

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

«14» 02 2017 г.

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



«15» 02 2017 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

ХИМИЯ

(Название дисциплины)

Б1.Б8

(Шифр дисциплины)

Рекомендуется для направления подготовки

СТОМАТОЛОГИЯ 31.05.03

Уровень высшего образования *Специалитет*

Квалификация (степень) выпускника *Врач-стоматолог общей практики*

Факультет стоматологический

Форма обучения очная

СОГЛАСОВАНО

Директор
стоматологического
института
профессор Д.А. Трунин

«19» 10 2016 г.

СОГЛАСОВАНО

Председатель методической
комиссии по специальности
«Стоматология»
профессор Э.М. Тильмияров

«13» 02 2016 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

«05» 10 2016 г.

Самара 2016

Рабочая программа разработана в соответствии с ФГОС ВО по специальности Стоматология - 31.05.03, утвержденным приказом Министерства образования и науки Российской Федерации 96 от 09.02.2016 г.

Составители рабочей программы:

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

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

Катунина Е.Е. - к.б.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 компетенций:

готовность к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач (ОПК-7(1)).

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 вариантах, 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;

– навыками публичной речи, аргументации, ведения дискуссии.

2. Место дисциплины в структуре образовательной программы:

Дисциплина «Химия» реализуется в рамках Блока 1 «Дисциплины (модули)».

Основные знания, необходимые для изучения дисциплины формируются в курсе Химии общеобразовательных учебных заведений.

Дисциплина «Химия» является предшествующей для изучения следующих дисциплин базовой части Блока 1 «Дисциплины (модули)»: биологическая химия – биохимия полости рта; нормальная физиология, физиология челюстно-лицевой области; фармакология; гигиена.

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
		I
Контактная работа обучающегося с преподавателем		
Аудиторные занятия (всего)	72	72
В том числе:		
Лекции (Л)	24	24
Практические занятия (ПЗ)	-	-
Семинары (С)	-	-
Лабораторные занятия (ЛЗ)	48	48
Самостоятельная работа (всего)	36	36
В том числе:		
Реферат	6	6
Подготовка к практическому занятию	30	30
Вид промежуточной аттестации	Зачет	Зачет
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-7(1)

		<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-7(1)

		<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 в функционировании живых систем</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>	ОПК-7(1)

		<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-7(1)

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. Стереоиomerия 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-7(1)
----	---	--	----------

		<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				внеаудиторная	
		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.	8			6	10	24
	ВСЕГО	24			48	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. Центрический характер химии среди естественных наук. 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 биорганической химии.	Лекция 9. Классификация и реакционная способность органических веществ как результат взаимного влияния атомов в молекуле.	2
		Лекция 10. Стереоизомерия важнейших классов биологически активных соединений как компонент их биологической активности.	2
		Лекция 11. Кислотность и основность биорганических соединений как важнейшие свойства, определяющие протекание реакций в живых организмах.	2
		Лекция 12. Особенности протекания метаболических превращений по электрофильному и нуклеофильному механизму.	2
ВСЕГО:			24

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, лабораторная работа, 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.	Тестирование, решение ситуационных задач		3
		ЛЗ. 6. Осмотическое давление растворов. Изотонирование лекарственных форм.	Решение лабораторной работы, ситуационных задач	Контрольная работа №1	3
3.	Основные типы химических равновесий и процессов жизнедеятельности.	ЛЗ. 7. Протолитические равновесия. Ионизация кислот и оснований. Изучение свойств буферных систем.	Тестирование, лабораторная работа, решение ситуационных задач		3

		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,		3
		ЛЗ. 10. Равновесия в растворах комплексных соединений. Количественные характеристики устойчивости комплексных соединений.	Тестирование, лабораторная работа, решение ситуационных задач		3
		ЛЗ. 11. Комплексонометрическое определение концентраций биогенных металлов и экотоксикантов в природных средах.	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 биоорганической химии.	ЛЗ. 15. Классификация и номенклатура основных классов биоорганических соединений. Стереоизомерия органических соединений. Таутомерия.	Тестирование, решение ситуационных задач		3

		ЛЗ. 16. Кислотно-основные свойства основных классов биоорганических соединений. Зависимость кислотности от различных факторов. Итоговое тестирование (зачет).	Тестирование, решение ситуационных задач	Реферат	3
ВСЕГО					48

8. Учебно-методическое обеспечение для самостоятельной работы обучающегося

8.1. Содержание самостоятельной работы

№ раздела	Раздел дисциплины	Наименование работ	Трудоемкость (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. 5.Подготовка рефератов 1-6.	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 задач по образцу.	8
4.	Химия дисперсных систем в функционировании организма	1.Работа с учебной литературой 2.Выполнение домашнего задания к занятию. 3.Подготовка рефератов №27-28	6
5.	Теоретические основы биоорганической химии.	1.Работа с учебной литературой 2.Выполнение домашнего задания к занятию. 3.Подготовка рефератов №7-25.	10
Итого:			36

8.2. Тематика реферативных работ

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:

- Портал INFOMINE
- Базы данных MEDLINE, WebMedLit, Molbiol, Национальная электронная библиотека
 - программное обеспечение по дисциплине.
 - сайты учебных центров;
 - сайты Высших учебных медицинских заведений;

9.4. Ресурсы информационно-телекоммуникативной сети «Интернет»

Ресурсы открытого доступа

1. Chemlib.ru,
2. Chemist.ru,
3. ACD Labs,
4. MSU.Chem.ru.

Информационно-образовательные ресурсы

1. Официальный сайт Министерства образования и науки Российской Федерации
- 2 Информационная система «Единое окно доступа к образовательным ресурсам»

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.

10. Использование инновационных (активных и интерактивных) методов обучения

Используемые активные методы обучения при изучении данной дисциплины составляют 8 % 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.	2

2.	Учение о растворах. Классификация веществ, основанная на природе переносимых частиц.	Лабораторное занятие 4 . Способы определения концентрации растворов. Титриметрический анализ. Определение кислотности биологических жидкостей. Использование обучающих кейс-заданий.	1
		Лабораторное занятие 5. Свойства водных растворов. Расчет коллигативных характеристик биологических жидкостей. Использование обучающих кейс-заданий.	2
3.	Основные типы химических равновесий и процессов в жизнедеятельности	Лабораторное занятие 9. Количественная характеристика растворимости соединений. Условия смещения гетерогенного равновесия. Методы осаждения в лабораторном анализе. Использование обучающих кейс-заданий.	1
ВСЕГО:			6

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

Промежуточной аттестацией по дисциплине «Химия» для студентов, обучающихся по специальности Стоматология - 31.05.03 является зачет. Зачет является формой оценки качества освоения студентом образовательной программы по дисциплине.

По результатам зачета студенту выставляется оценка «зачтено» или «не зачтено». Критерии оценки ответа студента на зачете, а также форма его проведения доводятся до сведения студентов до начала зачета. К сдаче зачета допускаются студенты, не имеющие задолженностей по дисциплине.

Зачет проводится на последнем лабораторном занятии в отведенной для этого аудитории, в письменной форме по билетам, включающим 26 тестовых заданий и 4 ситуационные задачи. Студентам предоставляется бланк для ответа на тестовые задания и инструкция по выполнению задания. Студенты могут пользоваться периодической таблицей химических элементов Д.И.Менделеева, таблицей растворимости, электрохимическим рядом напряжения, непрограммируемым калькулятором. Если в процессе зачета студент использовал недопустимые дополнительные материалы (шпаргалки), то экзаменатор имеет право изъять шпаргалку и обязан поставить оценку «не зачтено».

Результаты тестирования объявляются на следующий день после проведения тестирования, и затем «зачет» выставляется в зачетную книжку студента.

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 таутомерия) – 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.

Пример билета к зачету

(Вместе с билетом студентам предоставляется инструкция по выполнению заданий с бланком ответа)

Инструкция по оформлению теста

Тестовые задания имеют по четыре варианта ответа, из которых один верный. В бланке ответов на задание этой части под номером соответствующего задания (1-26) поставьте знак «X» в соответствующей строке. За каждый правильный ответ на задания тестовой части Вы получаете по 1 баллу.

При выполнении ситуационных задач необходимо дать развернутый обоснованный ответ, который Вы должны записать на отдельных страницах. За правильно выполненное задание можно получить максимально количество баллов – 4.

Максимальная оценка работы – 42 балла.

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

Ответы записывайте четко и разборчиво. Выполняйте задания в том порядке, в котором они даны. Для экономии времени пропускайте задание, которое не удалось выполнить сразу, переходите к следующему. К пропущенным заданиям Вы можете вернуться после выполнения всех заданий, если останется время.

Билет №0

При ответе на вопросы 1-26 выберите один правильный ответ из предложенных:

1. После добавления 8 г NaCl в 100 г 10% -го раствора NaCl :

- а) масса раствора не изменилась
- б) масса раствора уменьшилась
- в) массовая доля NaCl стала 18 %
- г) массовая доля NaCl стала 16,67 %

2. Укажите размерность титра

- а) г/моль
- б) г/мл
- в) моль/г
- г) моль/мл

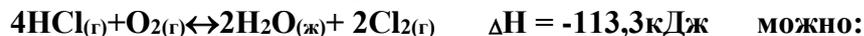
3. Чему равен фактор эквивалентности кальция гидроксида:

- а) 1/2,
- б) 1/3
- в) 1/4
- г) 1

4. В основе метода оксидиметрии лежит реакция:

- а) кислотно-основного взаимодействия
- б) окислительно-восстановительная
- в) осаждения
- г) комплексообразования

5. Увеличить выход хлора в реакции



- а) повысив температуру
- б) понизив давление
- в) повысив давление
- г) повысив концентрацию продуктов реакции

6. Изолированной системой называют систему, которая:

- а) не обменивается с окружающей средой ни веществом, ни энергией
- б) обменивается с окружающей средой и веществом, и энергией
- в) обменивается с окружающей средой энергией, но не обменивается веществом
- г) обменивается с окружающей средой веществом, но не обменивается энергией

7. Какой закон лежит в основе расчетов калорийности продуктов питания:

- а) Вант-Гоффа
- б) Гесса
- в) Сеченова
- г) Рауля

8. Основание по Льюису – это:

- а) донор электронных пар
- б) акцептор электронных пар
- в) донор протонов
- г) акцептор протонов

9. Изотонические растворы – это:

- а) растворы, имеющие одинаковый титр
- б) растворы, имеющие одинаковую молярную концентрацию
- в) растворы, имеющие одинаковое осмотическое давление
- г) растворы, имеющие одинаковую эквивалентную концентрацию

10. Чему равно предельное значение изотонического коэффициента для бесконечно разбавленного раствора хлорида алюминия?

- а) 1
- б) 2
- в) 3
- г) 4

11. Укажите математическое выражение, с помощью которого можно вычислить рН аммиачной буферной системы:

- а) $pH = pK_b + \lg \frac{[NH_4Cl]}{[NH_4OH]}$
- б) $pH = pK_b + \lg \frac{[NH_4OH]}{[NH_4Cl]}$
- в) $pH = 14 + pK_b + \lg \frac{[NH_4OH]}{[NH_4Cl]}$
- г) $pH = 14 - pK_b + \lg \frac{[NH_4Cl]}{[NH_4OH]}$

12. Как изменится масса осадка сульфата бария, если в раствор ввести бария хлорид?

- а) не изменится
- б) увеличится
- в) осадок полностью растворится
- г) уменьшится

13. Лигандом в комплексном соединении $[Ni(NH_3)_4]Cl_2$ является:

- а) H_2O
- б) Cl^-
- в) NH_3
- г) Ni^{2+}

14. Удаление адсорбированного вещества с адсорбента называется:

- а) десорбция
- б) абсорбция
- в) элюирование
- г) хемосорбция

15. Согласно правилу Шульце-Гарди максимальное коагулирующее действие на положительно заряженный золь оказывает ион:

- а) Al^{3+}
- б) K^+
- в) Cl^-
- г) AsO_4^{3-}

16. Устойчивость частиц системы к оседанию под действием силы тяжести называется:

- а) диспергированием;
- б) седиментационной устойчивостью;
- в) агрегативной устойчивостью;
- г) конденсацией.

17. Аэрозоль – это:

- а) гетерогенная система, состоящая из твердой дисперсной фазы и жидкой дисперсионной среды;
- б) гомогенная жидкая система;
- в) гетерогенная система, состоящая из двух несмешивающихся жидкостей;
- г) гетерогенная система, состоящая из газообразной дисперсной фазы и жидкой дисперсионной среды.

18. Какова основная роль фосфат-ионов в организме?

- а) входят в состав костной ткани
- б) электролиты клеточной и внеклеточной жидкости
- в) входят в состав коферментов
- г) главные комплексообразователи с биолигандами

19. В растворе какой из приведенных солей рН будет больше 7,0:

- а) FeSO_4
- б) Na_2CO_3
- в) NaCl
- г) CuCl_2

20. Данное соединение $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ является:

- а) спиртом
- б) альдегидом
- в) карбоновой кислотой
- г) кетоном

21. Укажите правильное название данного соединения $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH-COOH}$ по радикально-функциональной номенклатуре:

- а) 3-аминобутановая кислота
- б) 2-аминобутановая кислота
- в) α -аминобутановая кислота
- г) α -аминомасляная кислота



22. Соединения, в молекулах которых имеется одинаковая последовательность химических связей, но различное расположение в пространстве называются:

- а) структурные изомеры
- б) ароматические изомеры
- в) гомологи
- г) стереоизомеры

23. Качественной реакцией на альдегидную группу является взаимодействие:

- а) с аммиачным раствором оксида серебра;
- б) с аммиачным раствором оксида меди (I);
- в) с аммиачным раствором оксида меди (II);
- г) с тартратом калия.

24. Стереизомеры, не являющиеся зеркальным изображением друг друга называются:

- а) диастереомеры
- б) энантиомеры
- в) таутомеры
- г) аномеры

25. Вещество, на которое действуют в реакции называется:

- а) электрофил
- б) субстрат
- в) реагент
- г) радикал

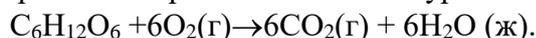
26. В ряду $\text{CH}_3\text{OH} - \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} - \text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ в водном растворе основность:

- а) уменьшается
- б) увеличивается
- в) не изменяется
- г) уменьшается, затем увеличивается

На задания 27-30 приведите развернутые ответы

27. 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.

28. Окисление глюкозы в организме протекает согласно уравнению:



Вычислить значение ΔH°_{298} для протекающей в организме реакции превращения глюкозы, рассчитайте ΔG и ΔS при 298°K и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания данного процесса в организме.

$$\Delta H^{\circ}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = -1273,0 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G^{\circ}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = -919,5 \text{ кДж/моль}$$

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

$$\Delta G^{\circ}(\text{CO}_2) = -394,4 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^{\circ}(\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G^{\circ}(\text{H}_2\text{O}) = -237,30 \text{ кДж/моль}$$

29. Вычислите температуру замерзания раствора, содержащего 45 г глюкозы в 250 г воды.

30. Для измерения pH сока поджелудочной железы была составлена гальваническая цепь из водородного и каломельного (насыщенного) электродов. Измеренная при 30°C ЭДС составила 707 мВ. Вычислите pH сока поджелудочной железы и приведите схему гальванической цепи.

Эталон ответа

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
а	б	а	б	а	б	в	в	в	в	а	в	в
14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26
в	б	г	а	б	б	а	а	в	а	б	в	а

27. Из закона эквивалентов следует, что произведение объемов на эквивалентную концентрацию одинаково для обоих реагирующих при титровании растворов.

1) Обозначив эквивалентную концентрацию C_3 , а объем - V , можно записать:

$$C_3(\text{HCOOH}) \cdot V(\text{HCOOH}) = C_3(\text{KOH}) \cdot V(\text{KOH}), \text{ откуда следует: } C_3(\text{HCOOH}) = C_3(\text{KOH}) \cdot \frac{V(\text{KOH})}{V(\text{HCOOH})} = \frac{7,2 \cdot 0,15}{0,1} = 0,108 \text{ моль-экв/дм}^3$$

$$C_3(\text{HCOOH}) = \frac{V(\text{HCOOH})}{C_M(\text{HCOOH})} \cdot 10, \text{ т.к. } f(\text{HCOOH}) = 1.$$

$$C_M(\text{HCOOH}) = \frac{m}{M \cdot V}, \text{ откуда } m = C_M \cdot M \cdot V$$

$$m(\text{HCOOH}) = 0,108 \cdot 46 \cdot 0,1 = 0,497 \text{ г.}$$

$$\omega\% = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{пробы}}} \cdot 100\% = \frac{0,497}{2,32} \cdot 100\% = 21,4\%$$

Ответ: $\omega\% = 21,4\%$

28. На основании следствия из закона Гесса можно выразить энтальпию и энергию Гиббса реакции:

$$\Delta H^{\circ}_{298} = 6(\Delta H^{\circ}(\text{CO}_2) + \Delta H^{\circ}(\text{H}_2\text{O})) - \Delta H^{\circ}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)$$

$$\Delta H^{\circ}_{298} = 6(-393,5 - 285,8) + 1273 = -2802,8 \text{ (кДж/моль)}$$

$$\Delta G^{\circ}_{298} = 6(\Delta G^{\circ}(\text{CO}_2) + \Delta G^{\circ}(\text{H}_2\text{O})) - \Delta G^{\circ}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)$$

$$\Delta G^{\circ}_{298} = 6(-394,4 - 237,3) + 919,5 = -2870,7 \text{ (кДж/моль)}$$

Согласно объединенному уравнению первого и второго начала термодинамики можно рассчитать изменение энтропии реакции:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S, \text{ откуда}$$

$$\Delta S = \frac{(\Delta H - \Delta G)}{T} = \frac{(-2802,8 + 2870,7)}{298} = 0,2278 \text{ (кДж/моль K)}$$

29. Согласно следствию из закона Рауля, понижение температуры замерзания раствора прямо пропорционально моляльной концентрации:

$$\Delta T_3 = K_{кр} C_m$$

где $K_{кр}$ – криоскопическая постоянная растворителя (для воды составляет 1,86);

C_m – моляльная концентрация раствора, моль/кг.

Рассчитываем моляльность данного раствора:

$$C_m(x) = \frac{m(x) \cdot 1000}{M(x) \cdot m_{р-ля}}, C_m = 45 \cdot 1000 / 180 \cdot 250 = 1 \text{ (моль/кг)}$$

Рассчитаем понижение температуры замерзания данного раствора:

$$\Delta T_3 = 1,86 \cdot 1 = 1,86$$

Таким образом, температура замерзания данного раствора равна:

$$t_3^0 = 0^\circ - \Delta T_3 = 0^\circ - 1,86 = -1,86^\circ\text{C}$$

30. По справочнику определяем потенциал каломельного (насыщенного) электрода при 30 °С:

$$E(\text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{KCl}_{(\text{насыщ})} / \text{Hg}) = 0,241 \text{ В.}$$

Вычисляем потенциал водородного электрода из уравнения

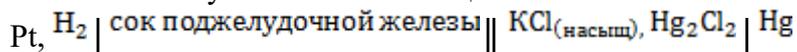
$$E = \varphi_{\text{калом}} - \varphi_{\text{водор}};$$

$$\varphi_{\text{водор}} = \varphi_{\text{калом}} - E; \varphi_{\text{калом}} = 0,241 - 0,707 = -0,466 \text{ В.}$$

$$\text{Из уравнения } \varphi_{\text{водор}} = \varphi^0 + \frac{2F}{2,3RT} \lg a^2(\text{H}^+) \text{ или}$$

$$\varphi_{\text{водор}} = - \frac{F}{0,06} \text{ рН}; \text{ рН} = - \frac{0,06}{0,06} = -0,06 = 7,77.$$

Запишем схему гальванической цепи:



Ответ: рН сока поджелудочной железы равен 7,77 (в норме).

Критерии оценивания

За каждый правильный ответ на задания тестовой части студент получает по 1 баллу.

За правильно решенную ситуационную задачу студент получает максимально по 4 балла.

Максимальная оценка работы – 42 балла.

«Зачтено» - выставляется студентам, набравшим 22 и более баллов.

«Не зачтено» - выставляется студентам, набравшим менее 22 баллов.

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

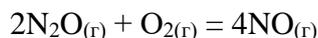
Образец контрольной работы №1

1. Проверьте, нет ли угрозы, что оксид азота (I), применяемый в медицине в качестве наркотического средства, будет окисляться кислородом воздуха до токсичного оксида азота (II): $2\text{N}_2\text{O}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 4\text{NO}_{(г)}$

2. Определите калорийность пищевого продукта массой 350 г, содержащего 50% воды, 30% белков, 15% жиров и 5% углеводов.
3. 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.
4. Чему равно осмотическое давление 5%-ного раствора глюкозы ($\rho=1,09$) при температуре 37°C.

Эталон ответа

1. 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.

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

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

2. 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

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

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

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

3. 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.

Решение

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

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

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

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

4. 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:

$$P_{осм} = C_m RT,$$

где C_m – 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:

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

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

Критерии оценивания

- оценка «отлично» выставляется студенту, если правильно выполнены все 4 задачи;
- оценка «хорошо» выставляется, если решены 3 задачи или решены 4 задачи, но имеются незначительные ошибки;
- оценка «удовлетворительно» выставляется, если решены 2 задачи или решены 3 задачи, но имеются незначительные ошибки;
- оценка «неудовлетворительно» выставляется, если решена 1 и менее задач.

Образец контрольной работы №2

1. К 100 мл крови для изменения рН от 7,36 до 7,00 надо добавить 3,6 мл соляной кислоты с концентрацией 0,1 моль/л. Какова буферная емкость по кислоте?
2. К 1л насыщенного раствора Ag_2CrO_4 находящегося в равновесии с осадком, прибавлено 0,05 моля K_2CrO_4 . Вычислите концентрацию Ag^+ , в растворе, если $\text{Pr Ag}_2\text{CrO}_4 = 9 \cdot 10^{-13}$
3. Вычислите концентрацию ионов серебра в 0,1 М растворе $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, содержащем в избытке 1 моль аммиака: $K_{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = 5,7 \cdot 10^{-8}$
4. Золь иодида серебра, получаемый по реакции: $\text{KI} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgI} + \text{KNO}_3$ при некотором избытке KI, коагулируют растворами сульфата калия и ацетата кальция. Коагулирующее действие какого электролита сильнее?

Эталон ответа

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

Решение

Буферная емкость определяется числом моль-эквивалентов сильной кислоты или щелочи, которое надо добавить к 1 л буферного раствора, чтобы изменить его рН на единицу.

$$V = \frac{n_{\text{э}}}{\left| \text{pH}_1 - \text{pH}_2 \right| \cdot V_{\text{б.р.}}} = \frac{C_{\text{э}} \cdot V_{\text{эл-та}}}{\left| \text{pH}_1 - \text{pH}_2 \right| \cdot V_{\text{б.р.}}} = \frac{0,1 \cdot 3,6}{\left| 7,36 - 7,00 \right| \cdot 100} = 0,01 \text{ моль/л.}$$

2. К 1л насыщенного раствора Ag_2CrO_4 находящегося в равновесии с осадком, прибавлено 0,05 моля K_2CrO_4 . Вычислите концентрацию Ag^+ , в растворе, если $\text{Pr Ag}_2\text{CrO}_4 = 9 \cdot 10^{-13}$

Решение

Вычисляем ионную силу раствора, исходя из концентрации ионов, образующихся при диссоциации K_2CrO_4 и пренебрегая при этом концентрациями ионов Ag^+ и CrO_4^{2-} от диссоциации Ag_2CrO_4 так как $0,05 \gg 3,4 \cdot 10^{-5}$

$$I = \frac{1}{2}(1^2 \cdot 2 \cdot 0,05 + 2^2 \cdot 0,05) = 0,15$$

Этой ионной силе соответствует

$f_{Ag^+}=0,74$ и $CrO_4^{2-}=0,28$ (интерполировано)

Вычисление концентрации ионов серебра в насыщенном растворе Ag_2CrO_4 после прибавления к нему моля K_2CrO_4 ведём по формуле

$K_s Ag_2CrO_4 = f^2 [Ag^+] \cdot [CrO_4^{2-}]$

Отсюда

$$[Ag^+] = \frac{1}{f_{Ag^+}} \cdot \frac{\sqrt{K_s Ag_2CrO_4}}{\sqrt{[CrO_4^{2-}] \cdot f_{CrO_4^{2-}}}} = \frac{1}{0,74} \cdot \frac{\sqrt{9 \cdot 10^{-13}}}{\sqrt{0,05 \cdot 0,28}} = 3,4 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

Ответ: $[Ag^+] = 3,4 \cdot 10^{-5}$ моль/л

3. Вычислите концентрацию ионов серебра в 0,1 М растворе $[Ag(NH_3)_2]NO_3$, содержащем в избытке 1 моль аммиака: $K_{[Ag(NH_3)_2]^+} = 5,7 \cdot 10^{-8}$

Решение

1. Записывают уравнение реакции диссоциации комплексного соединения в водном растворе и уравнение диссоциации комплексного иона:



2. Записывают выражение для константы нестойкости комплексного иона:

$$K_{[Ag(NH_3)_2]^+} = \frac{[Ag^+][NH_3]^2}{[Ag(NH_3)_2]^+} \text{ откуда находят } [Ag^+]:$$

$$[Ag^+] = K_{[Ag(NH_3)_2]^+} \frac{[NH_3]}{[Ag(NH_3)_2]^+}$$

По уравнению (1) определяют концентрацию комплексного катиона:

$$[Ag(NH_3)_2]^+ = 0,1 \text{ моль/л}$$

3. Находят концентрацию NH_3 . В присутствии избытка аммиака равновесие реакции (2) сильно смещено влево, поэтому можно пренебречь той концентрацией аммиака, которая получается за счет диссоциации комплекса и принять $[NH_3] = 1$ моль/л. пренебрегая той долей комплексных ионов, которые подверглись диссоциации, можно приравнять концентрацию недиссоциированных ионов $[Ag(NH_3)_2]^+$ к общей концентрации этих ионов, т.е. 0,1 моль/л.

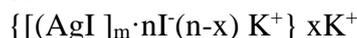
$$\text{Отсюда } [Ag^+] = 5,7 \cdot 10^{-8} \cdot 0,1 / 1^2 = 5,7 \cdot 10^{-9}$$

Ответ: концентрация ионов серебра равна $5,7 \cdot 10^{-9}$ моль/л.

4. Золь иодида серебра, получаемый по реакции: $KI + AgNO_3 \rightarrow AgI + KNO_3$ при некотором избытке KI , коагулируют растворами сульфата калия и ацетата кальция. Коагулирующее действие какого электролита сильнее?

Решение

Строение мицеллы золя таково:



Ионами, образующими диффузный слой, т.е. противоионами, являются катионы K^+ . Следовательно, при сравнении коагулирующего действия необходимо сравнивать заряды катионов вводимого электролита. Так как заряд иона Ca^{2+} выше заряда иона K^+ , то в соответствии с правилом Шульце-Гарди коагулирующее действие $Ca(CH_3COO)_2$ сильнее.

Ответ: коагулирующее действие $Ca(CH_3COO)_2$ сильнее.

Критерии оценивания

оценка «отлично» выставляется студенту, если правильно выполнены все 4 задачи;

оценка «хорошо» выставляется, если решены 3 задачи или решены 4 задачи, но имеются незначительные ошибки;

оценка «удовлетворительно» выставляется, если решены 2 задачи или решены 3 задачи, но имеются незначительные ошибки;
оценка «неудовлетворительно» выставляется, если решена 1 и менее задач.

Критерии оценки 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 для контроля исходного уровня знаний

Выберите из предложенных один вариант ответа:

- 1) Укажите формулу молярной концентрации

а) $C = \frac{v}{V}$	в) $T = \frac{m}{V}$	д) $\omega = \frac{m_{в-ва}}{m_{р-ра}}$
б) $C = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_{р-ля}}$	г) $C = \frac{v_{экв}}{V}$	е) $C = \frac{v}{m_{р-ля}}$
- 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) $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$	г) $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$
--------------	-----------	------------------------------	----------------------------

Эталон ответа

1	2	3	4	5
а	б	а	б	а

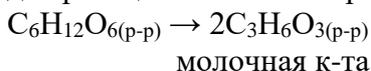
Критерии оценки:

оценка «отлично» выставляется студенту, если правильно выполнено 5 тестовых заданий;
оценка «хорошо» выставляется, если выполнено 4 тестовых задания;
оценка «удовлетворительно» выставляется, если выполнено 3 тестовых заданий;
оценка «неудовлетворительно» выставляется, если выполнено 2 и менее тестовых заданий.

Примеры ситуационных задач

Ситуационная задача к лабораторному занятию №2

1. Вычислите энергию Гиббса, являющуюся критерием самопроизвольности процессов, для реакции гликолиза при с.у.:



Эталон ответа

Энергия Гиббса реакции равна алгебраической сумме энергий Гиббса образования стехиометрического количества продуктов за вычетом алгебраической суммы энергий Гиббса образования стехиометрического количества реагентов:

$$\Delta G_{\text{р-ции}}^0 = \sum n_i \Delta G_{\text{прод. р-ции}}^0 - \sum n_i \Delta G_{\text{исх. в-в}}^0$$

$$\Delta G_{\text{р-ции}}^0 = 2 \cdot (-539) - (-917) = -161 \text{ кДж/моль}$$

Ответ: $\Delta G_{\text{р-ции}}^0 = -161 \text{ кДж/моль}$, реакция экзэргоническая, протекает самопроизвольно при с.у.

Ситуационная задача к лабораторному занятию №3

2. 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, который имел бы осмотическое давление 780 кПа.

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

$$P_{\text{осм}} = i \cdot C_{\text{м}} RT,$$

где i – изотонический коэффициент (коэффициент Вант-Гоффа)

$C_{\text{м}}$ – 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:

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

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

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

Критерии оценки

- оценка «зачтено» выставляется студенту, если выполнены все задания предложенного варианта, имеются незначительные, легко устранимые недочеты (не указана размерность единиц, имеются математические ошибки в расчетах молярной массы веществ, и т.д.);
- оценка «не зачтено» выставляется студенту, если задания из варианта не выполнены или выполнены не полностью.

Требования к оформлению протокола лабораторной работы.

Протокол отчета 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. Вывод (должен соответствовать цели работы).

Критерии оценки

«зачтено» - студентом предоставлен протокол отчет о результатах выполнения лабораторной работы, включающий все вышеперечисленные пункты; работа выполнена полно, правильно, без существенных ошибок, 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 отчета 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-стоматолог».</p>	