

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Приволжский исследовательский медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации

УТВЕРЖДАЮ

проректор по учебной работе
профессор Е.С. Богомолова



[Handwritten signature]

28.08.2020

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

Название дисциплины: «ХИМИЯ»

Направление подготовки: СТОМАТОЛОГИЯ (31.05.03)

Квалификация (степень) выпускника: ВРАЧ-СТОМАТОЛОГ

Факультет: СТОМАТОЛОГИЧЕСКИЙ

Кафедра: ОБЩЕЙ ХИМИИ

Форма обучения: ОЧНАЯ

2020 г.

Рабочая программа разработана в соответствии с ФГОС ВО по специальности «Лечебное дело – 31.05.01», утвержденным приказом Министерства образования и науки Российской Федерации № 96 от 09 февраля 2016 г.

Разработчики рабочей программы:

Гордцов А.С., доктор химических наук, профессор, заведующий кафедрой общей химии

Зими́на С.В., кандидат химических наук, доцент, доцент кафедры общей химии

Рецензенты:

Е.И. Ерлыкина - д.б.н., профессор, заведующий кафедрой биохимии им. Г.Я.Городисской ФГБОУ ВО «ПИМУ» Минздрава России

Ю.А. Федоров - д.х.н., профессор, заведующий кафедрой органической химии ФГАОУ ВО «Национальный исследовательский Нижегородский государственный университет им. Н.И.Лобачевского»,

Программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры пропедевтики внутренних болезней 26.08.2020 г. (протокол № 1)

Зав.кафедрой общей химии,
д.х.н., профессор А.С. Гордцов



26.08.2020 г.

СОГЛАСОВАНО

Председатель ЦМК по естественно-научным,
дисциплинам, д.б.н., С.Л. Малиновская



28.08.2020 г.

СОГЛАСОВАНО

Зам. начальника УМУ,
А.С. Василькова



28.08.2020

г.

1. Цели и задачи дисциплины

1.1 Цель и задачи освоения дисциплины «Химия» (далее – дисциплина).

Цель освоения дисциплины: участие в формировании компетенций ОК-1, ОПК-7

1.2 Задачи дисциплины:

Знать:

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

Уметь:

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

Владеть:

- самостоятельной работы с учебной, научной и справочной литературой; вести поиск и делать обобщающие выводы;

- безопасной работы в химической лаборатории и умения обращаться с химической посудой, реактивами, работать с газовыми горелками и электрическими приборами.

2. Место дисциплины в структуре ООП ВО организации:

2.1 Дисциплина «Химия» относится к базовой части блока 1 «Дисциплины (модули)» ООП ВО. Дисциплина изучается в первом семестре.

2.2 Для изучения дисциплины необходимы знания, формируемые школьными дисциплинами: общая химия, неорганическая химия, органическая химия

2.3 Изучение дисциплины необходимо для знаний, умений и навыков, формируемых последующими дисциплинами профессионального цикла: биохимия, биология, нормальная физиология, патофизиология, фармакология, гигиена, анестезиология, ревматология и интенсивная терапия, основы питания здорового и больного человека, клиническая фармакология, физиотерапия.

3. Результаты освоения дисциплины и индикаторы достижения компетенций:

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих общекультурных (ОК), общепрофессиональных (ОПК):

п/№	Код компетенции	Содержание компетенции (или ее части)	Код и наименование индикатора достижения компетенции	В результате изучения дисциплины обучающиеся должны:		
				Знать	Уметь	Владеть
1.	ОК-1 ОПК - 7	способность к абстрактному мышлению, анализу, синтезу Готовностью к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач		термодинамические и кинетические закономерности, определяющие протекающие 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	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	Навыками самостоятельной работы с учебной, научной и справочной литературой; вести поиск и делать обобщающие выводы; - безопасной работы в химической лаборатории и умения обращаться с химической посудой, реактивами, работать с газовыми горелками и электрическим и приборами.

			<p>слабых электролитов;</p> <p>-</p> <p>основные типы равновесий и процессов жизнедеятельности:</p> <p>протолитическое, гетерогенные, лигандообменные, редокс;</p> <p>-</p> <p>механизмы действия буферных систем организма, их взаимосвязь и роль в поддержании кислотно-основного гомеостаза; особенности кислотно-основных свойств аминокислот и белков;</p> <p>-</p> <p>закономерность и протекания физико-химических процессов в живых системах с точки зрения их конкуренции, возникающей</p>	<p>организма;</p> <p>-</p> <p>представлять данные экспериментальных исследований в виде графиков и таблиц;</p> <p>-</p> <p>производить наблюдения за протеканием химических реакций и делать обоснованные выводы;</p> <p>-</p> <p>представлять результаты экспериментов и наблюдений в виде законченного протокола исследования;</p> <p>-</p> <p>решать типовые практические задачи и овладеть теоретическим минимумом на более абстрактном уровне;</p>	
			<p>в результате совмещения равновесий разных типов;- роль биогенных элементов и их соединений в живых системах;</p> <p>-</p> <p>физико-химические основы поверхностных явлений и факторы;</p> <p>-</p>	<p>-</p> <p>решать ситуационные задачи, опираясь на теоретические положения, моделирующие физико-химические процессы, протекающие в живых организмах;</p> <p>-</p> <p>умеренно ориентировать</p>	

				<p>влияющие на свободную поверхностную энергию; особенности адсорбции на различных границах разделов фаз;</p> <p>-</p> <p>особенности физико-химии дисперсных систем и растворов биополимеров.</p>	<p>ся в информационном потоке (использовать справочные данные и библиографию по той или иной причине).</p>	
--	--	--	--	--	--	--

4. Разделы дисциплины и компетенции, которые формируются при их изучении:

п/№	Код компетенции	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела в дидактических единицах
1.	ОК-1, ОПК - 7	Элементы химической термодинамики, термодинамики растворов и химической кинетики	<p>Предмет и методы химической термодинамики. Взаимосвязь между процессами обмена веществ и энергии в организме. Химическая термодинамика как теоретическая основа биоэнергетики.</p> <p>Основные понятия термодинамики. Интенсивные и экстенсивные параметры. Функция состояния. Внутренняя энергия. Работа и теплота - две формы передачи энергии. Типы термодинамических систем (изолированные, закрытые, открытые). Типы термодинамических процессов (изотермические, изобарные, изохорные). Стандартное состояние.</p> <p><i>Первое начало термодинамики.</i> Энтальпия. Стандартная энтальпия образования вещества, стандартная энтальпия сгорания вещества. Стандартная энтальпия реакции. Закон Гесса. Применение первого начала термодинамики к биосистемам.</p> <p><i>Второе начало термодинамики.</i> Обратимые и необратимые в термодинамическом смысле процессы. Энтропия. Энергия Гиббса. Прогнозирование направления самопроизвольно протекающих процессов в изолированной и закрытой системах; роль энтальпийного и энтропийного факторов. Термодинамические условия равновесия. Стандартная энергия Гиббса образования вещества, стандартная энергия Гиббса биологического окисления вещества. Стандартная энергия Гиббса реакции. Примеры экзергонических и эндергонических процессов, протекающих в организме. Принцип энергетического сопряжения.</p> <p><i>Химическое равновесие.</i> Обратимые и необратимые по направлению реакции. Термодинамические условия равновесия в изолированных и закрытых системах. Константа химического равновесия. Общая константа последовательно и параллельно протекающих процессов. Уравнения изотермы и изобары химической реакции. Прогнозирование смещения химического равновесия. Понятие о буферном действии, гомеостазе и стационарном состоянии живого организма.</p> <p><i>Предмет и основные понятия химической кинетики.</i> Химическая кинетика как основа для изучения скоростей и механизмов биохимических процессов. Скорость реакции, средняя скорость реакции в интервале, истинная скорость. Классификации реакций, применяющиеся в кинетике: реакции,</p>

			<p>гомогенные, гетерогенные и микрогетерогенные; реакции простые и сложные (параллельные, последовательные, сопряженные, цепные). Молекулярность элементарного акта реакции.</p> <p><i>Кинетические уравнения.</i> Порядок реакции. Период полупревращения.</p> <p>Зависимость скорости реакции от концентрации. Кинетические уравнения реакций первого, второго и кулевого порядков. Экспериментальные методы определения скорости и константы скорости реакций.</p> <p>Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент скорости реакции и его особенности для биохимических процессов. Понятие о теории активных соударении. Энергетический профиль реакции; энергия активации; уравнение Аррениуса. Роль стерического фактора. Понятие о теории переходного состояния.</p> <p><i>Катализ.</i> Гомогенный и гетерогенный катализ. Энергетический профиль каталитической реакции. Особенности каталитической активности ферментов. Уравнение Михаэлиса - Ментен и его анализ</p>
2.	ОК-1, ОПК - 7	Учение о растворах	<p>Роль воды и растворов в жизнедеятельности. Физико-химические свойства воды, обуславливающие её уникальную роль как единственного биорастворителя.; влияние внешних условий на растворимость. Термодинамика растворения. Понятие об идеальном растворе. . Константа растворимости. Условия растворения и образования осадков.</p> <p>Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Закон Рауля и следствия из него; понижение температуры кристаллизации, повышение температуры кипения растворов, осмос. Осмотическое давление, закон Вант-Гоффа. Осмотические свойства растворов электролитов. Гипо-, гипер- и изотонические растворы. Изотонический коэффициент. Понятие об изоосмии (электролитном гомеостазе). Осмоляльность и осмолярность биологических жидкостей и перфузионных растворов.</p> <p>Роль осмоса в биологических системах. Плазмолиз и гемолиз</p> <p>Элементы теории растворов электролитов. Сильные и слабые электролиты. Константа ионизации слабого электролита. Закон разведения Оствальда.</p> <p>Элементы теории растворов сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Ионная сила раствора. Активность и коэффициент активности ионов.</p> <p>Электролиты в организме, слюна как электролит.</p>
3.		Основные типы химических равновесий и процессов в функционировании живых систем.	<p><i>Протолитические реакции.</i> Ионизация слабых кислот и оснований. Константа кислотности и основности. Связь между константой кислотности и константой основности в сопряженной протолитической паре. Конкуренция за протон: изолированное и совмещенное протолитические равновесия. Общая константа совмещенного протолитического равновесия. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Амфолиты. Изоэлектрическая точка.</p> <p><i>Буферное действие</i> - основной механизм протолитического гомеостаза организма. Механизм действия буферных систем. Зона буферного действия и буферная емкость. Расчет pH протолитических систем.</p> <p>Буферные системы крови: гидрокарбонатная, фосфатная, гемоглобиновая, протеиновая. Понятие о кислотно-основном состоянии организма.</p> <p><i>Гетерогенные реакции в растворах электролитов.</i> Константа растворимости. Конкуренция за катион или анион:</p>

			<p>изолированное и совмещенное гетерогенные равновесия в растворах электролитов. Общая константа совмещенного гетерогенного равновесия. 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.</p> <p><i>Комплексные соединения.</i> Лигандообменные реакции. Основные положения координационной теории Вернера. Комплексообразователь, лиганды, координационное число, дентатность. Пространственное строение комплексных соединений. Классы комплексных соединений: внутрикомплексные, анионные, катионные, нейтральные. Комплексоны, их применение в медицине. Ионные равновесия в растворах комплексных соединений. Представление о строении металлоферментов. Константа нестойкости комплексного иона. Сложные органические лиганды. Механизм токсического действия тяжелых металлов на основе жестких и мягких кислот и оснований (ЖМКО).</p> <p>Жидкости и ткани организма как проводники второго рода. Удельная и эквивалентная электропроводности, их изменение с разведением раствора. Эквивалентная электропроводность при бесконечном разведении. Абсолютная скорость движения и подвижность ионов. Закон Кольрауша о независимой подвижности ионов. Гидратация ионов. Кондуктометрическое определение степени и константы ионизации слабого электролита. Кондуктометрическое титрование. Электропроводность клеток и тканей в норме и патологии.</p> <p>Электродные потенциалы и механизмы их возникновения. Уравнение Нернста для вычисления электродных потенциалов. Обратимые электроды первого и второго рода. Нормальные электродные потенциалы. Измерение электродных потенциалов. Нормальный водородный электрод. Хлорсеребряный электрод сравнения. Стекланный электрод.</p> <p>Ионоселективные электроды. Окислительно-восстановительные системы. Окислительно-восстановительные потенциалы, механизм их возникновения, биологическое значение. Уравнение Петерса.</p> <p>Потенциометрические методы измерения pH. Потенциометрическое титрование. Полярография и её применение в медико-биологических исследованиях.</p>
4.	ОК-1, ОПК - 7	Физико-химия дисперсных систем в функционировании живых систем. Растворы ВМС	<p>Классификация дисперсных систем: по степени дисперсности, по агрегатному состоянию фаз, по силе межмолекулярного взаимодействия между дисперсной фазой и дисперсионной средой. Природа коллоидного состояния. Молекулярно-кинетические свойства коллоидно-дисперсных систем.</p> <p>Оптические свойства: рассеивание света. Электрокинетические свойства: электрофорез и электроосмос.</p> <p>Строение двойного электрического слоя. Электрокинетический потенциал и его зависимость от различных факторов.</p> <p>Устойчивость дисперсных систем. Устойчивость КДС. Коагуляция. Порог коагуляции и его определение. Коллоидная защита и пептизация. Коагуляция в биологических системах..</p> <p>Коллоидные ПАВ. Биологически важные коллоидные ПАВ (мыла, детергенты, желчные кислоты). Мицеллообразование в растворах ПАВ. Липосомы.</p> <p>Свойства растворов ВМС. Особенности растворения ВМС как следствие их структуры. Механизм набухания и растворения ВМС. Зависимость величины набухания от различных факторов.</p>

			Вязкость. Вязкость крови и других биологических жидкостей. Устойчивость растворов биополимеров. Высаживание биополимеров из растворов. Коацервация и её роль в биологических системах. Застуднение растворов ВМС.
--	--	--	---

5. Объем дисциплины и виды учебной работы.

Вид учебной работы	Трудоемкость		Трудоемкость по семестрам (АЧ)
	объем в зачетных единицах (ЗЕ)	объем в академических часах (АЧ)	
Аудиторная работа, в том числе	3	108	108
Лекции (Л)	<i>0,39</i>	14	14
Лабораторные практикумы (ЛП)			
Практические занятия (ПЗ)	<i>1,44</i>	52	52
Клинические практические занятия (КПЗ)			
Семинары (С)			
Самостоятельная работа студента (СРС)	<i>1,17</i>	42	42
Научно-исследовательская работа студента			
Промежуточная аттестация			
ОБЩАЯ ТРУДОЕМКОСТЬ	3	108	108

6. Содержание дисциплины

6.1. Разделы дисциплины и виды занятий:

п/№	№ семестра	Наименование раздела дисциплины	Виды учебной работы (в АЧ)*						
			Л	ЛП	ПЗ	КПЗ	С	СРС	всего
1	1	Элементы химической термодинамики, термодинамики растворов и химической кинетики. Условия равновесия систем.	4	3	6			10	23
2	1	Учение о растворах	6	6	14			9	35
3	1	Основные типы химических равновесий и процессов в функционировании живых систем.	2	4	8			11	25
4	1	Физико-химия поверхностных явлений в функционировании живых систем.	2	4	7			12	25
		<i>Зачет</i>							
		ИТОГО	<i>14</i>	<i>17</i>	<i>35</i>			<i>42</i>	<i>108</i>

* - Л – лекции; ЛП – лабораторный практикум; ПЗ – практические занятия; С – семинары; СРС – самостоятельная работа студента.

6.2. Тематический план лекций*:

№№ п/п	Наименование тем лекций	Объем в АЧ
		Семестр 1
1.	Элементы химической термодинамики и биоэнергетики. I и II начала	2

	термодинамики, применение к биосистемам. Энтропия. Энергия. Гиббса.	
2.	Кинетика химических и биохимических реакций. Зависимость скорости реакции от различных факторов. Катализ. Кинетическое химическое равновесие. Термодинамика химического равновесия.	2
3.	Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов.	2
4.	Основные типы химических равновесий в живых системах. Теории кислот и оснований. Кислотно – основное равновесие. Растворы сильных электролитов. Водородный показатель.	2
5.	Гидролиз. Буферные системы, механизм их действия. Буферная емкость, буферные системы живых организмов.	2
6.	Окислительно-восстановительные равновесия и процессы. Теория возникновения электродных, окислительно-восстановительных и мембранных потенциалов. Электрохимические методы исследования.	2
7.	Физико-химия дисперсных систем в функционировании живых организмов. Природа коллоидного состояния. Диализ. Оптические свойства. Двойной электрический слой. ПАВ, ПНВ.	2
	ИТОГО (всего - 14 АЧ)	14

*(очная форма, с применением ЭИОС и ДОТ)

6.3. Тематический план практических занятий *:

п/№	Наименование тем практических занятий	Объем в АЧ
		Семестр 1
1	Предмет и задачи общей химии. Химические и физико-химические методы анализа химических соединений.	3
2	Способы выражения концентрации растворов Приготовление растворов заданной концентрации.	2
3	Основы количественного анализа. Титриметрический анализ. Метод нейтрализации.	2
4	Основы количественного анализа. Метод оксидиметрии.	2
5	Элементы химической термодинамики и биоэнергетики.	2
6	Кинетика химических и биохимических реакций.	2
7	Термодинамические и кинетические условия химического равновесия. Смещение равновесия.	2
8	Растворы. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов.	2
9	Основные типы химических равновесий и процессов в функционировании живых систем. Теории кислот и оснований. Гомогенные и гетерогенные равновесия	2
10	Гидролиз солей. Буферные растворы	2
11	Понятие биогенности химических элементов. Химия биогенных элементов s-блока.	2
12	Комплексные соединения на примере соединений d- элементов. Химия биогенных элементов d- блока.	2
13	Химия биогенных элементов p- блока.	2
14	Механизм возникновения электродного, редокс- и мембранных потенциалов. Электрическая проводимость растворов электролитов. Расчет константы и степени диссоциации слабых электролитов.	2
15	Физико-химия поверхностных явлений.	2
16	Коллоидные растворы.	2
17	Свойства растворов ВМС.	2
	Итого (всего - 35 АЧ)	35

*(очная форма, с применением ЭИОС и ДОТ)

6.4. Тематический план лабораторных занятий:

п/№	Наименование тем лабораторных занятий	Объем в
-----	---------------------------------------	---------

		АЧ
		Семестр 1
1	Элементы качественного анализа.	1
2	Приготовление раствора щавелевой кислоты из навески. Приготовление 0,1 н. раствора минеральных кислот из концентрированных растворов.	1
3	Определение нормальности и титра щелочи по титрованному раствору щавелевой кислоты. Определение нормальности и титра кислоты по установленному раствору щелочи.	1
4	Определение нормальности и титра раствора $KMnO_4$ по приготовленному титрованному раствору $Na_2C_2O_4$. Определение нормальности и титра раствора H_2O_2 по приготовленному титрованному раствору $KMnO_4$.	1
5	Определение теплового эффекта реакции нейтрализации. Определение теплоты гидратации сульфата меди (II).	1
6	Определение зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ (взаимодействие хлорида железа (III) с иодидом калия, измерение скорости разложения тиосульфата натрия).	1
7	Химическое равновесие. Смещение химического равновесия.	1
8	Определение молярной массы неэлектролита по методу Раста.	1
9	Определение pH различных растворов. Гидролиз солей. Определение среды растворов гидролизующихся солей.	1
10	Приготовление буферных растворов. Механизм действия буферных растворов. Определение pH растворов на pH-метре. Определение буферной емкости раствора.	1
11	Аналитические реакции на катионы элементов s- блока. Защита рефератов	1
12	Химия биогенных элементов d- блока. Защита рефератов.	1
13	Химия биогенных элементов p- блока. Защита рефератов.	1
14	Потенциометрическое титрование.	1
15	Определение поверхностного натяжения на границе раздела жидкость – газ. Определение ионов Pb^{2+} и Hg^{2+} в смеси методом колоночной хроматографии.	1
16	Приготовление коллоидных растворов. Очистка коллоидных растворов методом диализа. Определение заряда частиц окрашенных зольей.	1
17	Определение изоэлектрической точки желатина. Установление коэффициента набухания желатина.	1
	Итого (всего - 17 АЧ)	17

6.5. Тематический план семинаров: не предусмотрено ФГОСом.

6.6. Виды и темы самостоятельной работы студента (СРС):

п/№	Виды и темы СРС	Объем в АЧ
		Семестр 1
1	Подготовка рефератов по темам.	6
2	Подготовка к практическим занятиям и лабораторным работам, написание отчета по выполненной лабораторной работе. Самостоятельное решение тематических ситуационных задач.	32
3	Подготовка рефератов по темам УИРС.	6

Примеры тем рефератов:**1 семестр**

1. Растворимость газов в жидкостях и ее зависимость от различных факторов. Законы Генри и Дальтона. Влияние электролитов на растворимость газов. Закон Сеченова.
2. Осмос и осмотическое давление.
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. Значение явления смачивания для биологических объектов.
8. Структурно-механические свойства дисперсных систем
9. Физико-химия аэрозолей.
10. Методы титриметрического анализа.
11. Потенциометрия.
12. Полярография.

6.7. Научно-исследовательская работа студента:

№ п/п	Наименование тем научно-исследовательской работы студента	Семестр
1	Подготовка и оформление рефератов по темам, относящимся к химии и медицине (студенческий научный кружок)	1

7. Фонд оценочных средств для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации

№ п/п	№ семестра	Формы контроля	Наименование раздела дисциплины	Оценочные средства		
				Виды	Кол-во вопросов в задании	Кол-во вариантов тестовых заданий
1	2	3	4	5	6	7
1.	1	Контроль освоения темы	Способы выражения концентраций растворов. Титриметрические методы анализа. ОВР	Тестовые задания	80	Аудиторное тестирование (вариант формируется преподавателем)
				Собеседование	3	
				Контрольная работа	3	
4.	1	Контроль освоения темы	Элементы физической химии (т/д, кинетика, хим равновесие)	Тестовые задания	60	Аудиторное тестирование (вариант формируется преподавателем)
				Контрольная работа	3	
6.	1	Контроль освоения темы	Растворы. Равновесия в гомогенных и гетерогенных системах.	Тестовые задания	30	Аудиторное тестирование (вариант формируется преподавателем)
				Контрольная работа	5	

8.	6	Контроль освоения темы	Биогенные элементы s,p,d-блоков.	Тестовые задания	50	Аудиторное тестирование (вариант формируется преподавателем)
				Реферат.	1	
10.	6	Контроль освоения темы	Физико-химия поверхностных явлений. Дисперсные системы. Элементы электрохимии.	Тестовые задания	10	Аудиторное тестирование (вариант формируется преподавателем)

Примеры оценочных средств:

Примеры тестовых заданий:

1. ПРИВЕДИТЕ ОСНОВНУЮ ФОРМУЛУ ДЛЯ ОПРЕДЕЛЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИЙ В ОБЪЕМНОМ АНАЛИЗЕ

1) $C_1 \cdot V_2 = C_2 \cdot V_1$;

2) $V_1 = V_2$;

3) — — ;

4) $C_1 = C_2$;

5) — .

2. ПРИ ПОЛНОЙ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ H_2SO_4 МОЛЯРНАЯ МАССЕ ЕЁ ЭКВИВАЛЕНТА РАВНА:

1) 49 г/моль;

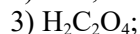
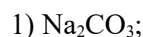
2) 98 г/моль;

3) 32,67 г/моль;

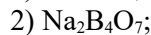
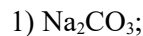
4) 196 г/моль;

5) 294 г/моль.

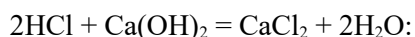
3. МЕТОДОМ ТОЧНОЙ НАВЕСКИ МОЖНО ПРИГОТОВИТЬ РАСТВОР:



4. МЕТОДОМ ПРИБЛИЗИТЕЛЬНОЙ НАВЕСКИ МОЖНО ПРИГОТОВИТЬ РАСТВОР:



1. ФАКТОРЫ ЭКВИВАЛЕНТНОСТИ (СООТВЕТСТВЕННО) ДЛЯ $Ca(OH)_2$ и HCl , УЧАСТВУЮЩИХ В РЕАКЦИИ



1) 1/1;

2) 2;

3) 1/3;

4) 1/2;

5) 3.

6. ФАКТОРЫ ЭКВИВАЛЕНТНОСТИ (СООТВЕТСТВЕННО) ДЛЯ H_2SO_4 и KOH , УЧАСТВУЮЩИХ В РЕАКЦИИ $H_2SO_4 + 2KOH \rightarrow 2H_2O + K_2SO_4$:

1) 1/1;

- 2) 6;
- 3) 3;
- 4) 1/6;
- 5) 1/2.

7. СОГЛАСНО ЗАКОНУ ЭКВИВАЛЕНТОВ, В ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ РАСХОДУЮТСЯ:

- 1) одинаковые массы исходных веществ;
- 2) одинаковые объёмы исходных веществ;
- 3) одинаковые химические количества исходных веществ;
- 4) одинаковые концентрации реагирующих веществ;
- 5) одинаковые количества химических эквивалентов исходных веществ.

8. В ТИТРИМЕТРИЧЕСКОМ АНАЛИЗЕ ИСПОЛЬЗУЕТСЯ СЛЕДУЮЩАЯ МАТЕМАТИЧЕСКАЯ ФОРМА ЗАПИСИ ЗАКОНА ЭКВИВАЛЕНТОВ:

- 1) $m_1(X_1) : m_2(X_2) = M(1/zX_2) : M(1/zX_1)$;
- 2) $m_1(X_1) \cdot M(1/zX_1) = m_2(X_2) \cdot M(1/zX_2)$;
- 3) $C(1/zX_1) \cdot V_1 = C(1/zX_2) \cdot V_2$;
- 4) $m_1(X_1) : M(1/zX_1) = C(1/zX_2) \cdot V(X_2)$;
- 5) $C(1/zX_1) : M(1/zX_1) = C(1/zX_2) : M(1/zX_2)$.

9. НА ТИТРОВАНИЕ 10 см³ ИССЛЕДУЕМОГО РАСТВОРА ЗАТРАТИЛИ 12,5 см³ РАБОЧЕГО РАСТВОРА С МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ ХИМИЧЕСКОГО ЭКВИВАЛЕНТА ВЕЩЕСТВА 0,2 моль/дм³. МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ ХИМИЧЕСКОГО ЭКВИВАЛЕНТА ВЕЩЕСТВА В ИССЛЕДУЕМОМ РАСТВОРЕ РАВНА:

- 1) 0,15 моль/дм³;
- 2) 0,5 моль/дм³;
- 3) 0,25 моль/дм³;
- 4) 0,05 моль/дм³;
- 5) 0,025 моль/дм³.

10. НА ТИТРОВАНИЕ 10 см³ 0,1050 М РАСТВОРА HCl ИЗРАСХОДОВАНО 8,5 см³ РАСТВОРА КОН. ДЛЯ РАСТВОРА ЩЕЛОЧИ БУДЕТ ВЕРНЫМ:

- 1) молярная концентрация КОН равна 0,1235 моль/дм³;
- 2) титр КОН равен 0,00475 г/см³;
- 3) молярная концентрация КОН равна 0,08715 моль/дм³;
- 4) количество эквивалентов КОН в данной реакции равно 1,05 моль;
- 5) титр КОН равен 0,006916 г/см³.

Примеры контрольных заданий

Раздел «Способы выражения концентраций растворов. Титриметрические методы анализа.

ОВР»

1. Подберите коэффициенты методом электронно-ионного баланса в уравнениях:



2. Определите молярность и молярную концентрацию эквивалента 6% раствора Na₂S с плотностью 1,067 г/мл.

3. Определите титр и нормальность пероксида водорода, если на реакцию с 20,0 мл раствора пероксида израсходовалось 16,0 мл 0,0256 н. раствора KMnO₄.

Раздел «Элементы физической химии (т/д, кинетика, хим равновесие)»

Вариант 1.

1. Системы открытые, закрытые, изолированные (определения, примеры). Внутренняя

- энергия.
- Константа скорости гидролиза сахарозы при 25°C равна $3,2 \cdot 10^{-3} \text{ ч}^{-1}$.
Рассчитайте:
 - время, за которое гидролизу подвергнется 10% исходного количества сахарозы;
 - период полупревращения реакции.
 - Вычислите стандартное значение энергии Гиббса и константу равновесия процесса гидратации β -лактоглобулина при 25°C, для которого $\Delta H^0 = -6,75 \text{ кДж/моль}$ и $\Delta S^0 = -9,74 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{К)}$.

Вариант 2

- Катализ, катализаторы, ингибиторы (определение, примеры).
- Вычислите стандартную энергию Гиббса реакции фотосинтеза по величинам энтальпии и энтропии образования для реакции:

$$6\text{CO}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq}) + 6\text{O}_2(\text{г})$$

$$S^0(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)_p = 270 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$$
- Константа равновесия для реакции: $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = \text{CH}_3\text{Cl}(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г})$ равна 1 при 80 С. Исходные концентрации взятых веществ равнялись: $C(\text{CH}_4) = 2 \text{ моль/л}$; $C(\text{Cl}_2) = 6 \text{ моль/л}$. Рассчитать, при каких концентрациях всех четырех веществ установится равновесие.

Раздел «Растворы. Равновесия в гомогенных и гетерогенных системах».

Вариант 1

- Растворение 13,43 г полимера, имеющего эмпирическую формулу $(-\text{CH}_2-\text{CH}-)_n$ в 50г бензола понижает температуру замерзания бензола на 0,2 °С. Определите среднюю молярную массу и степень полимеризации (n). $E_{\text{кр. бензола}} = 5,12$.
- Вычислить pH раствора, полученного добавлением к 5 л H_2O 1 мл 40%-го NaOH. ($\rho = 1,28 \text{ г/мл}$).
- Напишите уравнения гидролиза FeCl_2 и FeCl_3 по первой ступени. Какая из солей гидролизуетесь сильнее при одинаковой концентрации и температуре и почему?
- Антидотом при отравлениях свинцом является тиосульфат натрия, переводящий свинец в сульфид свинца (II). $K_S(\text{PbS}) = 2,5 \cdot 10^{-27}$. Определите содержание Pb^{2+} в растворе насыщенном PbS (моль/л, мг/л).
- Смешали 300 мл 0,1 М CH_3COOH и 200 мл 0,2М CH_3COONa . Рассчитать pH полученного раствора.

Вариант 2

- Что произойдет с эритроцитами, если их поместить в 7% раствор сахарозы ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)? Температура = 37 °С, $\rho_{\text{р-ра}} = 1,04 \text{ г/мл}$.
- Какой объем 10% раствора NaOH ($\rho = 1,07 \text{ г/мл}$) потребуется для приготовления 3 л раствора, имеющего pH = 12?
- Какая из солей NH_4HCO_3 и KHCO_3 гидролизуетесь сильнее и почему? Написать уравнения гидролиза.
- Оксалат кальция CaC_2O_4 при мочекаменной болезни откладывается в виде мочевых камней. Какова должна быть концентрация $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, чтобы началось образование осадка CaC_2O_4 , если концентрация $\text{Ca}^{2+} = 4,5 \text{ моль/л}$? $K_S(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,3 \cdot 10^{-9}$.
- Смешали 300 мл 0,2 М NaH_2PO_4 и 200 мл 0,1 М Na_2HPO_4 . Рассчитать pH полученного

раствора.

Раздел «Биогенные элементы s,p,d-блоков».

Вариант 1

1. Электронная и электронно-графическая формула $_{53}\text{I}$.
2. Окислительно-восстановительные свойства иода и его соединений.
3. Закончить уравнение $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KI}$, расставить коэффициенты методом полуреакций. Биологическая роль соединений иода в организме человека. Лекарственные препараты. Применение в стоматологии.
4. Определите растворимость AgI (моль/л, мг/л) в 0,2М растворе иодида серебра.
5. Иодид калия применяется в качестве лекарственного препарата при гипертериозе. Опишите аналитические эффекты, которые будут наблюдаться при добавлении к раствору, содержащему I^- : а) нитрата серебра; б) хлорной воды. Напишите уравнения химических реакций.

Вариант2

1. Электронная и электронно-графическая формула $_{20}\text{Ca}$.
2. Основные свойства CaO , $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Подтвердите уравнениями реакций.
3. Выпадет ли осадок при сливании равных объемов 0,01 М CaCl_2 и 0,02М Na_2SO_4 ? $K_{\text{sp}}(\text{CaSO}_4) = 6,2 \cdot 10^{-5}$.
4. Гипс. Химизм процесса схватывания. Содержание в организме человека. Биологическая роль, лекарственные препараты. Гидроксид и фторапатиты как составляющие костной ткани и эмали зуба.
5. Опишите аналитически эффекты, которые будут наблюдаться при добавлении к раствору, содержащему Ca^{2+} : а) раствора оксалата натрия; б) последующее добавление раствора HCl .

Вопросы для зачета

1. *Основные понятия термодинамики.* Интенсивные и экстенсивные параметры. Функция состояния. Внутренняя энергия. Работа и теплота – две формы передачи энергии. Типы термодинамических систем (изолированные, закрытые, открытые). Типы термодинамических процессов (изотермические, изобарные, изохорные). Стандартное состояние.
2. *Первое начало термодинамики.* Энтальпия. Стандартная энтальпия образования вещества, стандартная энтальпия сгорания вещества. Стандартная энтальпия реакции. Закон Гесса и следствия из него. Применение первого начала термодинамики к биосистемам.
3. *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.
4. *Термодинамические условия равновесия.* Стандартная энергия Гиббса образования вещества, стандартная энергия Гиббса биологического окисления вещества. Стандартная энергия Гиббса реакции. Примеры экзергонических и эндергонических процессов, протекающих в организме. Принцип энергетического сопряжения.
5. *Предмет и основные понятия химической кинетики.* Химическая кинетика как основа для изучения скоростей и механизмов биохимических процессов. Скорость реакции, средняя скорость реакции в интервале, истинная скорость. Классификации реакций, применяющиеся в кинетике: реакции, гомогенные, гетерогенные и микрогетерогенные;

реакции простые и сложные (параллельные, последовательные, сопряженные, цепные). Молекулярность элементарного акта реакции.

6. *Кинетические уравнения*. Порядок реакции. Период полупревращения. Зависимость скорости реакции от концентрации. Кинетические уравнения реакций первого, второго и нулевого порядков. Экспериментальные методы определения скорости и константы скорости реакций.
7. *Зависимость скорости реакции от температуры*. Температурный коэффициент скорости реакции и его особенности для биохимических процессов. Понятие о теории активных соударений. Энергетический профиль реакции; энергия активации; уравнение Аррениуса. Роль стерического фактора. Понятие о теории переходного состояния.
8. *Катализ*. Гомогенный и гетерогенный катализ. Энергетический профиль каталитической реакции. Особенности каталитической активности ферментов.
9. *Химическое равновесие*. Обратимые и необратимые по направлению реакции. Термодинамические условия равновесия в изолированных и закрытых системах. Константа химического равновесия. Уравнения изотермы и изобары химической реакции. Прогнозирование смещения химического равновесия. Принцип Ле Шателье-Брауна. Понятие о стационарном состоянии живого организма.
10. *Роль воды и растворов* в жизнедеятельности. Физико-химические свойства воды, обуславливающие ее уникальную роль как биорастворителя. Диаграмма состояния воды. Зависимость растворимости веществ в воде от соотношения гидрофильных и гидрофобных свойств; влияние внешних условий, на растворимость. Термодинамика растворения. Понятие об идеальном растворе.
11. Растворимость газов в жидкости. Законы Генри и Генри-Дальтона их медико-биологическое значение.
12. *Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов*. Закон Рауля и следствия из него: понижение температуры замерзания раствора, повышение температуры кипения раствора. Эбулиометрия и криометрия.
13. *Осмоз*. *Осмотическое давление*, закон Вант-Гоффа. Осмотические свойства растворов электролитов. Гипо-, гипер- и изотонические растворы. Изотонический коэффициент. Понятие об изоосмии (электролитном гомеостазе). Осмоляльность и осмолярность биологических жидкостей и перфузионных растворов. Роль осмоса в биологических системах. Плазмолиз и гемолиз
14. Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов. Изотонический коэффициент.
15. *Сильные и слабые электролиты*. Степень электролитической диссоциации. Ионизация слабых кислот и оснований. Константа кислотности и основности. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации и константу электролитической диссоциации. Закон разведения Оствальда.
16. Основные положения теории растворов сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Активность, коэффициент активности ионов. Ионная сила раствора. Кажущаяся степень диссоциации. Электролиты в организме.
17. Основные положения протолитической теории кислот и оснований Бренстеда-Лоури; сопряженная протолитическая пара. Связь между константой кислотности и константой основности в сопряженной протолитической паре. Амфолиты. Теория Льюиса.
18. Автопротолиз воды. Константа автопротолиза воды. Водородный показатель (рН) как количественная мера активной кислотности и основности. Определение активной концентрации ионов водорода.
19. *Гидролиз солей*. Механизм гидролиза по катиону, по аниону. Степень и константа гидролиза. Смещение равновесия гидролиза. Медико-биологическое значение гидролиза.
20. *Гетерогенные реакции в растворах электролитов*. Константа растворимости. Условия образования и растворения осадков.

21. Понятие о кислотно-основном состоянии организма. Кислотно-основные буферные растворы. Состав, механизм действия буферных растворов. Буферная емкость. Уравнение Гендерсона-Гассельбаха. Буферные системы крови: гидрокарбонатная, фосфатная, гемоглобиновая, протеиновая.
22. Адсорбционные равновесия и процессы на подвижных границах раздела фаз. Поверхностная энергия Гиббса и поверхностное натяжение. Адсорбция. Уравнение Гиббса. Поверхностно-активные и поверхностно-неактивные вещества. Изменение поверхностной активности в гомологических рядах (правило Траубе). Изотерма адсорбции. Ориентация молекул в поверхностном слое и структура биомембран.
23. Адсорбционные равновесия на неподвижных границах раздела фаз. Физическая адсорбция и хемосорбция. Адсорбция газов на твердых телах. Адсорбция из растворов. Уравнение Ленгмюра. Зависимость величины адсорбции от различных факторов. Правило выравнивания полярностей. Избирательная адсорбция. Значение адсорбционных процессов для жизнедеятельности. Физико-химические основы адсорбционной терапии, гемосорбции, применения в медицине ионитов.
24. Классификация дисперсных систем. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности; по агрегатному состоянию фаз; по силе межмолекулярного взаимодействия между дисперсной фазой и дисперсионной средой. Природа коллоидного состояния.
25. Получение и свойства дисперсных систем. Получение суспензий, эмульсий, коллоидных растворов. Диализ, электродиализ, ультрафильтрация. Физико-химические принципы функционирования искусственной почки. Молекулярно-кинетические свойства коллоидно-дисперсных систем: броуновское движение, диффузия, осмотическое давление, седиментационное равновесие. Оптические свойства: рассеивание света (Закон Рэлея). Электрокинетические свойства: электрофорез и электроосмос; потенциал течения и потенциал седиментации. Строение двойного электрического слоя. Электрокинетический потенциал и его зависимость от различных факторов.
26. Устойчивость дисперсных систем. Седиментационная, агрегативная и конденсационная устойчивость лиозолей. Факторы, влияющие на устойчивость лиозолей. Коагуляция.
27. *Окислительно-восстановительные (редокс) реакции.* Механизм возникновения электродного и редокс-потенциалов. Уравнения Нернста-Петерса. Сравнительная сила окислителей и восстановителей. Стандартный электродный потенциал. Гальванический элемент.
28. Прогнозирование направления редокс-процессов по величинам редокс-потенциалов. Связь ЭДС с энергией Гиббса и константой равновесия реакций, протекающих в гальваническом элементе.
29. Титриметрический анализ. Химический эквивалент вещества. Молярная концентрация эквивалента вещества. Закон эквивалентов. Точка эквивалентности и способы её фиксирования.
30. Теоретические основы кислотно-основного титрования (метод нейтрализации). Рабочие растворы, индикаторы. Кривые титрования, выбор индикатора. Расчет молярной концентрации эквивалента и титра растворов кислот и щелочей в методе нейтрализации.
31. Оксидиметрия. Перманганатометрия. Рабочие растворы, индикаторы. Химические реакции, лежащие в основе метода. Расчет молярной концентрации эквивалента и титра растворов окислителей и восстановителей. в методе перманганатометрии.
32. Оксидиметрия. Йодометрия. Рабочие растворы, индикаторы. Химические реакции, лежащие в основе метода. Расчет молярной концентрации эквивалента и титра растворов окислителей и восстановителей в методе йодометрии.
33. Лигандообменные реакции. Основные положения координационной теории Вернера. Комплексообразователь, лиганды, координационное число, дентатность. Природа

химической связи в комплексных соединениях.

34. Изомерия и пространственное строение комплексных соединений. Пространственное строение комплексных соединений. Классы комплексных соединений: внутрикомплексные, анионные, катионные, нейтральные.
35. Комплексоны, их применение в медицине. Ионные равновесия в растворах комплексных соединений. Константа нестойкости и устойчивости комплексного иона.
36. Химия биогенных элементов s-блока. Электронные структуры атомов и катионов. Общая характеристика элементов 1А группы. Биологическая роль натрия, калия. Важнейшие соединения калия и натрия. Аналитические реакции на катионы натрия и калия.
37. Химия биогенных элементов s-блока. Электронные структуры атомов и катионов. Общая характеристика элементов 2А группы. Биологическая роль кальция, магния. Важнейшие соединения. Химическое сходство и биологический антагонизм магний-кальций. Аналитические реакции на катионы магния, кальция, бария.
38. Химия биогенных элементов d-блока. Электронные структуры атомов и катионов меди и серебра. Общая характеристика d-элементов 1Б группы. Важнейшие соединения, содержащие атомы меди и серебра. Образование комплексных соединений (гидроксикомплексы, аминоккомплексы). Аналитические реакции на катионы Cu^{2+} , Ag^+ .
39. Химия биогенных элементов d-блока. Электронные структуры атомов и катионов хрома и марганца. Важнейшие соединения, содержащие атомы хрома и марганца. Биологическая роль. Зависимость окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойства соединений хрома и марганца от степени окисления атомов. Аналитические реакции на катионы Mn^{2+} , Cr^{3+} .
40. Химия биогенных элементов d-блока. Электронные структуры атомов и катионов железа. Важнейшие простые и комплексные соединения, содержащие атомы железа. Биологическая роль железа. Аналитические реакции на катионы Fe^{2+} , Fe^{3+} .
41. Химия биогенных элементов p-блока. Общая характеристика элементов IVA группы. Электронные структуры атомов элементов. Соединения углерода: оксид и диоксид углерода, их биологическая активность. Угольная кислота и ее соли. Применение в медицине соединений углерода. Аналитические реакции на ионы CO_3^{2-} , (HCO_3^-) , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, CH_3COO^- .
42. Химия биогенных элементов p-блока. Общая характеристика элементов VA группы. Электронные структуры атомов элементов. Соединения фосфора: оксиды, фосфорная кислота и ее соли. Применение в медицине соединений фосфора, их биологическая роль. Аналитические реакции на ионы PO_4^{3-} , (HPO_4^{2-}) .
43. Химия биогенных элементов p-блока. Общая характеристика элементов VIA группы. Электронные структуры атомов элементов. Кислород и его соединения. Озон. Биологическая роль кислорода. Применение кислорода и озона в медицине.
44. Химия биогенных элементов p-блока. Общая характеристика элементов VIA группы. Электронные структуры атомов элементов. Соединения серы: оксиды, гидроксиды. Биологическая роль и применение соединений серы в медицине. Аналитические реакции на ионы SO_4^{2-} , SCN^- .
45. Химия биогенных элементов p-блока. Общая характеристика элементов VIIA группы. Электронные структуры атомов элементов. Галогены. Галогеноводородные кислоты, галогениды. Биологическая роль соединений фтора, хлора, брома, йода. Аналитические реакции на ионы Cl^- , Br^- , I^- .

Примеры билетов для зачета

Дисциплина: ХИМИЯ

БИЛЕТ №

1. Осмос. Осмотическое давление, закон Вант-Гоффа. Осмотические свойства растворов электролитов. Гипо-, гипер- и изотонические растворы.
2. При повышении температуры на 50°C скорость реакции возросла в 1200 раз. Вычислите γ .

Дисциплина: ХИМИЯ

БИЛЕТ №

1. Понятие о гидролизе. Механизм гидролиза солей по катиону и по аниону. Роль гидролиза в биохимических процессах.
2. Возможно ли образование осадка Ag_2SO_4 при смешивании равных объемов 0,01М раствора AgNO_3 и 0,03М раствора H_2SO_4 .
 $K_s(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 7,7 \cdot 10^{-5}$.

8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины (печатные, электронные издания, интернет и другие сетевые ресурсы).

8.1. Перечень основной литературы:

п/№	Наименование согласно библиографическим требованиям	Кол-во экземпляров	
		в библиотеке	на кафедре
1.	Общая химия: учебник/ А.В.Жолнин; под ред. В.А.Попкова, А.В.Жолнина.- М.: ГЕОТАР-Медиа, 2014. – 400 с.	300	
2.	Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. Учебник для медицинских вузов. Ю.А. Ершов, В.А. Попков, А.С. Берлянд и др., / под ред. В.А.Попкова – М.: Высшая школа, 1993, 2000, 2007. 560 с.,	435	
		165	
		93	
3.	Общая химия. Учебник для медицинских вузов./В.А.Попков, С.А.Пузаков,. - М, ГЭОТАР Медиа, 2009 г. 976 с	397	

1.2. Перечень дополнительной литературы

п/п №	Наименование согласно библиографическим требованиям	Кол-во экземпляров	
		в библиотеке	на кафедре
1.	Химия: Основы химии живого: Учебник для вузов.В.И. Слесарев – СПб: Химиздат, 2000. -768 с.: ил.		15
2.	Ленский А.С. Введение в бионерганическую и биофизическую химию: Учебн. пособие для студентов медицинских вузов.- М: Высш. шк., 1989.-256с.: ил.	737	

8.3. Перечень методических рекомендаций для самостоятельной работы студентов:

№	Наименование согласно библиографическим требованиям	Кол-во экземпляров	
		в библиотеке	на кафедре
1.	Попков В. А., Практикум по общей химии. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. М.: Высшая школа, 2001 Попков В. А., Практикум по общей химии. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. М.: Академия, 2005.-100с.		
2.	Химия: учебно-методическое пособие /сост. С.В. Зимина, М.С. Пискунова, И.В. Жданович; под общ. ред. А.С. Гордцева. - Н. Новгород: Издательство		

	ПИМУ, 2019. - 247 с.		
3.	Химия биогенных элементов: учебно-методическое пособие /сост. С.В. Зимина, М.С. Пискунова, И.В. Жданович; под общ. ред. А.С. Гордцова. – Н.Новгород: Издательство ПИМУ, 2019. – 154 с.	1	

8.4. Электронные образовательные ресурсы, используемые в процессе преподавания дисциплины:

8.4.1. Внутренняя электронная библиотечная система университета (ВЭБС)*

<i>Наименование электронного ресурса</i>	<i>Краткая характеристика (контент)</i>	<i>Условия доступа</i>	<i>Количество пользователей</i>
Внутренняя электронная библиотечная система (ВЭБС)	Труды профессорско-преподавательского состава академии: учебники и учебные пособия, монографии, сборники научных трудов, научные статьи, диссертации, авторефераты диссертаций, патенты.	с любого компьютера, находящегося в сети Интернет, по индивидуальному логину и паролю [Электронный ресурс] – Режим доступа: http://95.79.46.206/login.php	Не ограничено

8.4.2. Электронные образовательные ресурсы, приобретаемые университетом

<i>Наименование электронного ресурса</i>	<i>Краткая характеристика (контент)</i>	<i>Условия доступа</i>	<i>Количество пользователей</i>
Электронная база данных «Консультант студента»	Учебная литература + дополнительные материалы (аудио-, видео-, интерактивные материалы, тестовые задания) для высшего медицинского и фармацевтического образования. Издания, структурированы по специальностям и дисциплинам в соответствии с действующими ФГОС ВПО.	с любого компьютера, находящегося в сети Интернет, по индивидуальному логину и паролю [Электронный ресурс] – Режим доступа: http://www.studmedlib.ru/	Общая подписка ПИМУ
Электронная библиотечная система «Букап»	Учебная и научная медицинская литература российских издательств, в т.ч. переводы зарубежных изданий.	с любого компьютера, находящегося в сети Интернет по логину и паролю, с компьютеров академии. Для чтения доступны издания, на которые оформлена подписка. [Электронный ресурс] – Режим доступа: http://www.books-up.ru/	Общая подписка ПИМУ
«Библиопоиск»	Интегрированный поисковый сервис «единого окна» для электронных каталогов, ЭБС и полнотекстовых баз данных. Результаты единого поиска в демоверсии включают документы из отечественных и зарубежных электронных библиотек и баз данных, доступных университету в рамках подписки, а также из баз данных открытого доступа.	Для ПИМУ открыт доступ к демоверсии поисковой системы «Библиопоиск»: http://bibliosearch.ru/pimu .	Общая подписка ПИМУ
Отечественные электронные периодические издания	Периодические издания медицинской тематики и по вопросам высшей школы	- с компьютеров академии на платформе электронной библиотеки eLIBRARY.RU -журналы изд-ва «МедиаСфера» -с компьютеров библиотеки или предоставляются библиотекой по заявке пользователя [Электронный ресурс] – Режим доступа: https://elibrary.ru/	

Международная наукометрическая база данных «Web of Science Core Collection»	Web of Science охватывает материалы по естественным, техническим, общественным, гуманитарным наукам; учитывает взаимное цитирование публикаций, разрабатываемых и предоставляемых компанией «Thomson Reuters»; обладает встроенными возможностями поиска, анализа и управления библиографической информацией.	С компьютеров ПИМУ доступ свободный [Электронный ресурс] – Доступ к ресурсу по адресу: http://apps.webofknowledge.com	С компьютеров ПИМУ доступ свободный
---	---	--	-------------------------------------

8.4.3 Ресурсы открытого доступа

<i>Наименование электронного ресурса</i>	<i>Краткая характеристика (контент)</i>	<i>Условия доступа</i>
Федеральная электронная медицинская библиотека (ФЭМБ)	Включает электронные аналоги печатных изданий и оригинальные электронные издания, не имеющие аналогов, зафиксированных на иных носителях (диссертации, авторефераты, книги, журналы и т.д.). [Электронный ресурс] – Режим доступа: http://нэб.рф/	с любого компьютера, находящегося в сети Интернет
Научная электронная библиотека eLIBRARY.RU	Крупнейший российский информационный портал в области науки, технологии, медицины и образования, содержащий рефераты и полные тексты научных статей и публикаций. [Электронный ресурс] – Режим доступа: https://elibrary.ru/	с любого компьютера, находящегося в сети Интернет.

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины.

9.1. Перечень помещений*, необходимых для проведения аудиторных занятий по дисциплине.

1. Лекционный зал, оборудованный мультимедийной техникой и микрофоном.
2. Кабинеты для проведения практических занятий

9.2. Перечень оборудования*, необходимого для проведения аудиторных занятий по дисциплине.

1. Мультимедийный комплекс
2. Информационные стенды.
3. Таблицы
4. Слайды и мультимедийные презентации лекций.
5. Химическая посуда
6. Химические реактивы
7. Микроскопы, предметные стекла
8. Калориметры
9. Аналитические весы,

10. Лист изменений в рабочей программе дисциплины «Химия»

№	Дата внесения изменений	№ протокола заседания кафедры, дата	Содержание изменения	Подпись
---	-------------------------------	---	----------------------	---------