



МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ  
ИМЕНИ М. В. ЛОМОНОСОВА

Химический факультет  
Кафедра общей химии

О. В. Архангельская, И. А. Тюльков

Методическое пособие по курсу общей и неорганической химии  
для студентов первого курса  
факультета фундаментальной медицины

Москва – 2004

МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ  
ИМЕНИ М. В. ЛОМОНОСОВА

Химический факультет  
Кафедра общей химии

Утверждено  
Учебно-методической комиссией  
кафедры общей химии

О. В. Архангельская, И. А. Тюльков

Методическое пособие по курсу общей и неорганической химии  
для студентов первого курса  
факультета фундаментальной медицины

Под редакцией  
Профессора д.х.н. Асланова Л. А.

Москва – 2004

## ***К СТУДЕНТУ***

Курс общей и неорганической химии рассчитан на один семестр. Программный материал дается на лекциях, семинарах, практических работах, обсуждается в ходе студенческих конференций и, самое главное, прорабатывается в ходе Вашей самостоятельной работы. Последняя очень важна, т.к. вузовская система обучения отличается от школьной. От того, насколько Вы сумеете правильно подготовиться к лекциям, семинарам и другим занятиям, будет зависеть итоговый результат. Следует помнить, что знания химии будут полезны Вам как в учебе, так и в будущей работе.

В ходе обучения Вы напишите 4 контрольные работы и сдадите 3 коллоквиума. В сборнике приведены планы контрольных работ и коллоквиумов. Планы помогут Вам сориентироваться в учебном материале, который необходимо повторить (или подучить). В сборнике приведены также задачи для подготовки к контрольным работам.

При внимательном чтении данного методического пособия Вы обратите внимание, что программный материал лекций, семинаров, практических работ и других занятий встречается несколько раз. Это и понятно. На лекциях Вам будет изложен материал в устной форме. Поэтому приготовьтесь конспектировать то, что услышите. Перед лекцией рекомендуем Вам прочитать в учебнике параграф или главу, посвященную теме.

На семинарах Вы будете закреплять и углублять полученный на лекции материал, решая задачи и обсуждая наиболее трудно усваиваемые вопросы.

Практические занятия помогают Вам научиться работать в химической лаборатории, проводить эксперимент, анализировать и интерпретировать полученные результаты, делать выводы. Только в ходе химического эксперимента Вы сможете понять теоретический материал.

Обращаем Ваше внимание, что работа в практикуме требует выполнения инструкции по технике безопасности. Обязательно наличие халата. Для проведения некоторых опытов потребуются перчатки и защитные очки.

В нашем курсе есть также такая форма обучения, как студенческая конференция. К конференции Вам необходимо подготовить реферативную работу и сделать доклад по ее теме на 5-10 мин (не более). Темы работ приведены в сборнике. Для подготовки к конференции Вам необходимо поработать с литературными источниками (не возбраняется работа с материалами в Интернете). Затем отобранный материал необходимо облечь в форму доклада и доступно донести до Ваших коллег. Как и на научных конференциях, доклад будет заслушан и обсужден. Поэтому в работу будут вовлечены все Ваши товарищи. Уметь задать вопрос по теме – означает, что Вы внимательно выслу-

шали докладчика и вникли в суть материала. Темы рефератов находятся на стыке химии, биологии и медицины. Надеемся, что на конференциях Вы еще раз убедитесь, что химия окружает нас.

Наш курс заканчивается устным экзаменом. Вам будет предложен билет из трех вопросов. Первый – по общей химии, второй – по неорганической, третий- расчетная задача. На подготовку ответа дается не менее 40 минут. В сборнике есть вопросы для самостоятельной подготовки к экзамену. Эти вопросы большей частью вынесены на контрольные работы и коллоквиумы. Поэтому, если Вы плодотворно работали в течение семестра, подготовка к экзамену будет заключаться, в основном, в повторении изученного материала. При подготовке вопросов по неорганической химии советуем Вам придерживаться плана характеристики элементов и их соединений.

В заключении напоминаем Вам, что Вы и только Вы заинтересованы в хороших результатах Вашей учебы. Не стесняйтесь спрашивать у преподавателей о том, что вы не совсем хорошо поняли.

Желаем успехов!

**Раздел I.**

**ТИПОВОЙ КАЛЕНДАРНЫЙ ПЛАН ЛЕКЦИЙ, СЕМИНАРОВ И ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ ДЛЯ ФАКУЛЬТЕТА ФУНДАМЕНТАЛЬНОЙ МЕДИЦИНЫ**

№	Лекции	Семинары,	Практические работы
1.	Термохимия, термодинамика	<i>Нулевая контрольная работа.</i> Основы химической термодинамики	Техника безопасности. Определение атомной массы металла
2.	Химическая кинетика и катализ.	Основы химической термодинамики (окончание).	Тепловые эффекты химических реакций
3.	Химическое и фазовые равновесия	Основы кинетики химических процессов	Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ и от температуры
4.	<i>Контрольная работа 1</i>	Химическое равновесие	Химическое равновесие
5.	Растворы	<i>Коллоквиум 1.</i> <i>Выдача домашней контрольной работы на коллигативные свойства растворов. Утверждение тем докладов на конференцию.</i>	
6.	Окислительно-восстановительные реакции	Химические равновесия в растворах электролитов	Химическое равновесие в растворах кислот и оснований. рН. Буферные растворы.
7.	Химические нестабильности	Химические равновесия в растворах электролитов (окончание)	Гидролиз солей. Производство растворимости.
8.	Строение атома	Окислительно-восстановительные реакции. <i>(сдача домашней контрольной работы)</i>	Окислительно-восстановительные реакции.
9.	<i>Контрольная работа 2</i>	Основные понятия теории неравновесных процессов	<i>Отработки</i>
10	Периодичность свойств элементов	<i>Коллоквиум 2</i>	
11	Химическая связь	Строение атома	Химия галогенов и халькогенов
12	Химия серы и фосфора	Периодический закон и периодическая система элементов	Химия азота и фосфора
13	Метод молекулярных орбиталей	<i>Студенческая конференция</i>	
14	Координационные соединения	Химическая связь	Химия переходных металлов
15	Бионеорганические соединения	<i>Контрольная работа 3.</i> <i>Коллоквиум 3.</i>	
16	Метод меченых атомов	<i>Отработки</i>	
17	Коллоидные системы	<i>Сдача задолженностей</i>	

**Примечания:**

1. Дата проведения занятий согласно расписанию , а также №№ опытов, которые Вы должны подготовить дома и выполнить на практикуме указаны на стенде практикума по общей химии.
2. Программа лекционного курса в разделе II
3. Программа семинарских занятий в разделе III
4. Программа лабораторного практикума в разделе IV

**Раздел II.**

**ПРОГРАММА ЛЕКЦИОННОГО КУРСА**

<b>Лекции</b>	<b>Программный материал содержания лекции</b>
Термохимия, термодинамика	<p>Химическая система (открытая, закрытая, изолированная). Внутренняя энергия.</p> <p>Понятие об энтропии. Энтропия вещества как функция термодинамической вероятности. Изменение энтропии мира как критерий самопроизвольности процессов.</p> <p>Энтальпия вещества. Энтальпия химической реакции. Закон Гесса. Энтальпия образования вещества. Стандартное состояние вещества. Энтальпия химической связи.</p> <p>Изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса). Изменение энергии Гиббса системы как критерий и движущая сила самопроизвольных процессов в закрытых системах.</p>
Химическая кинетика, катализ.	<p>Скорость химической реакции. Методы ее наблюдения и измерения. Основной закон химической кинетики. Порядок и молекулярность реакции. Экспериментальное определение порядка реакции. Факторы, определяющие скорость реакции. Энергия активации.</p> <p>Путь реакции. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ. Ингибирование реакции.</p> <p>Ферментативный катализ.</p>
Химическое и фазовые равновесия	<p>Термодинамическое равновесие – неустойчивое, метастабильное, стабильное. Константа равновесия химической реакции, ее связь со стандартной свободной энергией реакции. Закон действующих масс в гомогенных и гетерогенных системах. Условия равновесного сосуществования фаз.</p> <p>Обратимые и необратимые химические реакции. Установление химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье–Брауна.</p>
Растворы	<p>Компонент. Фаза. Способы выражения состава многокомпонентных систем (концентрации компонентов).</p>

	<p>Растворы (твердые, жидкие, газообразные). Влияние условий на взаимную растворимость веществ. Роль сольватации. Особенности растворов высокомолекулярных веществ.</p> <p>Типы взаимодействия веществ — образование смесей, растворов, соединений.</p> <p>Физико-химический анализ как метод исследования многокомпонентных систем. Диаграммы состав—свойство. Примеры диаграмм состояния: вода, углерод, иод, вода—хлорид натрия, вода—серная кислота, железо—углерод.</p> <p>Сверхкритическое состояние.</p> <p>Экстракция. Флюидная хроматография</p> <p>Процесс электролитической диссоциации как взаимодействие веществ. Самоионизация. Закон действующих масс в растворах электролитов.</p> <p>Термодинамическая активность ионов. Термодинамическая и концентрационная константы равновесия (в том числе диссоциации).</p> <p>Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации.</p> <p>Протолитические равновесия. Кислоты, основания, амфолиты по Брэнстеду. Вода как растворитель.</p> <p>Дифференцирующие и нивелирующие растворители.</p> <p>Автопротолиз. Ионное произведение воды. рН. Гидролиз катионов (как диссоциация кислот — аквакомплексов) и анионов (оснований по Бренстеду). Необратимый гидролиз. Применение гидролиза. Буферные растворы, природные буферные системы.</p> <p>Кислоты и основания по Льюису.</p> <p>Диссоциация комплексных ионов. Константа нестойкости (устойчивости). Двойные соли.</p> <p>Равновесие осадок–раствор. ПР.</p>
Окислительно-восстановительные реакции	<p>Окислительно-восстановительные процессы. Электродный потенциал. Водородный электрод. Уравнение Нернста. Окислительно-восстановительный потенциал. Константа равно-</p>

	<p>весия окислительно-восстановительной реакции. Ряд напряжений.</p> <p>Гальванические элементы и аккумуляторы.</p> <p>Топливные элементы. Электрохимическая коррозия.</p> <p>Окислительно-восстановительные реакции в митохондриях клеток.</p> <p>Электролиз. Напряжение разложения. Перенапряжение. Особенности электролиза концентрированных растворов.</p>
Химические нестабильности	<p>Колебательные реакции. Диссипативные системы. Стационарное неравновесное состояние. Асимметрическая устойчивость. Нарушение временной и пространственной симметрии системы. Диссипативные структуры, крупномасштабные корреляции. Убыль энтропии системы. Бистабильность. Бифуркации. Нелинейность неравновесных систем.</p>
Строение атома	<p>Понятие об описании квантовых систем с помощью волновой функции. Электронная плотность вероятности. Радиальная плотность вероятности. Атомные орбитали. <i>s</i>-, <i>p</i>-, <i>d</i>-, <i>f</i>-АО.</p> <p>Энергетические диаграммы атомов. Заполнение АО электронами. Принцип Паули. Правило Хунда.</p> <p>Размер атомов и ионов. Орбитальный, кристаллохимический и ковалентный радиусы атома. Ионизационный потенциал. Сродство к электрону. Электроотрицательность.</p>
Периодичность свойств элементов	<p>Периодический закон Д. И. Менделеева, его физическое обоснование. Особенность тяжелых элементов (ослабление и исчезновение периодичности). Современное значение периодического закона.</p>
Химия серы и фосфора	<p>Аллотропные модификации серы и фосфора. Свойства элементов, водородных и оксидных соединений серы и фосфора. Кислородсодержащие кислоты и их свойства. Политионовые соединения. Окислительно-восстановительные процессы с участием соединений серы и фосфора.</p>
Химическая связь	<p>Характеристики химической связи: энергия, длина, полярность, валентный угол. Перекрывание АО как условие обра-</p>

	<p>зования связи. Типы перекрывания: <math>\sigma</math>-, <math>\pi</math>-, <math>\delta</math>-МО. Образование связывающих, антисвязывающих и несвязывающих молекулярных орбиталей (МО). Эффективность (плотность) перекрывания в зависимости от симметрии, относительной энергии АО и расстояния между ядрами. Кратные связи.</p>
Метод молекулярных орбиталей	<p>Метод молекулярных орбиталей в форме ЛКАО-МО. Энергетические диаграммы двухатомных гомо- и гетероядерных молекул, образованных элементами 1-го и 2-го периодов.</p> <p>Электрондефицитные и электроноизбыточные связи.</p> <p>Кратность связи. Магнитные свойства молекул и веществ. Полярность связи и эффективный заряд на атоме. Молекула LiH как пример ионного соединения.</p> <p>Принципы построения энергетических диаграмм простейших многоатомных молекул (<math>\text{CH}_4</math>, <math>\text{NH}_3</math>, <math>\text{H}_2\text{O}</math>). Делокализованные (многоцентровые) <math>\pi</math>-связи (на примере анионов неорганических оксокислот. Дипольный момент молекулы. Полярные и неполярные молекулы.</p>
Координационные соединения	<p>Координационное число. Катионные, анионные и нейтральные комплексы. Номенклатура. Типичные комплексообразователи и лиганды. Моно- и полидентантные лиганды. Применение метода ЛКАО-МО к описанию химической связи на примерах тетраэдрического иона <math>\text{NH}_4^+</math> и оксоанионов неорганических кислот и октаэдрических аква-, галогено-, амино- и цианокомплексов d-элементов.</p> <p><math>\pi</math>-Связывание. Стабилизация в поле лигандов. Стабильность и реакционная способность комплексных соединений в зависимости от электронного строения.</p> <p>Изомерия.</p> <p>Изменение свойств ионов и молекул при вхождении во внутреннюю сферу комплекса (на примере аквакомплексов как кислот).</p> <p>Диссоциация комплексных ионов. Константа нестойкости (устойчивости). Двойные соли.</p>

<p>Бионеорганические соединения</p>	<p>Биоэлементы и формы их существования в биологических системах. Образование бионеорганических соединений в организме человека. Примеры ферментов, строение которых соответствует координационным соединениям. Фосфатазы, их хранение и транспорт. Состав костных тканей, эмали зубов.</p>
<p>Метод меченных атомов</p>	<p>Понятие о радиационно-химических реакциях. Радиолит воды. Биологически допустимая доза облучения.</p> <p>Особенности химии радиоактивных элементов. Реакции с участием меченых атомов. Применение в медицинской диагностике.</p>
<p>Коллоидные системы</p>	<p>Коллоидные частицы, системы. Строение коллоидных частиц на примере кремниевой кислоты и гидроксида железа (III). Коллоиды в природе.</p> <p>Искусственная пища.</p>

**Раздел III.**

**ПРОГРАММА СЕМИНАРСКИХ ЗАНЯТИЙ**

<b>Семинары</b>	<b>Программный материал семинаров</b>
Основы химической термодинамики	Энтальпия вещества. Энтальпия химической реакции. Закон Гесса. Энтальпия образования вещества. Стандартное состояние вещества. Энтальпия химической связи.
Основы химической термодинамики (окончание).	<p>Понятие об энтропии. Энтропия вещества как функция термодинамической вероятности. Изменение энтропии мира как критерий самопроизвольности процессов.</p> <p>Изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса). Изменение энергии Гиббса системы как критерий и движущая сила самопроизвольных процессов в закрытых системах. Методы экспериментального определения термодинамических характеристик протекания химических процессов.</p>
Основы кинетики химических процессов	<p>Скорость химической реакции. Методы ее наблюдения и измерения. Основной закон химической кинетики. Порядок и молекулярность реакции. Экспериментальное определение порядка реакции. Факторы, определяющие скорость реакции. Энергия активации. Путь реакции. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ. Ингибирование реакции.</p> <p>Методы исследования кинетики химических процессов.</p>
Химическое равновесие	<p>Термодинамическое равновесие — неустойчивое, метастабильное, стабильное. Константа равновесия химической реакции, ее связь со стандартной свободной энергией реакции. Закон действующих масс в гомогенных и гетерогенных системах. Условия равновесного сосуществования фаз.</p> <p>Обратимые и необратимые химические реакции. Установление химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье–Брауна.</p>
Химические равновесия в растворах электролитов	Способы выражения состава многокомпонентных систем (концентрации компонентов).

	<p>Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации.</p> <p>Закон действующих масс в растворах электролитов.</p> <p>Протолитические равновесия. Кислоты, основания, амфолиты по Брэнстеду. Вода как растворитель.</p> <p>Автопротолиз. Ионное произведение воды. рН.</p> <p>Буферные растворы, природные буферные системы.</p>
Химические равновесия в растворах электролитов	<p>Гидролиз катионов (как диссоциация кислот — аквакомплексов) и анионов (оснований по Бренстеду). Необратимый гидролиз. Применение гидролиза.</p> <p>Насыщенные растворы малорастворимых электролитов. Равновесие осадок–раствор. Произведение растворимости.</p>
Окислительно-восстановительные реакции.	<p>Окислительно-восстановительные процессы. Электродный потенциал. Водородный электрод. Уравнение Нернста. Окислительно-восстановительный потенциал. Константа равновесия окислительно-восстановительной реакции. Ряд напряжений.</p> <p>Гальванические элементы и аккумуляторы.</p>
Основные понятия теории неравновесных процессов	<p>Условия самоорганизации в системах. Колебательные реакции. Кинетический аспект описания колебательных процессов. Диссипативные системы. Стационарное неравновесное состояние. Асимптотическая устойчивость. Аттрактор. Нарушение временной и пространственной симметрии системы. Диссипативные структуры, крупномасштабные корреляции. Убыль энтропии системы. Бистабильность. Бифуркации. Нелинейность неравновесных систем.</p>
Строение атома (Обзор химии элементов VIIA и VIA групп периодической системы.)	<p><b>Электронное строение атома.</b> Понятие об описании квантовых систем с помощью волновой функции. Электронная плотность вероятности. Радиальная плотность вероятности. Атомные орбитали. s-, p-, d-, f-АО.</p> <p>Энергетические диаграммы атомов. Заполнение АО электронами. Принцип Паули. Правило Хунда.</p>

	<p>Размер атомов и ионов. Орбитальный, кристаллохимический и ковалентный радиусы атома. Ионизационный потенциал. Сродство к электрону. Электроотрицательность.</p> <p><b>VIIA группа.</b> Электронное строение атомов и молекул. Размеры атомов, ионизационные потенциалы, сродство к электрону. Нахождение в природе, методы получения простых веществ в лаборатории и промышленности. Применение.</p> <p>Галогеноводороды. Плавиковая и соляная кислоты, их получение и применение. Галогениды металлов и неметаллов.</p> <p>Оксокислоты хлора. Электронное строение анионов, окислительно-восстановительные свойства, кислотные свойства, диспропорционирование солей. Реакции получения. Бертолетова соль.</p> <p><b>VI A группа.</b> Электронное строение атомов и молекул. Нахождение в природе, методы получения простых веществ в лаборатории и промышленности. Применение. Озон, “озоновый щит Земли”.</p> <p>Водородные соединения. Строение молекул. Свойства водных растворов. Получение и применение сероводорода.</p> <p>Сульфиды и полисульфиды.</p> <p>Вода. Строение молекулы и вещества. “Аномальные” свойства воды. Автопротолиз. Аквакомплексы. Диаграмма состояния.</p> <p>Клатраты.</p> <p>Оксиды металлов (металлоподобные, основные, амфотерные и кислотные) и неметаллов (кислотные, несолеобразующие). Получение и применение оксидов.</p> <p>Пероксиды. Строение анионов (ЛКАО–МО). Физические и химические свойства, получение и применение пероксида водорода.</p> <p>Оксокислоты халькогенов в степенях окисления +4 и</p>
--	--

	<p>+6. Строение анионов (МО). Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Свойства, получение и применение серной и сернистой кислот.</p> <p>Олеум. Тиосоединения.</p>
<p>Периодический закон и периодическая система элементов (Обзор химии азота и фосфора)</p>	<p>Периодический закон Д. И. Менделеева, его физическое обоснование. Особенность тяжелых элементов (ослабление и исчезновение периодичности). Современное значение периодического закона.</p> <p><b>VA группа.</b> Строение атомов и молекул. Нахождение в природе, получение и применение азота и фосфора. Их биогенность. Экологическая роль. Неустойчивость соединений азота.</p> <p>Водородные соединения. Строение молекул. Получение, свойства и применение аммиака. Гидроксид и соли аммония.</p> <p>Оксиды азота. Строение молекул. Свойства, определяющие экологическую роль оксидов азота (II) и (IV). Свойства, получение и применение азотной и азотистой кислот и их солей.</p> <p>Оксокислоты фосфора (фосфорноватистая, фосфористая, фосфорная). Строение анионов. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Получение, свойства и применение фосфорной кислоты и фосфатов. Полифосфорные кислоты и полифосфаты.</p>
<p>Химическая связь (Химия Б групп периодической системы (основные закономерности))</p>	<p><b>Химическая связь.</b> Характеристики химической связи: энергия, длина, полярность, валентный угол. Перекрытие АО как условие образования связи. Типы перекрытия: <math>\sigma</math> -, <math>\pi</math> -, <math>\delta</math> -МО. Образование связывающих, антисвязывающих и несвязывающих молекулярных орбиталей (МО). Эффективность (плотность) перекрытия в зависимости от симметрии, относительной энергии АО и расстояния между ядрами. Кратные связи.</p> <p>Метод молекулярных орбиталей в форме ЛКАО-МО.</p>

	<p>Энергетические диаграммы двухатомных гомо- и гетероядерных молекул, образованных элементами 1-го и 2-го периодов.</p> <p>Электрондефицитные и электроноизбыточные связи.</p> <p>Кратность связи. Магнитные свойства молекул и веществ. Полярность связи и эффективный заряд на атоме. Молекула LiH как пример ионного соединения.</p> <p>Принципы построения энергетических диаграмм простейших многоатомных молекул (CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O). Делокализованные (многоцентровые) π-связи (на примере анионов неорганических оксокислот).</p> <p>Дипольный момент молекулы. Полярные и неполярные молекулы.</p> <p><b>Обзор химии элементов Б-групп периодической системы</b></p> <p><b>IIIВ группа.</b></p> <p>Строение атомов. Оксиды и гидроксиды. “Лантаноидное сжатие”.</p> <p><b>IVВ группа.</b></p> <p>Строение атомов. Проявляемые степени окисления и их относительная стабильность. Диоксид циркония как твердый электролит. Применение титана и циркония.</p> <p><b>VВ группа.</b></p> <p>Строение атомов. Проявляемые степени окисления и их относительная стабильность. Оксиды и гидроксиды. Катионные и анионные комплексы.</p> <p><b>VIВ группа.</b> Строение атомов. Проявляемые степени окисления и их относительная стабильность. Оксиды и гидроксиды. Применение хрома, молибдена и вольфрама.</p> <p>Изо- и гетерополиоксиды. Хроматы и дихроматы. Катионные и анионные комплексы хрома. Биогенная роль молибдена.</p> <p><b>VIIВ группа.</b> Строение атомов. Проявляемые степени</p>
--	--

	<p>окисления и их относительная стабильность. Оксиды и гидроксиды марганца, реакции их получения и кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Высоко- и низкоспиновые катионные и анионные комплексы марганца.</p> <p><b>VIII группа.</b> Семейство железа. Строение атомов. Ферромагнетизм. Полиморфизм.</p> <p>Проявляемые степени окисления и их относительная стабильность в зависимости от лигандов. Высоко- и низкоспиновые комплексы. Оксиды и гидроксиды.</p> <p>Ферриты. Стали.</p> <p>Биогенная роль железа.</p> <p>Благородные металлы VIII группы. Физико-химические свойства платины. Физиологически активные комплексы платины, их изомерия.</p> <p><b>IV группа.</b> Строение атомов. Проявляемые степени окисления и их относительная стабильность. Оксиды и гидроксиды. Катионные и анионные комплексы. Соединения меди (I) и (II). Биогенная роль меди.</p> <p><b>IV группа.</b> Строение атомов. Амальгамы. Экологическая роль ртути.</p>
--	--

**Раздел IV.**

**ПРОГРАММА ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМА**

<b>Практические работы</b>	<b>Программный материал</b>
Техника безопасности. Определение атомной массы металла	<b>Основные понятия химии.</b> Атом, молекула. Химический элемент. Простое и сложное вещество. Химическая реакция. Атомно-молекулярное учение в современной химии. Стехиометрические законы.
Тепловые эффекты химических реакций.	Энтальпия химической реакции. Закон Гесса. Энтальпия образования вещества. Стандартное состояние вещества.
Зависимость скорости от концентрации и от температуры	Основной закон химической кинетики. Порядок и молекулярность реакции. Экспериментальное определение порядка реакции. Факторы, определяющие скорость реакции. Энергия активации.
Химическое равновесие	Обратимые и необратимые химические реакции. Установление химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье–Брауна.
Химическое равновесие в растворах электролитов. рН, буферные системы	Закон действующих масс в растворах электролитов. Термодинамическая активность ионов. Термодинамическая и концентрационная константы равновесия (в том числе диссоциации). Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Протолитические равновесия. Кислоты, основания, амфолиты по Брэнстеду. Вода как растворитель. Дифференцирующие и нивелирующие растворители. Автопротолиз. Ионное произведение воды. рН. Буферные растворы.
Гидролиз солей. Производство растворимости.	Гидролиз катионов (как диссоциация кислот — аквакомплексов) и анионов (оснований по Бренстеду). Необратимый гидролиз. Применение гидролиза.

	Равновесие осадок–раствор. ПР.
Окислительно-восстановительные реакции.	Окислительно-восстановительные процессы. Электродный потенциал. Водородный электрод. Уравнение Нернста. Окислительно-восстановительный потенциал. Константа равновесия окислительно-восстановительной реакции.
Химия галогенов и халькогенов	<p><b>VIIA группа.</b> Электронное строение атомов и молекул. Размеры атомов, ионизационные потенциалы, сродство к электрону. Нахождение в природе, методы получения простых веществ в лаборатории и промышленности. Применение.</p> <p>Галогеноводороды. Плавиковая и соляная кислоты, их получение и применение. Галогениды металлов и неметаллов.</p> <p>Оксокислоты хлора. Электронное строение анионов, окислительно-восстановительные свойства, кислотные свойства, диспропорционирование солей. Реакции получения. Бертолетова соль.</p> <p><b>VI A группа.</b></p> <p>Водородные соединения. Свойства водных растворов. Получение и применение сероводорода.</p> <p>Сульфиды и полисульфиды.</p> <p>Клатраты.</p> <p>Оксиды металлов (металлоподобные, основные, амфотерные и кислотные) и неметаллов (кислотные, не-солеобразующие). Получение и применение оксидов.</p> <p>Пероксиды.</p> <p>Оксокислоты халькогенов в степенях окисления +4 и +6. Строение анионов (MO). Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Свойства, получение и применение серной и сернистой кислот.</p> <p>Тиосоединения.</p>
Химия азота и фосфора	<b>VA группа.</b>

	<p>Получение, свойства и применение аммиака. Гидроксид и соли аммония.</p> <p>Оксиды азота. Свойства оксидов азота (II) и (IV). Свойства, получение и применение азотной и азотистой кислот и их солей.</p> <p>Оксокислоты фосфора (фосфорноватистая, фосфористая, фосфорная). Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Получение, свойства и применение фосфорной кислоты и фосфатов. Полифосфорные кислоты и полифосфаты.</p>
Химия переходных элементов	<p><b>I – VIII группы.</b></p> <p>Сравнительные кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений по периодам и группам.</p> <p>Биогенная роль переходных элементов.</p>

## *Раздел V*

### **ОСНОВНЫЕ ФОРМЫ ОРГАНИЗАЦИИ УЧЕБНОГО ПРОЦЕССА**

ЛЕКЦИИ – систематическое, последовательное, как правило монологическое изложение преподавателем учебного материала теоретического характера.

На лекциях:

- даются основные, опорные понятия
- рассматриваются фундаментальные мировоззренческие теории и законы
- определяется место химии среди других наук
- показывается ее необходимость для профессиональной деятельности врача
- дается краткий обзор новейших достижений в химии
- на примере биогенных элементов рассматривается неорганическая химия

**ВНИМАНИЕ!** Для подготовки к лекции следует прочитать материал лекции по любому из рекомендованных в списке литературы учебников. Это поможет Вам продуктивно воспринимать лекцию, хорошо ее конспектировать. У Вас наверняка появятся вопросы к лектору, что будет также способствовать усвоению материала.

После лекции, ее конспект надо внимательно проработать, непонятые места попытаться уяснить с помощью учебников. Если Вы не сможете самостоятельно найти ответы на возникшие вопросы, можно обратиться к лектору или преподавателю на семинаре.

СЕМИНАРЫ – коллективное обсуждение учащимися вместе с преподавателем учебного материала для углубленного изучения темы или раздела курса.

На семинары выносятся детализация данного на лекциях материала; решение задач или теоретический материал, которого не было в лекциях. Семинары даются в логической последовательности: химическая термодинамика – химическая кинетика – химическое равновесие – растворы, равновесия в растворах – строение атома – химическая связь – периодическая система Менделеева – неорганическая химия. Семинары тесно связаны между собой внутрипредметными связями. Системообразующим фактором построения семинарских занятий является химическая термодинамика.

- К каждому семинару необходимо проработать теоретический материал (по лекции и по учебнику) и решить домашние задачи.

## ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ

- В процессе выполнения практических работ Вы приобретете навыки работы с химическим оборудованием и химическими реактивами
- Научитесь проводить химические реакции, описывать Ваши наблюдения, делать соответствующие выводы, анализировать результаты
- Научитесь экспериментально определять некоторые параметры химических реакций, рассчитывать ошибку эксперимента и объяснять отклонение от теоретического параметра
- К практическим работам, также как и к семинарам и лекциям, необходимо готовиться. По учебнику, называемому практикумом, необходимо прочитать все, что касается текущей лабораторной работы. Проработать теоретическую часть, ход выполнения эксперимента. В тетрадь необходимо занести все, что касается текущего практикума:
  - название работы,
  - уравнения химических реакций,
  - провести все необходимые расчеты,
  - подготовить таблицы и максимально заполнить их,
  - записать все математические формулы, в которые Вы будете подставлять экспериментальные данные,
  - решить задачи и ответить на вопросы, которые даются в конце каждой темы.

***Практикум считается сданным только после того, как Вы на коллоквиуме ответите на вопросы по предшествующим лабораторным работам.***

САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА – очень важный вид учебной деятельности, которым нельзя пренебрегать.

В этом пособии, кроме программы общей и неорганической химии, списка обязательной и дополнительной литературы, будут даны «нулевые» варианты контрольных работ, основные вопросы коллоквиумов и домашние контрольные работы для самостоятельной проработки некоторых тем курса. Для подготовки к лекциям, семинарам и практическим работам студентам будет рекомендована литература с указанием основных глав и параграфов. Такая самостоятельная работа необходима студентам для развития у них навыков работы с литературой, тем более, для достаточно сильных студентов ФФМ Предусмотрены индивидуальные домашние работы по конкретным темам в виде контрольных вопросов и задач или в форме учебных карт.

Одна из целей этого пособия – помочь Вам сориентироваться в материале нашего курса, спланировать свою работу по подготовке к лекциям, семинарам, практическим работам, коллоквиумам, контрольным работам, студенческим конференциям и, наконец, к экзамену. Обращаем Ваше внимание на то, что постоянная, систематическая самостоятельная работа будет способствовать усвоению знаний. Не оставляйте без ответов все возникающие у Вас вопросы. Коллектив преподавателей готов помочь Вам с ними разобраться и дать нужный совет. Не оставляйте на завтра то, что можно сделать сегодня!

**СТУДЕНЧЕСКИЕ КОНФЕРЕНЦИЯ** – доклады по темам, показывающим тесную связь химии с медициной.

На конференции Вы приобретете навыки:

- публичных выступлений,
- отбора нужного материала и логического его построения,
- отвечать на вопросы и задавать их
- отстаивать свое мнение.

Не менее важна воспитательная роль конференции – умение корректно, соблюдая правила научной дискуссии, общаться.

## **КОНТРОЛЬНЫЕ РАБОТЫ**

Это письменная проверка Ваших знаний. На первом занятии, для того, чтобы Вы и преподаватель были в курсе уровня подготовленности группы студентов, дается т.н. нулевая контрольная работа. На основании результатов этой работы, будут внесены коррективы в содержание и структуру семинаров.

В течение семестра Вам будут предложены 4 текущих контрольных работы (три аудиторных и одна самостоятельная (домашняя)). Содержание этих контрольных работ дается в настоящей методической разработке (стр. 25). А задания для самостоятельной подготовки к контрольным работам даны в приложении 1.

## КОЛЛОКВИУМЫ

Коллоквиум – это беседа с целью выяснения и повышения уровня знаний студентов. В сборнике приведены планы коллоквиумов. Планы помогут Вам сориентироваться в учебном материале, который необходимо повторить (или подучить).

## ЭКЗАМЕН

Наш курс заканчивается устным экзаменом. Вам будет предложен билет из трех пунктов:

- вопрос по общей химии,
- вопрос по неорганической химии,
- расчетная задача.

На подготовку ответа дается не менее 40 минут. В сборнике есть вопросы для самостоятельной подготовки к экзамену. Эти вопросы большей частью вынесены в контрольные работы и коллоквиумы. Поэтому, если Вы плодотворно работали в течение семестра, подготовка к экзамену будет заключаться в основном в повторении изученного материала. При подготовке вопросов по неорганической химии советуем Вам придерживаться плана характеристики элементов и их соединений (Приложение 3).

## **Раздел VI**

### **СОДЕРЖАНИЕ АУДИТОРНЫХ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ И КОЛЛОКВИУМОВ**

#### **КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 1**

1. Расчет концентраций растворов. Приготовление растворов заданной концентрации (массовая и мольная доли, молярная и моляльная концентрации.)
2. Термохимия. Расчеты по термохимическим уравнениям. Закон Гесса.
3. Расчет свободных энергий образования Гиббса. Определение направления химических реакций.
4. Расчет константы химического равновесия, исходных и равновесных концентраций.
5. Основное уравнение химической кинетики. Расчеты по уравнению Аррениуса и Вант-Гоффа.

#### **КОЛЛОКВИУМ № 1**

1. Способы выражения концентрации растворов (массовая и мольная доли, молярная и моляльные концентрации.)
2. Химическая система (открытая, закрытая, изолированная). Внутренняя энергия.
3. Энергетические эффекты химических реакций. Виды энергетических эффектов химических реакций. Факторы, влияющие на энергетический эффект химической реакции (природа и количество веществ – участников реакции). Термохимические уравнения. Теплота и энтальпия: химической реакции, образования вещества, химической связи, сгорания, фазового перехода. Стандартное состояние вещества. Закон Гесса и следствия из него.
4. Понятие энтропии. Энтропия вещества, как функция термодинамической вероятности. Изменение энтропии мира как критерий самопроизвольности процессов. Факторы, влияющие на изменение энтропии в ходе химической реакции.
5. Изобарный потенциал реакции (свободная энергия Гиббса). Критерий самопроизвольности реакций.
6. Скорость химической реакции (средняя и истинная). Методы наблюдения и измерения скорости. Закон действующих масс. Порядок и молекулярность. Экспериментальное определение порядка реакции по одному из веществ и общего. Факторы,

влияющие на скорость химической реакции (природа веществ, концентрация, температура). Энергия активации. Экспериментальное определение энергии активации. Катализ (гомогенный, гетерогенный). Автокатализ.

7. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение равновесия. Принцип Ле Шателье. Кинетическое обоснование принципа Ле Шателье.

## **КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 2**

1. Растворы электролитов. Расчет ионной силы и коэффициента активности. Расчет рН сильных кислот и оснований.

2. Расчет констант, степеней диссоциации и рН слабых кислот и оснований.

3. Расчет рН буферных растворов.

4. Расчет произведения растворимости через растворимость и наоборот. Расчет возможности образования и растворения осадка.

5. Запись уравнения гидролиза в сокращенном ионном и молекулярном виде по всем возможным ступеням. Расчет константы, степени гидролиза и рН раствора соли.

## **КОЛЛОКВИУМ № 2.**

1. Растворы. Определение раствора. Механизмы растворения. Растворимость и факторы на нее влияющие: природа растворителя и растворяемого вещества (агрегатное состояние, полярность), температура, давление, состав раствора (наличие одноименного иона).

2. Коллигативные свойства растворов. Закон Рауля (понижение давления пара над раствором). Эбуллиоскопия, криоскопия, осмотическое давление.

3. Растворы сильных и слабых электролитов. Протолитические равновесия. Кислоты, основания амфолиты по Бренстеду. Степень диссоциации и факторы на нее влияющие (природа электролита, концентрация, состав раствора). Ионная сила раствора. Активность, коэффициент активности.

4. Равновесия в растворах слабых электролитов. Константа и степень диссоциации слабых электролитов, рН. Буферные растворы. Буферная емкость. Гидролиз солей, константа и степень гидролиза. Равновесие осадок-раствор, ПР. Константа устойчивости и нестойкости комплексного иона.

### КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 3

1. Окислительно-восстановительные процессы. Расстановка коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях электронно-ионным методом.
2. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы ( $E^\circ$ ). Расчет ЭДС,  $K_p$  и  $\Delta G^\circ$  реакций.
3.  $E^\circ$  как функция  $\Delta G^\circ$  реакции.
4. Электронная структура атома, формы атомных орбиталей.
5. Метод молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы молекул.
6. Номенклатура комплексных соединений.
7. Расчеты на равновесия в растворах комплексных соединений.

### КОЛЛОКВИУМ № 3

1. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель, восстановитель, окисление, восстановление. Расстановка коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях с помощью электронных полуреакций (в газовой твердых средах) и электронно-ионных схем для реакций протекающих в водных растворах. Зависимость продуктов окислительно-восстановительных реакций от pH раствора.
2. Электрохимические процессы Электродные потенциалы. ЭДС реакции. Уравнение Нернста. Связь электродного потенциала, свободной энергии Гиббса и константы равновесия.
3. Строение атома (квантово-механические представления). Принцип неопределенности. Квантовые числа. Принцип Паули. Правило Хунда. Узловая структура электронных орбиталей.
4. Современная трактовка периодической системы элементов Д. И. Менделеева.
5. Химическая связь (ковалентная, ионная, металлическая). Строение молекул. Метод молекулярных орбиталей. Межмолекулярные взаимодействия (водородные, Ван-дер-Ваальса).
6. Координационные соединения. Номенклатура, строение и изомерия. Константа устойчивости и нестойкости. Расчет концентраций всех частиц в растворах комплексных солей. Способы разрушения комплексных ионов.
7. Химия галогенов, серы, азота и фосфора.

8. Химия биогенных элементов.

**САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ (ДОМАШНЯЯ) КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА**

1. Коллигативные свойства растворов.
2. Понижение давления пара над раствором.
3. Осмос. Осмотическое давление.
4. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения раствора.

**Раздел VII**  
**ПРИЛОЖЕНИЯ**

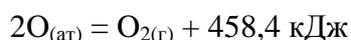
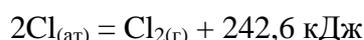
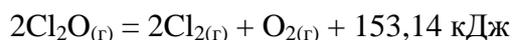
**Приложение 1**

**ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ ПОДГОТОВКИ К КОНТРОЛЬНЫМ РАБОТАМ**

**К контрольной работе №1.**

1. Рассчитайте объем 6 М раствора КОН ( $\rho = 1,395$  г/мл), необходимый для приготовления 100 г 10% раствора КОН.
2. Вычислите массовую долю раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , полученного при растворении 10 г  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  в 150 г 5%-ного раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
3. Рассчитайте молярную концентрацию 0,9 %-ного раствора хлорида натрия ( $\rho = 1$  г/мл).
4. Какова должна быть процентная концентрация глюкозы в растворе, чтобы в нем на 30 моль воды приходился 1 моль глюкозы?
5. Напишите термохимическое уравнение реакции, тепловой эффект которой равен: 1) энтальпии образования  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ж})}$ ; 2) энтальпии сгорания  $\text{C}_6\text{H}_{6(\text{ж})}$  3) энергии связи в  $\text{HBr}_{(\text{г})}$ ; 4) энтальпии испарения воды.
6. Вычислите энтальпию образования ацетилена, если  $\Delta_c H^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = -1299,6$  кДж/моль,  $\Delta_f H^\circ(\text{CO}_{2(\text{г})}) = -393,5$  кДж/моль;  $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = -285,8$  кДж/моль.
7. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании 5 моль этанола, если стандартные энтальпии образования этанола, углекислого газа и воды соответственно равны:  $-276,9$ ;  $-353,5$ ;  $-285,8$  кДж/моль.

8. Определите энтальпию связи Cl–O в молекуле  $\text{Cl}_2\text{O}$ , если:

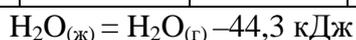


9. Рассчитайте значение  $\Delta_r G^\circ$  для реакции



при а)  $25^\circ\text{C}$ ; б)  $200^\circ\text{C}$ .

	$\text{NaHCO}_{3(\text{к})}$	$\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{к})}$	$\text{CO}_{2(\text{г})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
$\Delta_f H^\circ$	-949,1	-1129,4	-393,5	-285,8
$S^\circ$	101,3	135,0	213,7	70,1



10. Реакция  $2A_{(г)} + B_{(г)} = 2C_{(г)}$  элементарная.
- а) каковы размерности констант прямой и обратной реакций?
- б) во сколько раз и как изменится скорость прямой реакции при увеличении концентрации исходных веществ в 2 раза?
- в) во сколько раз и как изменится скорость обратной реакции при увеличении давления в системе в 2,5 раза?
11. Вычислите энергию активации реакции, если известно, что при  $25^{\circ}\text{C}$  она протекает за 1 мин 35 с, а при  $55^{\circ}\text{C}$  – за 25 с.
12. Вычислите энергию активации реакции, если при  $300^{\circ}\text{C}$  константа скорости равна  $2 \cdot 10^{-3} \text{ с}^{-1}$ , а при  $150^{\circ}\text{C}$  –  $5 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$ . Укажите порядок этой реакции.
13. Появление изотопа иода ( $^{131}\text{I}$ ) имеет место при авариях на АЭС. Период его полураспада 8 суток. За какое время этот изотоп распадается на а) 1%; б) 70%; в) 99 %?
14. Для реакции  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$  известны равновесные концентрации  $[\text{N}_2] = 0,3$ ;  $[\text{H}_2] = 0,9$ ;  $[\text{NH}_3] = 0,4$  моль/л. Вычислите исходные концентрации азота и водорода.
15. Вычислите значение константы равновесия (ст.у.) процесса  $2\text{NO}_{2(г)} + 1/2\text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{5(г)}$ . Вычислите равновесные концентрации веществ в равновесной смеси при тех же условиях, если исходные концентрации  $\text{NO}_2$  и  $\text{O}_2$  соответственно равны 0,2 и 0,5 моль/л.

## К контрольной работе №2.

1. Вычислите рН следующих водных растворов азотной кислоты:

а) 1 М; б) 0,1 М; в) 0,02 М; г)  $3 \cdot 10^{-8}$  М.

2. Вычислите рН следующих водных растворов гидроксида калия:

а) 1 М; б) 0,1 М; в) 0,02 М; г)  $3 \cdot 10^{-8}$  М.

3. Вычислите рН следующих водных растворов муравьиной кислоты:

а) 0,5 М; б) 0,02 М; в)  $3 \cdot 10^{-5}$  М; г)  $5 \cdot 10^{-8}$  М. ( $K_a(\text{HCOOH}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$ ).

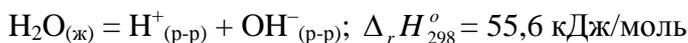
4. Вычислите рН следующих водных растворов аммиака:

а) 0,5 М; б) 0,02 М; в)  $3 \cdot 10^{-5}$  М; г)  $5 \cdot 10^{-8}$  М. ( $K_b(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ )

5. Вычислите концентрацию ионов водорода в 0,2 М растворе хлорноватистой кислоты, учитывая, что степень диссоциации ее в этом растворе равна 0,045%. ( $K_a(\text{HOCl}) = 3,9 \cdot 10^{-8}$ ).

6. Рассчитайте равновесные концентрации  $\text{H}^+$ ,  $\text{CN}^-$  и  $\text{HCN}$  в 0,01 М растворе  $\text{HCN}$ . Вычислите степень диссоциации кислоты в этом растворе. ( $K_a(\text{HCN}) = 6,16 \cdot 10^{-10}$ )

7. Проанализируйте, как влияет на процесс диссоциации воды



следующие факторы:

- повышение температуры,
- добавление в воду ионов водорода,
- добавление в воду гидроксид-ионов,
- увеличение количества воды.

8. Вычислите рН раствора, полученного смешиванием 200 мл 0,1 М раствора формиата натрия с 300 мл 0,2 М раствора муравьиной кислоты ( $K_a(\text{HCOOH}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$ ).

9. Сколько молей ацетата натрия необходимо добавить к 300 мл 0,1 М раствора уксусной кислоты, чтобы понизить концентрацию ионов водорода в 300 раз ( $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ).

10. Растворимость сульфата бария в воде составляет  $1,05 \cdot 10^{-5}$  моль/л. Вычислите его произведение растворимости.

11. Произведение растворимости карбоната серебра равно  $8,46 \cdot 10^{-12}$ . Вычислите растворимость этой соли в молях на литр раствора и в граммах на 100 г раствора.

12. Вычислите растворимость фосфата серебра а) в чистой воде; б) в 0,01 М растворе фосфата натрия; в) в 0,001 М растворе нитрата серебра ( $PP_{Ag_3PO_4} = 8,89 \cdot 10^{-17}$ ).

13. Будет ли выпадать осадок при смешивании 100 мл 0,02 М раствора нитрата свинца а) с 200 мл 0,001 М раствора хлорида кальция; б) с 200 мл 0,001 М раствора иодида калия? ( $PP_{PbCl_2} = 1,7 \cdot 10^{-5}$ ,  $PP_{PbI_2} = 9,8 \cdot 10^{-9}$ )

14. Какая реакция среды (кислотная, нейтральная или щелочная) 0,1 М раствора а)  $CuSO_4$ ; б)  $Na_2CO_3$ ?

Напишите ионные уравнения гидролиза этой соли.

Рассчитайте степень гидролиза и pH раствора. ( $K_a^1(H_2CO_3) = 4,45 \cdot 10^{-7}$ ,

$K_a^2(H_2CO_3) = 4,84 \cdot 10^{-11}$ ,  $K_b^2(Cu(OH)_2) = 3,4 \cdot 10^{-7}$ ).

Укажите условия, при которых гидролиз будет протекать «до конца».

### К контрольной работе №3.

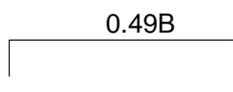
1. Закончите, если возможно, схемы реакций, расставьте коэффициенты, используя электронно-ионные полуреакции:



Рассчитайте для всех реакций значение ЭДС, константы равновесия и  $\Delta_r G^\circ$ .

2. Вычислите значение неизвестного электродного потенциала, пользуясь данными схемы:

Для pH = 14



Напишите соответствующие полуреакции.

3. Составьте ионные уравнения химических реакций, отвечающих окислительно-восстановительной цепи:



Укажите катод и анод.

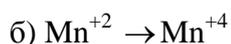
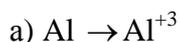
Вычислите ЭДС для 1 М растворов а) при 25°C, б) при 45°C.

Вычислите ЭДС, для 0,1 М ZnSO<sub>4</sub>, 0,2 CuSO<sub>4</sub> а) при 25°C, б) при 35°C.

Реакция	E°, В
$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	0,345
$\text{Fe}^{3+} + e = \text{Fe}^{2+}$	0,77
$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3e = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	2,20
$\text{I}_2 + 2e = 2\text{I}^-$	0,54
$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,695
$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	2,26
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{O}_2$	0,682
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{H}_2\text{O}$	1,77

Реакция	$E^{\circ}, \text{В}$
$\text{H}_2\text{PO}_2^- + e = \text{P} + 2\text{OH}^-$	-1,82
$\text{HPO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{P} + 5\text{OH}^-$	-1,71
$\text{HPO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2\text{PO}_2^- + 3\text{OH}^-$	-1,65
$\text{H}_3\text{PO}_3 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,59
$\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}^+ + e = \text{P} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,51
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
$\text{P} + 3\text{H}^+ + 3e = \text{PH}_3$	-0,04
$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0,89
$\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}$	-0,762

4. Напишите электронные формулы частиц, участвующих в превращениях:



5. Какие частицы имеют электронную формулу  $1s^2 2s^2 2p^6$ ? Приведите не менее 6 примеров.

6. Изобразите энергетические диаграммы молекул и ионов  $\text{F}_2$ ,  $\text{C}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{CN}^-$  и  $\text{He}_2^+$  методом молекулярных орбиталей. Укажите кратность связи и магнитные свойства молекул.

7. Как и почему изменяется пространственная конфигурация частиц при переходе от  $\text{BF}_3$  к  $\text{BF}_4^-$ ?

8. Дайте название по систематической номенклатуре для  $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ ,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ ,  $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ . Какие виды изомерии характерны для этих веществ? Укажите координационное число иона комплексобразователя, и максимально возможное число способов разрушения этих комплексных соединений.

9. Запишите формулы сульфата татрамминникеля (II), тетрахлороплатината (II) калия. Проставьте степени окисления всех элементов в этих соединениях.

10. Вычислите концентрации всех частиц в 0,1 М растворе нитрата диамминсеребра.

## *Приложение 2*

### ***Инструкция по подготовке практикума, ведению лабораторного журнала и сдаче практической работы преподавателю.***

1. Для ведения практических работ следует завести отдельную тетрадь (лабораторный журнал).
2. На практическое занятие необходимо приходите подготовленными. Для этого необходимо:
  - Прочитать и усвоить теоретическое введение к главе и к конкретной работе.
  - Проработать лекционный материал по этой теме.
  - Прочитать и разобрать материал по выполнению тех опытов, которые Вы должны выполнить (по указанию преподавателя).
  - В тетради записать тему работы, зарисовать приборы, записать уравнения реакций, выполнить теоретические расчеты, зарисовать и частично заполнить таблицы.
- 3. Студенты, не подготовленные к практической работе, на практикум не допускаются!**
4. Для сдачи работы преподавателю необходимо:
  - Записать в тетради ответы на все вопросы и задания, которые сформулированы после каждого опыта и после каждой работы.
  - Все параметры, определяемые в работе графически, должны быть обозначены на графике.

*Приложение 3.*

***ПЛАН ОТВЕТА ПО СВОЙСТВАМ ЭЛЕМЕНТОВ ПОДГРУППЫ ИЛИ ПЕРИОДА И ИХ СОЕДИНЕНИЙ.***

1. Сравнительные свойства элементов:
  - Электронное строение атомов.
  - Характерные валентности и степени окисления.
  - Изменение ионизационных потенциалов и орбитальных радиусов.
  - Изменение металлических и неметаллических свойств (электроотрицательности).
2. Свойства простых веществ:
  - Физические свойства.
  - Химические свойства (взаимодействие с простыми и сложными веществами).
  - Способы получения.
3. Водородные соединения.
4. Кислородные соединения (получение, химические свойства).
5. Гидроксиды (получение, химические свойства).
6. Соли гидроксидов (получение, химические свойства).

***Особое внимание следует обращать на изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.***

## *Приложение 4*

### **ТЕМЫ ДОКЛАДОВ НА КОНФЕРЕНЦИИ**

1. Роль осмоса в процессах жизнедеятельности организмов.
2. Озон. Озоновый щит Земли.
3. Биологическая роль гидролиза в процессах жизнедеятельности организма. АТФ.
4. Биологическое значение ОВР в организме человека .
5. Порфириновые комплексы железа и магния.
6. Ферменты. Химический состав. Функции.
7. Коллоидные системы в организме, их функции.
8. Живой организм, как открытая система. Понятие о синергетике и неравновесных процессах.
9. Аномальные свойства воды.
10. Буферные системы в живых организмах.
11. Принцип Ле Шателье и биологические системы.
12. Образование и разрушение малорастворимых соединений в живых организмах.

## Приложение 5

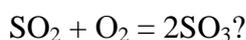
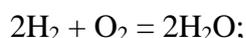
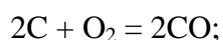
### ВОПРОСЫ ДЛЯ СДАЧИ ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ

#### Определение молярной массы металла

1. Дайте определение понятию «молярная масса металла».
2. На чем основан метод определения молярной массы металла? Опишите прибор и напишите уравнение химической реакции.
3. Какой минимальный объем 24% соляной кислоты необходимо взять для того, чтобы при взаимодействии ее с металлом выделилось 40мл водорода, измеренного при н.у.?
4. Почему в эксперименте берется избыток кислоты?
5. Как проверить герметичность прибора?
6. Чему равно давление водорода в бюретке?
7. Как измеряется объем выделившегося водорода? При каком давлении (больше или меньше атмосферного) будет находиться водород в приборе для определения молярной массы металла, если уровень воды в уравнительном сосуде будет:  
а) выше уровня воды в бюретке, б) ниже уровня воды в бюретке, в) равен уровню воды в бюретке.
8. Выведите формулу для нахождения молярной массы металла, укажите размерность каждой величины в формуле.
9. По какой формуле рассчитывается относительная ошибка эксперимента? Объясните, по какой причине полученное в эксперименте значение величины молярной массы металла может быть больше или меньше табличной величины.

#### Тепловые эффекты химических реакций

1. Дайте определение понятию «энтальпия химической реакции».
2. Опишите прибор, в котором определяются тепловые эффекты химических реакций. Как называется этот прибор?
3. Можно ли экспериментально определить тепловые эффекты следующих реакций:



Дайте мотивированный ответ.

4. Напишите уравнения химической реакции (в полном и сокращенном ионном виде), тепловой эффект который Вы определяли в эксперименте. Каков знак энтальпии и теплового эффекта этой реакции?
5. Напишите формулу для определения количества тепловой энергии, получаемой калориметром за счет нагрева электрическим током.
6. Что такое тепловое значение калориметра?
7. Каким образом на графике температура – время учитывается теплообмен калориметра с окружающей средой? Укажите на графике величины, соответствующие подъему температуры за счет химической реакции и за счет нагрева электрическим током.
8. Чем отличаются графики температура – время для экзо- и эндотермических реакций?
9. Какова размерность теплового эффекта химической реакции?
10. По какой формуле рассчитывается относительная ошибка эксперимента? Объясните, по какой причине полученное в эксперименте значение величины теплового эффекта химической реакции может быть больше или меньше табличной величины.

### **Зависимость скорости химических реакций от концентрации реагирующих веществ и от температуры**

1. Что такое скорость химической реакции? Какова ее размерность?
2. Как и почему зависит скорость химической реакции от концентрации реагирующих веществ?
3. Напишите уравнение химической реакции, скорость которой Вы исследуете.
4. Является ли это уравнение кинетическим, т.е. скорость определяющим? Если нет, то напишите уравнение реакции лимитирующей стадии.
5. Каким образом можно следить за скоростью химической реакции и как это осуществляется в Вашем конкретном эксперименте?
6. Какие величины Вы определяете? Каким образом?
7. Напишите кинетическое уравнение для скорости исследуемого процесса.
8. В каких координатах следует строить график для графического определения константы и порядка реакции.

9. Порядок, по какому веществу Вы определяете? Укажите на графике, каким образом определяется порядок реакции.
10. Зависит ли скорость исследуемой Вами реакции от pH раствора?
11. Как и почему зависит скорость химической реакции от температуры?
12. Что такое энергия активации? Каков порядок величины энергии активации и какова ее размерность?
13. В каких координатах следует строить график для графического определения энергии активации?
14. Укажите на графике, каким образом определяется энергия активации.
15. Что такое катализатор, ингибитор?
16. Какие типы катализа (гомогенный, гетерогенный, автокатализ) Вы исследовали? Напишите уравнения реакций и укажите катализатор ( или ингибитор).

### **Химическое равновесие**

1. Дайте определение понятию «химическое равновесие».
2. Каковы термодинамический и кинетический критерии химического равновесия?
3. Сформулируйте принцип Ле Шателье.
4. Запишите уравнения реакций в сокращенном молекулярно-ионном виде, на примере которых Вы исследовали смещение химического равновесия.
5. Запишите выражения для соответствующих констант равновесия.
6. Добавление каких веществ смещает равновесие? Ответ мотивируйте.
7. Как влияет температура на смещение химического равновесия? Объясните это смещение на конкретных примерах.
8. Объясните, почему для смещения равновесия в водном и спиртовом растворах  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$  потребовалось разное количество  $\text{HCl}$ . Учтите, что в водно-спиртовых растворах концентрация воды существенно ниже, чем в водных.

### **Химическое равновесие в растворах электролитов. pH, буферные системы**

1. Что такое электролиты? Являются ли электролитами следующие вещества: а)  $\text{HBr}_g$ , б)  $\text{H}_3\text{PO}_{4p-p}$ , в)  $\text{KCl}_ж$ , г)  $\text{CsNO}_{3,кp.}$ , д)  $\text{H}_2\text{S}_{p-p}$ , е)  $\text{CO}_{2p-p}$ , ж)  $\text{NH}_{3ж}$ , з)  $\text{H}_2\text{O}_ж$ , и)  $\text{BaSO}_{4к}$ ,?
2. Какие электролиты называются сильными? Какие слабыми? Среди растворов нижеперечисленных веществ укажите сильные и слабые электролиты: а)  $\text{HCl}$ ,

б)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , в)  $\text{NaCl}$ , г)  $\text{NaNO}_3$ , д)  $\text{H}_2\text{S}$ , е)  $\text{CO}_2$ , ж)  $\text{NH}_3$ , з)  $\text{BaSO}_4$ , и)  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  
к)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , л)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

3. Что такое ионная сила раствора, коэффициент активности иона и активность иона? По каким формулам она рассчитываются? Каковы границы применимости этих формул?
4. Выведите формулу для расчета pH сильного основания и сильной кислоты определенной концентрации без учета ионной силы раствора. Как и почему влияет ионная сила раствора на величину pH?
5. Почему при прибавлении насыщенного раствора соли  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  или  $\text{K}_2\text{SO}_4$  к 0,01 М раствору  $\text{HCl}$  происходит изменение pH?
6. Дайте определение степени диссоциации электролита. От каких факторов и как зависит эта величина?
7. Чему равна величина pH в растворах  $\text{NaOH}$  и  $\text{HCl}$  с концентрацией электролитов  $10^{-9}$  ?
8. Напишите уравнения диссоциации сероводородной кислоты по двум ступеням и уравнения соответствующих констант диссоциации.
9. Выведите формулу для расчета степени диссоциации и pH 0,1М раствора сероводородной кислоты, учитывая диссоциацию только по первой ступени.
10. Выведите формулу для расчета степени диссоциации и pH 0,1М раствора аммиака.
11. От каких факторов зависит степень диссоциации электролита?
12. Среди ниже перечисленных растворов электролитов укажите те, pH растворов которых изменится при прибавлении одноименного аниона: а)  $\text{HNO}_3$ , б)  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , в)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , г)  $\text{NaCl}$ , д)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , е)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , ж)  $\text{CuSO}_4$ . Если pH изменится, то он увеличится или уменьшится? Дайте мотивированный ответ.
13. Среди тех же растворов электролитов укажите те, pH растворов которых изменится при прибавлении одноименного катиона. Если pH изменится, то он увеличится или уменьшится?
14. Приведите по 2 примера растворов, прибавление к которым одноименных ионов изменит (в какую сторону?) и не изменит pH растворов.
15. Выведите формулу для расчета pH раствора, содержащего 1 моль  $\text{NaHS}$  и 2 моль  $\text{Na}_2\text{S}$  в литре раствора. Рассчитайте pH этого раствора. Напишите уравнения химических реакций, объясняющих, почему при прибавлении к этому

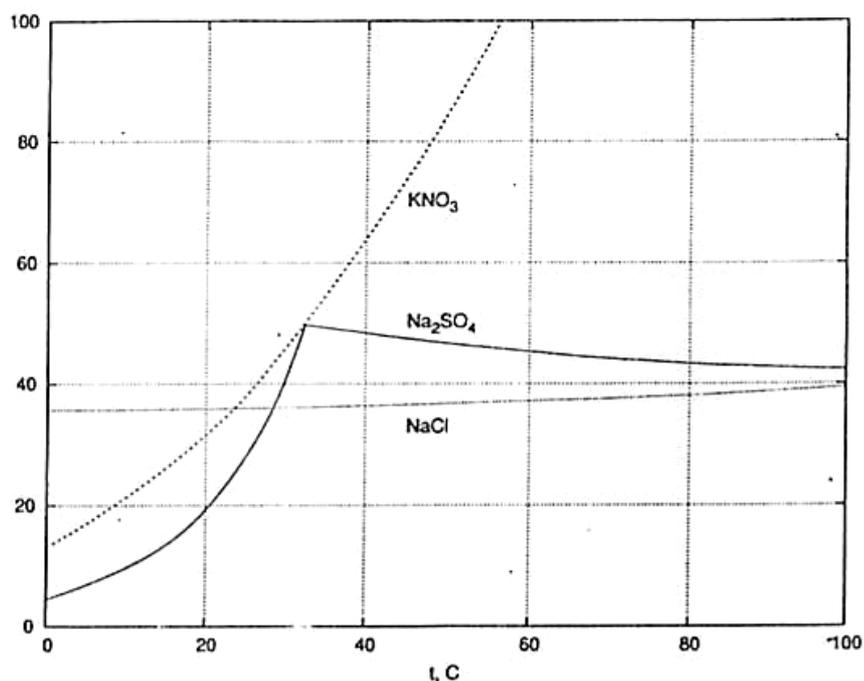
раствору небольших количеств щелочи или кислоты рН раствора практически не изменится.

16. Выведите формулу для расчета рН раствора, содержащего 1 моль  $\text{NH}_4\text{OH}$  и 1 моль  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  в литре раствора. Рассчитайте рН этого раствора. Напишите уравнения химических реакций, объясняющих, почему при прибавлении к этому раствору небольших количеств щелочи или кислоты рН раствора практически не изменится.
17. Как согласуются между собой экспериментальные значения рН и рассчитанные теоретически?
18. Можно ли утверждать, что разбавление раствора  $\text{HCl}$  в 10 раз приводит к изменению рН на 1?

### Гидролиз солей. Произведение растворимости

1. Что такое гидролиз? Насколько корректно выражение «гидролиз солей»?
2. Напишите уравнение реакции гидролиза  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  в сокращенном молекулярно-ионном виде по всем возможным ступеням.
3. Исходя из уравнения гидролиза по первой ступени, выведите уравнение для расчета константы гидролиза, степени гидролиза  $h$  и рН. Рассчитайте  $K_g$ , рН и  $h$  для солей различных концентраций. Какие факторы влияют на степень гидролиза? Какая величина определялась экспериментально и как, исходя из нее, рассчитывали  $K_g$  и  $h$ ? Сравните теоретически рассчитанные значения с величинами, полученными исходя из экспериментальных данных.
4. Как, исходя из экспериментальных данных, рассчитать константу диссоциации  $\text{Al}(\text{OH})_3$  по третьей ступени?
5. Сравните экспериментально полученные и теоретически рассчитанные значения рН растворов.
6. Оцените влияние разбавления на степень гидролиза и рН растворов солей.
7. Напишите уравнение реакции гидролиза  $\text{KNO}_2$ .
8. На основании экспериментальных данных рассчитайте степень гидролиза  $h$ , константу гидролиза иона  $\text{NO}_2^-$  и константу диссоциации  $\text{HNO}_2$ .
9. Сравните среднее значение константы диссоциации  $\text{HNO}_2$  с табличной величиной.

10. Воспользуйтесь табличным значением константы диссоциации  $\text{HNO}_2$  и рассчитайте теоретические значения pH растворов  $\text{KNO}_2$  различных концентраций.
11. Сравните экспериментально полученные и теоретические рассчитанные значения pH растворов  $\text{KNO}_2$ .
12. Оцените влияние разбавления на степень гидролиза и pH растворов соли  $\text{KNO}_2$ .
13. Какие ионы в растворах исследованных вами солей проявляют свойства кислот, а какие оснований?
14. Напишите уравнения реакций гидролиза для фосфат-иона, гидрофосфат-иона и дигидрофосфат-иона. Какой конкурирующий процесс имеет место в растворах кислых солей. Как его учитывать при расчете pH?
15. Каким образом можно сдвинуть равновесие гидролиза? Приведите не менее 4<sup>x</sup> уравнений, когда гидролиз идет до конца.
16. Напишите сокращенные молекулярно-ионные уравнения взаимодействия сульфатов марганца, цинка и меди с сероводородом и сульфидом аммония. Рассчитайте константы равновесия этих процессов и сделайте вывод о возможности осаждения сульфидов в каждом из 6 конкретных случаев. В какие цвета окрашен каждый из сульфидов?
17. Рассчитайте константу равновесия процесса растворения сульфидов в соляной кислоте и сделайте вывод о возможности растворения.
18. Рассчитайте константу равновесия процессов растворения оксалата и карбоната кальция в соляной и в уксусной кислотах и сделайте вывод о возможности растворения.
19. Исходя из кривых растворимости, объясните, как и почему меняется растворимость хлорида натрия, нитрата калия и сульфата натрия?



### Окислительно-восстановительные реакции

1. Дайте определение окислительно-восстановительной реакции.
2. Приведите примеры типичных окислителей и типичных восстановителей. С какими из них Вы имели дело в практической работе?
3. Напишите уравнения всех выполненных Вами в практикуме химических реакций.
4. Укажите окислитель и восстановитель.
5. Укажите степени окисления элементов в реагентах (на выбор преподавателя).
6. Подберите коэффициенты в реакциях методом электронно-ионного баланса. Укажите процесс окисления и процесс восстановления.
7. Что такое стандартный окислительно-восстановительный потенциал, от каких факторов он зависит? Напишите уравнение Нернста в общем виде и на конкретном примере.
8. Для любой из этих реакций рассчитайте стандартные ЭДС, константу равновесия и изменение энергии Гиббса (на выбор преподавателя). Сделайте вывод о возможности протекания процесса.
9. Приведите примеры влияния pH раствора на состав продуктов реакции.
10. Опишите суть работы гальванического элемента.

11. Дайте определение электролизу. Напишите уравнения химических реакций, протекающих при электролизе раствора сульфата меди (II) на а) графитовых электродах; б) медных электродах.

### **Химия элементов**

При сдаче работы по химии элементов надо ориентироваться на план ответа по свойствам элементов подгруппы или периода и их соединений (приложение 3). Рассматриваются те химические реакции, которые должны были быть выполнены на практической работе. Кроме того, на примере химии элементов следует оценивать и активизировать знания по общей химии.

## *Приложение 6*

### ***ПРИМЕРНЫЙ СПИСОК ВОПРОСОВ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ ПОДГОТОВКИ К ЭКЗАМЕНАМ***

**1-Основные законы химии.** Стехиометрические законы и области их применения. Нестехиометрические соединения.

**2-Термодинамика.** Энергетические эффекты химических реакций. Энтропия и энтальпия химических реакций. Критерий самопроизвольности протекания процесса.

Закон Гесса. Энтальпия, энтропия и свободная энергия образования простых и сложных веществ. Стандартное состояние веществ.

**3-Кинетика.** Скорость химической реакции. Основной закон химической кинетики для гомогенных и гетерогенных реакций. Константа скорости химической реакции.

Экспериментальные способы изучения кинетики химических реакций.

Скорость химических реакций. Молекулярность и порядок реакций. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. Лимитирующие стадии химического процесса.

Зависимость скорости химической реакции от температуры. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.

Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ. Ферментативный катализ.

**4-Равновесие.** Химическое равновесие. Константа равновесия. Критерии равновесия. Принцип Ле Шателье. Закон действующих масс в гомогенных и гетерогенных реакциях.

Фазовые равновесия на примере воды. Понятие о фазе и компоненте. Сверхкритическое состояние веществ и его использование. Экстракция.

**5-Неравновесности.** Диссипативные системы вдали от равновесия. Стационарные неравновесные состояния. Понятие аттрактора. Принцип адаптивных перестроек.

Химические нестабильности. Нарушение временной и пространственной симметрии. Нелинейность неравновесных систем. Второй закон термодинамики для диссипативных систем.

Химические нестабильности. Асимптотически устойчивые состояния. Дальнодействующие корреляции. Бифуркации.

**6-Растворы.** Растворы. Растворимость. Механизмы растворения. Тепловые эффекты при растворении. Способы выражения концентрации. Факторы, влияющие на растворимость.

Коллигативные свойства растворов. Законы Рауля. Отклонения от идеальности. Эбуллиоскопическая и криоскопическая постоянные. Активность и коэффициент активности.

Осмоз. Осмотическое давление. Роль осмоса в живых организмах. Эндо- и экзоосмос. Гипер-, гипо- и изотонические растворы.

**7-Равновесия в растворах электролитов.** Ионное произведение воды. рН. Протолитическое равновесие. Сила кислот и оснований. Индикаторы. Теории кислот и оснований.

Гидролиз солей. Константа гидролиза. Степень гидролиза. Необратимый гидролиз. Буферные растворы. рН и рОН буферных растворов. Буферная емкость. Примеры буферных растворов в живых организмах.

Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков. Причина растворения фосфата кальция в кислой среде.

**8-Коллоидные растворы.** Строение мицеллы с двойным электрическим слоем и с поверхностно активным веществом. Устойчивость лиофильных и лиофобных коллоидов.

**9-Строение атома.** Современные представления об электронном строении атомов. Понятие о химическом элементе. Изотопы. Квантовые числа. Форма s-, p-, d-, f-орбиталей. Принцип Паули.

**10-Периодический закон Д.И.Менделеева.** Размер атомов, ионизационный потенциал, сродство к электрону в связи с положением элементов в периодической системе. Металлы и неметаллы. Периодический характер изменения свойств химических элементов в зависимости от их положения в таблице Д.И.Менделеева.

**11-Химическая связь.** Типы химической связи: ковалентная, ионная, ван-дер-ваальсова, водородная, гипервалентная, металлическая.

Метод молекулярных орбиталей. Кратность связи. Полярность связи. Корреляционные диаграммы  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $LiH$ ,  $CO$ . Магнитные характеристики веществ.

**12-Координационные соединения.** Строение комплексных соединений. Теория кристаллического поля. Влияние поля лигандов на расщепление d-подуровня атома (иона) комплексообразователя. Высоко- и низкоспиновые комплексы.

Внутрикомплексные соединения. Энтропийный эффект. Макроциклический эффект. Физиологически активные координационные соединения.

Донорно-акцепторные связи. Комплексные соединения меди. Константа устойчивости (нестойкости). Координационное число и координационные полиэдры. Транс-влияние.

**13-Электрохимия.** Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно-восстановительный потенциал. Уравнение Нернста. Направление окислительно-восстановительного процесса и его связь со стандартными электродными потенциалами и концентрациями реагирующих веществ.

Электролиз. Электролиз расплавов солей и щелочей, растворов солей и щелочей. Порядок выделения на катоде металлов в связи с их положением в ряду стандартных электродных потенциалов.

Гальванические элементы. Электроды сравнения: водородный, хлорсеребряный. ЭДС гальванического элемента. Топливные элементы. Аккумуляторы.

#### **14-Химия элементов и их соединений.**

Водород, его свойства и получение. Строение молекулы и атома. Изотопы.

Положение водорода в таблице Д. И. Менделеева. Вода. Физические и химические свойства.

Щелочные металлы. Способы получения, физические и химические свойства. Способы получения, химические свойства и практическое применение кислородных соединений щелочных металлов. Биологическая роль щелочных металлов.

Получение и свойства серебра и меди как простых веществ. Оксиды, гидроксиды, комплексные соединения (аммиакаты) в различных степенях окисления. Медь как биометалл.

Сравнительная характеристика элементов 2А группы (электронное строение, радиусы, ионизационные потенциалы). Взаимодействие щелочноземельных металлов с простыми веществами. Характер изменения свойств оксидов, гидроксидов и солей. Жесткость воды и способы ее устранения. Состав костной ткани.

Подгруппа цинка. Сравнительная характеристика гидроксидов цинка, кадмия и ртути.

Цинк, как биоэлемент.

Сопоставление свойств лития и магния (как пример диагонального сходства). Специфичность лития и его соединений по сравнению с другими элементами подгруппы.

Магний в живых организмах.

Сравнительная характеристика элементов подгруппы бора (электронное строение, радиусы, ионизационные потенциалы). Получение алюминия. Алюмотермия. Гидролиз солей алюминия. Кислотно-основные свойства оксида и гидроксида алюминия.

Химические свойства и получение углерода. Получение и химические свойства солей угольной кислоты (взаимодействие с солями, кислотами, щелочами, водой).

Сравнительная характеристика элементов 4А группы (электронное строение, радиусы, ионизационные потенциалы). Аллотропия углерода. Химические свойства углерода.

Степень окисления в соединениях углерода.

Общая характеристика свойств простых веществ: Si, Ge, Sn, Pb. Диоксид кремния, силикагель. Цеолиты. Оксиды углерода и кремния. Получение и химические свойства.

Кристаллические решетки оксидов (IV).

Подгруппа азота. Строение атомов. Валентные состояния. Степени окисления. Получение и химические свойства оксидов азота. Двоокись азота. Димеризация. Окислительно-восстановительные свойства азотной и азотистой кислот.

Гидриды элементов подгруппы азота. Получение. Физические и химические свойства (в сравнении).

Графические формулы азотистой, азотной, ортофосфорной и фосфористой кислот. Химические свойства кислот.

Сравнительная характеристика элементов 6А группы (электронное строение, радиусы, ионизационные потенциалы). Перекисные соединения и их окислительные свойства на примере пероксида водорода.

Кислород. Нахождение в природе. Методы получения. Озон. Оксиды (основные, амфотерные, кислотные, соле- и несолеобразующие).

Сера. Строение атома. Физические и химические свойства сернистого и серного ангидридов. Гидролиз сульфитов.

Способы получения и химические свойства серной, сернистой, сероводородной, тио-серной кислот и тиосульфатов.

Сравнительные свойства гидридов 6А группы. (температуры кипения и плавления, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.)

Хром. Строение атома. Степени окисления. Комплексные соединения хрома и двойные соли. Свойства оксидов, гидроксидов, хроматов и бихроматов.

Общая характеристика галогенов. Строение атомов. Ионизационный потенциал и изменение размеров атомов, сродства к электрону, электродных потенциалов в группе.

Окислительно-восстановительные свойства галогенов. Общая сравнительная характеристика галогенов как простых веществ. Прочность молекул веществ. Получение, химические и физические (температуры кипения и плавления) свойства.

Кислородные кислоты хлора. Окислительно-восстановительные свойства этих соединений. Устойчивость. Диспропорционирование.

Водородные соединения галогенов. Получение и химические свойства. Температуры кипения (плавления). Степень диссоциации галогеноводородов в водных растворах. Кислородные кислоты галогенов и их соли. Номенклатура. Сравнение силы кислот и окислительно-восстановительной активности в рядах:  $\text{HHalO}$ –  $\text{HHalO}_2$ –  $\text{HHalO}_3$ –  $\text{HHalO}_4$ ;  $\text{HClO}_x$ –  $\text{HBrO}_x$ –  $\text{HIO}_x$ .

Марганец. Строение атома, степени окисления. Свойства оксидов и гидроксидов марганца (II, IV, VII) Окислительно-восстановительные свойства солей марганца (II и VII). Химические свойства *d*-металлов IV периода и их соединений. Высоко- и низкоспиновые комплексы. Стабилизация в поле лигандов.

Железо, кобальт, никель. Сравнительная устойчивость соединений в степенях окисления +3 и +2. Стабилизация степени окисления +3 в комплексных соединениях.

Общий обзор металлов. Положение в таблице Д. И. Менделеева. Физические и химические свойства. Общие способы получения на конкретных примерах.

## **Приложение 7**

### **РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА.**

1. Общая химия. /Под ред. Е.М.Соколовской, Л.С.Гузея, Москва: «Изд-во МГУ», 1989.
2. Н. Л. Глинка Общая химия. М.: «Интеграл-Пресс», 2000.
3. Н. С. Ахметов Общая и неорганическая химия. Москва: «Химия», 1973.
4. В. И. Слесарев Химия: Основы химии живого: Уч. для вузов, –2-е изд., испр. и доп. – Санкт-Петербург, Химиздат, 2001.
5. Ю. Д. Третьяков, Л. И. Мартененко и др., Неорганическая химия, в 2 т., Москва, «Химия», 2001.
6. Практическое пособие по общей и неорганической химии (для студентов нехимических специальностей), часть 1, под редакцией профессора С.Ф.Дунаева, М. – 2002.
7. Практическое пособие по общей и неорганической химии (для студентов нехимических специальностей), часть 3, под редакцией профессора С.Ф.Дунаева, М. – 2003.
8. Практическое пособие по общей и неорганической химии (для студентов нехимических специальностей), часть 4, под редакцией профессора С.Ф.Дунаева, М. – 2003.
9. Л. М. Витинг, Л. А. Резницкий Задачи и упражнения по общей химии. Москва: «Изд-во МГУ», 1995.

#### Дополнительная:

1. К. Н. Зеленин Химия: Учебник для мед. вузов – СПб: "Специальная литература," 1997.
2. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учеб. для мед. спец. вузов./Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд и др.; Под ред. Ю. А. Ершова –М.: Высшая шк., 1993.
3. Р. Дикерсон, Г. Грей, Дж. Хейт Основные законы химии, в 2т. Москва: «Мир», 1982.
4. К. Хаускрофт, Э. Констебль, Современный курс общей химии, Москва, «Мир», 2002.
5. Т. Браун, Г. Ю. Лемей, Химия в центре наук, в 2т, Москва: «Мир», 1983.
6. И. К. Кудрявцев Введение в теорию неравновесных химических систем, Москва, МАКС Пресс, 2000.

**Приложение 8**  
**АНКЕТА НА ПЕРВОМ СЕМИНАРЕ**

**1. Какую школу Вы закончили?**

- Название города, села и т.д.
- Специализированная, гимназия, общеобразовательная и т.д.

**2. Оценка по химии в школе.**

**3. Оценка по химии на вступительном экзамене.**

**4. Ваше отношение к химии?**

- Любимый предмет.
- Необходимый предмет.
- Безразличное.
- Негативное.

**5. Как Вы оцениваете свои знания по химии на настоящий момент?**

- Отлично.
- Хорошо.
- Удовлетворительно.
- Неудовлетворительно.
- Затрудняюсь ответить.

**6. Каков мотив вашего выбора медицинского вуза?**

- Любовь к профессии врача.
- Престижность профессии.
- Желание помогать людям.
- Желание лечить близких (родственников, друзей)
- Желание родителей.
- Интерес к естественным дисциплинам.
- Высокие показатели в школе по предметам естественнонаучного профиля.
- Влияние профориентационной работы школы и вуза.
- Мнение, что врачи материально обеспечены.

**Приложение 9**  
**АНКЕТА НА ПОСЛЕДНЕМ СЕМИНАРЕ**

**1. Какую роль Вы отводите курсу общей и неорганической химии в Вашей общеобразовательной подготовке в вузе?**

- Хорошее химическое образование – база для изучения других естественных дисциплин, в т.ч. на последующих курсах.
- Химическое образование позволяет лучше ориентироваться в мире веществ.
- Химические знания – основа безопасной жизнедеятельности.
- Химия интересна как наука.
- Роль химии невелика.

**2. Какую роль Вы отводите курсу химии в Вашей будущей профессии?**

- Безусловно, значительную, согласен с утверждением М. В. Ломоносова «медик без довольного познания химии совершенен быть не может».
- Роль химии невелика.
- Химия не нужна.
- Затрудняюсь ответить.

**3. Какие предметы, по Вашему мнению, не могут изучаться без опоры на химию?**

- Все.
- Не все, но многие (биоорганическая химия, биохимия, фармакология, физиология, токсикология, гигиена, микробиология и др.)
- Очень немногие.

**4. Каково Ваше отношение к изучению курса общей и неорганической химии на I курсе?**

- Положительное.
- Нейтральное.
- Негативное.
- Изучение некоторых вопросов следует перенести на старшие курсы.

**5. Какие разделы курса общей и неорганической химии вызвали у Вас наибольший интерес?**

- Основы термодинамики и химической кинетики.
- Растворы, протолитические равновесия.
- Основы электрохимии.

- Строение атома.
  - Химическая связь.
  - Химия комплексных соединений.
  - Другое. Укажите.
6. **Какие разделы курса общей неорганической химии наиболее затруднительны в усвоении?**
- Основы термодинамики.
  - Основы химической кинетики.
  - Растворы, протолитические равновесия.
  - Основы электрохимии.
  - Строение атома.
  - Химическая связь.
  - Химия комплексных соединений.
  - Другие разделы. Укажите.
  - Затруднений нет.
7. **Каковы причины затруднений при изучении курса общей неорганической химии?**
- Сложность теоретического материала.
  - Сложность установления причинно-следственных связей при изучении химических закономерностей.
  - Сложность теоретического и экспериментального толкования химических формул и уравнений.
  - Сложность некоторых количественных расчетов и решения задач по темам:
    - Основы термодинамики
    - Основы химической кинетики
    - Растворы, протолитические равновесия
    - Основы электрохимии
    - Химия координационных соединений
  - Неумение использовать теоретический материал при выполнении опытов и решении экспериментальных задач
8. **Какие формы лекций Вам больше импонируют?**
- Проблемные.
  - Обычные, с использованием *наглядности*.

- С включением *профессиональных ситуаций*.
- Связанные с профессиональной направленностью.
- Межпредметного характера.
- Лекции-дискуссии.
- Обзорные лекции (лекции панорамы).
- Обобщающие лекции.

**9. Какие формы практических занятий Вы предпочитаете?**

- Экспериментальные (Лабораторные).
- Расчетный практикум.
- Семинар с дискуссией.
- Смешанный тип.
- Другие (какие?).

**10. Что Вас привлекает в процессе изучения химии?**

- Содержание предмета.
- Теоретический материал.
- Химический эксперимент.
- Демонстрационный эксперимент.
- Межпредметные связи с другими дисциплинами.
- Связь теории и практики (упражнения, задачи).
- Химический язык (формулы, уравнения, номенклатура).
- Химико-экологические проблемы.
- Роль химии в профессии врача.
- Личность преподавателя.

**11. Есть ли отталкивающие факторы при изучении химии?**

- Ничего не отталкивает.
- Большой и трудный теоретический материал.
- Химический эксперимент
  - Недостаточное количество опытов.
  - Избыток опытов.
- решение задач.
- химический язык.
- личность преподавателя.