

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



« 21 » 03 2017 г.

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



« 21 » 03 2017 г.

## РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

### ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ

*(Название дисциплины)*

**Б.1.Б.9**

*(Шифр дисциплины)*

Рекомендуется для направления подготовки  
**ФАРМАЦИЯ 33.05.01**

Уровень высшего образования **Специалитет**  
Квалификация (степень) выпускника **Провизор**

**Факультет фармацевтический**

**Форма обучения очная**

СОГЛАСОВАНО  
Декан  
фармацевтического  
факультета  
доцент И.К. Петрухина



« 17 » 10 2016 г.

СОГЛАСОВАНО  
Председатель методической  
комиссии по специальности  
«Фармация»  
профессор В.А. Куркин



« 17 » 10 2016 г.

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



« 05 » 10 2016 г.

Самара 2016

Рабочая программа разработана в соответствии с ФГОС ВО по специальности Фармация 33.05.01, утвержденным приказом Министерства образования и науки Российской Федерации (№ 1037 от 11 августа 2016 г)

#### **Составители рабочей программы:**

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

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

**Глубокова М.Н.** – к.фарм.н., доцент кафедры общей, бионеорганической и биоорганической химии СамГМУ.

#### **Рецензенты:**

**Пурыгин П.П.**, доктор химических наук, профессор, заслуженный деятель науки и техники РФ, заведующий кафедрой органической, биоорганической и медицинской химии ФГАОУ ВО «Самарский национальный исследовательский университет имени академика С.П. Королева»,

**Платонов И.А.**, доктор технических наук, профессор, заведующий кафедрой химии ФГАОУ ВО «Самарский национальный исследовательский университет имени академика С.П. Королева»

## 1. Планируемые результаты обучения по дисциплине

**Цель** - изучение законов и теорий, которые являются фундаментом для освоения других химических, специальных и профессиональных дисциплин. Предмет общей и неорганической химии ставит своей целью развитие у будущего специалиста провизора химического мышления, что является необходимым условием для изучения медико-биологических, химических, профессиональных и специальных дисциплин, а так же формирование умений и навыков проведения химического эксперимента.

### **Задачи:**

- ознакомление студентов с принципами организации и работы химической лаборатории, с мероприятиями по охране труда и технике безопасности в химической лаборатории, с осуществлением контроля за соблюдением и обеспечением экологической безопасности при работе с реактивами;
- формирование навыков изучения научной химической литературы;
- экспериментальное обоснование теоретических вопросов общей и неорганической химии;
- привитие навыков постановки и проведения экспериментальной работы; овладение навыками использовать методы физико-химических измерений, получивших широкое применение в фармации
- формирование умения анализировать наблюдения и данные измерений и на основе этого делать обобщающие выводы и оформлять результаты экспериментальных работ;
- формирование умений для решения проблемных и ситуационных задач.

### **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).

В результате изучения дисциплины студент должен:

#### **Знать:**

- задачи общей и неорганической химии в фармации, в практической деятельности провизора, исследователя в области фармации; пути и способы их решения
- основные законы и понятия химии как базу всего химического цикла дисциплин на фармацевтическом факультете;
- связь свойств соединений с положением составляющих их элементов в Периодической системе химических элементов Д.И.Менделеева.
- основные понятия термодинамики и законы термохимии, критерии устойчивости соединений и самопроизвольного протекания процессов;
- закономерности протекания обратимых и необратимых химических процессов с точки зрения кинетики и равновесий для осмысленного использования и управления химических реакций с участием биологически активных веществ, фармацевтических препаратов и реагентов;
- учение о растворах и равновесии в растворах электролитов и неэлектролитов, как научную основу для изучения обменных процессов в организме, механизма действия растворимых лекарственных препаратов, многих разделов аптечной и заводской технологии лекарств, проведения большинства операций фарманализа;
- закономерности окислительно-восстановительных реакций и их механизм для понимания важнейших процессов жизнедеятельности организма человека, связанных с

переносом электрона или протона; механизма бактерицидного действия ряда препаратов, осмысленного использования в фарманализе методов оксидиметрии;

- основы квантовомеханической теории атомов и молекул, природы химической связи, периодический закон и периодическая система;

- строение и свойства комплексных соединений как основу для изучения действия биологически активных внутрикомплексных соединений, действия лекарственных препаратов комплексной природы и их получения, для использования реакций комплексообразования в фарманализе;

- основные положения учения В.И.Вернадского о биосфере и ноосфере как базу для формирования позиции будущего специалиста в области экологии и его активного участия в сохранении окружающей Среды;

- общую характеристику групп элементов периодической системы, основные закономерности изменения свойств простых и сложных соединений в соответствии с периодическим законом;

- кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства важнейших простых и сложных соединений металлов и неметаллов, их биологическое значение, химические основы использования в качестве лекарственных препаратов и реагентов в фарманализе.

**Уметь:**

- самостоятельно работать со справочной и учебной литературой, превращать прочитанное в средство для решения типовых задач;

- активно использовать номенклатурные правила по неорганической химии и номенклатуру неорганических соединений;

- осуществлять перевод одного вида концентрации в другие, определять молярные массы веществ и молярные массы эквивалентов;

- рассчитывать энергетические характеристики химических процессов, прогнозировать направление и глубину их протекания, рассчитывать равновесные концентрации веществ по известным исходным концентрациям и константе равновесия;

- рассчитывать количества компонентов растворов заданной концентрации и готовить растворы определенной концентрации;

- уметь предсказать образование осадка при сливании растворов известной концентрации;

- на основании периодического закона и строение электронных оболочек атомов прогнозировать свойства и взаимодействие химических элементов и их соединений, применяемых в фармации, и решать соответствующие этим превращением количественные задачи;

- производить расчет осмотического давления растворов неорганических и органических биологически важных веществ, концентраций изотонических растворов, как основы изотонирования лекарственных форм;

- на основании закона разбавления Оствальда определять степень диссоциации и концентрации растворов слабых электролитов по величине константы диссоциации (ионизации);

- рассчитывать ионную силу растворов сильных электролитов, коэффициента активности, активной концентрации, значений рН и рОН растворов кислот и оснований по заданной концентрации;

- прогнозировать возможность протекания ОВР по величине стандартных электродных потенциалов;

- по величине константы нестойкости производить расчеты концентраций ионов внешней сферы и комплексообразователей, ионов или молекул лигандов в растворах комплексных соединений;

- проводить простой учебно-исследовательский эксперимент на основе овладения основными приемами техники работ в лаборатории, выполнять расчеты, оформлять результаты, формулировать выводы.

**Владеть:**

- правилами техники безопасности при работе в химической лаборатории;
- умением прогнозировать реакционную способность химических элементов и их химических соединений, их прочность, физические свойства (растворимость, температуру плавления, летучесть и др.);
- правилами номенклатуры неорганических соединений;
- интерпретацией расчета значений термодинамических функций и умением на их основе прогнозировать возможность осуществления и направление протекания химических процессов;
- умением экспериментально определять рН растворов при помощи индикаторов и приборов;
- умением использовать значения констант растворимости ( $K_s$ ), при решении задач фармализа;
- умением проводить химические эксперименты, пробирочные реакции, использовать химическую посуду, установку для перегонки жидкостей, ареометры для определения плотности растворов;
- умением применять методики измерения значений физических величин и методики оценки погрешностей измерений.

**2. Место дисциплины в структуре образовательной программы:**

Дисциплина «Химия общая и неорганическая» реализуется в рамках базовой части БЛОКА 1 «Дисциплины (модули)».

Дисциплина «Химия общая и неорганическая» базируется на предмете «химия» средней школы.

Дисциплина «Химия общая и неорганическая» является основополагающей для изучения следующих дисциплин: физическая и коллоидная химия, аналитическая химия, органическая химия, фармацевтическая химия.

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 6,0 зачетных единиц.

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры	
		1	2
<b>Контактная работа обучающихся с преподавателем</b>	120	120	-
<b>Аудиторные занятия (всего)</b>			
В том числе:			
Лекции	36	36	
Практические занятия (ПЗ)			
Семинары (С)			
Лабораторные занятия (ЛЗ)	84	84	
<b>Самостоятельная работа (всего)</b>	60	60	
В том числе:			
Реферат	18	18	
Подготовка к лабораторному занятию	42	42	

Вид промежуточной аттестации (экзамен)	36	экзамен, 36	
Общая трудоемкость час зач. ед.	216	216	
	6,0	6,0	

#### 4. Содержание дисциплины, структурирование по разделам (темам) с указанием количества часов и видов занятий:

##### 4.1. Содержание разделов дисциплины

№ раздела	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела	Коды компетенций
1	Основные закономерности протекания химических процессов	<p>Предмет, задачи и методы химии. Место химии в системе естественных наук и фармацевтического образования. Значение химии для развития медицины и фармации.</p> <p>Основные законы, положения и понятия химии и их приложение для решения профессиональных задач провизора. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалентна, закон эквивалентов.</p> <p>Основные понятия химической термодинамики. Поглощение и выделение различных видов энергии при химических превращениях. Теплота (Q) и работа (W).</p> <p>Внутренняя энергия (E) и энтальпия (H) индивидуальных веществ и многокомпонентных систем. Стандартные условия и стандартные значения внутренней энергии (<math>E^0</math>) и энтальпии (<math>H^0</math>). Теплоты химических реакций при постоянной температуре и давлении (<math>Q_p</math>) или объеме (<math>Q_v</math>). Термохимические уравнения. Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ (<math>\Delta H^0_{обр.}</math>, <math>\Delta H^0_{сгор.}</math>).</p> <p>Закон Гесса. Расчеты стандартных энтальпий химических реакций и физико-химических превращений (процессов растворения веществ, диссоциация кислот и оснований) на основе закона Гесса.</p> <p>Понятие об энтропии (S) как мере неупорядоченности системы (уравнение Больцмана <math>S = k \ln w</math>).</p> <p>Энергия Гиббса (G) и энергия Гельмгольца как критерий самопроизвольного протекания процесса и термодинамической устойчивости химических соединений. Таблицы стандартных энергий Гиббса реакций образования веществ (<math>\Delta G^0_{обр.}</math>).</p> <p>Обратимые и необратимые по направлению химические реакции и состояние химического равновесия. Качественная характеристика состояния химического равновесия и его отличие от кинетически заторможенного состояния системы.</p> <p>Закон действующих масс (ЗДМ) для состояния химического равновесия (закон химического равновесия). Константа химического равновесия и ее связь со стандартным изменением энергии Гиббса процесса. Определение направления протекания реакции в системе при данных условиях путем сравнения соотношения произведений концентраций в данных условиях (Pс) и значениях константы равновесия.</p>	ОПК-7

		<p>Зависимость энергии Гиббса процесса и константы равновесия от температуры. Принцип Ле Шателье-Брауна.</p> <p>Реакция с переносом электронов - окислительно-восстановительные (ОВ) реакции</p> <p>Электронная теория окислительно-восстановительных (ОВ) реакций (Писаржевский Л.В.).</p> <p>Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в ПСЭ и степени окисления элементов в соединениях.</p> <p>Сопряженные пары окислитель - восстановитель. Окислительно-восстановительная двойственность.</p> <p>Стандартное изменение энергии Гиббса и Гельмгольца окислительно-восстановительной реакции и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций (электродные потенциалы). Определение направления ОВ реакций по разности стандартных потенциалов.</p> <p>Представление о влиянии среды (рН) на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующих продуктов.</p> <p>Учение о растворах</p> <p>Основные определения: раствор, растворитель, растворенное вещество. Растворимость. Основные способы выражения концентраций растворов. Молярная концентрация вещества и молярная концентрация эквивалента вещества. Растворы газообразных, жидких и твердых веществ. Вода как один из наиболее распространенных растворителей в биосфере и химической технологии. Роль водных растворов в жизнедеятельности организмов. Неводные растворители и растворы.</p> <p>Процесс растворения как физико-химическое явление (Менделеев Д.И., Курнаков Н.С.). Термодинамика процесса растворения.</p> <p>Растворы газов в жидкостях. Законы Генри, Генри - Дальто-на, И.М.Сеченова.</p> <p>Растворы твердых веществ в жидкостях. Понятие о коллигативных (общих) свойствах растворов. Зависимость "свойство раствора – концентрация". Закон Вант-Гоффа об осмотическом давлении. Концентрационные эффекты растворов электролитов и их объяснение - теория электролитической диссоциации (Аррениус С., Каблуков И.А.). Роль осмоса в биосистемах. Плазмолиз, гемолиз, тургор. Гипо-, изо- и гипертонические растворы.</p> <p>Теория растворов сильных электролитов. Ионная сила растворов, коэффициент активности и активность ионов сильных электролитов в растворах.</p> <p>Равновесие между раствором и осадком малорастворимого электролита. Константа растворимости <math>K_s</math>. Условия растворения и осаждения осадков.</p> <p>Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель - рН; рН растворов сильных кислот и оснований.</p> <p>Растворы слабых электролитов. Применение ЗДМ к ионизации слабых электролитов. Константа ионизации. Ступенчатый характер ионизации.</p> <p>Теории кислот и оснований (Аррениуса, Льюиса, Бренстеда и Лоури). Константы кислотности (<math>K_a</math>) и основности (<math>K_b</math>). Процессы ионизации, гидролиза,</p>	
--	--	--	--

		<p>нейтрализации с точки зрения различных теорий кислот и оснований. pH растворов слабых кислот, оснований, гидролизующих солей.</p> <p>Амфотерные электролиты (амфолиты).</p> <p>Роль ионных, в том числе кислотно-основных взаимодействий при метаболизме лекарств, в анализе лекарственных препаратов, при приготовлении лекарственных смесей. Химическая несовместимость лекарственных веществ.</p>	
2	Строение вещества	<p>Электронные оболочки атомов и периодический закон Д.И. Менделеева (ПЗ). Природа</p> <p>Основные этапы и диалектика развития представлений о существовании и строении атомов. Спектры атомов как источник информации об их строении.</p> <p>Квантово-механическая модель строения атомов. Электронные формулы и электронно-структурные схемы атомов.</p> <p>ПЗ Д.И.Менделеева и его трактовка на основе современной квантово-механической теории строения атомов. Периодический закон как пример действия законов материалистической диалектики - перехода количества в качество и единства и борьбы противоположностей.</p> <p>Структура ПСЭ: периоды, группы, семейства, s-, p-, d-, f-классификация элементов (блоки). Длиннопериодный и короткопериодный варианты ПСЭ. Периодический характер изменения свойств атомов элементов: радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность (ОЭО). Определяющая роль внешних электронных оболочек для химических свойств элементов. Периодический характер изменения свойств простых веществ, оксидов и водородных соединений элементов.</p> <p>Типы химических связей и физико-химические свойств соединений с ковалентной, ионной и металлической связью. Экспериментальные характеристики связей: энергия связи, длина, направленность. Экспериментальная кривая потенциальной энергии молекулы диводорода (двухэлектронная химическая связь по Гайтлеру - Лондону на примере молекулы диводорода). Энергия связи как сумма электростатической и обменной энергии взаимодействия электронов и ядер.</p> <p>Описание молекул методом валентных связей (МВС). Первичный и вторичный - донорно-акцепторный,- механизм образования ковалентной связи. Максимальная ковалентность элемента (насыщаемость ковалентной связи) и ее определение МВС. Направленность связи как следствие условия максимального перекрывания орбиталей. Сигма и пи-связи и их образование при перекрывании s-, p- и d-орбиталей. Кратность связей в методе валентных связей. Поляризуемость и полярность ковалентной связи. Эффективные заряды атомов в молекулах. Полярность молекул.</p> <p>Гибридизация атомных орбиталей. Устойчивость гибридизированных состояний различных атомов. Пространственное расположение атомов в молекулах.</p>	ОПК-7



		<p>Характерные структуры трех-, четырех-, пяти- и шестиатомных молекул.</p> <p>Описание молекул методом молекулярных орбиталей (ММО). Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие МО, их энергия и форма. Энергические диаграммы МО. Заполнение МО электронами в молекулах, образованных атомами и ионами элементов 1-го и 2-го периодов ПСЭ. Кратность связи в ММО. Метод молекулярных орбиталей как теоретическая основа молекулярной спектроскопии.</p> <p>Межмолекулярные взаимодействия и их природа. Энергия молекулярного взаимодействия. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие. Водородная связь и ее разновидности. Биологическая роль водородной связи. Молекулярные комплексы и их роль в метаболических процессах.</p> <p>Комплексные соединения</p> <p>Современное содержание понятия комплексные соединения (КС). Структура КС: центральный атом, лиганды, комплексный ион, внутренняя и внешняя сфера, координационное число центрального атома, дентатность лигандов.</p> <p>Способность атома различных элементов к комплексообразованию. природа химической связи в КС. Понятие о теории кристаллического поля и теории поля лигандов. Объяснение окраски КС переходных металлов. Понятие о жестких и мягких центральных и донорных атомах (кислотах и основаниях). Образование и диссоциация КС в растворах, константы образования и нестойкости комплексов.</p> <p>Классификация и номенклатура КС. Комплексные кислоты, основания, соли. Пи-комплексы. Карбонилы металлов. Хелатные и макроциклические КС.</p> <p>Биологическая роль КС. Металлоферменты, понятие о строении их активных центров. Химические основы применения в фармации и медицине.</p>	
3	<b>s-элементы</b>	<p>Водород. Общая характеристика. Особенности положения в ПСЭ. реакции с кислородом, галогенами, металлами, оксидами.</p> <p>Вода как важнейшее соединение водорода, ее физические и химические свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты. Дистиллированная и апиrogenная вода, их получение и применение в фармации. Природные воды, минеральные воды.</p> <p>Характеристика и реакционная способность связи водорода с другими распространенными элементами: кислородом, азотом, углеродом, серой. Особенности поведения водорода в соединениях с сильно- и слабополярными связями. Ион водорода, ион оксония, ион аммония.</p> <p>s-Элементы - металлы</p> <p>Общая характеристика. Изменение свойств элементов ПА группы в сравнении с IA. Характеристики катионов <math>M^+</math> и <math>M^{2+}</math>. Ионы <math>M^+</math> и <math>M^{2+}</math> в водных растворах, энергия гидратации ионов, жесткость.</p> <p>Взаимодействие металлов с кислородом, образование оксидов, пероксидов, гипероксидов (супероксидов, надпероксидов). Взаимодействие с водой этих соединений.</p>	ОПК-7

		<p>Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, амфотерность гидроксида бериллия. Гидриды щелочных и щелочно-земельных металлов и их восстановительные свойства.</p> <p>Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой и кислотами. Соли щелочных и щелочно-земельных металлов: сульфаты, галогениды, карбонаты, фосфаты.</p> <p>Ионы щелочных и щелочно-земельных металлов как комплексообразователи. Ионофоры и их роль в мембранном переносе калия и натрия. Ионы магния и кальция как комплексообразователи. Реакция с комплексоном (на примере натрия этилендиаминтетраацетата).</p> <p>Биологическая роль s-элементов-металлов в минеральном балансе организме. Макро- и микро-s-элементы. Поступление в организм с водой, жесткость воды, единицы ее измерения, пределы, влияния на живые организмы и протекание реакций в водных растворах, методы устранения жесткости. Соединения кальция в костной ткани, сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение (проблема стронция-90).</p> <p>Ядовитость бериллия. Химические основы применения соединений лития, натрия, калия, магния, кальция, бария в медицине и в фармации.</p>	
4.	<b>d-элементы</b>	<p>Общая характеристика d-элементов.</p> <p>d-элементы III-V групп</p> <p>Общая характеристика d-элементов (переходных элементов). Характерные особенности d-элементов: переменные степени окисления, образование комплексов, окраска соединений (причины ее возникновения). Вторичная периодичность в семействах d-элементов. Лантаноидное сжатие и повышенное сходство d-элементов V и VI периодов.</p> <p>Элементы IIIB группы. Общая характеристика, сходство и отличие от элементов группы IIA. f-Элементы как аналоги d-элементов IIIB группы, сходство и отличие на примере церия, химические основы применения церия (IV) сульфатов в количественном анализе.</p> <p>Элементы IVB и VB групп. Общая характеристика. Химические основы применения титана, ниобия и тантала в хирургии, титана диоксида и аммония метаванадата в фармации.</p> <p>d-элементы VI группы. Общая характеристика группы.</p> <p>Хром. Общая характеристика. Простое вещество и его химическая активность, способность к комплексообразованию.</p> <p>Хром (II), кислотнo-основная (КО) и окислительно-восстановительная (ОВ) характеристики соединений.</p> <p>Хром (III), кислотнo-основная (КО) и окислительно-восстановительная (ОВ) характеристики соединений, способность к комплексообразованию.</p> <p>Соединения хрома (VI) - оксид и дихромовая кислота, хроматы и дихроматы, КО и ОВ характеристика; окислительные свойства хроматов и дихроматов в зависимости от pH среды; окисление органических соединений (спиртов). Пероксосоединения хрома (VI).</p> <p>Общие закономерности КО и ОВ свойств соединений</p>	ОПК-7

		<p>d-элементов при переходе от низших СО к высшим СО на примере соединений хрома.</p> <p>Молибден и вольфрам, общая характеристика, способность к образованию изополи- и гетерополикислот; сравнительная окислительно-восстановительная характеристика соединений молибдена и вольфрама по отношению к соединениям хрома.</p> <p>Биологическое значение d-элементов VIв группы. Химические основы применения соединений хрома, молибдена и вольфрама в фармации (фармацевтическом анализе).</p> <p>d-элементы VII группы. Общая характеристика группы.</p> <p>Марганец. Общая характеристика. Химическая активность простого вещества. Способность к комплексообразованию (карбонил марганца).</p> <p>Марганец (II) и марганец (III): КО и ОВ характеристика соединений, способность к комплексообразованию.</p> <p>Марганец (VI) оксид, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства, влияние рН на ОВ свойства.</p> <p>Соединения марганца (VI): манганаты, их образование, термическая устойчивость, диспропорционирование в растворе и условия стабилизации.</p> <p>Соединения марганца (VII) - оксид, марганцовая кислота, перманганаты, КО и ОВ свойства, продукты восстановления перманганатов при различных значениях рН, окисление органических соединений, термическое разложение. Химические основы применения калия перманганата и его раствора как антисептического средства и в фармацевтическом анализе.</p> <p>d-элементы VIII группы</p> <p>Общая характеристика группы. Деление элементов VIIIв группы на элементы семейства железа и платиновые металлы.</p> <p>Общая характеристика элементов семейства железа.</p> <p>Железо. Химическая активность простого вещества, способность к комплексообразованию.</p> <p>Соединения железа (II) и железа (III) - КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения железа (II) и железа (III) с цианид и тиоцианат ионами. Гемоглобин и железосодержащие ферменты, химическая сущность их действия.</p> <p>Железо (VI). Ферраты, получение и окислительные свойства.</p> <p>Химические основы применения железа и железосодержащих препаратов в медицине и фармации (в том числе в фармацевтическом анализе).</p> <p>Кобальт и никель. Химическая активность простых веществ в сравнении с железом. Соединения кобальта (II) и (III), никеля (II), КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию (реакция Чугаева). Никель и кобальт как микроэлементы (кофермент-В12). Химические основы применения соединений кобальта и никеля в медицине и фармации.</p> <p>Общая характеристика элементов семейства платины.</p> <p>d-элементы I группы</p> <p>Общая характеристика группы. Физические и</p>	
--	--	--	--

		<p>химические свойства простых веществ.</p> <p>Соединения меди (I) и (II), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения меди (II) с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами. Комплексный характер медьсодержащих ферментов и химизм их действия в метаболических реакциях. Природа окраски соединений меди. Химические основы применения соединений меди в медицине и фармации.</p> <p>Соединения серебра, их КО и ОВ характеристики (бактерицидные свойства иона серебра). Способность к комплексообразованию, комплексные соединения серебра с галогенидами, аммиаком, тиосульфатами. Химические основы применения соединений серебра в качестве лечебных препаратов в фармацевтическом анализе.</p> <p>Золото. Соединения золота (I) и золота (III), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Химические основы применения в медицине и фармации золота и его соединений.</p> <p>d-элементы II группы</p> <p>Общая характеристика группы.</p> <p>Цинк. Общая характеристика, химическая активность простого вещества. КО и ОВ характеристика соединений цинка. Комплексные соединения цинка. Комплексная природа цинкосодержащих ферментов и химизм их действия. Химические основы применения в медицине и в фармации соединений цинка. Кадмий и его соединения в сравнении с аналогичными соединениями цинка.</p> <p>Ртуть. Общая характеристика, отличительные от цинка и кадмия свойства: пониженная химическая активность простого вещества, ковалентность образуемых связей с мягкими лигандами, образование связи между атомами ртути. Окисление ртути серой и азотной кислотой. Соединения ртути (I) и ртути (II), их КО и ОВ характеристика, способность ртути (I) и ртути (II) к комплексообразованию. Химизм токсического действия соединений кадмия и ртути. Химические основы применения соединения ртути в медицине и фармации.</p>	
5.	P-элементы	<p>p-элементы III группы</p> <p>Общая характеристика группы. Электронная дефицитность и ее влияние на свойства элементов и их соединений. Изменение устойчивости соединений со степенями окисления +3 и +1 в группе IIIa.</p> <p>Бор. Общая характеристика. Простые вещества и их хими-ческая активность. Бориды. Соединения с водородом (бораны), осо-бенности стереохимии и природы связи (трехцентровые связи). Гидридобораты. Галиды бора, гидролиз и комплексообразование. Борный ангидрид и борная кислота, равновесие в водном растворе. Бораты - производные различные мономерных и полимерных борных кислот. Тетраборат натрия. Эфиры борной кислоты. Биологическая роль бора. Антисептические свойства борной кислоты и ее солей.</p> <p>Алюминий. Общая характеристика. Простое вещество и его химическая активность. Разновидности оксида алюминия. Применение в медицине. Амфотерность гидроксида. Аллюминаты. Ион алюминия как</p>	ОПК-7

	<p>комплексобразователь. Безводные соли алюминия и кристаллогидраты. Особенности строения. Галиды. Гидрид алюминия и аланаты. Квасцы. Физико-химические основы применения алюминия в медицине и фармации.</p> <p>p-Элементы IV группы</p> <p>Общая характеристика группы.</p> <p>Общая характеристика углерода. Аллотропы углерода. Типы гибридизации атома углерода и строение углеродосодержащих молекул. Углерод как основа всех органических молекул. Физические и химические свойства простых веществ. Активированный уголь как адсорбент.</p> <p>Углерод в отрицательных степенях окисления. Карбиды активных металлов и соответствующие им углеводороды.</p> <p>Углерод (II). Оксид углерода (II), его КО и ОВ характеристика. Углерод (II) оксид как лиганд, химические основы его токсичности. Цианистоводородная кислота, простые и комплексные цианиды. Химические основы токсичности цианидов.</p> <p>Соединения углерода (IV). Оксид углерода (IV), стереохимия и природа связи, равновесия в водном растворе. Угольная кислота, карбонаты и водородкарбонаты (гидрокарбонаты), гидролиз и термохимическое разложение.</p> <p>Соединения углерода с галогенами и серой. Углерод (IV) хлорид (четырёххлористый углерод), углерод (IV) оксиддихлорид (фосген), фреоны, сероуглерод и тиокарбонаты. Цианаты и тиоцианаты. Физические и химические свойства, применение.</p> <p>Биологическая роль углерода. Химические основы использования неорганических соединений углерода в медицине и фармации.</p> <p>Кремний. Общая характеристика. Основное отличие от углерода: отсутствие π-связи в соединениях. Силициды. Соединения с водородом (силаны), окисление и гидролиз. Тетрафторид и тетрахлорид кремния, гидролиз. Гексафторосиликаты. Кислородные соединения. Оксид кремния (IV). Силикагель. Кремневая кислота. Силикаты. Растворимость и гидролиз. Природные силикаты и алюмосиликаты, цеолиты. Кремнийорганические соединений. Силиконы и силоксаны. Использование в медицине соединений кремния.</p> <p>Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Устойчивость водородных соединений. Соединения с галогенами типа ЭГ<sub>2</sub> и ЭГ<sub>4</sub>, поведение в водных растворах. Оловохлористоводородная кислота. Оксиды. Оксид свинца (IV) как сильный окислитель. Амфотерность гидроксидов. Растворимые и нерастворимые соли олова и свинца. ОВ реакции в растворах. Химизм токсического действия соединений свинца. Применение в медицине свинецсодержащих препаратов (свинца (II) ацетат, свинца (II) оксид). Химические основы использования соединений олова и свинца в анализе фармпрепаратов.</p> <p>p-Элементы V группы</p> <p>Общая характеристика группы. Азот, фосфор, мышьяк в организме, их биологическая роль.</p> <p>Азот. Общая характеристика. Многообразие соединений с различными степенями окисления азота. Причина малой</p>	
--	--	--

	<p>химической активности диазота. Молекула диазота как лиганд.</p> <p>Соединения с отрицательными степенями окисления (СО). Нитриды (ковалентные и ионные). Аммиак, КО и ОВ характеристика, реакции замещения. Амиды. Аммиакаты. Свойства аминокислот как производных аммиака. Ион аммония и его соли, кислотные свойства, термическое разложение. Гидразин и гидроксиламин. КО и ОВ характеристика. Азотистоводородная кислоты и азиды.</p> <p>Соединения азота с положительными степенями окисления. Оксиды. Стереохимия и природа связи. Способы получения. КО и ОВ свойства. Азотистая кислота и нитриты. КО и ОВ свойства. Азотная кислота и нитраты. КО и ОВ характеристика. "Царская водка".</p> <p>Фосфор. Общая характеристика. Аллотропы фосфора, их химическая активность.</p> <p>Фосфиды. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота.</p> <p>Соединения фосфора с положительными степенями окисления (СО). Галиды, их гидролиз. Оксиды, стереохимия и природа связи, взаимодействие с водой и спиртами. Фосфорноватистая (гипофосфористая) и фосфористая кислоты, строение молекул, КО и ОВ свойства. Дисфосфорная (пирофосфорная) кислота. Изополи- и гетерополифосфорные кислоты. Метафосфорные кислоты, сравнение с азотной кислотой. Производные фосфорной кислоты в живых организмах.</p> <p>Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика.</p> <p>Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута в сравнении с аммиаком и фосфином. Определение мышьяка по методу Марша.</p> <p>Соединения мышьяка, сурьмы и висмута с положительными степенями окисления. Галиды и изменение их свойств в группе (азот-висмут). Оксиды и гидроксиды Э (III) и Э (V), их КО и ОВ характеристики. Арсениты и арсенаты, их КО и ОВ свойства. Соли катионов сурьмы (III) и висмута (III), их гидролиз. Сурьмяная кислота и ее соли. Висмутаты. Неустойчивость соединений висмута (V).</p> <p>Понятие о химических основах, применения в медицине и в фармации аммиака, оксида азота (I) (закиси азота), нитрита и нитрата натрия, оксидов и солей мышьяка, сурьмы и висмута. Химические основы использования соединений р-элементов VA группы в фармацевтическом анализе.</p> <p>р-Элементы VI группы</p> <p>Общая характеристика группы.</p> <p>Кислород. Общая характеристика. Роль кислорода как одного из наиболее распространенных элементов и составной части большинства неорганических соединений. Особенности электронной структуры молекулы дикислорода. Химическая активность дикислорода. Молекула O<sub>2</sub> в качестве лиганда в оксигемоглобине. Трикислород (озон), стереохимия и природа связей. Химическая активность в сравнении с дикислородом (реакция с растворами иодидов). Классификация кислородных соединений и их общие свойства (в том числе бинарные соединения: супероксиды (гипероксиды, надпероксиды), пероксиды, оксиды, озониды).</p>	
--	--	--

		<p>Водород пероксид (<math>H_2O_2</math>), его КО и ОВ характеристика, применение в медицине. Соединения кислорода с фтором. Биологическая роль кислорода. Химические основы применения дикислорода и озона, а также соединений кислорода в медицине и фармации.</p> <p>Сера. Общая характеристика. Способность к образованию гомоцепей.</p> <p>Соединения серы в отрицательных степенях окисления. Во-дорода сульфид (сероводород), КО и ОВ свойства. Сульфиды металлов и неметаллов, их растворимость в воде и гидролиз. Полисульфиды, КО и ОВ характеристика, устойчивость.</p> <p>Соединения серы (IV) - оксид, хлорид, оксидхлорид (хлористый тионил), сернистая кислота, сульфиты и водородсульфиты (гидросульфиты). Их КО и ОВ свойства. Восстановление сульфитов до дитионистой кислоты и дитионитов. Взаимодействие сульфитов с серой с образованием тиосульфатов. Свойства тиосульфатов: реакция с кислотами, окислителями (в том числе с диодом), катионами-комплексообразователям. Политионаты, особенности их строения и свойства.</p> <p>Соединения серы (VI) - оксид, гексафторид, диоксидхлорид, (сульфонилхлорид, сульфурилхлорид), серная кислота и ее производные - сульфаты, КО и ОВ свойства. Олеум. Дисерная (пиросерная) кислота. Пероксомоно- и пероксодисерная кислота и соли. Окислительные свойства пероксосульфатов.</p> <p>Биологическая роль серы (сульфгидрильные группы и дисульфидные мостики в белках). Химические основы применения серы и ее соединений в медицине, фармации, фармацевтическом анализе.</p> <p>Селен и теллур. Общая характеристика. КО и ОВ свойства водородных соединений и их солей. Оксиды и кислоты, их ОВ и КО свойства (в сравнении с подобными соединениями серы). Биологическая роль селена.</p> <p>р-Элементы VII группы (галогены)</p> <p>Общая характеристика группы. Особые свойства фтора как наиболее электроотрицательного элемента. Простые вещества, их химическая активность.</p> <p>Соединения галогенов с водородом. Растворимость в воде. КО и ОВ свойства. Ионные и ковалентные галиды, их отношение к действию воды, окислителей и восстановителей. Способность фторид иона как жесткого основания (лиганда) замещать кислород (например, в соединениях кремния). Галогенид - ионы как лиганды в комплексных соединениях.</p> <p>Галогены в положительных степенях окисления. Соединения с кислородом и друг с другом. Взаимодействие галогенов с водой и водными растворами щелочей. Кислородные кислоты хлора и их соли, стереохимия и природа связей, устойчивость в свободном состоянии и в растворах, изменение КО и ОВ свойств в зависимости от степени окисления галогена. Хлорная известь, хлораты, броматы и йодаты и их свойства. Биологическая роль фтора, хлора, брома и иода.</p> <p>Понятие о химизме бактериоцидного действия хлора и иода. Применение в медицине, санитарии и фармации</p>	
--	--	--	--

	хлорной извести, хлорной воды, препаратов активного хлора, йода, а также соляной кислоты, фторидов, хлоридов, бромидов и иодитов. p-Элементы VIII группы (благородные газы) Общая характеристика. Физические и химические свойства благородных газов. Соединения благородных газов. Применение благородных газов в медицине.	
--	---	--

#### 4.2. Разделы дисциплин и трудоемкость по видам занятий

№ раздела	Наименование раздела дисциплины	Лекции	Практич. зан.	Лаб. зан.	Семинар. зан.	СРС	Всего час.
1.	Основные закономерности протекания химических процессов	10		25		12	47
2.	Строение вещества	8		15		12	35
3.	S-элементы	2		10		12	24
4.	d-элементы	6		10		12	28
5.	P-элементы	10		24		12	46
	Всего	36		84		60	180

#### 5. Тематический план лекций

№ раздела	Раздел дисциплины	Тематика лекций	Трудоемкость (час.)
1.	Основные закономерности протекания химических процессов	Лекция 1. Введение. Место химии в системе естественных наук и фармацевтического образования. Основные законы, положения и понятия химии и их приложение для решения профессиональных задач провизора. Основные понятия химической термодинамики. Энергетика, направление и глубина протекания химических реакций. Кинетическое равновесие. Связь кинетического и термодинамического состояний равновесия.	2
		Лекция 2. Учение о растворах. Растворы газов и твердых веществ в жидкостях. Коллигативные свойства растворов. Закон Вант-Гоффа.	2
		Лекция 3. Гомогенное равновесие. Теория растворов слабых электролитов. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей.	2
		Лекция 4. Теория растворов сильных электролитов. Активная концентрация ионов, коэффициент активности. Гетерогенное равновесие. Константа растворимости. Условия образования и растворения осадков.	2
		Лекция 5. Современные теории кислот и оснований: Аррениуса, Бренстеда-Лоури, Льюиса. Константы кислотности и основности. Принцип ЖМКО.	2
2.	Строение вещества	Лекция 6. Диалектика развития представлений о строении атома. Квантово-механическая модель строения атома.	2
		Лекция 7. Периодический закон Д.И. Менделеева и Периодическая система элементов.	2



		Лекция 8. Природа химической связи и ее основные характеристики, Теория гибридизации атомных орбиталей и пространственное строение молекул. Строение химических соединений: метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей.	2
		Лекция 9. Химия комплексных соединений: строение, изомерия, номенклатура, поведение в растворах. Константа нестойкости как количественная характеристика комплексообразования. Смещение равновесия в растворах комплексных соединений.	2
3.	S-элементы	Лекция 10. Введение в неорганическую химию. Химия и химические основы поведения в организме S-элементов.	2
4.	d-элементы	Лекция 11. Общая характеристика переходных d-элементов. Химия и химические основы поведения в организме элементов I – II В групп и их соединений.	2
		Лекция 12. d-элементы. Химия и химические основы поведения в организме элементов III-VI В групп.	2
		Лекция 13. d-элементы. Химия и химические основы поведения в организме элементов VII В и VIII В групп Периодической системы. Токсичность d-элементов.	2
5.	P-элементы	Лекция 14. P-элементы. Химия и химические основы поведения в организме элементов IIIA группы Периодической системы.	2
		Лекция 15. P-элементы. Химия и химические основы поведения в организме элементов IVA групп Периодической системы.	2
		Лекция 16. P-элементы. Химия и химические основы поведения в организме элементов VA групп Периодической системы.	2
		Лекция 17. P-элементы. Химия и химические основы поведения в организме элементов VIA групп Периодической системы.	2
		Лекция 18. P-элементы. Химия и химические основы поведения в организме элементов VIIA и VIIIA группы Периодической системы.	2
Итого:			36

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

### 7. Лабораторный практикум

№ разд ела	Раздел дисциплины	Наименование лабораторных занятий	Формы контроля		Трудо- емкость (час)
			текущего	рубежно го	
1.	Основные закономерности протекания химических процессов	Лабораторное занятие 1. Вводное занятие. Правила работы в химической лаборатории. Инструктаж по технике безопасности. Тестируемый контроль исходных знаний по химии. Основные законы и понятия химии. Химический эквивалент, закон эквивалентов. Экспериментальное определение молярной	Тестиро- вание, решение ситуацион- ных задач		5

		массы эквивалента металла.			
		Лабораторное занятие 2. Энергетика химических реакций. Закон Гесса и следствия из него, их использование в фармацевтической практике. Экспериментальное определение энтальпии нейтрализации, растворения, гидратации. Химические равновесие. Исследование влияния различных факторов на смещение равновесия.	Тестирование, решение ситуационных задач		5
		Лабораторное занятие 3. Растворы. Основные понятия и определения. Способы выражения концентрации растворов, предусмотренные Государственной Фармакопеей и используемые в фармацевтическом анализе. Переход от одного вида концентрации к другому. Коллигативные свойства растворов. Приготовление растворов с заданным осмотическим давлением. Изотонирование лекарственных форм.	Тестирование, решение ситуационных задач		5
		Лабораторное занятие 4. Ионное равновесие в растворах электролитов. Гомогенное равновесие в растворах сильных и слабых электролитов. Ионное произведение воды, рН сильных и слабых электролитов. Гидролиз. Экспериментальное определение характера гидролиза солей.	Тестирование, решение ситуационных задач		5
		Лабораторное занятие 5. Ионное равновесие в растворах электролитов. Гетерогенное равновесие. Константа растворимости. Использование $K_s$ в фармацевтическом анализе. Экспериментальное исследование условий образования и растворения осадков.	Тестирование, решение ситуационных задач		5
2.	Строение вещества	Лабораторное занятие 6. Строение электронных оболочек атомов. Периодический закон и Периодическая система. Составление электронных формул элементов. Длиннопериодный вариант Периодической системы, ее структура. Изменение важнейших химических и аналитических свойств простых веществ и сложных соединений в группах и периодах. Механизм образования химической связи. Строение молекул и свойства соединений на основе метода валентных связей и ММО.	Тестирование	Контрольная работа № 1 по общей химии.	5
		Лабораторное занятие 7. Окислительно-восстановительные реакции. Изучение химических свойств типичных окислителей и	Тестирование, решение		5

		восстановителей, используемых в практической фармации. Составление ОВР методом электронно-ионного баланса (метод полуреакций). Экспериментальное изучение факторов, влияющих на направление ОВР. Прогнозирование возможности самопроизвольного протекания ОВР по величине ЭДС химической реакции с использованием стандартных ОВ потенциалов.	ситуационных задач		
		Лабораторное занятие 8. Комплексные соединения: строение, номенклатура. Получение КС и их свойства. Равновесия в растворах КС. Расчет равновесных концентраций. Смещение химического равновесия в растворах КС. Использование комплексообразования в фармализе. Экспериментальное исследование свойств комплексных соединений.	Тестирование, решение ситуационных задач		5
3.	S-элементы	Лабораторное занятие 9. Классификация и номенклатура неорганических соединений. Чистота химических веществ. Условные обозначения степени чистоты, классификация веществ по чистоте. Научные основы оценки содержания примесей. Методы очистки веществ.	Тестирование, решение ситуационных задач	Контрольная работа № 2 по общей химии.	5
		Лабораторное занятие 10. Химия элементов I и II групп Периодической системы. Характеристика важнейших соединений (оксиды, гидроксиды и др.). Химические основы применения в фармации и медицине. Экспериментальное исследование свойств элементов I и II групп и их соединений.	Тестирование		5
4.	d-элементы	Лабораторное занятие 11. Химия элементов VI В группы Периодической системы. Характеристика важнейших соединений (оксиды, гидроксиды и др. Химические основы применения в фармации и медицине. Экспериментальное исследование свойств элементов VI группы и их соединений.	Тестирование		5
		Лабораторное занятие 12. Химия элементов VII – VIII В групп, их окислительно-восстановительная и комплексообразовательная способность. Кислотно-основная характеристика важнейших соединений, химические основы применения в фармации и медицине. Экспериментальное исследование свойств элементов и их соединений.	Тестирование		5

5.	Р-элементы	Лабораторное занятие 13. Химия элементов III-IV А групп. Кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристика важнейших соединений. Химические основы применения в фармации и медицине. Экспериментальное исследование свойств элементов и их соединений.	Тестирование		5
		Лабораторное занятие 14. Химия элементов VA группы. Кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристики важнейших соединений. Химические основы применения в фармации и медицине. Экспериментальное исследование свойств элементов и их соединений.	Тестирование		5
		Лабораторное занятие 15. Химия элементов VI А группы. Кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристики важнейших соединений. Химические основы применения в фармации и медицине. Экспериментальное исследование свойств элементов и их соединений.	Тестирование		5
		Лабораторное занятие 16. Химия элементов VII А групп. Кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристики важнейших соединений. Химические основы применения в фармации и медицине. Экспериментальное исследование свойств элементов и их соединений.	Тестирование	Контрольная работа № 3 по химии элементов.	5
		Лабораторное занятие 17. Итоговое занятие. Проверка знаний; умений для решения ситуационных задач.		Реферат, итоговое тестирование	4
	<b>Итого</b>				84

## 8. Учебно-методическое обеспечение для самостоятельной работы обучающихся

### 8.1. Самостоятельная работа студента:

№ раздела	Раздел дисциплины	Наименование работ	Трудоемкость (час)
1.	Основные закономерности протекания химических процессов	Подготовка к занятиям, подготовка к текущему тестированию, работа с конспектом лекций, составление ответов на контрольные вопросы, разбор обучающих задач, выполнение тренирующих задач, подготовка сообщений и рефератов, соответствующих разделу дисциплины.	12
2.	Строение вещества	Подготовка к занятиям, подготовка к текущему тестированию, работа с конспектом лекций, составление	12

		ответов на контрольные вопросы, разбор обучающих задач, выполнение тренирующих задач, подготовка сообщений и рефератов, соответствующих разделу дисциплины.	
3.	S-элементы	Подготовка к занятиям, подготовка к текущему тестированию, работа с конспектом лекций, составление ответов на контрольные вопросы, разбор обучающих задач, выполнение тренирующих задач, подготовка сообщений и рефератов, соответствующих разделу дисциплины.	12
4.	d-элементы	Подготовка к занятиям, подготовка к текущему тестированию, работа с конспектом лекций, составление ответов на контрольные вопросы, разбор обучающих задач, выполнение тренирующих задач, подготовка сообщений и рефератов, соответствующих разделу дисциплины.	12
5.	P-элементы	Подготовка к занятиям, подготовка к текущему тестированию, работа с конспектом лекций, составление ответов на контрольные вопросы, разбор обучающих задач, выполнение тренирующих задач, подготовка сообщений и рефератов, соответствующих разделу дисциплины.	12
Итого:			60

## 8.2. Тематика реферативных работ:

1. Катализ кислотами: общий кислотный катализ, специфический кислотный катализ, электрофильный катализ (особенности, примеры и биологическое значение).
2. Катализ основаниями: общий основной катализ, специфический основной катализ, нуклеофильный катализ (особенности, примеры и биологическое значение).
3. Окислительно-восстановительный катализ.
4. Катализ как результат комплексообразования.
5. Фотохимические реакции: первичные и вторичные процессы. Квантовый выход реакции. Фотохимические реакции, протекающие в атмосфере. Физико-химические основы фотосинтеза, механизма зрения, биолюминесценции.
6. Медико-биологическое значение элементов 1А и 2А группы.
7. Токсичность бериллия и бария.
8. Медико-биологическое значение элементов 3В группы.
9. Медико-биологическое значение элементов 4В группы.
10. Медико-биологическое значение элементов 5В группы.
11. Медико-биологическое значение марганца.
12. Медико-биологическое значение элементов 8В группы.
13. Медико-биологическое значение соединений меди, серебра, золота.
14. Медико-биологическое значение соединений цинка.
15. Ртутьорганические соединения. Медико-биологическое значение.
16. Соединения ртути, в качестве лекарственных средств.
17. Кадмий как токсикант окружающей среды
18. Медико-биологическое значение элементов 3А группы.
19. Медико-биологическое значение элементов 6А группы.
20. Медико-биологическое значение элементов 5А группы.
21. Методы обнаружения мышьяка в биологических объектах.
22. Медико-биологическое значение элементов 7А группы.
23. Медико-биологическое значение элементов 4А группы.

### 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 дисциплины:

### 9.1.Основная литература

п/ №	Наименование	Автор (ы)	Год, место издания	Кол-во экземпляров	
				в библиоте ке	на кафедре
1.	Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов.	Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берлянд и др. (Ред.Ю.А.Ершов)	М.Высш.ш кола, 2010 г	385	10
2	Практикум по общей химии. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. Учебное пособие для студентов медицинских вузов	Ред. В.А.Попкова	М., Высш. Школа, 2008 г.	320	10
3	Сборник задач и упражнений по общей химии. Учебное пособие. 4 изд	С.А. Пузаков, В.А. Попков, А.А. Филиппова	М. Высш. школа, 2010г.	120	10

### 9.2.Дополнительная литература

№ п/п	Наименование	Автор (ы)	Год, место издания	Кол-во экземпляров	
				в библиотеке	на кафедре
1	Общая химия. Учебник для медицинских вузов. - 976 с.	В.А. Попков, С.А. Пузаков	М, ГЭОТАР Медиа, 2007 г.	100	15
2.	Общая химия. Курс лекций для студентов фармацевтического факультета дистанционной формы обучения	Аввакумова Н.П., Катунина Е.Е., Кривопалова М.А.	2011, 204	10	20

3.	Химия. Основы химии живого	Слесарев В.И.	С-Пб., Химия, 2007г.	20	5
----	-------------------------------	---------------	----------------------------	----	---

**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»,
3. ЭБС «Консультант студента» [www.studmedlib.ru](http://www.studmedlib.ru)

##### *Информационно-справочная система*

[www.chemway.ru/bd\\_chem/structure/index\\_preface.php](http://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.	Основные закономерности протекания химических процессов	Лекция 2. «Учение о растворах. Растворы газов и твердых веществ в жидкостях. Коллигативные свойства растворов. Закон Вант-Гоффа» Проблемная лекция	1
Лабораторное занятие 2. Энергетика химических реакций. Закон Гесса и следствия из него, их использование в фармацевтической практике. Экспериментальное определение энтальпии нейтрализации, растворения, гидратации. Химические равновесие. Исследование влияния различных факторов на смещение равновесия.		2	
Лабораторное занятие 3. «Растворы. Основные понятия и определения. Способы выражения концентрации растворов, предусмотренные Государственной Фармакопеей и используемые в фармацевтическом анализе. Переход от одного вида концентрации к другому. Коллигативные свойства растворов. Приготовление растворов с заданным осмотическим давлением. Изотонирование лекарственных форм» Обучающие кейс-задачи.		2	
Лабораторное занятие 5. «Ионное равновесие в растворах электролитов. Гетерогенное равновесие. Константа растворимости. Использование $K_s$ в фармацевтическом анализе. Экспериментальное исследование условий образования и растворения осадков» Обучающие кейс-задачи.		2	
			7



## 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 общая и неорганическая» для студентов, обучающихся по специальности «фармация» - 33.05.01 является экзамен.

Экзамен проводится в письменной форме по билетам, содержащим помимо теоретических вопросов, задачи по программе данной дисциплины.

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

#### Перечень вопросов для подготовки к экзамену

1. Предмет, задачи и методы химии. Место химии в системе естественных наук и фармацевтического образования. Значение химии для развития медицины и фармации.
2. Основные законы, положения и понятия химии и их приложение для решения профессиональных задач провизора. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалентна, закон эквивалентов.
3. Чистота химических веществ. Условные обозначения степени чистоты, классификация веществ по чистоте. Научные основы оценки содержания примесей. Методы очистки химических веществ.
4. Основные понятия химической термодинамики. Внутренняя энергия (E) и энтальпия (H) индивидуальных веществ и многокомпонентных систем. Закон Гесса. Расчеты стандартных энтальпий химических реакций и физико-химических превращений (процессов растворения веществ, диссоциация кислот и оснований) на основе закона Гесса.
5. Понятие об энтропии (S) как мере неупорядоченности системы (уравнение Больцмана  $S = k \ln w$ ). Энергия Гиббса (G) как критерий самопроизвольного протекания процесса и термодинамической устойчивости химических соединений.
6. Обратимые и необратимые по направлению химические реакции и состояние химического равновесия. Закон действующих масс (ЗДМ) для состояния химического равновесия (закон химического равновесия). Константа химического равновесия и ее связь со стандартным изменением энергии Гиббса процесса.
7. Зависимость энергии Гиббса процесса и константы равновесия от температуры. Принцип Ле Шателье-Брауна.
8. Электронная теория окислительно-восстановительных (ОВ) реакций (Писаржевский Л.В.). Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в ПСЭ и степени окисления элементов в соединениях.
9. Стандартное изменение энергии Гиббса окислительно-восстановительной реакции и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций (электродные потенциалы). Определение направления ОВ реакций по разности стандартных потенциалов.

10. Учение о растворах Основные определения: раствор, растворитель, растворенное вещество. Процесс растворения как физико-химическое явление (Менделеев Д.И., Курнаков Н.С.). Термодинамика процесса растворения. Растворы газов в жидкостях. Законы Генри, Генри - Дальтона, И.М.Сеченова.
11. Растворы твердых веществ в жидкостях. Понятие о коллигативных (общих) свойствах растворов. Гипо-, изо- и гипертонические растворы.
12. Теория растворов сильных электролитов. Ионная сила растворов, коэффициент активности и активность ионов сильных электролитов в растворах.
13. Равновесие между раствором и осадком малорастворимого электролита. Константа растворимости  $K_s$ . Условия растворения и осаждения осадков.
14. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель - рН; рН растворов сильных кислот и оснований. Растворы слабых электролитов. Применение ЗДМ к ионизации слабых электролитов. Константа ионизации.
15. Теории кислот и оснований (Аррениуса, Льюиса, Бренстеда и Лоури). Константы кислотности ( $K_a$ ) и основности ( $K_b$ ). Амфотерные электролиты (амфолиты).
16. Основные этапы и диалектика развития представлений о существовании и строении атомов. Квантово-механическая модель строения атомов. Электронные формулы и электронно-структурные схемы атомов.
17. ПЗ Д.И.Менделеева и его трактовка на основе современной квантово-механической теории строения атомов. Структура ПСЭ: периоды, группы, семейства, s-, p-, d-, f- классификация элементов (блоки).
18. Типы химических связей и физико-химические свойств соединений с ковалентной, ионной и металлической связью. Экспериментальные характеристики связей: энергия связи, длина, направленность. Описание молекул методом валентных связей (МВС). Описание молекул методом молекулярных орбиталей (ММО). Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие МО, их энергия и форма. Метод молекулярных орбиталей как теоретическая основа молекулярной спектроскопии.
19. Межмолекулярные взаимодействия и их природа. Энергия молекулярного взаимодействия. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие. Водородная связь и ее разновидности. Биологическая роль водородной связи. Молекулярные комплексы и их роль в метаболических процессах.
20. Современное содержание понятия комплексные соединения (КС). Структура КС. Способность атома различных элементов к комплексообразованию. Природа химической связи в КС. Образование и диссоциация КС в растворах, константы образования и нестойкости комплексов.
21. Классификация и номенклатура КС. Комплексные кислоты, основания, соли. Пикомплексы. Карбонилы металлов. Хелатные и макроциклические КС. Биологическая роль КС. Металлоферменты, понятие о строении их активных центров. Химические основы применения в фармации и медицине.
22. S-элементы. Водород Общая характеристика. Особенности положения в ПСЭ. Вода как важнейшее соединение водорода, ее физические и химические свойства. Характеристика и реакционная способность связи водорода с другими распространенными элементами: кислородом, азотом, углеродом, серой.
23. s-Элементы – металлы. Общая характеристика. Изменение свойств элементов IIА группы в сравнении с IА. Характеристики катионов  $M^+$  и  $M^{2+}$ . Ионы  $M^+$  и  $M^{2+}$  в водных растворах, энергия гидратации ионов, жесткость.
24. Биологическая роль s-элементов-металлов в минеральном балансе организме. Макро- и микро-s-элементы. Соединения кальция в костной ткани, сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение (проблема стронция-90). Ядовитость бериллия. Химические основы применения соединений лития, натрия, калия, магния, кальция, бария в медицине и в фармации.

25. Общая характеристика d-элементов (переходных элементов). Характерные особенности d-элементов: переменные степени окисления, образование комплексов, окраска соединений (причины ее возникновения). Вторичная периодичность в семействах d-элементов. Лантаноидное сжатие и повышенное сходство d-элементов V и VI периодов.
26. Элементы IIIВ группы. Общая характеристика, сходство и отличие от элементов группы IIА. f-Элементы как аналоги d-элементов IIIВ группы, сходство и отличие на примере церия, химические основы применения церия (IV) сульфатов в количественном анализе
27. Элементы IVВ и VВ групп. Общая характеристика. Химические основы применения титана, ниобия и тантала в хирургии, титана диоксида и аммония метаванадата в фармации.
28. Общая характеристика группы. VI В группы Хром. Простое вещество и его химическая активность, способность к комплексообразованию. Хром (II), хром (III), кислотно-основная (КО) и окислительно-восстановительная (ОВ) характеристики соединений, способность к комплексообразованию. Соединения хрома (VI) - оксид и дихромовая кислота, хроматы и дихроматы, КО и ОВ характеристика; окислительные свойства хроматов и дихроматов в зависимости от рН среды; окисление органических соединений (спиртов). Пероксосоединения хрома (VI).
29. Молибден и вольфрам, общая характеристика, способность к образованию изополи- и гетерополикислот; сравнительная окислительно-восстановительная характеристика соединений молибдена и вольфрама по отношению к соединениям хрома. Биологическое значение d-элементов VIв группы. Химические основы применения соединений хрома, молибдена и вольфрама в фармации (фармацевтическом анализе).
30. Общая характеристика группы VII В группы. Марганец. Общая характеристика. Химическая активность простого вещества. Марганец (II) и марганец (III), марганец (VI) оксид, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства, влияние рН на ОВ свойства.
31. Соединения марганца (VI): манганаты, их образование, термическая устойчивость, диспропорционирование в растворе и условия стабилизации. Соединения марганца (VII) - оксид, марганцовая кислота, перманганаты, Химические основы применения калия перманганата и его раствора как антисептического средства и в фармацевтическом анализе.
32. Общая характеристика VIII В группы группы. Деление элементов VIIIв группы на элементы семейства железа и платиновые металлы. Общая характеристика элементов семейства железа. Железо. Соединения железа (II) и железа (III) - КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения железа (II) и железа (III) с цианид и тиоцианат ионами. Гемоглобин и железосодержащие ферменты, химическая сущность их действия. Железо (VI). Химические основы применения железа и железосодержащих препаратов в медицине и фармации (в том числе в фармацевтическом анализе).
33. Кобальт и никель. Химическая активность простых веществ в сравнении с железом. Соединения кобальта (II) и (III), никеля (II), КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию (реакция Чугаева). Никель и кобальт как микроэлементы (кофермент-В12). Общая характеристика элементов семейства платины.
34. Общая характеристика I В группы. Физические и химические свойства простых веществ. Соединения меди (I) и (II), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Соединения серебра, их КО и ОВ характеристики (бактерицидные свойства иона серебра). Золото. Соединения золота (I) и золота (III), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Химические основы применения в медицине и фармации соединений I В группы.
35. Общая характеристика II В группы. Цинк. КО и ОВ характеристика соединений цинка. Комплексные соединения цинка Кадмий и его соединения в сравнении с аналогичными соединениями цинка. Ртуть. Общая характеристика, отличительные от цинка и кадмия

- свойства. Соединения ртути (I) и ртути (II), их КО и ОВ характеристика, способность ртути (I) и ртути (II) к комплексообразованию. Химизм токсического действия соединений кадмия и ртути.
36. Общая характеристика III A группы. Бор. Бориды. Гидридобораты. Галиды бора, гидролиз и комплексообразование. Борный ангидрид и борная кислота, равновесие в водном растворе. Тетраборат натрия. Антисептические свойства борной кислоты и ее солей. Алюминий. Разновидности оксида алюминия. Амфотерность гидроксида. Аллюминаты. Физико-химические основы применения алюминия в медицине и фармации.
  37. Общая характеристика IV A группы. Общая характеристика углерода. Аллотропы углерода. Углерод в отрицательных степенях окисления. Углерод (II). Соединения углерода (IV). Оксид углерода (IV), Угольная кислота, карбонаты и водородкарбонаты (гидрокарбонаты). Соединения углерода с галогенами и серой. Цианаты и тиоцианаты. Физические и химические свойства, применение. Химические основы использования неорганических соединений углерода в медицине и фармации.
  38. Кремний. Общая характеристика. Основное отличие от углерода: отсутствие пи-связи в соединениях. Силициды. Соединения с водородом (силаны). Оксид кремния (IV). Силикагель. Кремневая кислота. Силикаты.
  39. Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Устойчивость водородных соединений. Соединения с галогенами типа ЭГ<sub>2</sub> и ЭГ<sub>4</sub>, поведение в водных растворах. Оловохлористоводородная кислота. Оксиды. Оксид свинца (IV) как сильный окислитель. Амфотерность гидроксидов. Химические основы использования соединений олова и свинца в анализе фармпрепаратов.
  40. Общая характеристика VA группы. Азот, фосфор, мышьяк в организме, их биологическая роль. Азот. Причина малой химической активности диазота. Молекула диазота как лиганд. Многообразие соединений с различными степенями окисления азота. Соединения с отрицательными степенями окисления (CO). Нитриды, аммиак, КО и ОВ характеристика, реакции замещения. Амиды. Аммиакаты. Ион аммония и его соли Азотистоводородная кислота и азиды. Соединения азота с положительными степенями окисления. Оксиды. Азотистая кислота и нитриты. Азотная кислота и нитраты. КО и ОВ характеристика. "Царская водка".
  41. Фосфор. Общая характеристика. Фосфиды. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота. Соединения фосфора с положительными степенями окисления (CO).. Фосфорноватистая (гипофосфористая) и фосфористая кислоты, строение молекул, КО и ОВ свойства. Дисфосфорная (пирофосфорная) кислота. Изополи- и гетерополифосфорные кислоты. Метафосфорные кислоты, сравнение с азотной кислотой.
  42. Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика. Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута в сравнении с аммиаком и фосфином. Определение мышьяка по методу Марша. Соединения мышьяка, сурьмы и висмута с положительными степенями окисления. Понятие о химических основах, применения в медицине и в фармации аммиака, оксида азота (I) (закуси азота), нитрита и нитрата натрия, оксидов и солей мышьяка, сурьмы и висмута. Химические основы использования соединений р-элементов VA группы в фармацевтическом анализе.
  43. Общая характеристика VI A группы. Кислород. Молекула O<sub>2</sub> в качестве лиганда в оксигемоглобине. Классификация кислородных соединений и их общие свойства (в том числе бинарные соединения: супероксиды (гипероксиды, надпероксиды), пероксиды, оксиды, озониды). Водород пероксид (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>), его КО и ОВ характеристика, применение в медицине.
  44. Сера. Общая характеристика. Соединения серы в отрицательных степенях окисления. Соединения серы (IV) - оксид, хлорид, оксодихлорид (хлористый тионил), сернистая кислота, сульфиты и водородсульфиты (гидросульфиты). Соединения серы (VI) - оксид, гексафторид, диоксидхлорид, (сульфонилхлорид, сульфурилхлорид), серная кислота и

- ее производные - сульфаты, КО и ОВ свойства. Олеум. Дисерная (пиросерная) кислота. Пероксомоно- и пероксодисерная кислота и соли. Окислительные свойства пероксосульфатов. Селен и теллур. Оксиды и кислоты, их ОВ и КО свойства (в сравнении с подобными соединениями серы). Биологическая роль.
45. Общая характеристика VII А группы. Особые свойства фтора как наиболее электроотрицательного элемента. Простые вещества, их химическая активность. Соединения галогенов с водородом. Галогенид - ионы как лиганды в комплексных соединениях. Галогены в положительных степенях окисления. Изменение КО и ОВ свойств в зависимости от степени окисления галогена. Хлорная известь, хлораты, броматы и йодаты и их свойства. Биологическая роль фтора, хлора, брома и иода
46. Понятие о химизме бактериоцидного действия хлора и иода. Применение в медицине, санитарии и фармации хлорной извести, хлорной воды, препаратов активного хлора, йода, а также соляной кислоты, фторидов, хлоридов, бромидов и иодитов.
47. Общая характеристика VIII А группы. Физические и химические свойства благородных газов. Соединения благородных газов. Применение благородных газов в медицине.

## Образец экзаменационного билета

### ФГБОУ ВО СамГМУ Минздрава России



Факультет **фармацевтический**

Кафедра **общей, бионеорганической и**

**биоорганической химии**

Дисциплина **Химия общая и неорганическая**

### ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1

1. Комплексные соединения. Комплексные кислоты, соли, основания. Внутриклеточные соединения. Биологическая роль КС. Применение комплексных соединений в фармации и аналитической химии.
2. Общая характеристика 1 В группы. Физические и химические свойства простых веществ. Соединения меди (I) и (II), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения меди (II) с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами. Комплексный характер медьсодержащих ферментов и химизм их действия в метаболических реакциях. Природа окраски соединений меди. Химические основы применения соединений меди в медицине и фармации.
3. Соли кальция, бария, стронция. Свойства, растворимость. Жесткость воды, способы ее устранения. Ион кальция как комплексообразователь в реакциях с комплексонами. Химические основы применения соединений кальция, бария, магния в медицине и фармации. Аналитические реакции на ионы кальция, стронция, бария.
4. Сколько воды нужно прибавить к 100 г 25%-ного раствора аммиака, чтобы получить 5%-ный раствор?
5. Рассчитайте массу натрия хлорида, необходимого для приготовления 100 мл раствора, изотоничного крови при температуре 37°C. (осмотическое давление крови составляет 780 кПа, степень диссоциации натрия хлорида 80 %).
6. Дописать продукты реакции, уравнивать методом электронно-ионного баланса:  
$$S + Na_3AsO_4 + HCl \rightarrow As + SO_2 + \dots$$

### Эталон ответа

**1. Комплексными соединениями называют молекулярные соединения, в узлах кристаллической решетки находятся сложные (комплексные) ионы, способные к существованию как в кристалле, так и в растворе.**

В состав комплексного соединения обычно входят:

- 1) центральный атом, называемый **комплексообразователем**;
- 2) ионы или молекулы, удерживаемые комплексообразователем около себя и называемые **лигандами или аддендами**.

Таким образом, можно дать еще одно определение комплексных соединений:

**Комплексными соединениями называют вещества, молекулы которых состоят из центрального атома (или иона) М, непосредственно связанного с определенным числом n других молекул или ионов L, называемых лигандами.**

**Классификация по принадлежности к определенному классу соединений:**

а) комплексы-кислоты – внешнесферные ионы являются водородами:  $H_2[PtCl_6]$ ,  $H[AuCl_4]$ ,  $H_2[SiF_6]$ .

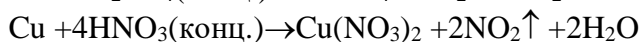
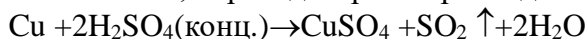
б) комплексы-основания – во внешней сфере находятся гидроксид-ионы:  $[Cu(NH_3)_4]OH$ ,  $[Ag(NH_3)_2]OH$ .

в) комплексы-соли – внешнесферные ионы представляют собой ионы металлов или кислотные остатки:  $K_3[Fe(CN)_6]$ ,  $K_2[HgI_4]$ ,  $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ .

**внутрикомплексные соединения:** полидентатный лиганд связан с комплексообразователем и обычными ковалентными и донорно-акцепторными связями (такие лиганды называются **комплексонами**). Такие комплексы обладают повышенной прочностью. В организме комплексоны могут связывать в комплексы этого типа токсические металлы, переводить в растворимое состояние камни в почках, печени и т.д. Комплексоны используются как антидоты, при радиационном поражении, для выведения  $^{90}Sr$ .

**2. Общая характеристика I В группы** Элементы медь (Cu), серебро (Ag) и золото (Au) составляют I В группу периодической системы. Валентный электронный уровень атомов соответствует формуле  $(n-1)d^{10}ns^1$ . Для меди характерны степени окисления +1 и +2, для серебра - +1, для золота - +1 и +3. В электрохимическом ряду напряжений эти металлы стоят после водорода, поэтому с водой и кислотами – неокислителями указанные металлы не реагируют.

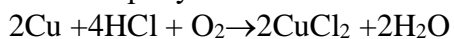
Медь проявляет восстановительные свойства и растворяется только в кислотах-окислителях, переходя в раствор в виде ионов:



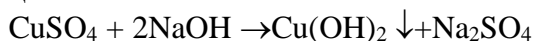
С кислотами – неокислителями медь не взаимодействует:



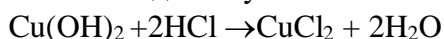
В присутствии окислителей взаимодействие протекает по следующей схеме:



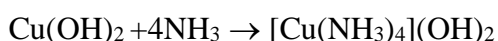
При действии на соли  $Cu^{2+}$  щелочей образуется осадок гидроксида меди (II) голубого цвета:



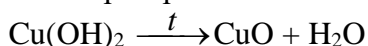
Гидроксид меди (II) обладает амфотерными свойствами с преобладанием основных. Он взаимодействует как с кислотами, так и с концентрированными растворами щелочей:



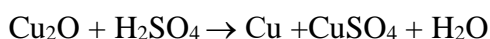
Гидроксид меди (II) растворяется также в растворе аммиака с образованием ярко-синего комплекса:



При прокаливании гидроксида меди (II) образуется черный осадок оксида меди (II):

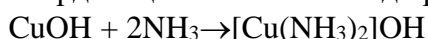


Для меди известны соединения со степенью окисления +1:  $CuCl$ ,  $CuI$ ,  $Cu_2O$ ,  $Cu_2S$ . Все они нерастворимы в воде и малоустойчивы, легко диспропорционируют. Например, под действием разбавленной серной кислоты протекает реакция:



Все соединения меди (I) имеют белую окраску или бесцветны; лишь  $\text{Cu}_2\text{O}$  красно-коричневого цвета.

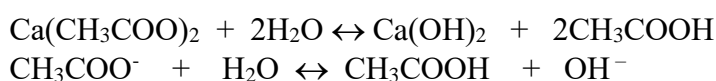
Комплексообразующая способность меди (I) аналогична меди (II), но координационное число меди равно двум:



**Качественной реакцией** на  $\text{Cu}^{2+}$  является реакция “медного зеркала”

**3. Соли кальция и бария.** Карбонаты и сульфаты кальция и бария малорастворимы в воде, но кислые соли (гидрокарбонаты и гидросульфаты) хорошо растворимы. Известняк, мел, мрамор - карбонатные породы, имеющие общую формулу  $\text{CaCO}_3$ .

Растворимые соли щелочноземельных металлов гидролизуются по катиону не подвергаются, так как катионы  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$  образуют сильные основания. Гидролиз солей этих металлов возможен только по аниону, если они образованы анионами слабых кислот:



Ионы  $\text{Э}^{2+}$  открываются путем образования нерастворимых соединений:  $\text{Ca}^{2+}$  - белый осадок карбоната  $\text{CaCO}_3$  и оксалата  $\text{CaC}_2\text{O}_4$ ,  $\text{Ba}^{2+}$  - осадки хромата  $\text{BaCrO}_4$  и  $\text{BaSO}_4$ , причем последний не растворим в растворах кислот и щелочей.

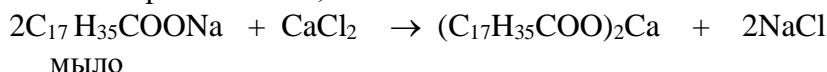
Специфическими реакциями являются реакции окрашивания пламени:

$\text{Ca}^{2+}$  - кирпично-красный;  
 $\text{Ba}^{2+}$  - желто-зеленый.

**Жесткость воды.** Содержание в природной воде растворимых солей кальция и магния характеризует жесткость воды. Различают временную и постоянную жесткость, из которых складывается общая жесткость.

	Общая жесткость воды	
Временная (гидрокарбонатная) жесткость воды	Постоянная (некарбонатная) жесткость воды	
$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ; $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ ; $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$	$\text{CaCl}_2$ ; $\text{MgCl}_2$ ; $\text{CaSO}_4$ ; $\text{MgSO}_4$ .	

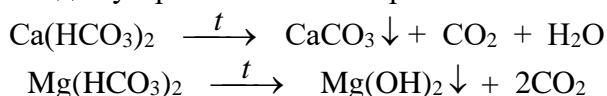
Жесткая вода непригодна для использования во многих технологических процессах и в быту, она наносит вред организму, так как при длительном употреблении приводит к образованию камней в почках. В природной жесткой воде резко уменьшается моющее действие мыла вследствие образования нерастворимых кальциевых и магниевых солей высших жирных кислот, из-за чего мыло плохо пенится в такой воде:



Для устранения жесткости воды применяют как физические, так и химические методы, в результате которых катионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  переходят из раствора в осадок.

Способы устранения жесткости воды:

а) **Кипячение** применяют для устранения только временной жесткости воды:

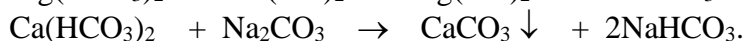
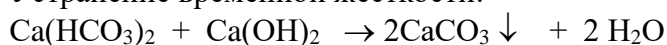




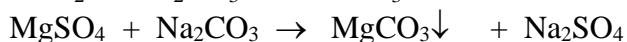
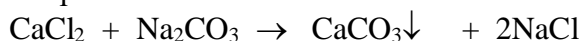
Остальные способы применяют для устранения общей жесткости воды, то есть как временной так и постоянной.

б) **Известково-содовый способ.** При этом способе применяют химические реагенты: известь  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  или соду  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

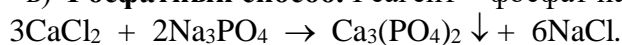
Устранение временной жесткости:



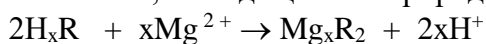
Устранение постоянной жесткости:



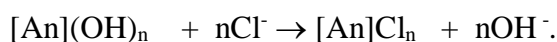
в) **Фосфатный способ.** Реагент – фосфат натрия:



г) **Ионно-обменный способ.** Наиболее современный метод, основан на применении природных и искусственных высокомолекулярных соединений – катионитов ( $\text{H}_x\text{R}$ ) и анионитов ( $\text{An}(\text{OH})_x$ ), способных обменивать входящие в их состав  $\text{H}^+$  на катионы и  $\text{OH}^-$  на анионы, находящиеся в природной воде:



где  $\text{R}^x$  – сложный полианион катионита.



где  $\text{An}^{n+}$  – сложный поликатион анионита.

При последовательном пропускании очищаемой воды через катионит и через анионит получается обессоленная вода (деминерализованная).

**Медико-биологическое значение.** Многие соли s-элементов II A группы находят применение в медицине.  $\text{CaCl}_2$  применяют для снятия сердечно-сосудистого спазма, для улучшения свертываемости крови, при переломах костей, как противовоспалительное и десенсибилизирующее средство;  $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  широко используется в травматологии и стоматологии, так как при замешивании его с водой образуется нерастворимый  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (гипс):



алебастр

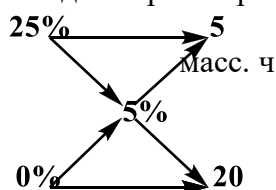
гипс

В результате происходит быстрое затвердевание с некоторым увеличением объема, что используется для получения хороших слепков и для фиксации при переломах костей.

$\text{BaSO}_4$  применяют как контрастное вещество при рентгеноскопии пищевода и желудка;

4. Сколько воды нужно прибавить к 100 г 25%-ного раствора аммиака, чтобы получить 5%-ный раствор?

**Решение.** Пользуясь правилом креста, определяем соотношение количества (массовых частей) исходного раствора и воды:



масс. ч

Для разбавления 5 масс. ч. 25%-ного р-ра необходимо 20 масс. ч. воды  
а для - // - 100 г - // - - // - x г воды.

$$x = \frac{100 \cdot 20}{5} = 400 \text{ г.}$$

**Ответ:**  $m(\text{H}_2\text{O}) = 400 \text{ г.}$

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

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:

$$\pi = i \cdot C_m RT,$$

где  $i$  – изотонический коэффициент (коэффициент Вант-Гоффа)

$C_m$  – молярная концентрация, моль/л;

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

$T$  – абсолютная температура, К.

Взаимосвязь изотонического коэффициента и степени диссоциации выражается уравнением:

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

где  $\alpha$  – степень диссоциации (в долях единицы);

$n$  – число ионов, на которые распадается молекула электролита.

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

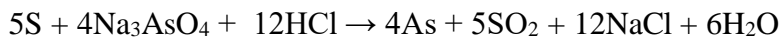
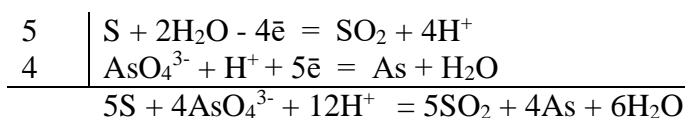
Подставив выражение молярной концентрации в формулу для нахождения осмотического давления, вычислим массу натрия хлорида:

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

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

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

6.



### Критерий оценивания

**«Отлично»** - студент глубоко и прочно усвоил программный материал, исчерпывающе, последовательно и логически стройно его излагает, в ответе тесно увязывается теория с практикой; не затрудняется с ответом при видоизменении задания, показывает знакомство с монографической литературой, правильно обосновывает принятые решения, владеет разносторонними навыками и приемами выполнения решению ситуационных задач.

**«Хорошо»** - студент твердо знает программный материал, грамотно и по существу излагает его в объеме учебника, не допускает существенных неточностей в ответе на

вопрос, правильно применяет теоретические положения по решению ситуационных задач, владеет необходимыми навыками и приемами их выполнения.

**«Удовлетворительно»** - студент знает только основной материал, но не усвоил его деталей, допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, нарушения последовательности изложения программного материала и испытывает трудности в решении ситуационных задач.

**«Неудовлетворительно»** - студент не знает значительной части программного материала, допускает существенные ошибки, неуверенно выполняет ситуационные задачи.

## 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).

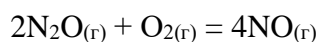
### Примеры оценочных средств для рубежного контроля успеваемости

#### 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.

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

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

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

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

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

**Ответ:**  $C_M(NaCl) = 0,154$  моль/л,  $T(NaCl) = 0,00900$  г/мл,  $m(NaCl) = 3,6$  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:

$$P_{\text{осм}} = C_M RT,$$

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;

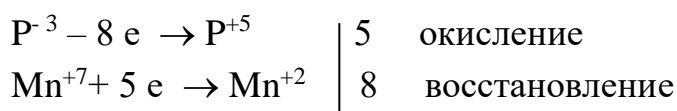
оценка «удовлетворительно» выставляется, если решены 2 задачи или решены 3 задачи, но имеются незначительные ошибки;

оценка «неудовлетворительно» выставляется, если решена 1 и менее задач.

### Образец контрольной работы №2

1. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение реакции. Определите окислитель и восстановитель:  
 $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
2. К 1л насыщенного раствора  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  находящегося в равновесии с осадком, прибавлено 0,05 моля  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ . Вычислите концентрацию  $\text{Ag}^+$ , в растворе, если  $\text{Pr } \text{Ag}_2\text{CrO}_4 = 9 \cdot 10^{-13}$
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. Рассчитайте ЭДС окислительно-восстановительной реакции взаимодействия дихромата калия и иодида, хлорида и фторида калия. Определите возможность протекания ОВР. Рассчитайте энергию Гиббса и константу равновесия.

### Эталон ответа



$\text{PH}_3$  – восстановитель за счет  $\text{P}^{-3}$

$\text{KMnO}_4$  – окислитель за счет  $\text{Mn}^{+7}$

2. 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

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

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

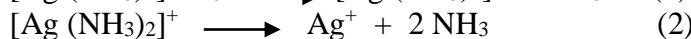
$$[Ag^+] = \frac{1}{f_{Ag^+}} \cdot \frac{\sqrt{K_s Ag_2CrO_4}}{\sqrt{[CrO_4^{2-}] \cdot f_{CrO_4^{2-}}}} = \frac{1}{0,74} \cdot \frac{\sqrt{9 \cdot 10^{-13}}}{\sqrt{0,05 \cdot 0,28}} = 3,4 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

**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. Для определения направления ОВР, пользуются значением ЭДС (электродвижущей силы), которая численно равна разности потенциалов сопряженных окислительно-восстановительных пар, участвующих в реакции:

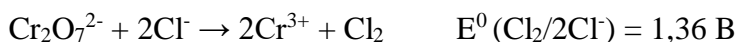
$$\text{ЭДС} = E(\text{ок}) - E(\text{восст}).$$



$$E^0 (I_2/2I^-) = 0,54 \text{ В}$$

$$\text{ЭДС} = 1,33 - 0,54 = 0,79 \text{ В}$$

ЭДС положительна, реакция протекает в прямом направлении.



$$\text{ЭДС} = 1,33 - 1,36 = - 0,03 \text{ В}$$

ЭДС отрицательна, в прямом направлении в стандартных условиях реакция самопроизвольно протекать не может.



$$\text{ЭДС} = 1,33 - 2,85 = - 1,52 \text{ В}$$

ЭДС отрицательна, реакция может идти только в обратном направлении.

### 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.

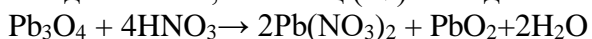
### Образец контрольной работы №3

1. Одним из наиболее распространенных соединений свинца является сурик – оксид свинца(IV) - дисвинца(II) -  $\text{Pb}_3\text{O}_4$ , проявляющий сильные окислительные свойства. Объясните окислительную активность соединения.
2. В палате больницы разбит ртутный медицинский термометр. Каковы ваши действия? Ответ обосновать и подтвердить уравнениями реакций.
3. Составьте уравнение взаимодействия дихромата калия и сероводорода в кислой среде. Уравняйте методом электронно-ионного баланса.

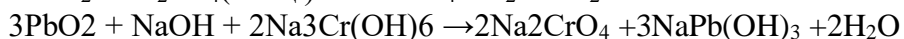
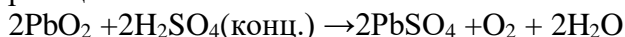
#### Эталон ответа:

1.

$\text{Pb}_3\text{O}_4$  является смешанным оксидом и состоит из двух оксидов:  $\text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$ . Под действием азотной кислоты  $\text{Pb}_3\text{O}_4$  распадается, причем свинец (II) переходит в раствор в виде катиона, а свинец (IV) выпадает в осадок:



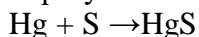
Находящийся в двойном оксиде свинец(IV) обуславливает сильные окислительные свойства этого соединения, которые можно подтвердить следующими уравнениями реакций:



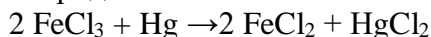
2. Ртуть является элементом II В группы. Имея на последнем уровне 18 электронов, она обладает невысокой активностью. Валентные возможности ее определяются ионизацией 6  $S^2$  электронов. Ртуть является неактивным металлом и замыкает ряд напряжений, поэтому молекулярная форма ее очень устойчива. Благодаря своей химической инертности и жидкому состоянию металлическая ртуть оказалась незаменимой монометрической жидкостью.

I этап. Провести нейтрализацию токсического действия ртути можно используя ее токсические свойства.

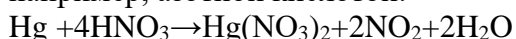
Являясь металлом, ртуть взаимодействует со свободной серой уже при обычных условиях, образуя нелетучий сульфид:



Обладая восстановительными свойствами ртуть окисляется под действием железа (III) хлорида:



Как малоактивный металл, ртуть взаимодействует с более активными окислителями, например, азотной кислотой:



Заключение:

Используя химические свойства ртути, ее можно обезвредить, посыпав порошком серы, обработав пол раствором железа (III) хлорида или собрать ртуть с помощью металлической петли, смоченной азотной кислотой.

3.

Составьте уравнение взаимодействия дихромата калия и сероводорода в кислой среде.

1. Сначала записывают схему уравнения и устанавливают функцию каждого реагента:

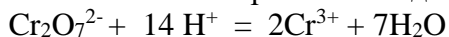


Здесь дихромат калия – окислитель, так как хром находится в высшей степени окисления (+6), сероводород – восстановитель, так как сера находится в низшей степени окисления (-2). Серная кислота – среда реакции.

2. Состав продуктов реакции зависит от концентрации окислителя и восстановителя и от реакции среды. В данном случае окислитель – в недостатке. Избыток окислителя приводит к дальнейшему окислению полученной серы до сульфат-иона.

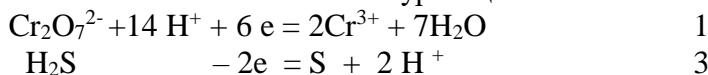
*Далее записывают полуреакцию для окислителя в ионном виде:*  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$

В левой части полуреакции избыток атомов кислорода, поэтому компенсируем его добавлением в левую часть ионов водорода с образованием воды в правой части. Число атомов слева и справа по каждому элементу должно быть равным:

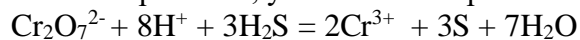


Далее считаем заряд ионов слева (+12) и справа (+6) и уравниваем полуреакцию по заряду, добавив в левую часть 6e:

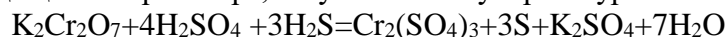
Аналогично записываем полуреакцию восстановителя в ионном виде.



Коэффициентами 1 и 3 уравниваем число принятых и отданных электронов и составляем полное ионное уравнение реакции, складывая левые части полуреакций с левыми, а правые – с правыми, умножая по-строчно на коэффициенты 1 и 3. Получаем



Далее добавляя в левую и правую части ионы, не участвующие непосредственно в реакции, но находящиеся в растворе, получим молекулярное уравнение реакции:



### Критерии оценивания

- оценка «зачтено» выставляется студенту, если выполнены 60 % заданий билета, имеются незначительные, легко устранимые недочеты;
- оценка «не зачтено» выставляется студенту, если задания не выполнены или выполнено менее 60% заданий.



## Примеры оценочных средств для текущего контроля успеваемости

### Образец тестированного контроля исходного уровня знаний к ЛЗ №2

Выберите из предложенных один вариант ответа:

- Укажите формулу молярной концентрации
  - $C = \frac{v}{V}$
  - $T = \frac{m}{V}$
  - $\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ля}}}$
  - $C = \frac{m \cdot 1000}{V \cdot m_{\text{р-ля}}}$
  - $C = \frac{v_{\text{экв}}}{V}$
  - $C = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V \cdot m_{\text{р-ля}}}$
- Укажите размерность титра
  - г/моль
  - моль
  - г/мл
  - моль/л
  - моль/кг
  - моль-экв/л
- Определите молярную концентрацию раствора, содержащего 23 г глицерина (М.м.=92) в 500 мл водного раствора
  - 0,25
  - 0,75
  - 0,5
  - 4,00
  - 2,00
- Из 400 г 50%-го раствора (по массе) серной кислоты выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля серной кислоты в оставшемся растворе?
  - 16,7%
  - 12,5%
  - 0,167
  - 66%
  - 0,66
- Какие из указанных веществ могут использоваться в качестве стандартных в титриметрическом анализе:
  - $\text{H}_2\text{SO}_4$
  - $\text{NaOH}$
  - $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
  - $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Эталон ответа

1	2	3	4	5
а	б	а	б	а

### Критерии оценивания

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.

### Образец тестированного контроля исходного уровня знаний к ЛЗ 8:

Выберите из предложенных один вариант ответа:

- Определите координационное число и заряд комплексобразователя в соединении  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ 
  - 2; +2
  - 4; +4
  - 6; +3
  - 3; -1
  - 1; +1
  - 2; +1
  - 4; +2
  - 6; +2
  - 3; +3
  - 1; -1
- К какому типу по заряду и природе лигандов относится сульфат тетраамминмедь (II):
  - катионный аквакомплекс
  - катионный ацидокомплекс
  - катионный аммиакат
  - анионный аквакомплекс
  - анионный ацидокомплекс
  - анионный хелат

- ж) анионный аммиакат                      з) нейтральный аквакомплекс  
и) нейтральный ацидокомплекс    к) катионно-анионный ацидокомплекс

3. Каково выражение константы нестойкости для хлорида дихлоротетраамминплатины (II):

$$\text{а) } K_{\text{н}} = \frac{[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2}{[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^{2+} [\text{Cl}^-]^2} \quad \text{б) } K_{\text{н}} = \frac{[[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^{2+}] [\text{Cl}^-]^2}{[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2}$$

$$\text{в) } K_{\text{н}} = \frac{[\text{Pt}^{4+}] [\text{NH}_3]^4 [\text{Cl}^-]^2}{[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^{2+}}$$

4. Какое из комплексных соединений наименее устойчиво:

- а)  $\text{K}[\text{AgI}_2]$ ,  $K_{\text{нест}} = 1 \cdot 10^{-12}$ ;                      б)  $\text{Na}[\text{AgBr}_2]$ ,  $K_{\text{нест}} = 1 \cdot 10^{-7}$ ;  
в)  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ,  $K_{\text{нест}} = 9,3 \cdot 10^{-8}$ ;                      г)  $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ ,  $K_{\text{нест}} = 8 \cdot 10^{-22}$ ?

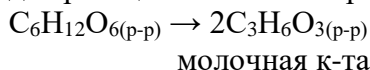
**Эталон ответа:** 1-а, 2-г, 3-д, 4-б

### Критерии оценивания

- 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.

### Пример ситуационной задачи к ЛЗ №2

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



**Эталон ответа**

1. 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.

### Пример ситуационной задачи к ЛЗ №5

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

**Эталон ответа**

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

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

$$P_{\text{осм}} = i \cdot C_m RT,$$

где  $i$  – изотонический коэффициент (коэффициент Вант-Гоффа)

$C_m$  – молярная концентрация, моль/л;

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

$T$  – абсолютная температура, К.

Взаимосвязь изотонического коэффициента и степени диссоциации выражается уравнением:

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

где  $\alpha$  – степень диссоциации (в долях единицы);

$n$  – число ионов, на которые распадается молекула электролита.

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

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

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

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

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

### Критерии оценивания

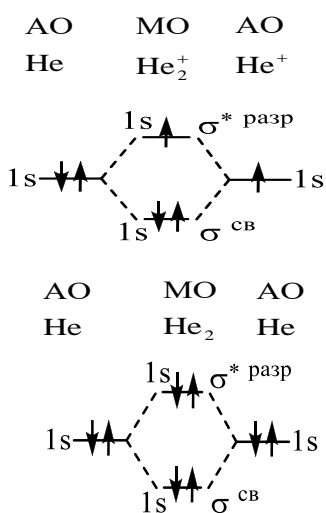
- оценка «зачтено» выставляется студенту, если выполнены все задание, имеются незначительные, легко устранимые недочеты (не указана размерность единиц, имеются математические ошибки в расчетах молярной массы веществ, и т.д.);
- оценка «не зачтено» выставляется студенту, если задание не выполнено или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

### Пример ситуационной задачи к ЛЗ №6

Объяснить с позиций метода МО возможность существования молекулярного иона  $\text{He}_2^{+ \cdot}$  и невозможность существования молекулы  $\text{He}_2$

**Эталон ответа:**

В молекулярном ионе имеются три электрона. Энергетическая схема образования этого иона с учетом принципа Паули представлена ниже:



На связывающей орбитали размещены два электрона, а на разрыхляющей – один. Следовательно, кратность связи в этом ионе равна

$$n = \frac{N_{\text{связ}} - N_{\text{разр}}}{2} = \frac{2 - 1}{2} = 0,5$$

И он должен быть энергетически устойчивым.

Напротив, молекула  $\text{He}_2$  должна быть энергетически не устойчивой, поскольку из четырех электронов, которые должны размещаться на МО, два займут связывающую МО, а два – разрыхляющую. Следовательно, образование молекулы не будет сопровождаться выделением энергии. Кратность связи в этом случае равна 0. молекула не образуется.

### Критерии оценивания

- оценка «зачтено» выставляется студенту, если выполнены все задание, 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 задание не выполнено или выполнено не полностью.

### Образец билета итогового тестированного

#### Вариант 0

#### Выберите один вариант ответа:

1. Основным законом термодинамики является:

- а) закон Гесса
- б) закон Вант-Гоффа
- в) закон Авогадро
- г) закон эквивалентов

2. Основным законом химической кинетики являются:

- а) Закон Гесса
- б) Закон действующих масс
- в) Закон Вант-Гоффа
- г) Закон Авогадро

3. Молярная концентрация эквивалента показывает:

- а) сколько моль-эквивалентов вещества содержится в 100 г раствора
- б) сколько моль-эквивалентов вещества содержится в 1 л раствора
- в) сколько моль-эквивалентов вещества содержится в 1 л растворителя
- г) сколько моль-эквивалентов вещества содержится в 1 кг раствора

4. Как относятся значения осмотического давления растворов электролита и неэлектролита одинаковой молярной концентрации:

- а) они изотоничны
- б) осмотическое давление раствора электролита выше
- в) осмотическое давление раствора неэлектролита выше
- г) осмотическое давление не зависит от молярной концентрации

5. Водородный показатель – это:

- а) концентрация  $H^+$  г/моль
- б) активная концентрация  $H^+$  моль/л
- в) десятичный логарифм  $H^+$
- г) отрицательный десятичный логарифм активной концентрации  $H^+$

6. Соли, образованные катионом слабой кислоты и анионом слабого основания гидролизуются по:

- а) аниону
- б) катиону и аниону
- в) катиону
- г) не гидролизуются

7. Зависимость между величиной константы растворимости ( $K_s$ ) и растворимостью соединения:

- а) прямая
- б) обратная
- в) зависимость отсутствует
- г) логарифмическая

8. Устойчивость комплексного иона характеризует:  
 а) константа растворимости                      б) константа гидролиза  
 в) константа нестойкости                        г) степень диссоциации
9. Для лечения гнойных ран используют растворы натрия хлорида:  
 а) гипертонический                              б) гипотонический  
 в) изотонический                                г) физиологический
10. Соединение, являющееся акцептором электронной пары называется:  
 а) кислота Льюиса                                б) кислота Брендстеда-Лоури  
 в) основание Льюиса                            г) основание Брендстеда-Лоури
11. Отношение количества растворенного вещества (моль) к массе растворителя (кг) называется:  
 а) моляльной концентрацией              б) молярной концентрацией  
 в) мольной долей                                г) титром
12. Кадмий относится к семейству:  
 а) S-элементов                                    б) p-элементов  
 в) d-элементов                                    г) f-элементов
13. Соединения Fe(III) проявляют следующие свойства:  
 а) окислительные                                б) восстановительные  
 в) окислительно-восстановительные      г) восстановительные
14. Понятие «валентность» рассматривается в рамках теории:  
 а) валентных связей                            б) молекулярных орбиталей  
 в) Резерфорда                                    г) Бора-Зоммерфельда
15. Сколько г глюкозы и воды необходимо взять для приготовления 150 мл 7%-ного раствора (плотность раствора 1,1 г/см<sup>3</sup>)?

### Эталон ответа

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

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

#### Критерии оценивания

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

### **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.

### 13. Лист изменений

<b>№</b>	<b>Дата внесения изменений</b>	<b>№ протокола заседания кафедры, дата</b>	<b>Содержание изменения</b>	<b>Подпись</b>