

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение  
высшего образования  
"Казанский (Приволжский) федеральный университет"  
Институт фундаментальной медицины и биологии



УТВЕРЖДАЮ  
Проректор по образовательной деятельности КФУ  
Проф. Д.А. Таюрский

\_\_\_\_\_» \_\_\_\_\_ 20\_\_ г.

подписано электронно-цифровой подписью

**Программа дисциплины**  
Неорганическая и физколлоидная химия Б1.Б.16

Специальность: 31.05.03 - Стоматология  
Специализация: не предусмотрено  
Квалификация выпускника: врач - стоматолог  
Форма обучения: очное  
Язык обучения: русский

**Автор(ы):**

Бычкова Т.И.

**Рецензент(ы):**

Улахович Н.А.

**СОГЛАСОВАНО:**

Заведующий(ая) кафедрой: Амиров Р. Р.  
Протокол заседания кафедры No \_\_\_\_ от " \_\_\_\_ " \_\_\_\_\_ 201\_\_ г

Учебно-методическая комиссия Института фундаментальной медицины и биологии:  
Протокол заседания УМК No \_\_\_\_ от " \_\_\_\_ " \_\_\_\_\_ 201\_\_ г

Регистрационный No 849415920

## Содержание

1. Цели освоения дисциплины
2. Место дисциплины в структуре основной образовательной программы
3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины /модуля
4. Структура и содержание дисциплины/ модуля
5. Образовательные технологии, включая интерактивные формы обучения
6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов
7. Литература
8. Интернет-ресурсы
9. Материально-техническое обеспечение дисциплины/модуля согласно утвержденному учебному плану

Программу дисциплины разработал(а)(и) доцент, к.н. (доцент) Бычкова Т.И. Кафедра неорганической химии Химический институт им. А.М. Бутлерова, Tamara.Bychkova@kpfu.ru

### 1. Цели освоения дисциплины

Курс формирует у студентов представления о теоретических основах этой научной дисциплины, ее особенностях, связи с другими науками и ее практической значимости. В результате освоения данной дисциплины должны быть сформированы современные представления о строении атома и химической связи. Обучающиеся должны получить представление об энергетике и кинетике химических процессов, теоретических основах окислительно-восстановительных реакций и химии комплексных соединений, об основных закономерностях протекания реакций в растворах. На основе полученных теоретических представлений обучающиеся должны уметь анализировать свойства элементов и их соединений, получить навык прогнозирования строения и свойств простых и комплексных соединений.

### 2. Место дисциплины в структуре основной образовательной программы высшего профессионального образования

Данная учебная дисциплина включена в раздел "Б1.Б.16 Дисциплины (модули)" основной образовательной программы 31.05.03 Стоматология и относится к базовой (общепрофессиональной) части. Осваивается на 1 курсе, 1 семестр.

Данная дисциплина включена в раздел естественнонаучных дисциплин.

### 3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины /модуля

В результате освоения дисциплины формируются следующие компетенции:

Шифр компетенции	Расшифровка приобретаемой компетенции
ОК-1	способностью к абстрактному мышлению, анализу, синтезу;
ОПК-7	готовностью к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач;
ПК-11	готовностью к определению необходимости применения природных лечебных факторов, лекарственной, немедикаментозной терапии и других методов у пациентов со стоматологическими заболеваниями, нуждающихся в медицинской реабилитации и санаторно-курортном лечении;
ПК-18	способностью к участию в проведении научных исследований;
ПК-3	способностью и готовностью к проведению противоэпидемических мероприятий, организации защиты населения в очагах особо опасных инфекций, при ухудшении радиационной обстановки, стихийных бедствиях и иных чрезвычайных ситуациях;

В результате освоения дисциплины студент:

1. должен знать:

Студент должен знать основные законы химии и их значение, роль химических элементов в биологических процессах. общие закономерности протекания химических реакций в растворах и твердой фазе, основы химической термодинамики и кинетики

2. должен уметь:

Студент должен уметь самостоятельно приобретать новые знания по данной дисциплине, анализировать их, применять полученные знания на практике и делать обоснованные выводы

3. должен владеть:

навыками химического эксперимента с учетом правил техники безопасности при использовании химических реактивов, анализа результатов опытов и формулировки обоснованных выводов; теоретическими представлениями о протекании химических реакций с участием неорганических веществ.

4. должен демонстрировать способность и готовность:

к практическому применению полученных знаний при решении профессиональных задач, а также нести ответственность за качество работ и научную достоверность результатов

**4. Структура и содержание дисциплины/ модуля**

Общая трудоемкость дисциплины составляет 3 зачетных(ые) единиц(ы) 108 часа(ов).

Форма промежуточного контроля дисциплины: экзамен в 1 семестре.

Суммарно по дисциплине можно получить 100 баллов, из них текущая работа оценивается в 50 баллов, итоговая форма контроля - в 50 баллов. Минимальное количество для допуска к зачету 28 баллов.

86 баллов и более - "отлично" (отл.);

71-85 баллов - "хорошо" (хор.);

55-70 баллов - "удовлетворительно" (удов.);

54 балла и менее - "неудовлетворительно" (неуд.).

**4.1 Структура и содержание аудиторной работы по дисциплине/ модулю**

**Тематический план дисциплины/модуля**

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практи- ческие занятия	Лабора- торные работы	
1.	Тема 1. Тема 1. Фундаментальные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений	1	1	2	0	6	
2.	Тема 2. Тема 2. Строение атома. Периодический закон, периодическая система Д.И.Менделеева	1	2	2	0	0	
3.	Тема 3. Тема 3. Введение в современные теории химической связи. Меж-молекулярные взаимодействия	1		2	0	0	

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практи- ческие занятия	Лабора- торные работы	
4.	Тема 4. Тема 4. Химическая термодинамика и кинетика. Состояние химического равновесия, принцип Ле Шателье-Брауна	1		2	0	10	
5.	Тема 5. Тема 5. Растворы электролитов и неэлектролитов. Ионное произведение воды, водородный показатель (рН). Гидролиз солей	1		4	0	10	
6.	Тема 6. Тема 6. Комплексные соединения	1		2	0	8	
7.	Тема 7. Тема 7. Окислительно-восстановительные процессы	1		2	0	10	
.	Тема . Итоговая форма контроля	1		0	0	0	Экзамен
	Итого			16	0	44	

#### 4.2 Содержание дисциплины

##### Тема 1. Тема 1. Фундаментальные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений

###### *лекционное занятие (2 часа(ов)):*

Закон сохранения массы и энергии. Атомы и молекулы, их массы. Моль, молярная масса. Закон постоянства состава, соединения переменного состава. Газовые законы: Гей-Люссака, Бойля-Мариотта, Авогадро, объединенный газовый закон. Парциальные давления газов. Эквивалентные массы, закон эквивалентов.

###### *лабораторная работа (6 часа(ов)):*

1. Ознакомление с распорядком работы в химической лаборатории. Техника безопасности выполнения химических работ. Химическая посуда. Правила работы с горелкой Тейлю. Правила нагревания химических веществ.

##### Тема 2. Тема 2. Строение атома. Периодический закон, периодическая система Д.И.Менделеева

###### *лекционное занятие (2 часа(ов)):*

Планетарная модель атома. Постулаты Бора. Волновой характер движения электрона. Квантовые числа, электронные орбитали. Запрет Паули. Правило Хунда. Эффекты проникновения и экранирования электронов. Количество электронов на уровнях и подуровнях, последовательность заполнения их электронами. Правила Клечковского. Провалы электронов. Размеры атомов. Эффективные атомные радиусы, энергия ионизации, сродство к электрону, изменение их в периодах и группах элементов. Вторичная периодичность. Строение атомного ядра. Изотопы. Радиоактивность. Период полураспада. Превращения элементов при радиоактивном распаде (закон смещения). Понятие о радиоактивных рядах.

##### Тема 3. Тема 3. Введение в современные теории химической связи. Меж-молекулярные взаимодействия

###### *лекционное занятие (2 часа(ов)):*

Основные особенности химического взаимодействия (химической связи) и механизм образования химической связи. Насыщаемость и направленность химической связи. Квантово-механическая трактовка механизма образования связи в молекуле водорода. Основные типы химической связи: ковалентная (неполярная и полярная), ионная, металлическая. Основные положения теории валентных связей (ВС). Особенности образования связей по донорно-акцепторному механизму. Валентность химических элементов. Валентность с позиции теории ВС. Валентность s-, p-, d-, f-элементов. Постоянная и переменная валентности. Валентность и степень окисления атомов элементов в их соединениях. Теория молекулярных орбиталей (МО). Основные положения теории МО. Энергетическая диаграмма. Связывающие и разрыхляющие МО. Энергетические диаграммы МО двухатомных молекул элементов 2-го периода. сигма- и пи-МО.

#### **Тема 4. Химическая термодинамика и кинетика. Состояние химического равновесия, принцип Ле Шателье-Брауна**

##### **лекционное занятие (2 часа(ов)):**

Изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса). Энтропия как мера вероятности состояния системы. Условия самопроизвольного протекания процессов. Особенности термодинамики живых организмов. Скорость химической реакции. Активные молекулы, энергия активации. Влияние температуры на скорость реакции (правило Вант-Гоффа). Закон действия масс, константа скорости реакции, молекулярность и порядок реакции. Катализ гомогенный, гетерогенный, ферментативный. Цепные реакции. Фотохимические, сопряженные, колебательные реакции. Обратимые реакции. Константа химического равновесия для гомогенных и гетерогенных систем. Связь константы равновесия с энергией Гиббса. Влияние различных факторов на химическое равновесие, принцип Ле Шателье-Брауна.

##### **лабораторная работа (10 часа(ов)):**

2. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Зависимость скорости реакции от температуры. Смещение равновесия. Принцип Ле Шателье-Брауна.

#### **Тема 5. Растворы электролитов и неэлектролитов. Ионное произведение воды, водородный показатель (рН). Гидролиз солей**

##### **лекционное занятие (4 часа(ов)):**

Растворы истинные и коллоидные. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе (концентрация раствора): массовые доли, мольные доли, молярная концентрация, эквивалентная концентрация (нормальность), моляльность, мольная доля. Растворы идеальные и реальные. Растворимость газов, жидкостей и твердых веществ, ее зависимость от температуры и давления. Энтальпия растворения. Гидратация (сольватация). Осмос, осмотическое давление, закон Вант-Гоффа. Изотонические, гипер- и гипотонические растворы. Давление пара растворителя над раствором, температуры кипения и замерзания растворов, законы Рауля. Изотонический коэффициент. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Гидратация ионов. Ступенчатая диссоциация. Степень диссоциации, ее связь с изотоническим коэффициентом. Сильные и слабые электролиты. Слабые электролиты, константа диссоциации, закон разбавления Оствальда. Сильные электролиты, теория Дебая-Хюккеля. Активности ионов, коэффициент активности, ионная сила раствора. Ионное произведение воды, показатели концентрации ионов водорода (рН) и гидроксидов (рОН). Индикаторы. Реакции между электролитами в растворах. Произведение растворимости, условия образования и растворения осадков.

##### **лабораторная работа (10 часа(ов)):**

3. Второй закон Рауля. Криоскопия. 4. Растворы. Растворы электролитов. Определение относительной силы кислот. Определение степени и константы диссоциации слабой кислоты. Определение рН растворов с помощью индикаторов. Гидролиз солей.

#### **Тема 6. Комплексные соединения**

##### **лекционное занятие (2 часа(ов)):**



Важнейшие понятия. Положения теории Вернера. Центральный атом, внешняя и внутренняя сферы, координационное число, ядро комплекса, его заряд, главная и побочная валентности. Номенклатура координационных соединений. Типичные комплексообразователи. Факторы, определяющие способность атомов и ионов выступать в качестве комплексообразователя. Типичные лиганды. Факторы, определяющие способность молекул и ионов выступать в качестве лигандов. Дентатность лигандов. Хелатные комплексы. Полиядерные комплексы. Окислительно-восстановительные процессы. Современная теория строения комплексных соединений. Кова-лентные (с донорно-акцепторной и дативной связью) и ионные комплексы. Гибридизация атомных орбиталей при комплексообразовании и геометрия ковалентных комплексов. Внутри- и внешнеорбитальные комплексы. Теория кристаллического поля и теория поля лигандов. Спектрохимический ряд. Низко- и высокоспиновые комплексы. Поведение координационных соединений в растворах: диссоциация, лабильность, инертность. Полная и ступенчатые константы устойчивости (нестойкости).

**лабораторная работа (8 часа(ов)):**

6. Получение комплексных соединений.

**Тема 7. Тема 7. Окислительно-восстановительные процессы**

**лекционное занятие (2 часа(ов)):**

Важнейшие понятия. Окислительно-восстановительные реакции. Типы окислительно-восстановительных реакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Подбор коэффициентов: метод электронного баланса, ионно-электронный метод. Окислительно-восстановительные системы. Изображение окис-лительно-восстановительных (редокс-) систем методом полуреакций (частных реакций). Окислительно-восстановительный (редокс-) потенциал как количественная характеристика редокс-системы. Уравнение Нернста. Стандартные редокс-потенциалы и способы их определения. Водородный электрод. Электрохимический ряд напряжений металлов. Зависимость величины редокс-потенциала системы от концентрации ионов, температуры, pH, комплексообразования в растворе. Редокс-потенциалы и оценка направления и полноты протекания окислительно-восстановительных реакций. Зависимость между величинами редокс-потенциалов систем и изменением энергии Гиббса. Окислительно-восстановительные процессы с участием электрического тока. Электрический ток как сильнейший окисляющий и восстанавливающий агент. Инертные и активные электроды. Схемы процессов на электродах при электролизе расплавов и водных растворов.

**лабораторная работа (10 часа(ов)):**

5. Окислительно-восстановительные реакции. Методы уравнивания окислительно-восстановительных реакций.

**4.3 Структура и содержание самостоятельной работы дисциплины (модуля)**

N	Раздел дисциплины	Се-местр	Неде-ля семе-стра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудо-емкость (в часах)	Формы контроля само-стоятельной работы
1.	Тема 1. Тема 1. Фундаментальные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений	1	1	подготовка домашнего задания	4	Письмен-ное домаш-нее задание

N	Раздел дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
2.	Тема 2. Тема 2. Строение атома. Периодический закон, периодическая система Д.И.Менделеева	1	2	подготовка домашнего задания	4	Письменное домашнее задание
3.	Тема 3. Тема 3. Введение в современные теории химической связи. Меж-молекулярные взаимодействия	1		подготовка домашнего задания	4	Письменное домашнее задание
4.	Тема 4. Тема 4. Химическая термодинамика и кинетика. Состояние химического равновесия, принцип Ле Шателье-Брауна	1		подготовка домашнего задания	4	Письменное домашнее задание
5.	Тема 5. Тема 5. Растворы электролитов и неэлектролитов. Ионное произведение воды, водородный показатель (рН). Гидролиз солей	1		подготовка домашнего задания	4	Письменное домашнее задание
6.	Тема 6. Тема 6. Комплексные соединения	1		подготовка домашнего задания	4	Письменное домашнее задание
7.	Тема 7. Тема 7. Окислительно-восстановительные процессы	1		подготовка домашнего задания	6	Письменное домашнее задание
	Итого				30	

## 5. Образовательные технологии, включая интерактивные формы обучения



Каждая лекция сопровождается демонстрацией иллюстративных материалов с использованием проекционной техники и обязательными записями на доске. Некоторая часть лекционного курса проводится в режиме диалога учитель-ученик. После завершения каждой лекции студенты получают домашние задания и все иллюстрации прошедшей лекции в электронной форме, а также наиболее важные материалы курса в печатном виде. Ввиду ограниченности аудиторных занятий и большого объема самостоятельной работы студентам предоставляется возможность консультироваться с лектором в назначенное внеаудиторное время.

## **6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов**

### **Тема 1. Тема 1. Фундаментальные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений**

Письменное домашнее задание , примерные вопросы:

1. Основные понятия химии. Атом. Молекула. Химический элемент. 2. Изотопный состав химических элементов. 3. Простое и сложное вещество. Химический эквивалент. 4. Основные типы структур неорганических соединений. Вещества с молекулярной и немолекулярной структурой. 5. Атомные, ионные, металлические решетки. Полимерное строение вещества. 6. Атомные, ионные, металлические решетки. Полимерное строение вещества. 7. Графические формулы и их применимость к веществам с различной структурой. 8. Основные стехиометрические законы, их современная трактовка. 9. Классы неорганических соединений: классификация. 10. Получение и свойства оксидов, гидроксидов, кислот и солей.

### **Тема 2. Тема 2. Строение атома. Периодический закон, периодическая система Д.И.Менделеева**

Письменное домашнее задание , примерные вопросы:

1. История развития представлений о строении атома. 2. опыты Резерфорда. Теория Бора. Постулаты Бора. 3. Волновая теория строения атома. Двойственная природа электрона. Принцип неопределенности. 4. Понятие об электронном облаке. Электронная плотность. Радиальное распределение электронной плотности около ядра атома водорода в основном и возбужденном состояниях. 5. Квантовые числа как характеристики состояния электрона в атоме. s-, p-, d-, f- электроны. Понятия: энергетический уровень, подуровень, электронный слой, электронная оболочка, атомная орбиталь (АО). 6. Квантовые числа как характеристики состояния электрона в атоме. s-, p-, d-, f- электроны. Понятия: энергетический уровень, подуровень, электронный слой, электронная оболочка, атомная орбиталь (АО). 7. Понятие об эффективном заряде ядра атома. Экранирование заряда электронами. 8. Периодический закон. Периодическая система. Особенности заполнения электронами атомных орбиталей и формирования периодов. s-, p-, d-, f-элементы и их расположение в периодической системе. 9. Периодичность свойств атомов. Радиусы атомов и ионов. Орбитальные и эффективные радиусы. Эффекты d- и f- сжатия. 10. Ионизационные потенциалы. Факторы, определяющие величину ионизационного потенциала. Изменение величин ионизационных потенциалов и радиусов по периодам и группам. 11. Сродство к электрону. Факторы, определяющие величину сродства к электрону. Изменение величин сродства к электрону по периодам и группам. 12. Периодичность химических свойств элементов, простых веществ и химических соединений. Изменение валентности по периодам и группам.

### **Тема 3. Тема 3. Введение в современные теории химической связи. Меж-молекулярные взаимодействия**

Письменное домашнее задание , примерные вопросы:

1. Основные особенности химического взаимодействия (химической связи) и механизм образования химической связи. 2. Основные типы химической связи: ковалентная (неполярная и полярная), ионная, металлическая. Основные положения теории валентных связей (ВС). 3. Особенности образования связей по донорно-акцепторному механизму. Порядок связи. Энергия связи. Длина связи. Валентный угол. Степень ионности связи. 4. Эффективные заряды химически связанных атомов и степень ионности связи. Дипольный момент связи. Степень ионности связи как функция разности электроотрицательности взаимодействующих атомов. 5. Координационное число химически связанного атома как характеристика, дополняющая валентность. 6. Одиночные и кратные связи. 7. Количественные характеристики химических связей. 8. Валентность с позиции теории ВС. Валентность s-, p-, d-, f-элементов. 9. Валентность и степень окисления атомов элементов в их соединениях. 10. Концепция гибридизации атомных орбиталей и пространственное строение молекул и ионов. Особенности распределения электронной плотности гибридных орбиталей. 11. Простейшие типы гибридизации: sp, sp<sup>2</sup>, sp<sup>3</sup>, sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup>. 12. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия. 13. Водородная связь. Природа водородной связи, ее количественные характеристики. Меж- и внутримолекулярная водородная связь.

#### **Тема 4. Химическая термодинамика и кинетика. Состояние химического равновесия, принцип Ле Шателье-Брауна**

Письменное домашнее задание , примерные вопросы:

1. Важнейшие понятия. Термодинамическая система. Параметры состояния. Функции состояния, понятие о полном дифференциале. Компонент и фаза. Работа и теплота. 2. Понятие внутренней энергии системы. Первое начало термодинамики. Понятие энтальпии. 3. Первое начало термодинамики. Закон Гесса. 4. Стандартная энтальпия образования вещества. Вычисление энтальпий реакций из величин стандартных энтальпий образования или сгорания исходных и конечных веществ. 5. Второе начало термодинамики. Понятие энтропии. Статистическая интерпретация энтропии. Стандартная энтропия вещества. 6. Понятие энергии Гиббса. Соотношение между энергией Гиббса, энтальпией и энтропией системы. Стандартная энергия Гиббса образования вещества. 7. Влияние температуры на величину энергии Гиббса. Изменение энергии Гиббса и направление протекания реакций. 8. Роль энтальпийного, энтропийного факторов и температуры в оценке направления и полноты протекания реакций. 9. Энергия Гиббса образования вещества и его термодинамическая устойчивость. 10. Термодинамически устойчивые и неустойчивые вещества. Получение термодинамически неустойчивых веществ. 11. Понятие о скорости химической реакции. Закон действия масс. Факторы, определяющие скорость химической реакции. Константа скорости химической реакции. 12. Влияние температуры на скорость химической реакции. Температурный коэффициент скорости. Энергия активации. 13. Факторы, определяющие величину энергии активации. Энергия активации и скорость реакции. Переходное состояние или активированный комплекс. Уравнение Аррениуса. 14. Влияние катализаторов на скорость химической реакции.

#### **Тема 5. Растворы электролитов и неэлектролитов. Ионное произведение воды, водородный показатель (рН). Гидролиз солей**

Письменное домашнее задание , примерные вопросы:

1. Растворение как физико-химический процесс. Изменение энтальпии и энтропии при растворении веществ. 2. Растворение твердых, жидких и газообразных веществ. Влияние температуры, давления и природы веществ на их растворимость. 3. Способы выражения состава растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность, молярная доля. 4. Электролитическая диссоциация. Механизм диссоциации. 5. Основания и кислоты с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ион гидроксония. Амфотерные гидроксиды. 6. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации электролитов. Факторы, определяющие степень диссоциации. 7. Основные представления теории сильных электролитов. Истинная и кажущаяся степени диссоциации в растворах сильных электролитов. Концентрация ионов в растворе и активность. 8. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Факторы, влияющие на величину константы диссоциации. Связь константы диссоциации со степенью диссоциации. Закон разбавления. 9. Диссоциация воды. Константа диссоциации. Ионное произведение. Влияние температуры на диссоциацию воды. Водородный показатель. 10. Понятие о буферных растворах. 11. Труднорастворимые электролиты. Равновесие между осадком и насыщенным раствором. Произведение растворимости. Влияние одноименных ионов на растворимость. 12. Гидролиз солей. Гидролиз солей по катиону и по аниону. 13. Гидролиз солей. Гидролиз солей по катиону и по аниону. 14. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Влияние концентрации раствора, температуры, pH среды на степень гидролиза.

### **Тема 6. Тема 6. Комплексные соединения**

Письменное домашнее задание, примерные вопросы:

1. Положения теории Вернера. Центральный атом, внешняя и внутренняя сферы, координационное число, ядро комплекса, его заряд, главная и побочная валентности. 2. Типичные комплексообразователи. Факторы, определяющие способность атомов и ионов выступать в качестве комплексообразователя. 3. Типичные лиганды. Факторы, определяющие способность молекул и ионов выступать в качестве лигандов. 4. Дентатность лигандов. Хелатные комплексы. Полиядерные комплексы. 5. Современная теория строения комплексных соединений. Ковалентные (с донорно-акцепторной и дативной связью) и ионные комплексы. 6. Гибридизация атомных орбиталей при комплексообразовании и геометрия ковалентных комплексов. Внутри- и внешнеорбитальные комплексы. 7. Теория кристаллического поля и теория поля лигандов. Спектро-химический ряд. Низко- и высокоспиновые комплексы. 8. Поведение координационных соединений в растворах: диссоциация, лабильность, инертность. 9. Полная и ступенчатые константы устойчивости (нестойкости). 10. номенклатуры комплексных соединений.

### **Тема 7. Тема 7. Окислительно-восстановительные процессы**

Письменное домашнее задание, примерные вопросы:

1. Окислительно-восстановительные реакции. Типы окислительно-восстановительных реакций. 2. Подбор коэффициентов: метод электронного баланса, ионно-электронный метод. 3. Окислительно-восстановительные системы. Изображение окислительно-восстановительных (редокс-) систем методом полуреакций (частных реакций). 4. Окислительно-восстановительный (редокс-) потенциал как количественная характеристика редокс-системы. Уравнение Нернста. 5. Стандартные редокс-потенциалы и способы их определения. Водородный электрод. Электрохимический ряд напряжений металлов. 6. Зависимость величины редокс-потенциала системы от концентрации ионов, температуры, pH, комплексообразования в растворе. 7. Редокс-потенциалы и оценка направления и полноты протекания окислительно-восстановительных реакций. 8. Подбор окислителей и восстановителей с учетом стандартных редокс-потенциалов. 9. Окислительно-восстановительные процессы с участием электрического тока. 10. Электрический ток как сильнейший окисляющий и восстанавливающий агент. 11. Инертные и активные электроды. Схемы процессов на электродах при электролизе расплавов и водных растворов.

### **Итоговая форма контроля**

экзамен (в 1 семестре)

Примерные вопросы к итоговой форме контроля

## БИЛЕТЫ К ЭКЗАМЕНУ

### БИЛЕТ 1

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом никеля (II) с мышьяковой кислотой  $H_3AsO_4$ .
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента  $\diamond 49$ .
3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы хлорида углерода(IV).
4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и объясните магнитные свойства иона  $O^{2-}$ .
5. Определите температуру, при которой начнет протекать реакция:  
 $2 SO_3 \rightleftharpoons O_2 + 2 SO_2$   
 $\Delta H_0 -395 \text{ кДж/моль}$   
 $\Delta S_0 256 \text{ Дж/(К}\cdot\text{моль)}$
6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

### БИЛЕТ 2

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом лантана(III) с угольной кислотой  $H_2CO_3$ .
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента  $\diamond 52$ .
3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида азота(III).
4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона  $NO^+$ .
5. При какой температуре начинает протекать реакция:  
 $ZnCO_3 \rightleftharpoons ZnO + CO_2$   
 $\Delta H_0 -811 \text{ кДж/моль}$   
 $\Delta S_0 82 \text{ Дж/(К}\cdot\text{моль)}$
6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

### БИЛЕТ 3

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом железа (II) с фосфорной кислотой  $H_3PO_4$ .
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента  $\diamond 40$ .
3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы хлорида бора (III).
4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона  $O^{2+}$ .
5. Определите температуру, при которой начнет протекать реакция:  
 $H_2SO_4 \rightleftharpoons H_2O + SO_3$   
 $\Delta H_0 -811 \text{ кДж/моль}$   
 $\Delta S_0 157 \text{ Дж/(К}\cdot\text{моль)}$
6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

### БИЛЕТ 4

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом таллия (III) с молибденовой кислотой  $H_2MoO_4$ .
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента  $\blacklozenge$  54.
3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы хлорида бериллия(II).
4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства молекулы  $F_2$ .
5. Возможна ли при  $200^\circ C$  реакция:  
 $SnCl_4$  (ж)  $SnCl_2$  (к) +  $Cl_2$  (г)  
 $\Delta H_0$  -545 -350 0 кДж/моль  
 $S_0$  259 136 223 Дж/(К $\cdot$ моль)
6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

#### БИЛЕТ 5

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом кобальта (II) с ванадиевой кислотой  $H_3VO_4$ .
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента  $\blacklozenge$  73.
3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида серы(VI).
4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона  $O_2^-$ .
5. Возможна ли при температуре 1000 K реакция:  
 $PbSO_4$  (к)  $PbS$  (к) + 2  $O_2$  (г)  
 $\Delta H_0$  -918 -94 0 кДж/моль  
 $S_0$  147 91 205 Дж/(К $\cdot$ моль)
6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

#### БИЛЕТ 6

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом хрома (III) с селенистой кислотой  $H_2SeO_3$ .
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента  $\blacklozenge$  43.
3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида кремния(IV).
4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и определите магнитные свойства иона  $CN^-$ .
5. Возможна ли при стандартных условиях реакция:  
 $SiCl_4$  (ж) +  $O_2$ (г)  $SiO_2$  (к) + 2  $Cl_2$  (г)  
 $\Delta H_0$  -671 0 -856 0 кДж/моль  
 $S_0$  240 205 42 223 Дж/(К $\cdot$ моль)
6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

#### БИЛЕТ 7

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом марганца (II) с мышьяковой кислотой  $H_3AsO_4$ .
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента  $\blacklozenge$  39.



3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы хлорида фосфора(III).
4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона  $O_2^-$ .
5. Может ли протекать в стандартных условиях реакция:  
 $2NO_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g) + O_2(g)$   
 $\Delta H^\circ = 34900 \text{ кДж/моль}$   
 $S^\circ = 240,211,205 \text{ Дж/(K}\cdot\text{моль)}$
6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

#### БИЛЕТ 8

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом индия (III) с кремниевой кислотой  $H_2SiO_3$ .
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента  $\diamond 72$ .
3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида бериллия(II).
4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона  $NO^+$ .
5. Может ли при 500 К протекать реакция:  
 $Fe_2O_3(k) + CO(g) \rightleftharpoons 2FeO(k) + CO_2(g)$   
 $\Delta H^\circ = -821, -111, -264, -394 \text{ кДж/моль}$   
 $S^\circ = 90, 197, 59, 214 \text{ Дж/(K}\cdot\text{моль)}$
6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

#### БИЛЕТ 9

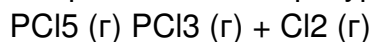
1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом свинца (II) с фосфорной кислотой  $H_3PO_4$ .
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента  $\diamond 50$ .
3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида бора(III).
4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона  $O_2^{2+}$ .
5. Возможна ли при 200 оС реакция:  
 $Hg_2Cl_2(k) \rightleftharpoons HgCl_2(k) + Hg(g)$   
 $\Delta H^\circ = -265, -230, 61 \text{ кДж/моль}$   
 $S^\circ = 196, 144, 175 \text{ Дж/(K}\cdot\text{моль)}$
6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

#### БИЛЕТ 10

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом железа (III) с селеновой кислотой  $H_2SeO_4$ .
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента  $\diamond 57$ .
3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы хлорида серы (II).
4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение молекулы  $O_2$ , укажите ее магнитные свойства.



5. При какой температуре начинается протекать реакция:



$\Delta H_0$  -370 -277 0 кДж/моль

$S_0$  363 312 223 Дж/(К·моль)

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

#### БИЛЕТ 11

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом галлия (III) с серной кислотой  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента ♦ 54.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида германия (IV).

4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона  $\text{NO}^+$ .

5. Возможна ли при температуре 1000 К реакция:



$\Delta H_0$  -1202 -557 -394 кДж/моль

$S_0$  112 70 214 Дж/(К·моль)

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

#### БИЛЕТ 12

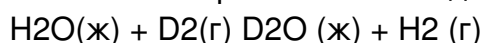
1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом меди (II) с мышьяковой кислотой  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ .

2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента ♦ 53.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида фосфора(III).

4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и определите магнитные свойства иона  $\text{CN}^-$ .

5. Может ли протекать в стандартных условиях реакция:



$\Delta H_0$  -286 0 -295 0 кДж/моль

$S_0$  70 145 72 131 Дж/(К·моль)

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

#### 7.1. Основная литература:

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебник / Н.С. Ахметов. ? Электрон. дан. ? Санкт-Петербург : Лань, 2018. ? 744 с. ? Режим доступа:

<https://e.lanbook.com/book/107904>

2. Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия. - 3-е изд., испр., доп. - Санкт-Петербург: Лань, 2011. - 496 с. Режим доступа: [http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1\\_cid=25&pl1\\_id=4034](http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4034)

3. Свердлова Н.Д. Общая и неорганическая химия: экспериментальные задачи и упражнения. - Санкт-Петербург: Лань, 2013. - 352 с. Режим доступа:

[http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1\\_cid=25&pl1\\_id=13007](http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=13007)

4. Бабкина С.С., Боос Г.А., Бычкова Т.И., Девятков Ф.В., Кузьмина Н.Л., Кутырева М.П., Сальников Ю.И., Сапрыкова З.А., Тимошенко Ю.М. Методическое пособие по общей химии. Для самостоятельной работы студентов. Казань, КГУ, 2009 г. Подробности: [http://kpfu.ru//staff\\_files/F1033235134/Rukovodstvo.po.obschej.himii.dlya.smezchnikov\\_2009.pdf](http://kpfu.ru//staff_files/F1033235134/Rukovodstvo.po.obschej.himii.dlya.smezchnikov_2009.pdf)
5. Общая и неорганическая химия: учебное пособие для самостоятельной работы студентов / Казан. федер. ун-т; [науч. ред.: д.х.н., проф. Ф. В. Девятков, д.х.н., проф. Н. А. Улахович].?Казань: [Казанский университет], 2011.?; 21. Ч.1: Общая химия / [сост.: Р. Р. Амиров и др.]. - 2011.?142 с.

## 7.2. Дополнительная литература:

1. Коровин Н.В. и др. Общая химия. Теория и задачи. [Электронный ресурс] - СПб.: Лань, 2014. - 496 с. Режим доступа: [http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1\\_id=51723](http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=51723)
2. Основы химии [Электронный ресурс]: Учебник / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. - М.: КУРС: НИЦ ИНФРА-М, 2014. - 560 с. Режим доступа: <http://znanium.com/bookread.php?book=421658>
3. Афанасьев Б.Н. Акулова Ю.П. Физическая химия. [Электронный ресурс] - Санкт-Петербург.: Лань, 2012. - 416 с. Режим доступа: [http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1\\_cid=25&pl1\\_id=4312](http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4312)

## 7.3. Интернет-ресурсы:

- Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия - <http://chemistry-chemists.com/forum/viewtopic.php?f=9&t=18&p=1928#p1928>
- Образовательные ресурсы УрФУ - <http://media.ls.urfu.ru/chemistry/>
- Образовательный портал по химии - <http://www.chemiemaniamania.ru/chemie-99.html>
- Образовательный портал по химии - [http://www.alhimik.ru/compl\\_soed/gl\\_1.htm](http://www.alhimik.ru/compl_soed/gl_1.htm)
- Образовательный портал по химии - <http://www.xumuk.ru/encyklopedia/2123.html>

## 8. Материально-техническое обеспечение дисциплины(модуля)

Освоение дисциплины "Неорганическая и физколлоидная химия" предполагает использование следующего материально-технического обеспечения:

Мультимедийная аудитория, вместимостью более 60 человек. Мультимедийная аудитория состоит из интегрированных инженерных систем с единой системой управления, оснащенная современными средствами воспроизведения и визуализации любой видео и аудио информации, получения и передачи электронных документов. Типовая комплектация мультимедийной аудитории состоит из: мультимедийного проектора, автоматизированного проекционного экрана, акустической системы, а также интерактивной трибуны преподавателя, включающей тач-скрин монитор с диагональю не менее 22 дюймов, персональный компьютер (с техническими характеристиками не ниже Intel Core i3-2100, DDR3 4096Mb, 500Gb), конференц-микрофон, беспроводной микрофон, блок управления оборудованием, интерфейсы подключения: USB, audio, HDMI. Интерактивная трибуна преподавателя является ключевым элементом управления, объединяющим все устройства в единую систему, и служит полноценным рабочим местом преподавателя. Преподаватель имеет возможность легко управлять всей системой, не отходя от трибуны, что позволяет проводить лекции, практические занятия, презентации, вебинары, конференции и другие виды аудиторной нагрузки обучающихся в удобной и доступной для них форме с применением современных интерактивных средств обучения, в том числе с использованием в процессе обучения всех корпоративных ресурсов. Мультимедийная аудитория также оснащена широкополосным доступом в сеть интернет. Компьютерное оборудование имеет соответствующее лицензионное программное обеспечение.

Учебно-методическая литература для данной дисциплины имеется в наличии в электронно-библиотечной системе "БиблиоРоссика", доступ к которой предоставлен студентам. В ЭБС "БиблиоРоссика" представлены коллекции актуальной научной и учебной литературы по гуманитарным наукам, включающие в себя публикации ведущих российских издательств гуманитарной литературы, издания на английском языке ведущих американских и европейских издательств, а также редкие и малотиражные издания российских региональных вузов. ЭБС "БиблиоРоссика" обеспечивает широкий законный доступ к необходимым для образовательного процесса изданиям с использованием инновационных технологий и соответствует всем требованиям федеральных государственных образовательных стандартов высшего профессионального образования (ФГОС ВПО) нового поколения.

Учебно-методическая литература для данной дисциплины имеется в наличии в электронно-библиотечной системе "ZNANIUM.COM", доступ к которой предоставлен студентам. ЭБС "ZNANIUM.COM" содержит произведения крупнейших российских учёных, руководителей государственных органов, преподавателей ведущих вузов страны, высококвалифицированных специалистов в различных сферах бизнеса. Фонд библиотеки сформирован с учетом всех изменений образовательных стандартов и включает учебники, учебные пособия, УМК, монографии, авторефераты, диссертации, энциклопедии, словари и справочники, законодательно-нормативные документы, специальные периодические издания и издания, выпускаемые издательствами вузов. В настоящее время ЭБС ZNANIUM.COM соответствует всем требованиям федеральных государственных образовательных стандартов высшего профессионального образования (ФГОС ВПО) нового поколения.

Учебно-методическая литература для данной дисциплины имеется в наличии в электронно-библиотечной системе Издательства "Лань", доступ к которой предоставлен студентам. ЭБС Издательства "Лань" включает в себя электронные версии книг издательства "Лань" и других ведущих издательств учебной литературы, а также электронные версии периодических изданий по естественным, техническим и гуманитарным наукам. ЭБС Издательства "Лань" обеспечивает доступ к научной, учебной литературе и научным периодическим изданиям по максимальному количеству профильных направлений с соблюдением всех авторских и смежных прав.

Дисциплина обеспечена проекционной техникой, печатными изданиями.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВПО и учебным планом по специальности: 31.05.03 "Стоматология" и специализации не предусмотрено.

Автор(ы):

Бычкова Т.И. \_\_\_\_\_

"\_\_" \_\_\_\_\_ 201\_\_ г.

Рецензент(ы):

Улахович Н.А. \_\_\_\_\_

"\_\_" \_\_\_\_\_ 201\_\_ г.