологический материал, представлять данные экспериментальных исследований в виде графиков и таблиц;
- производить наблюдения за протеканием химических реакций и делать обоснованные выводы о тенденциях и закономерностях;
- обосновывать свою точку зрения и представлять результаты экспериментов и наблюдений в виде законченного протокола исследования, выявлять проблемы при анализе конкретных ситуаций, предлагать способы их решения;
- 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, выбирать рациональные варианты действий при решении ситуационных задач;
- ориентироваться в информационном потоке (использовать справочные данные и библиографию по той или иной причине).

Владеть:

- навыками самостоятельной работы с учебной, научной и справочной литературой;
- навыками сбора и обобщения информации;
- навыками планирования эксперимента и применения методик;
- навыками самостоятельной безопасной работы в химической лаборатории и умения обращаться с химической посудой, реактивами, работать с газовыми горелками и электрическими приборами;
- навыками публичной речи, аргументации, ведения дискуссии.

2. Место дисциплины в структуре образовательной программы

Дисциплина «Химия» реализуется в рамках базовой части Блока 1 «Дисциплины (модули)» согласно учебному плану специальности 31.05.01.Лечебное дело.

Предшествующими, на которых непосредственно базируется дисциплина «Химия», является: «Химия» средней школы.

Параллельно изучаются: «Биология», «Гистология с основами эмбриологии».

Дисциплина «Химия» является основополагающей для изучения дисциплин: «Биохимия»; «Нормальная физиология»; «Гигиена»; «Фармакология».

Освоение компетенций в процессе изучения дисциплины способствует формированию знаний, умений и навыков, позволяющих осуществлять эффективную работу по следующим видам профессиональной деятельности: организационно-управленческая и научно-исследовательская.

3. Объем дисциплины и виды учебной работы:

Общая трудоемкость дисциплины составляет 3 зачетные единицы.

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры
		2
Контактная работа обучающегося с преподавателем	72	72
Аудиторные занятия (всего)		
В том числе:		
Лекции (Л)	21	21
Практические занятия (ПЗ)	-	-
Семинары (С)	-	-
Лабораторные занятия (ЛЗ)	51	51
Самостоятельная работа (всего)	36	36
В том числе:		
Реферат	6	6
Подготовка к лабораторному занятию	30	30
Вид промежуточной аттестации	Зачет с оценкой	Зачет с оценкой
Общая трудоемкость:		
Часов	108	108
зачетных единиц	3	3

4. Содержание дисциплины:

4.1. Содержание разделов дисциплины

№ раздела	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела	Коды компетенций
1	2	3	4
1.	Физико-химические основы протекания химических реакций в условиях организма. Элементы химической термодинамики, биоэнергетики и кинетики.	<p>Предмет и задачи химии в системе подготовки врача. Центрический характер химии среди естественных наук. Основные понятия и законы химии. Квантово-механическая модель атома. Характеристики состояния электрона системой квантовых чисел. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Электронные типы элементов (s-, p-, d- и f-блоки). Теория В.И.Вернадского Понятие биогенности химических элементов. Биосфера, круговорот биогенных элементов. Биогеохимия, биогеохимические провинции. Классификация биогенных элементов по их функциональной роли. Основные источники поступления примесных элементов в организм человека. Химические аспекты охраны окружающей среды.</p> <p>Развитие представлений о природе химической связи. Геометрия связи и молекулы. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь как специфическое проявление кислотно-основных свойств. Значение водородных связей в формировании надмолекулярных структур в живых организмах.</p> <p>Химический эквивалент вещества. Фактор эквивалентности в обменных и окислительно-восстановительных реакциях.</p> <p>Предмет и методы химической термодинамики. Взаимосвязь между процессами обмена веществ и энергии в организме. Основные понятия термодинамики. Состояние термодинамических систем: стационарное, равновесное и переходное. Интенсивные и экстенсивные параметры. Функция состояния. Внутренняя энергия. Типы термодинамических систем (изолированные, закрытые, открытые). Типы термодинамических процессов (изотермические, изобарные, изохорные). Стандартное состояние.</p> <p>Первое начало термодинамики. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования, стандартная энтальпия сгорания, стандартная энтальпия растворения веществ. 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 веще-</p>	ОПК-1, ОПК-7

		<p>ства, стандартная энергия Гиббса биологического окисления вещества. Стандартная энергия Гиббса реакции.</p> <p>Термодинамика открытых систем. Химическая термодинамика как теоретическая основа биоэнергетики. Принцип Онзагера и Пригожина. Примеры экзергонических и эндергонических процессов, протекающих в организме. Сопряженные реакции. Химическое равновесие. Обратимые и необратимые по направлению реакции. Термодинамические условия равновесия в изолированных и закрытых системах. Константа химического равновесия. Уравнения изотермы химической реакции. Прогнозирование смещения химического равновесия. Понятие о гомеостазе и стационарном состоянии живого организма.</p> <p>Предмет и основные понятия химической кинетики. Химическая кинетика как основа для изучения скоростей и механизмов биохимических процессов. Скорость реакции, средняя скорость, истинная скорость. Классификации реакций, применяющиеся в кинетике: реакции гомогенные, гетерогенные и микрогетерогенные; реакции простые и сложные (параллельные, последовательные, сопряженные, цепные). Кинетические уравнения. Период полупревращения. Зависимость скорости реакции от концентрации и температуры. Температурный коэффициент скорости реакции и его особенности для биохимических процессов. Понятие о теории активных соударений. Энергетический профиль реакции; энергия активации; уравнение Аррениуса. Понятие о теории переходного состояния. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Энергетический профиль каталитической реакции. Особенности каталитической активности ферментов.</p>	
2.	Учение о растворах. Классификация веществ, основанная на природе переносимых частиц	<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. Способы выражения концентрации растворов и переход от одного из используемых в медицине видов концентрации к другим.</p> <p>Химический эквивалент вещества. Молярная концентрация эквивалента вещества. Закон эквивалентов. Точка эквивалентности и способы ее фиксирования. Титриметрический анализ. Способы титрования: прямое, обратное, косвенное. Ацидиметрия и алкалиметрия: титранты, их стандартизация; индикаторы. Расчет массы и массовой доли определяемого вещества по данным титриметрического анализа. Использование титриметрических методов в медицине и биологии.</p> <p>Термодинамика растворения. Физическая и химиче-</p>	ОПК-1, ОПК-7

		<p>ская теория растворов. Растворимость газов в жидкостях и ее зависимость от различных факторов. Законы Генри и Дальтона. Влияние электролитов на растворимость газов. Закон Сеченова. Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов. Закон Рауля и следствия из него: понижение температуры замерзания раствора, повышение температуры кипения раствора. Осмос, осмотическое давление: закон Вант-Гоффа.</p> <p>Элементы теории растворов электролитов. Сильные и слабые электролиты. Константа ионизации слабого электролита. Закон разведения Оствальда. Теория растворов сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Ионная сила раствора, активность и коэффициент активности ионов. Электролиты в организме. Осмотические свойства растворов электролитов. Осмоляльность и осмолярность биологических жидкостей и перфузионных растворов. Представления о применении в медицине и биологии эбулиометрии, криометрии, осмометрии. Гипо-, гипер- и изотонические растворы. Изотонический коэффициент. Понятия об изоосмии (электролитном гомеостазе). Роль осмоса в биологических системах. Плазмолиз и цитолиз.</p>	
3.	<p>Основные типы химических равновесий и процессов жизнедеятельности.</p>	<p>Кислоты и основания. Основные положения теории кислот и оснований Бренстеда-Лоури: молекулярные и ионные кислоты и основания, сопряженная протолитическая пара, амфолиты. Водородный показатель рН. Основные положения теории кислот и оснований Льюиса. Протолитическое гомогенное равновесие. Ионизация слабых кислот и оснований. Константа кислотности и основности. Связь между константой кислотности и константой основности в сопряженной протолитической паре. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Амфолиты. Изоэлектрическая точка.</p> <p>Буферное действие - основной механизм протолитического гомеостаза в организме. Механизм действия буферных систем. Зона буферного действия и буферная емкость. Расчет рН протолитических систем. Буферные системы крови: гидрокарбонатная, фосфатная, гемоглобиновая, протеиновая. Понятие о кислотно-основном гомеостазе организма. Применение реакции нейтрализации в фармакотерапии: лекарственные средства с кислотными и основными свойствами.</p> <p>Гетерогенные реакции в растворах электролитов. Константа растворимости. 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. Реакции, лежащие в основе образования конкрементов:</p>	<p>ОПК-1, ОПК-7</p>

		<p>уратов, оксалатов, карбонатов. Применение хлорида кальция и сульфата магния в качестве антидотов. Реакции осаждения в методах количественного анализа. Аргентометрия: прямое и обратное титрование.</p> <p>Строение комплексных соединений: центральный атом и лиганды, координационное число и дентатность, внешняя и внутренняя координационная сфера. Изомерия комплексных соединений. Пространственное строение комплексных соединений. Классы комплексных соединений. Реакции замещения лигандов. Константа нестойкости комплексного иона. Комплексонометрическое титрование в клинической практике. Представления о строении металлоферментов и других биоконкомплексных соединений (гемоглобин, цитохромы, кобаламины). Физико-химические принципы транспорта кислорода гемоглобином. Металло-лигандный гомеостаз и причины его нарушения. Механизм токсического действия тяжелых металлов и мышьяка. Термодинамические принципы хелатотерапии. Механизм цитотоксического действия соединений платины.</p> <p>Окислительно-восстановительные (редокс) реакции. 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. Токсическое действие окислителей (нитраты, нитриты, оксиды азота). Обезвреживание кислорода, пероксид водорода и супероксид-иона. Применение редокс-реакций для детоксикации. Окислительно-восстановительное титрование: иодометрия и перманганатометрия. Потенциометрия. Обратимые электроды 1 и 2 рода. Измерение электродных потенциалов. Электроды сравнения: водородный и хлорсеребряный. Ионселективные электроды; их использование для измерения концентрации ионов водорода (стеклянный электрод), калия, кальция, натрия в биожидкостях. Потенциометрическое титрование.</p>	
4.	Химия дисперсных систем в функционировании организма	<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 Дюкло-Траубе). Изотерма адсорбции. Ориентация молекул в поверхностном слое и структура биологических мембран.</p> <p>Адсорбционные равновесия на неподвижных границах раздела фаз. Физическая адсорбция и хемосорбция. Адсорбция газов на твердых телах. Адсорбция из растворов. Уравнение Лэнгмюра. Зависимость вели-</p>	ОПК-1, ОПК-7

чины адсорбции от различных факторов. Правило выравнивания полярностей. Избирательная адсорбция. Значение адсорбционных процессов для жизнедеятельности. Физико-химические основы адсорбционной терапии, гемосорбции, применения в медицине ионов.

Хроматография. Классификация хроматографических методов по доминирующему механизму разделения веществ. Идентификация веществ на хроматограммах и их количественное определение. Применение тонкослойной, бумажной, газо-жидкостной, высокоэффективной жидкостной, молекулярно-ситовой хроматографии в медико-биологических исследованиях.

Классификация дисперсных систем по степени дисперсности; по агрегатному состоянию фаз; по силе межмолекулярного воздействия между дисперсной фазой и дисперсионной средой. Природа коллоидного состояния. Получение и свойства дисперсных систем. Получение суспензий, эмульсий, коллоидных растворов. Строение мицеллы. Диализ, электродиализ, ультрафильтрация. Физико-химические принципы функционирования искусственной почки. Молекулярно-кинетические свойства коллоиднодисперсных систем: броуновское движение, диффузия, осмотическое давление, седиментационное равновесие. Оптические свойства: рассеяние света (уравнение Релея). Электрокинетические свойства: электрофорез и электроосмос; потенциал течения и потенциал седиментации. Строение двойного электрического слоя. Электрокинетический потенциал и его зависимость от различных факторов. Устойчивость дисперсных систем. Седиментационная, агрегативная устойчивость лиозолей. Факторы, влияющие на устойчивость лиозолей. Коагуляция. Порог коагуляции и его определение, правило Шульце-Гарди. Кинетика коагуляции. Взаимная коагуляция. Коллоидная защита, пептизация.

Коллоидные ПАВ; биологически важные коллоидные ПАВ (мыла, детергенты, желчные кислоты). Мицеллообразование в растворах ПАВ, определение ККМ. Липосомы. Свойства растворов ВМС. Особенности растворения ВМС как следствие их структуры. Форма макромолекул. Механизм набухания и растворения ВМС. Зависимости величины набухания от различных факторов. Осмотическое давление растворов биополимеров: уравнение Галлера. Полиэлектролиты. Изоэлектрическая точка и методы ее определения. Онкотическое давление плазмы и сыворотки крови. Устойчивость растворов биополимеров. Высаливание биополимеров из раствора. Денатурация биополимеров. Коацервация и ее роль в биологических системах. Застудневание растворов ВМС. Свойства студней: синерезис и тиксотропия.

5.	Теоретические основы биоорганической химии.	<p>Биоорганическая химия, ее предмет, задачи. Классификация органических реакций и реагентов. Основные классы органических соединений. Реакции электрофильного и нуклеофильного типа - как основа понимания аналогичных реакций в организме, а также синтеза лекарственных веществ и аналогов природных соединений.</p> <p>Взаимное влияние атомов и способы его передачи в молекулах органических соединений. Поляризация связей и электронные эффекты. Электронодонорные и электроноакцепторные заместители в неароматических и ароматических соединениях. Сопряжение и сопряженные системы. Виды сопряжения.</p> <p>Кислотность и основность органических соединений. Общие закономерности в изменении кислотных и основных свойств во взаимосвязи с природой атома в кислотном и основном центрах, электронными эффектами заместителей при этих центрах. Кислотно-основные свойства гетероциклических соединений.</p> <p>Изомерия биоорганических соединений. Виды изомерии: структурная и пространственная. Биологическая роль структурной изомерии органических соединений (α-гидрокси-, оксо-, аминокислоты, расположение двойных связей в полиеновых кислотах). Динамическая структурная изомерия (прототропная таутомерия) – кето-енольная и лактим-лактаманная. Факторы, стабилизирующие таутомерные формы. Значение таутомерных превращений в биологических процессах.</p> <p>Пространственное строение органических соединений, взаимосвязь с проявлением биологической активности. Понятия - конформация и конфигурация. Стереои́зомерия моно- и полиенов. π-Диастереомеры (цис- и транс-изомеры). Оптическая изомерия. Оптическая активность. Хиральные и ахиральные молекулы. Абсолютная и относительная конфигурации органических молекул: энантиомеры L- и D-ряда. Значение изомерии в проявлении токсических свойств ксенобиотиков по отношению к организму человека.</p> <p>Механизмы биоорганических реакций. Классификация органических реакций по результату (замещение, присоединение, элиминирование, перегруппировки, окислительно-восстановительные) и по механизму - радикальные, ионные (электрофильные, нуклеофильные). Понятия - субстрат, реагент, реакционный центр.</p> <p>Типы разрыва ковалентной связи в органических соединениях, образование активных промежуточных частиц, электронное, пространственное строение, факторы, обуславливающие их относительную устойчивость.</p> <p>Биоорганические соединения с сопряженными системами связей. Сопряженные системы с открытой це-</p>	ОПК-1, ОПК-7
----	---	--	-----------------

		<p>пью: 1,3-диены, полиены, α, β-ненасыщенные карбонильные соединения, α,β-ненасыщенные карбоновые кислоты. Медико-биологическое значение полиенов-антиоксидантов и витаминов. Сопряженные системы с замкнутой цепью. Ароматичность, критерии ароматичности. Полициклические ароматические соединения - токсичные факторы окружающей среды. Гетероциклические ароматические соединения. Влияние таутомерной формы на проявление ароматических свойств. Медико-биологическое значение ароматических гетероциклических систем.</p> <p>Поли- и гетерофункциональность как один из характерных признаков органических соединений, участвующих в процессах жизнедеятельности и используемых в качестве лекарственных веществ. Особенности химического поведения поли- и гетерофункциональных соединений: кислотно-основные свойства (амфолиты), циклизация и хелатообразование. Взаимное влияние функциональных групп.</p>	
--	--	--	--

4.2. Разделы дисциплин и трудоемкость по видам учебных занятий

№ раздела	Наименование раздела дисциплины	Виды учебной работы					Всего часов
		аудиторная				внеауди- торная	
		Лекц	Практ Зан.	Сем.	Лаб. Зан.	СРС	
1.	Физико-химические основы протекания химических реакций в условиях организма. Элементы химической термодинамики, биоэнергетики и кинетики.	2			6	6	14
2.	Учение о растворах. Классификация веществ, основанная на природе переносимых частиц.	2			12	6	20
3.	Основные типы химических равновесий и процессов жизнедеятельности.	6			15	8	29
4.	Химия дисперсных систем в функционировании организма.	6			9	6	21
5.	Теоретические основы биоорганической химии.	5			9	10	24
	ВСЕГО	21			51	36	108

5. Тематический план лекций

№ раздела	Раздел дисциплины	Тематика лекций	Трудоемкость (час.)
1.	Физико-химические основы протекания химических реакций в условиях организма. Элементы химической термодинамики, биоэнергетики и кинетики.	Лекция 1. Предмет и задачи химии в системе подготовки врача. Термодинамические основы функционирования живых организмов. Понятие об общем гомеостазе организма.	2
2.	Учение о растворах. Классификация веществ, основанная на природе переносимых частиц.	Лекция 2. Теория растворов как основа качественных и количественных характеристик внутренней среды организма.	2
3.	Основные типы химических равновесий и процессов жизнедеятельности.	Лекция 3. Физико-химические основы водно-электролитного баланса организма. Буферное действие как основной механизм протолитического гомеостаза.	2
		Лекция 4. Гетерогенные процессы в функционировании живых организмов.	2
		Лекция 5. Металло-лигандный гомеостаз и причины его нарушения.	2
4.	Химия дисперсных систем в функционировании организма.	Лекция 6. Поверхностные явления в функционировании живых систем. Адсорбционная терапия.	2
		Лекция 7. Физикохимия дисперсных систем в функционировании организмов. Устойчивость дисперсных систем.	2
		Лекция 8. Гидрофильно-липофильный гомеостаз. Химия высокомолекулярных соединений. Кровь как сложная дисперсная система.	2
5.	Теоретические основы биоорганической химии.	Лекция 9. Классификация и реакционная способность органических веществ как результат взаимного влияния атомов в молекуле.	2
		Лекция 10. Стереизомерия важнейших классов биологически активных соединений как компонент их биологической активности.	2
		Лекция 11. Кислотность и основность биоорганических соединений как важнейшие свойства, определяющие протекание реакций в живых организмах.	1
ВСЕГО:			21

6. Тематический план практических занятий (семинаров) – не предусмотрен

7. Лабораторный практикум

№ раз-дела	Раздел дисциплины	Наименование лабораторных занятий	Формы контроля		Трудо-емкость (час)
			текущего	рубежного	
1.	Физико-химические основы протекания химических реакций в условиях организма. Элементы химической термодинамики, биоэнергетики и кинетики.	ЛЗ.1. Правила работы в химической лаборатории. Основные понятия и законы химии. Закон эквивалентов и его применение в медико-биологической практике	Решение ситуационных задач.		3
		ЛЗ. 2. Основы термохимических расчетов. Определение энтальпий химических реакций и калорийности пищевых продуктов. Изучение равновесий в гомогенных системах на примере гидролитических процессов.	Тестирование, лабораторная работа, решение ситуационных задач		3
2.	Учение о растворах. Классификация веществ, основанная на природе переносимых частиц.	ЛЗ. 3. Способы выражения концентрации веществ в растворах. Приготовление растворов с заданной концентрацией. Переход от одного вида концентрации к другому. Понятие о рН.	Тестирование, решение ситуационных задач		3
		ЛЗ. 4. Способы определения концентрации растворов. Титриметрический анализ. Определение кислотности биологических жидкостей.	Тестирование, лабораторная работа		3
		ЛЗ.5. Свойства водных растворов. Расчет коллигативных характеристик биологических жидкостей.	Устный опрос, тестирование, решение ситуационных задач		3
		ЛЗ. 6. Осмотическое давление растворов. Изотонирование лекарственных форм. Итоговое занятие по разделам 1, 2.	Решение ситуационных задач	Кон-трольная работа № 1	1 2
3.	Основные типы химических равновесий и процессов жизнедеятельности	ЛЗ. 7. Протолитические равновесия. Ионизация кислот и оснований. Изучение свойств буферных систем.	Устный опрос, лабораторная работа, решение ситуационных задач		3

	тельности.	ЛЗ. 8. Редокс-титрование в клинической практике. Потенциометрическое титрование биологических жидкостей.	Тестирование, лабораторная работа, решение ситуационных задач		3
		ЛЗ. 9. Количественная характеристика растворимости соединений. Условия смещения гетерогенного равновесия. Методы осаждения в лабораторном анализе.	Тестирование, лабораторная работа, решение ситуационных задач		3
		ЛЗ. 10. Равновесия в растворах комплексных соединений. Количественные характеристики устойчивости комплексных соединений.	Тестирование, решение ситуационных задач		3
		ЛЗ. 11. Комплексометрическое определение концентраций биогенных металлов и экотоксикантов в природных средах. Итоговое занятие по 3 разделу.	Лабораторная работа	Контрольная работа № 2	3
4.	Химия дисперсных систем в функционировании организма.	ЛЗ. 12. Изучение адсорбции на сорбентах различной природы. Свойства поверхностно активных веществ.	Тестирование, лабораторная работа		3
		ЛЗ. 13. Коллоидные растворы: получение, свойства. Кинетика процесса коагуляции. Коагулирующее действие электролитов.	Тестирование, лабораторная работа, решение ситуационных задач		3
		ЛЗ. 14. Свойства растворов высокомолекулярных соединений. Студни, гели. Грубодисперсные системы: суспензии, эмульсии, аэрозоли, пасты	Тестирование, лабораторная работа		3
5.	Теоретические основы биорганической химии.	ЛЗ. 15. Классификация и номенклатура основных классов биорганических соединений. Стереизомерия органических соединений. Таутомерия.	Тестирование, решение ситуационных задач		3
		ЛЗ. 16. Кислотно-основные свойства основных классов биорганических соединений. Зависимость кислотности от различных факторов. Итоговое занятие по 4-5 разделам.	Устный опрос	Тестирование, реферат	3
		ЛЗ. 17. Зачетное занятие.			3
ВСЕГО					51

8. Учебно-методическое обеспечение для самостоятельной работы обучающегося

8.1. Содержание самостоятельной работы

№ раз-дела	Раздел дисциплины	Наименование работ	Трудо-емкость (час)
1.	Физико-химические основы протекания химических реакций в условиях организма. Элементы химической термодинамики, биоэнергетики и кинетики.	1.Работа с лекционным материалом. 2.Работа с учебной литературой 3.Выполнение домашнего задания к занятию. 4.Решение ситуационных задач.	6
2.	Учение о растворах. Классификация веществ, основанная на природе переносимых частиц.	1.Работа с лекционным материалом. 2.Выполнение домашнего задания к занятию. 3.Решение ситуационных задач.	6
3	Основные типы химических равновесий и процессов жизнедеятельности.	1.Работа с лекционным материалом. 2.Выполнение домашнего задания к занятию. 3. Решение ситуационных задач.	8
4.	Химия дисперсных систем в функционировании организма.	1.Работа с учебной литературой 2.Выполнение домашнего задания к занятию.	6
5.	Теоретические основы биоорганической химии.	1.Работа с учебной литературой 2.Выполнение домашнего задания к занятию. 3.Подготовка рефератов.	10
ВСЕГО:			36

8.2. Тематика реферативных работ по дисциплине «Химия»

1. Растворимость газов в жидкостях и ее зависимость от различных факторов. Законы Генри и Дальтона. Влияние электролитов на растворимость газов. Закон Сеченова.

2. Катализ кислотами: общий кислотный катализ, специфический кислотный катализ, электрофильный катализ (особенности, примеры и биологическое значение).

3. Катализ основаниями: общий основной катализ, специфический основной катализ, нуклеофильный катализ (особенности, примеры и биологическое значение).

4. Окислительно-восстановительный катализ.

5. Катализ как результат комплексообразования.

6. Фотохимические реакции: первичные и вторичные процессы. Квантовый выход реакции. Фотохимические реакции, протекающие в атмосфере. Физико-химические основы фотосинтеза, механизма зрения, биолюминесценции.

7. Химия биогенных элементов 1А группы.

8. Химия биогенных элементов 2А группы.

9. Токсичность бериллия и бария.

10. Медико-биологическое значение элементов 3Б группы.

11. Медико-биологическое значение элементов 4Б группы.
12. Медико-биологическое значение элементов 5Б группы.
13. Медико-биологическое значение марганца.
14. Медико-биологическое значение элементов 8Б группы.
15. Медико-биологическое значение соединений меди, серебра, золота.
16. Медико-биологическое значение соединений цинка.
17. Ртутьорганические соединения.
18. Соединения ртути, в качестве лекарственных средств.
19. Кадмий как токсикант окружающей среды
20. Медико-биологическое значение элементов 3А группы.
21. Медико-биологическое значение элементов 6А группы.
22. Медико-биологическое значение элементов 5А группы.
23. Обнаружение мышьяка в биологических объектах.
24. Медико-биологическое значение элементов 7А группы.
25. Медико-биологическое значение элементов 4А группы.
26. Значение явления смачивания для биологических объектов.
27. Структурно-механические свойства дисперсных систем.
28. Физико-химия аэрозолей.
29. Методы титриметрического анализа.
30. Потенциометрия.
31. Полярография.

8.3 Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины»

Данный раздел рабочей программы разрабатывается в качестве самостоятельного документа «Методические рекомендации для студента» в составе УМКД

9. Ресурсное обеспечение:

9.1.Основная литература

п/ №	Наименование	Автор (ы)	Год, место издания	Кол-во экземпляров	
				в библиотеке	на кафедре
1	2	3	4	7	8
1.	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	М.,: Высш.шк., 2010 г.	385	5
2.	Практикум по общей химии. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. Учебное пособие для студентов медицинских вузов	Ред. В.А.Попков	М., Высшая школа, 2008 г.	320	10

9.2. Дополнительная литература

п/№	Наименование	Автор (ы)	Год, место издания	Кол-во экземпляров	
				в библиотеке	на кафедре
1	2	3	4	7	8
1.	Общая химия. Учебник для медицинских вузов.	В.А. Попков, С.А. Пузаков	М, ГЭОТАР Медиа, 2007 г.	976	7
2.	Химия. Основы химии живого	Слесарев В.И.	С-Пб., Химия, 2007г.	20	5
3.	Медицинские аспекты современной химии. Учебное пособие	Н.П. Аввакумова, Е.Е. Катунина, М.Н. Глубокова, М.А.Кривопалова, И.В.Фомин	Самара: ООО «Волга Документ», - 2016	5	20
4.	Практикум по химии. Учебно-методическое пособие	Н.П. Аввакумова, М.А.Кривопалова, М.Н. Глубокова, Е.Е. Катунина, И.В.Фомин, А.В. Жданова.	Самара: ООО «Волга Документ», - 2016г	5	50

9.3. Программное обеспечение - общесистемное и прикладное программное обеспечение, в том числе:

- программные средства общего назначения: текстовые редакторы Microsoft Window, Microsoft Office;
- программное обеспечение по дисциплине ChemicSoft, ACD Labs, JChemPaint.

9.4. Ресурсы информационно-телекоммуникативной сети «Интернет»

Ресурсы открытого доступа

1. Chemlib.ru,
2. Chemisty.ru,
3. MSU.Chem.ru.
4. ChemPort.Ru
5. Базы данных MEDLINE, WebMedLit, Molbiol

Информационно-образовательные ресурсы

1. Официальный сайт Министерства образования и науки Российской Федерации
- 2 Информационная система «Единое окно доступа к образовательным ресурсам»
3. ЭБС «Консультант студента» www.studmedlib.ru
4. Сайты Высших учебных медицинских заведений

Информационно-справочная система

www.chemway.ru/bd_chem/structure/index_preface.php - Информационно-справочная система для анализа и решения задач.

9.5. Материально-техническое обеспечение дисциплины:

Лекционные занятия

- комплект электронных презентаций,
- лекционная аудитория, оснащенная экраном,
- мультимедийная установка;
- ноутбук,
- микрофон.

Лабораторные занятия:

- аудитории, оснащённые химическими лабораторными столами;
- наборы химической посуды и оборудования;
- реактивы;
- таблицы.

Самостоятельная работа

- читальные залы библиотеки,
- Интернет-центр ,
- научно-исследовательская лаборатория кафедры.

10. Использование инновационных (активных и интерактивных) методов обучения

Используемые активные методы обучения при изучении данной дисциплины составляют 12,5 % от объема аудиторных занятий.

№	Наименование раздела	Формы занятий с использованием активных и интерактивных образовательных технологий	Трудоемкость (час.)
1.	Учение о растворах. Классификация веществ, основанная на природе переносимых частиц.	Лекция 2. Теория растворов как основа качественных и количественных характеристик внутренней среды организма. Проблемная лекция	1
2.	Учение о растворах. Классификация веществ, основанная на природе переносимых частиц.	ЛЗ. 4. Способы определения концентрации растворов. Титриметрический анализ. Определение кислотности биологических жидкостей. ЛЗ на основе кейс-метода	1
		ЛЗ.5. Свойства водных растворов. Расчет коллигативных характеристик биологических жидкостей. ЛЗ на основе кейс-метода	2
3.	Основные типы химических равновесий и процессов в жизнедеятельности	Лекция 3. Физико-химические основы водно-электролитного баланса организма. Буферное действие как основной механизм протолитического гомеостаза. Лекция «обратной связи» - лекция-дискуссия	1
		Лекция 4. Гетерогенные процессы в функционировании живых организмов. Лекция «обратной связи» - лекция-дискуссия	1
		Лекция 5. Металло-лигандный гомеостаз и причины его нарушения. Лекция «обратной связи» - лекция-дискуссия	1

		ЛЗ. 7. Протолитические равновесия. Ионизация кислот и оснований. Изучение свойств буферных систем Прием «Что мы знаем? Что мы хотим узнать? Что мы узнали?»	0,5
		ЛЗ. 9. Количественная характеристика растворимости соединений. Условия смещения гетерогенного равновесия. Методы осаждения в лабораторном анализе. ЛЗ на основе кейс-метода	1
4.	Химия дисперсных систем в функционировании организма.	ЛЗ. 14. Свойства растворов высокомолекулярных соединений. Студни, гели. Грубодисперсные системы: суспензии, эмульсии, аэрозоли, пасты Прием «Что мы знаем? Что мы хотим узнать? Что мы узнали?»	0,5
ВСЕГО:			9

11. Фонд оценочных средств для промежуточной аттестации: примеры оценочных средств для промежуточной аттестации, процедуры и критерии оценивания

Фонд оценочных средств разрабатывается в форме самостоятельного документа (в составе УМКД)

Процедура проведения промежуточной аттестации

Промежуточная аттестация по дисциплине – зачет с дифференцированной оценкой, проводится на последнем лабораторном занятии №17.

Зачет проводится в форме устного собеседования по вопросам билетов. Билет состоит из трех теоретических вопросов и двух ситуационных задач.

Студенты могут пользоваться периодической таблицей химических элементов Д.И.Менделеева, таблицей растворимости, электрохимическим рядом напряжений, непрограммируемым калькулятором.

Перечень вопросов для подготовки к зачету

1. Предмет и задачи химии в системе подготовки врача.
2. Основные понятия и законы химии. Квантово-механическая модель атома.
3. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Электронные типы элементов (s-, p-, d- и f-блоки). Теория В.И.Вернадского Понятие биогенности химических элементов. Химические аспекты охраны окружающей среды.
4. Химическая связь.
5. Химический эквивалент вещества.
6. Предмет и методы химической термодинамики. Взаимосвязь между процессами обмена веществ и энергии в организме.
7. Первое начало термодинамики. Закон Гесса. Применение первого начала термодинамики к биосистемам. Второе начало термодинамики. Прогнозирование направления самопроизвольно протекающих процессов в изолированной и закрытой системах; роль энтальпийного и энтропийного факторов. Стандартная энергия Гиббса реакции.

8. Термодинамика открытых систем. Химическая термодинамика как теоретическая основа биоэнергетики. Примеры экзергонических и эндергонических процессов, протекающих в организме. Понятие о гомеостазе и стационарном состоянии живого организма.

9. Предмет и основные понятия химической кинетики. Химическая кинетика как основа для изучения скоростей и механизмов биохимических процессов.

10. Роль воды и растворов в жизнедеятельности. Способы выражения концентрации растворов и переход от одного из используемых в медицине видов концентрации к другим.

11. Титриметрический анализ. Использование титриметрических методов в клинике.

12. Термодинамика растворения. Физическая и химическая теория растворов.

13. Растворимость газов в жидкостях и ее зависимость от различных факторов.

14. Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов. Осмоляльность и осмолярность биологических жидкостей и перфузионных растворов. Представления о применении в медицине и биологии эбулиометрии, криометрии, осмометрии. Гипо-, гипер- и изотонические растворы. Изотонический коэффициент. Понятия об изоосмии (электролитном гомеостазе).

15. Элементы теории растворов электролитов. Сильные и слабые электролиты. Электролиты в организме.

16. Кислоты и основания. Основные положения теории кислот и оснований Бренстеда-Лоури, основные положения теории кислот и оснований Льюиса.

17. Буферные системы – основные регуляторы протолитического гомеостаза в организме.

18. Гетерогенные реакции в растворах электролитов. Реакции, лежащие в основе образования неорганического вещества костной ткани - гидроксидфосфата кальция.

19. Строение комплексных соединений: центральный атом и лиганды, координационное число и дентатность, внешняя и внутренняя координационная сфера. Физико-химические принципы транспорта кислорода гемоглобином. Металло-лигандный гомеостаз и причины его нарушения. Механизм токсического действия тяжелых металлов и мышьяка. Термодинамические принципы хелатотерапии.

20. Окислительно-восстановительные (редокс) реакции. Механизм возникновения электродного и редокс-потенциалов. Уравнения Нернста-Петерса. Ионселективные электроды; их использование для измерения концентрации ионов водорода (стеклянный электрод), калия, кальция, натрия в биожидкостях. Потенциометрическое титрование.

21. Адсорбционные равновесия и процессы на подвижных и неподвижных границах раздела фаз. Избирательная адсорбция. Значение адсорбционных процессов для жизнедеятельности. Физико-химические основы адсорбционной терапии, гемосорбции, применения в медицине ионитов. Хроматография.

22. Классификация дисперсных систем. Диализ, электродиализ, ультрафильтрация. Физико-химические принципы функционирования искусственной почки. Коагуляция. Порог коагуляции и его определение, правило Шульце-Гарди. Кинетика Коллоидная защита, пептизация.

23. Коллоидные ПАВ; биологически важные коллоидные ПАВ (мыла, детергенты, желчные кислоты). Онкотическое давление плазмы и сыворотки крови. Устойчивость растворов биополимеров. Высаливание биополимеров из раствора.

24. Биоорганическая химия, ее предмет, задачи. Классификация органических реакций и реагентов. Взаимное влияние атомов и способы его передачи в молекулах органических соединений.

25. Кислотность и основность органических соединений. Кислотно-основные свойства гетероциклических соединений.

26. Изомерия биоорганических соединений. Биологическая роль структурной изомерии органических соединений (α -гидрокси-, оксо-, аминокислоты, расположение двойных связей в полиеновых кислотах). Динамическая структурная изомерия (прототропная тау-

томерия) – кето-енольная и лактим-лактамина. Значение таутомерных превращений в биологических процессах.

27. Оптическая изомерия. Оптическая активность.. Значение изомерии в проявлении токсических свойств ксенобиотиков по отношению к организму человека.

28. Механизмы биоорганических реакций. Понятия - субстрат, реагент, реакционный центр.

29. Типы разрыва ковалентной связи в органических соединениях, образование активных промежуточных частиц, электронное, пространственное строение, факторы, обуславливающие их относительную устойчивость.

30. Биоорганические соединения с сопряженными системами связей. Медико-биологическое значение ароматических гетероциклических систем.

31. Поли- и гетерофункциональность как один из характерных признаков органических соединений, участвующих в процессах жизнедеятельности и используемых в качестве лекарственных веществ.

Перечень ситуационных задач к зачету

1. Вычислить молярную концентрацию эквивалента и титр раствора гидроксида натрия, если на титрование 5 мл его израсходовано 6,1 мл раствора HCl с $C_{Э} = 0,1112$ моль-экв/л.

2. Какие количества 90% и 15% растворов серной кислоты надо взять, чтобы получить 800г 40%-го раствора?

3. Вычислить молярную концентрацию эквивалента 38% раствора гидроксида натрия с плотностью 1,41 г/см³.

4. Сколько граммов кристаллического CaCl₂ · 6H₂O марки «х.ч.» и воды необходимо для приготовления 250 мл 5% раствора ($\rho = 1,02$ г/мл)

5. Содержание соляной кислоты в желудочном соке человека составляет 0,5% . Вычислить pH желудочного сока, приняв его плотность равной 1.

6. Какую массу щавелевой кислоты нужно взять, чтобы на титрование ее пошло 25 мл раствора КМпО₄ с $C_{Э} = 0,0925$ моль-экв/л?

7. В 100 мл воды растворили 0,5614 г смеси веществ, содержащей железо (III). На титрование 25 мл раствора израсходовано 3,48 мл раствора трилона Б с $C_{Э} = 0,0506$ моль-экв/л. Определите содержание железа в смеси.

8. 10 мл разведенной мочи (1 : 25) оттитровали 9,2 мл раствора нитрата серебра с $C_{Э} = 0,0100$ в присутствии хромата калия. Сколько граммов NaCl содержится в 1 л неразведенной мочи?

9. Построить кривую потенциометрического титрования и определить молярную концентрацию эквивалента раствора HCl, если при титровании 10 мл раствора кислоты раствором NaOH с $C_{Э} = 0,1000$ моль-экв/л получили следующие данные:

V_{NaOH}, мл	8	9	9,8	9,9	10	10,1	11	12
pH	2,45	3	3,85	4	9,9	10	10,5	11

10. Определить молярную концентрацию раствора сахарозы, который изотоничен крови при 37⁰ С.

11. Раствор, содержащий в 2 л 36 г глюкозы обладает осмотическим давлением 2,8 атм при 69⁰ С. Вычислить молярную массу глюкозы.

12. Каково осмотическое давление 0,3%-ного раствора NaCl при 37⁰С? Сохранятся ли эритроциты в таком растворе?

13. Вычислите температуру замерзания раствора, содержащего 100 г глюкозы в 0,5 л воды.

14. Плазма крови замерзает при – 0,56⁰С. Каково ее осмотическое давление при 37⁰С.

15. Вычислите ионную силу раствора, содержащего 0,02М CaCl₂ и 0,001М KCl.

16. К 100 мл крови для изменения рН от 7,36 до 7,0 надо добавить 36 мл раствора HCl с $C_{\text{Э}} = 0,0500$ моль-экв/л. Рассчитайте буферную емкость крови по кислоте.

17. Рассчитайте рН буферного раствора, содержащего 3,5 мл раствора NH_4Cl ($C_{\text{Э}} = 0,2003$ моль-экв/л) и 2,5 мл раствора NH_4OH ($C_{\text{Э}} = 0,1000$ моль-экв/л).

$K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

18. Найти рК бикарбонатного буфера, если рН крови 7,4, а соотношение концентраций бикарбоната натрия и углекислого газа равно 20 : 1.

19. Вычислить тепловой эффект реакции: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{к}) = 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{ж}) + 2\text{CO}_2 (\text{г})$ если известны энтальпии образования:

$\Delta H^0 (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = -1273$ кДж/моль, $\Delta H^0 (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = -277,6$ кДж/моль,

$\Delta H^0 (\text{CO}_2) = -393,5$ кДж/моль

20. Сколько тепла выделится при окислении 60 г NO, если известны энтальпии образования: $\Delta H^0_{\text{NO}} = 90,37$ кДж/моль, $\Delta H^0 (\text{NO}_2) = 33,89$ кДж/моль

21. Константа скорости реакции $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$ равна 0,02 л/моль х С.

Рассчитайте скорость реакции, если смешали равные объемы 0,5 М раствора А и 0,5 М раствора В.

22. Вычислить потенциал системы $\text{Sn}^{2+} - 2\text{e} = \text{Sn}^{4+}$, если отношение активностей окисленной и восстановленной форм составляет 1 : 20.

$\varphi^0(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0,15$ В.

23. Выпадает ли осадок хлорида свинца при смешивании равных объемов 0,01 М растворов $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и KCl? $K_{\text{s}}(\text{PbCl}_2) = 1,7 \cdot 10^{-5}$.

24. Вычислить концентрацию ионов серебра в 0,05м растворе $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, если константа нестойкости комплексного иона $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ составляет $1,4 \cdot 10^{-20}$.

25. Золь хлорида серебра получен при добавлении к 20 см³ раствора NaCl с $C_{\text{Э}} = 0,125$ см³ 0,1 М раствора AgNO_3 . Написать уравнение реакции получения золя и строение его мицеллы, определить направление движения гранулы в электрическом поле.

Пример билета к зачету

1. Химический эквивалент вещества. Фактор эквивалентности. Молярная масса эквивалента. Закон эквивалентов, его использование в титриметрическом анализе.

2. Явление осмоса и осмотическое давление. Гипо-, гипер- и изотонические растворы. Изотонический коэффициент. Понятия об изоосмии (электролитном гомеостазе). Роль осмоса в биологических системах. Плазмолиз и цитолиз.

3. Перечислите признаки органических соединений, лежащие в основе их классификации. Дайте классификацию органических соединений по природе и числу функциональных групп. Приведите примеры.

4. В медицинской практике иногда используют 10%-ный раствор кальция хлорида ($\rho = 1,1$ г/мл). Вычислить: 1) молярную концентрацию 2) титр этого раствора; 3) массу соли, введенную в организм при вливании 5 мл этого раствора.

5. Проба муравьиной кислоты массой 2,32 г разбавлена водой в мерной колбе вместимостью 100 мл. На титрование 10,0 мл разбавленного раствора затрачено 7,2 мл титранта с молярной концентрацией гидроксида калия $0,1500$ моль/дм³. Рассчитайте массовую долю муравьиной кислоты в исходном растворе.

Критерий оценивания

«Отлично» - студент глубоко и прочно усвоил программный материал, исчерпывающе, последовательно и логически стройно его излагает, в ответе тесно увязывается теория с практикой; не затрудняется с ответом при видоизменении задания, показывает знакомство с монографической литературой; студент свободно, с глубоким знанием материала правильно и полно решил ситуационные задачи (выполнил все задания, правильно ответил на все поставленные вопросы).

«Хорошо» - студент твердо знает программный материал, грамотно и по существу излагает его в объеме учебника, не допускает существенных неточностей в ответе на вопрос; студент достаточно полно ответил на вопросы ситуационной задачи, допустив незначительные ошибки или небольшие погрешности в ответе.

«Удовлетворительно» - студент знает только основной материал, но не усвоил его деталей, допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, нарушения последовательности изложения программного материала и испытывает трудности в выполнении ситуационных задач – допускает ошибки в ответах на вопросы ситуационные задачи, но, с затруднениями, все же сможет при необходимости решить подобную задачу на практике.

«Неудовлетворительно» - студент не знает значительной части программного материала, допускает существенные ошибки; допустил существенные ошибки в ответе на ситуационные задачи, неверно отвечал на дополнительно заданные ему вопросы.

12. Методическое обеспечение дисциплины

Методическое обеспечение дисциплины разрабатывается в форме отдельного комплекта документов: «Методические рекомендации к лекциям», «Методические рекомендации к практическим занятиям», «Фонд оценочных средств», «Методические рекомендации для студента» (в составе УМКД).

Примеры оценочных средств для рубежного контроля успеваемости:
контрольные работы, тестирование, реферат.

1. Пример контрольной работы №1 ЛЗ №6

1. Автопротолиз воды. Константа автопротолиза воды. Понятие о рН.
2. Проверьте, нет ли угрозы, что оксид азота (I), применяемый в медицине в качестве наркотического средства, будет окисляться кислородом воздуха до токсичного оксида азота (II): $2\text{N}_2\text{O}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 4\text{NO}_{(г)}$
3. Определите калорийность пищевого продукта массой 350 г, содержащего 50% воды, 30% белков, 15% жиров и 5% углеводов.
4. В медицинской практике часто пользуются 0,9%-ным раствором NaCl ($\rho = 1$ г/мл). Вычислить: 1) молярную концентрацию 2) титр этого раствора; 3) массу соли, введенную в организм при вливании 400 мл этого раствора.
5. Чему равно осмотическое давление 5%-ного раствора глюкозы ($\rho=1,09$) при температуре 37°C. Каким (изо-, гипо-, гипертоническим) данный раствор является по отношению к крови?

Эталон ответа

1. Вода является слабым электролитом, диссоциирует на ионы в крайне незначительной степени (явление автопротолиза): $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ или в упрощенной форме: $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Это равновесие количественно описывается константой равновесия:

$K_{\text{равн.}} = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}]$. Так как концентрация воды $[\text{H}_2\text{O}]$ постоянна, то

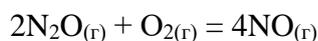
$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид – ионов при 25°C есть величина постоянная, называемая ионным произведением воды (K_w).

Кислотность водных растворов различных веществ характеризуют концентрацией H^+ или OH^- . Различают кислую, нейтральную и щелочную среды.

Чаще всего для характеристики кислотности водных растворов используют водородный показатель. **Водородный показатель рН – это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода: $\text{pH} = - \lg [\text{H}^+]$.**

2. Проверьте, нет ли угрозы, что оксид азота (I), применяемый в медицине в качестве наркотического средства, будет окисляться кислородом воздуха до токсичного оксида азота (II):



Решение.

$$\Delta G^0_{\text{р-ции}} = 4 \cdot \Delta G^0_{\text{обр}}(\text{NO}_{(г)}) - 2 \cdot \Delta G^0_{\text{обр}}(\text{N}_2\text{O}_{(г)}) = 4 \cdot 87 - 2 \cdot 104 = 140 \text{ кДж/моль.}$$

Ответ: так как $\Delta G^0 > 0$, то окисление N_2O до NO (при с.у.) происходить не может.

3. Определите калорийность пищевого продукта массой 350 г, содержащего 50% воды, 30% белков, 15% жиров и 5% углеводов.

Решение

$$m(\text{белков}) = 350 \cdot 0,30 = 105 \text{ г;}$$

$$m(\text{углеводов}) = 350 \cdot 0,05 = 17,5 \text{ г;}$$

$$m(\text{жиров}) = 350 \cdot 0,15 = 52,5 \text{ г.}$$

Калорийность белков и углеводов составляет 17,1 кДж/г, калорийность жиров равна 38,0 кДж/г. Калорийность пищевого продукта равна

$$105 \cdot 17,1 + 17,5 \cdot 17,1 + 52,5 \cdot 38,0 = 4089,75 \text{ кДж,}$$

$$\text{Или } 4089,75 / 4,18 = 978,4 \text{ ккал (1 ккал} = 4,18 \text{ кДж).}$$

Ответ: калорийность пищевого продукта составляет 4089,75 кДж, или 978,4 ккал.

4. В медицинской практике часто пользуются 0,9%-ным раствором NaCl ($\rho = 1 \text{ г/мл}$). Вычислить: 1) молярную концентрацию 2) титр этого раствора; 3) массу соли, введенную в организм при вливании 400 мл этого раствора.

Решение

$$1) C(\text{NaCl}) = \frac{m(x) \cdot 1000}{M(x) \cdot V} = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{M(x)} = \frac{0,9 \cdot 1 \cdot 10}{58,5} = 0,154 \text{ моль/л}$$

$$2) T(\text{NaCl}) = \frac{m(x)}{V_{\rho - \rho a}(\text{мл})} = \frac{C(x) \cdot M(x)}{1000} = \frac{0,154 \cdot 58,5}{1000} = 0,00900 \text{ г/мл}$$

$$3) m(\text{NaCl}) = 0,00900 \text{ г/мл} \cdot 400 \text{ мл} = 3,6 \text{ г}$$

Ответ: $C_{\text{м}}(\text{NaCl}) = 0,154 \text{ моль/л}$, $T(\text{NaCl}) = 0,00900 \text{ г/мл}$, $m(\text{NaCl}) = 3,6 \text{ г}$.

5. Чему равно осмотическое давление 5%-ного раствора глюкозы ($\rho = 1,09$) при температуре 37°C.

Решение

В соответствии с законом Вант-Гоффа осмотическое давление разбавленных растворов неэлектролитов рассчитывается по формуле:

$$P_{\text{осм}} = C_{\text{м}} RT,$$

где $C_{\text{м}}$ – молярная концентрация, моль/л;

R – универсальная газовая постоянная, равная 8,31 кПа·л/(моль·К)

T – абсолютная температура, К.

Рассчитываем молярную концентрацию данного раствора:

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

$$C_M = 5 \cdot 1,09 \cdot 10 / 180 = 0,303 \text{ моль/л}$$

Абсолютная температура равна $37 + 273 = 310 \text{ К}$.

таким образом, осмотическое давление данного раствора составляет:

$$P_{осм} = 0,303 \cdot 8,31 \cdot 310 = 780,56 \text{ кПа.}$$

Ответ: $P_{осм} = 780,56 \text{ кПа}$, изотоничен крови.

Критерии оценивания

оценка «отлично» выставляется студенту, если дан ответ на теоретический вопрос и правильно выполнены все 4 задачи;

оценка «хорошо» выставляется, если есть ответ на теоретический вопрос, решены 3 задачи или отсутствует ответ на теоретический вопрос, но решены 4 задачи, допускаются незначительные ошибки;

оценка «удовлетворительно» выставляется, если есть ответ на теоретический вопрос и решены 2 задачи или отсутствует ответ на теоретический вопрос, но решены 3 задачи;

оценка «неудовлетворительно» выставляется, если решена 1 и менее задач, отсутствует ответ на теоретический вопрос.

2. Пример билета тестированного контроля для студентов лечебного факультета

Выберите один из вариантов ответа:

- **1. Основным законом термодинамики является:**
 - а) закон Гесса
 - б) закон Вант-Гоффа
 - в) закон Авогадро
 - г) закон эквивалентов
- **2. Основным законом химической кинетики являются:**
 - а) Закон Гесса
 - б) Закон действующих масс
 - в) Закон Вант-Гоффа
 - г) Закон Авогадро
- **3. Молярная концентрация эквивалента показывает:**
 - а) сколько моль-эквивалентов вещества содержится в 100 г раствора
 - б) сколько моль-эквивалентов вещества содержится в 1 л раствора
 - в) сколько моль-эквивалентов вещества содержится в 1 л растворителя
 - г) сколько моль-эквивалентов вещества содержится в 1 кг раствора
- **4. Как относятся значения осмотического давления растворов электролита и неэлектролита одинаковой молярной концентрации:**
 - а) они изотоничны
 - б) осмотическое давление раствора электролита выше
 - в) осмотическое давление раствора неэлектролита выше
 - г) осмотическое давление не зависит от молярной концентрации
- **5. Количество моль-эквивалентов кислоты или щелочи, которое необходимо прибавить к 1 л буферного раствора для смещения рН на единицу называется:**
 - а) онкотическим давлением
 - б) фактором эквивалентности
 - в) буферной емкостью
 - г) буферной системой
- **6. Водородный показатель – это:**
 - а) концентрация H^+ г/моль
 - б) активная концентрация H^+ моль/л
 - в) десятичный логарифм H^+ концентрации H^+
 - г) отрицательный десятичный логарифм активной концентрации H^+
- **7. Соли, образованные катионом слабой кислоты и анионом слабого основания гидролизуются по:**
 - а) аниону
 - б) катиону и аниону
 - в) катиону
 - г) не гидролизуются

- **8. Хроматографические методы исследования основаны на явлении:**
 - а) коагуляции
 - б) адсорбции
 - в) осаждения
 - г) мицеллообразования
- **9. Пептизация – это:**
 - а) процесс перехода золя в гель
 - б) процесс перехода свежеполученного при коагуляции осадка в золь
 - в) процесс перехода геля в золь
 - г) процесс образования осадка из золя
- **10. Зависимость между величиной константы растворимости (K_s) и растворимостью соединения:**
 - а) прямая
 - б) обратная
 - в) зависимость отсутствует
 - г) логарифмическая
- **11. Устойчивость комплексного иона характеризует:**
 - а) константа растворимости
 - б) константа гидролиза
 - в) константа нестойкости
 - г) степень диссоциации
- **12. Электрофилом называется частица, характеризующаяся:**
 - а) избытком электронной плотности
 - б) наличием цикла
 - в) недостатком электронной плотности
 - г) термодинамической устойчивостью
- **13. Соединение, являющееся акцептором электронной пары называется:**
 - а) кислота Льюиса
 - б) кислота Брендстеда-Лоури
 - в) основание Льюиса
 - г) основание Брендстеда-Лоури
- **14. Отношение количества растворенного вещества (моль) к массе растворителя (кг) называется:**
 - а) моляльной концентрацией
 - б) молярной концентрацией
 - в) мольной долей
 - г) титром

- *Приведите расчеты, необходимые для приготовления раствора заданной концентрации:*

- **15. Сколько г глюкозы и воды необходимо взять для приготовления 150 мл 7%-ного раствора (плотность раствора 1,1 г/см³)?**

Эталон ответа

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
а	б	б	б	в	г	б	б	а	а	в	в	а	а

15. необходимо взять: $150 \text{ мл} \cdot 1,1 \text{ г/мл} \cdot 0,07 = 11,55 \text{ г}$ глюкозы и $165 - 11,55 = 153,45 \text{ г}$ воды.

Критерии оценивания

- оценка «зачтено» выставляется студенту, если выполнены 60 % заданий билета;
- оценка «не зачтено» выставляется студенту, если задания не выполнены или выполнены менее 60% заданий.

3. Реферат

Требования к написанию реферата:

- 1. Титульный лист** должен содержать наименование учреждения, в котором выполнялся реферат, Ф.И.О. автора, Ф.И.О. руководителя, год написания.
- 2. Введение** (не более 2-3 стр.), где отражены:
 - цели и задачи работы
 - основной замысел.
- 3. Основная часть** (15-20 стр.), обусловлена задачами исследования, но обязательно содержать физико-химические основы вопроса, медико-биологическое применение и значение, а главное, он должен быть химически информативным.
- 4. Заключительные выводы** (1,5-2 стр.)
- 5. Список литературы**

Реферат выполняется на листах формата А4 в компьютерном варианте. Поля: верхнее, нижнее – 2 см, правое – 3 см, левое – 1,5 см, шрифт Times New Roman, размер шрифта – 14, интервал – 1,5, абзац – 1,25, выравнивание по ширине. Объем реферата 15-20 листов. Графики, рисунки, таблицы обязательно подписываются (графики и рисунки снизу, таблицы сверху) и располагаются в приложениях в конце работы, в основном тексте на них делается ссылка.

Критерии оценивания реферата:

- оценка «зачтено» выставляется студенту, если
- 1. Присутствуют все необходимые пункты реферата (план, введение, основная часть, заключение, список литературы);
- 2. Раскрыта тема реферата.
- оценка «не зачтено» тема реферата не раскрыта или отсутствуют необходимые пункты реферата.

Примеры оценочных средств для текущего контроля успеваемости:
тесты, устный опрос, ситуационная задача, лабораторная работа

1. Пример теста для контроля исходного уровня знаний к ЛЗ №3

Выберите из предложенных один вариант ответа:

- 1) Укажите формулу молярной концентрации

а) $C = \frac{v}{V}$	в) $T = \frac{m}{V}$	д) $\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}}$
б) $C = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{р-ра}}}$	г) $C = \frac{v_{\text{экв}}}{V}$	е) $C = \frac{v}{m_{\text{р-ра}}}$
- 2) Укажите размерность титра

а) г/моль	в) г/мл	д) моль/кг
б) моль	г) моль/л	е) моль-экв/л
- 3) Определите молярную концентрацию раствора, содержащего 23 г глицерина (М.м.=92) в 500 мл водного раствора

а) 0,25	в) 0,5	д) 2,00
б) 0,75	г) 4,00	
- 4) Из 400 г 50%-го раствора (по массе) серной кислоты выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля серной кислоты в оставшемся растворе?

а) 16,7%	в) 0,167	д) 0,66
б) 12,5%	г) 66%	
- 5) Какие из указанных веществ могут использоваться в качестве стандартных в титриметрическом анализе:

а) H_2SO_4	б) NaOH	в) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	г) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
----------------------------	------------------	---	---

Эталон ответа

1	2	3	4	5
а	б	а	б	а

Критерии оценивания:

- оценка «отлично» выставляется студенту, если правильно выполнено 85% - 100% тестовых заданий;
- оценка «хорошо» выставляется, если выполнено 75%-84% тестовых задания;

оценка «**удовлетворительно**» выставляется, если выполнено 60%-74% тестовых заданий;

оценка «**неудовлетворительно**» выставляется, если выполнено менее 60% и менее тестовых заданий.

2. Пример вопросов для устного опроса к ЛЗ №7

1. Электролиты, принцип деления электролитов на слабые и сильные, примеры.
2. Количественные характеристики электролитов: понятия: константа и степень диссоциации, активность, коэффициент активности, ионная сила раствора
3. Константа автопротолиза воды (ионное произведение воды), водородный показатель pH и гидроксидный показатель pOH среды, связь между ними.
4. Буферные системы: классификация буферных систем по буферному действию, примеры.
5. Примеры протолитических буферных растворов различных по типу,
6. Механизм действия различных типов буферных систем.
7. Количественная мера буферного действия: буферная ёмкость и её зависимость от различных факторов
8. Практическая значимость протолитических буферных систем: примеры и роль кислотно-основных буферных систем в функционировании живых организмов.

Критерии оценивания:

«**Отлично**» оценивается ответ, который показывает прочные знания основных процессов изучаемой темы, отличается глубиной и полнотой раскрытия темы; владение терминологическим аппаратом; умение объяснять сущность, явлений, процессов, событий, делать выводы и обобщения, давать аргументированные ответы, приводить примеры; свободное владение монологической речью, логичность и последовательность ответа.

«**Хорошо**» оценивается ответ, обнаруживающий прочные знания основных процессов изучаемой темы, отличается глубиной и полнотой раскрытия темы; владение терминологическим аппаратом; умение объяснять сущность, явлений, процессов, событий, делать выводы и обобщения, давать аргументированные ответы, приводить примеры; свободное владение монологической речью, логичность и последовательность ответа. Однако допускается одна - две неточности в ответе.

«**Удовлетворительно**» оценивается ответ, свидетельствующий в основном о знании процессов изучаемой предметной области, отличающийся недостаточной глубиной и полнотой раскрытия темы; знанием основных вопросов теории; слабо сформированными навыками анализа явлений, процессов, недостаточным умением давать аргументированные ответы и приводить примеры; недостаточно свободным владением монологической речью, логичностью и последовательностью ответа. Допускается несколько ошибок в содержании ответа.

«**Неудовлетворительно**» оценивается ответ, обнаруживающий незнание процессов изучаемой предметной области, отличающийся неглубоким раскрытием темы; незнанием основных вопросов теории, несформированными навыками анализа явлений, процессов; неумением давать аргументированные ответы, слабым владением монологической речью, отсутствием логичности и последовательности. Допускаются серьезные ошибки в содержании ответа.

3. Пример ситуационной задачи к ЛЗ №5

Рассчитайте массу натрия хлорида, необходимого для приготовления 100 мл раствора, изотоничного крови при температуре 37°C. (осмотическое давление крови составляет 780 кПа, степень диссоциации натрия хлорида 80 %).

Эталон ответа

Изотонические растворы – это растворы с одинаковым осмотическим давлением, следовательно, необходимо приготовить раствор натрия хлорида, который имел бы осмотическое давление 780 кПа.

В соответствии с законом Вант-Гоффа осмотическое давление разбавленных растворов электролитов рассчитывается по формуле:

$$P_{\text{осм}} = i \cdot C_m RT,$$

где i – изотонический коэффициент (коэффициент Вант-Гоффа)

C_m – молярная концентрация, моль/л;

R – универсальная газовая постоянная, равная 8,31 кПа·л/(моль·К)

T – абсолютная температура, К.

Взаимосвязь изотонического коэффициента и степени диссоциации выражается уравнением:

$$i = 1 + \alpha(n - 1),$$

где α – степень диссоциации (в долях единицы);

n – число ионов, на которые распадается молекула электролита.

$$i = 1 + 0,8(2 - 1) = 1,8$$

Подставив выражение молярной концентрации в формулу для нахождения осмотического давления, вычислим массу натрия хлорида:

$$C_m = m \cdot 1000 / (M \cdot V_{\text{р-ра}})$$

$$P_{\text{осм}} = i \cdot m \cdot 1000 / (M \cdot V_{\text{р-ра}}) RT,$$

откуда $m = \pi \cdot M \cdot V_{\text{р-ра}} / i \cdot 1000 RT$

$$m = 780 \cdot 58,5 \cdot 100 / (1,8 \cdot 1000 \cdot 8,31 \cdot 310) = \mathbf{0,98 \text{ г.}}$$

Критерии оценивания

- «зачтено» - студент правильно решил задачу - привел необходимые формулы и произвел расчет по ним (допускаются незначительные, легко устранимые недочеты - не указана размерность единиц, имеются математические ошибки в расчетах молярной массы веществ, и т.д.); полно с глубоким знанием материала или достаточно убедительно с незначительными ошибками правильно ответил на вопросы.

- «не зачтено» выставляется студенту, если задание не выполнено или выполнены не полностью, допущены существенные ошибки; если студент обнаружил существенные пробелы в знании основного учебно-программного материала.

4. Пример заданий для лабораторной работы к ЛЗ №7

Лабораторная работа «Приготовление буферных смесей»

Приготовьте буферные смеси согласно таблице:

№ пробирки	1	2	3	4	5	6	7
Объем раствора CH_3COOH , ($C_3=0,1000$), мл	9	7	5	3	1	0,5	0,2
Объем раствора CH_3COONa , ($C_3=0,1000$), мл	1	3	5	7	9	9,5	9,8
Окраска индикатора							
pH							

Определите тип буферной системы.

Прибавьте в каждую пробирку по 3 капли индикатора метилового красного (метилрот), перемешайте и отметьте в таблице окраску индикатора.

Вычислите рН полученных буферных растворов по уравнению Гендерсона-Хассельбаха, внесите данные в таблицу.

Постройте кривую зависимости рН буферных растворов от соотношения компонентов буферной системы, откладывая по оси ординат объем раствора соли CH_3COONa в мл, а по оси абсцисс - рН.

Сделайте вывод о зависимости кислотности буферных растворов от соотношения компонентов буферных систем.

Требования к оформлению протокола лабораторной работы.

Протокол по лабораторной работе должен включать пункты:

1. Название лабораторной работы.
2. Цель.
3. Описание эксперимента
4. Результаты наблюдений полученных результатов.
6. Выполнение необходимых расчетов (при необходимости).
7. Уравнения химических реакций (при необходимости).
8. Графики (при необходимости).
9. Вывод (должен соответствовать цели работы).

Критерии оценивания

«**зачтено**» - работа выполнена полно, правильно, без существенных ошибок, студентом предоставлен протокол о результатах выполнения лабораторной работы, включающий все вышеперечисленные пункты; сделаны выводы; эксперимент осуществлен по плану с учетом техники безопасности и правил работы с веществами и приборами; имеются организационные навыки (поддерживается чистота рабочего места и порядок на столе, экономно используются реактивы).

«**не зачтено**» - студент не предоставил протокол о результатах выполнения лабораторной работы, либо в протоколе отсутствует один или несколько необходимых пунктов, если допущены существенные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые не исправляются даже по указанию преподавателя.

13. Лист изменений

№	Дата внесения изменений	№ протокола заседания кафедры, дата	Содержание изменения	Подпись
1.	24.05.2017		<p>В соответствии с приказом Минобрнауки России от 10.04.2017 г. №320 «О внесении изменений в перечни специальностей и направлений подготовки высшего образования», приказом ректора СамГМУ от 24.05.2017 г. №145-у «О внесении изменений в наименование специальностей» изменить квалификацию на «Врач-лечебник».</p>	