

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Томский государственный педагогический университет»
(ТГПУ)



Утверждаю

декан факультета/ директор института
«5» 09 2011 года

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Б.3.В.01. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Трудоёмкость (в зачетных единицах) – 4

Направление подготовки: 020100.62 Химия

Профиль подготовки: Физическая химия

Степень (квалификация) выпускника: бакалавр

1. Цели и задачи дисциплины:

Цель: получение студентами знаний по теоретическим основам неорганической химии и приобретение навыков выполнения экспериментальных работ, необходимых для осуществления профессиональной деятельности.

Задачи:

1. показать место общей химии в системе естественных наук,
2. дать представление об основных свойствах элементов и их соединений на основе Периодического закона Д.И. Менделеева с использованием современных достижений в области строения вещества, термодинамики, химической кинетики, химии комплексных соединений, теории растворов.

2. Место учебной дисциплины (модуля) в структуре основной образовательной программы.

Дисциплина «Теоретические основы неорганической химии» относится к вариативной части профессионального цикла Основной образовательной программы. Поскольку она изучается на 1 курсе, для освоения дисциплины студенты используют знания, умения и навыки, сформированные в процессе освоения дисциплин среднего (полного) общего образования (10-11 кл). В свою очередь, дисциплина «Теоретические основы неорганической химии» является основой для изучения неорганической, аналитической, прикладной химии, химии окружающей среды, неорганического синтеза.

3. Требования к уровню освоения дисциплины.

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование и развитие специальных компетенций (СК), профессиональных компетенций (ПК-1-4, ПК-6-9), общекультурных компетенций (ОК-5-10, ОК-14) .

В результате изучения дисциплины студент должен знать:

- основные понятия и законы общей химии (ПК-1-3),
- строение атомов и молекул, основные квантово-механические представления об образовании химических связей (ПК-1-3) ,
- основы химической термодинамики (ПК-1-3) ,
- основы химической кинетики (ПК-1-3) ,
- растворы неэлектролитов и электролитов (ПК-1-3),
- окислительно восстановительные реакции и основы электрохимии (ПК-1-3),
- комплексные соединения .

владеть:

- основными понятиями и терминами науки «Теоретические основы неорганической химии»(ПК-2, ПК-3),
- знаниями о современных методах исследования неорганических соединений (ПК-2, ПК-3),
- навыками проведения химического эксперимента, методами получения и исследования химических веществ (ПК-4),
- навыками работы на современной учебно-научной аппаратуре при проведении химических экспериментов (ПК-6),
- методами регистрации и обработки результатов химического эксперимента (ПК-8),
- методами и безопасного обращения с химическими веществами с учетом их физических и химических свойств (ПК-9).

уметь:

- планировать и организовать эксперимент по курсу «Теоретические основы неорганической химии»,
- доказательно обсуждать теоретические и практические проблемы неорганической химии (ОК-5-10, ОК-14);

- применять полученные знания и навыки при выполнении курсовых и дипломных работ,
- уметь использовать знания по теоретическим основам неорганической химии в будущей профессиональной деятельности.

4. Общая трудоемкость дисциплины (модуля) 4 зачетных единиц и виды учебной работы.

Вид учебной работы	Трудоемкость: зачетные единицы, часы (в соответствии с учебным планом)	Распределение по семестрам, часы (в соответствии с учебным планом)
	Всего: 4 зачетных единиц – 144 часа	1
Аудиторные занятия	114	114
Лекции	57	57
Практические занятия		
Семинары		
Лабораторные работы	57	57
Другие виды аудиторных работ	34	34
Другие виды работ		
Самостоятельная работа	3	3
Курсовой проект (работа)		
Реферат		
Расчётно-графические работы		
Формы текущего контроля		Коллоквиумы, индивидуальные задания, тестирование
Формы промежуточной аттестации в соответствии с учебным планом		Экзамен

5. Содержание дисциплины:

6. 5.1. Разделы учебной дисциплины (модуля).

№п/п	Наименование раздела дисциплины (темы)	Виды учебной работы (час) (в соответствии с учебным планом)			
		лекции	практические (семинары)	лабораторные работы	самостоятельная работа
1.	Основные понятия и законы химии.	4		4	
2.	Вещества в идеальном газовом состоянии.	2		5	
3.	Строение атомов.	8			
4.	Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева. Свойства элементов.	4			
5.	Химическая связь.	8			
6.	Элементы химической термодинамики.	4		8	

№п/п	Наименование раздела дисциплины (темы)	Виды учебной работы (час) (в соответствии с учебным планом)			
		лекции	практические (семинары)	лабораторные работы	самостоятельная работа
	Химическое равновесие.				
7	Представления о кинетике и механизмах химических реакций.	4		8	
8	Растворы. Свойства растворов.	8		12	3
9	Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз. Химические источники тока. Коррозия металлов.	8		12	
10	Комплексные соединения.	7		8	3
	Итого	57		57	3

5.2. Содержание разделов дисциплины:

ОБЩАЯ ХИМИЯ (1 семестр)

5.2.1. *Основные понятия и законы химии.* Объект изучения химии. Основные понятия химии: атомы, молекулы, химические элементы, простые и сложные вещества, моль, относительные атомная и молекулярная массы, атомная единица массы, молярная масса, эквивалент. Законы стехиометрии. Закон постоянства состава. Закон постоянства свойств. Закон эквивалентных отношений. Закон простых кратных отношений. Законы сохранения материи, массы, энергии и заряда.

5.2.2. *Вещества в идеальном газовом состоянии.* Понятие идеального газа. Закон объемных отношений. Закон Авогадро. Число Авогадро. Молярный объем. Закон Бойля-Мариотта. Закон Гей-Люссака. Закон Шарля. Уравнение объединенного газового закона. Закон Дальтона. Парциальное давление газа. Уравнение состояния идеального газа - уравнение Менделеева-Клапейрона.

5.2.3. *Строение атомов.* Развитие представлений о строении атома. Атомистическая теория Дальтона. Открытие катодных лучей. Опыты Томсона и Милликена. Открытие Рентгена. Явление радиоактивности. Опыты Резерфорда. Открытие Мозли. Модели строения атома. Модель Резерфорда, ее недостатки. Модель Бора, ее достоинства и недостатки. Атомные спектры. Квантовый характер излучения и поглощения энергии. Корпускулярно-волновая двойственность. Соотношение Луи де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Понятие о квантовых числах. Радиальная и орбитальная составляющие волновой функции; s, p, d, f-орбитали. Энергетические уровни. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Принцип наименьшей энергии. Принцип Паули. Правило Хунда. Правила Клечковского. Водородоподобный атом. Энергетические диаграммы многоэлектронных атомов. Заряд ядра атома. Экранирование заряда ядра электронами. Строение атомного ядра. Основные характеристики элементарных частиц, входящих в состав ядра. Массовое число. Дефект массы. Изотопы, изобары, изотоны. Радиоактивность. Ядерные реакции. Естественная радиоактивность. Период полураспада. Искусственная радиоактивность. Деление ядер атомов. Применение радиоактивных изотопов. Термоядерные реакции. Синтез новых элементов.

5.2.4. *Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева. Свойства элементов.* Структура периодической системы. Этапы развития Периодического закона. Групповая и типовая аналогия. Группы и подгруппы. Электронная аналогия.

Кайносимметрия. Переходные металлы. Контракционная аналогия. Вторичная и внутренняя периодичность. Горизонтальная и диагональная аналогия. Энергия ионизации атомов. Энергия сродства атома к электрону. Электроотрицательность атома. Атомные и ионные радиусы. Орбитальные радиусы.

5.2.5. *Химическая связь.* Энергетические и геометрические параметры химической связи. Энергия связи. Энергия связи в рядах одноподобных соединений. Длина связи, углы между связями. Ковалентная связь. Теория валентных связей. Основные положения метода валентных связей (МВС). Насыщаемость ковалентной связи. Валентность. Донорно-акцепторный механизм образования связи. Направленность ковалентной связи, σ -, π - и δ -связи. Модель гибридизации атомных орбиталей. Основные типы гибридизации (sp , sp^2 , sp^3 , sp^2d , sp^3d , sp^3d^2), пространственная конфигурация молекул и ионов. Влияние несвязывающей электронной пары центрального атома на строение молекул. Кратность связи. Делокализованная π -связь. Полярность и поляризуемость связи. Диполи. Длина диполя. Электрический момент диполя. Основные положения метода молекулярных орбиталей (МО ЛКАО). Молекулярные орбитали: связывающие, разрыхляющие и несвязывающие. Энергетические диаграммы двухатомных гомоядерных молекул 1-го и 2-го периодов. Энергия, длина и порядок связи двухатомных гомоядерных молекул и ионов элементов 2-го периода. Двухатомные гетероядерные молекулы. Ионная связь. Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. Структура ионных соединений. Металлическая связь. Представление о зонной теории. Металлы, полупроводники, изоляторы. Водородная связь. Прочность водородной связи. Межмолекулярное взаимодействие. Ориентационное (диполь-дипольное), индукционное, дисперсионное взаимодействие. Зависимость свойств веществ от химического строения.

5.2.6. *Элементы химической термодинамики. Химическое равновесие.* Основные понятия. Система, типы систем: открытая, закрытая, изолированная, гомогенная, гетерогенная. Состояние системы. Термодинамические параметры. Термодинамический процесс. Уравнение состояния. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Определение процессов в зависимости от условий: изотермические, изобарные, изохорные, адиабатные. Закон сохранения энергии. Внутренняя энергия системы и ее изменение при химических и фазовых превращениях. Формы обмена энергией системы с окружающей средой. Теплота и работа. Первый закон термодинамики. Стандартное состояние. Стандартные энтальпии образования. Термохимия. Экзотермические и эндотермические химические реакции. Закон Гесса. Применение закона Гесса к расчету тепловых эффектов химических реакций. Следствия, вытекающие из закона Гесса. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Направление химических процессов. Состояние динамического химического равновесия. Константа химического равновесия. Физический смысл константы химического равновесия. Взаимосвязь констант равновесия K_p , K_c , K_x . Факторы, влияющие на константу химического равновесия. Принцип ЛеШателье. Гетерогенные равновесия. Фазовые равновесия. Основные понятия. Фаза, конденсированные фазы, компоненты системы, гомогенные и гетерогенные системы. Однокомпонентные гетерогенные системы. Диаграмма состояния воды.

5.2.7. *Представления о кинетике и механизмах химических реакций.* Основные понятия: химическая кинетика, формальная кинетика, гомогенная и гетерогенная химические реакции, простые и сложные химические реакции, обратимые и необратимые химические реакции. Скорость химической реакции. Истинная и средняя скорости. Основной закон химической кинетики – закон действующих масс. Константа скорости. Порядки реакции по реагирующим веществам, общий порядок реакции. Молекулярность. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент. Уравнение Аррениуса. Энергия активации (действительная и кажущаяся). Предэкспоненциальный множитель. Энергетическая диаграмма. Явление катализа. Катализаторы. Гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный (ферментативный) катализ. Избирательность катализатора.

Механизм действия катализатора в химических процессах. Каталитические процессы в промышленности. Роль катализа в осуществлении химических, нефтехимических и биохимических процессов.

5.2.8. *Растворы. Свойства растворов.* Краткая характеристика дисперсных систем. Понятия: дисперсный, дисперсность, дисперсная система. Классификация дисперсных систем по характеру агрегатного состояния, по степени дисперсности частиц. Взвеси, коллоидные растворы, истинные растворы. Растворимость. Насыщенные и пересыщенные растворы. Способы выражения состава раствора. Концентрация: молярная, моляльная, нормальная. Доля растворенного вещества: массовая, мольная, объемная. Физическая и физико-химическая теории растворов. Термодинамика процесса растворения веществ. Растворимость твердых и газообразных веществ в жидкостях. Зависимость растворимости газа от температуры и давления. Закон Генри. Влияние температуры на растворимость жидкостей и твердых веществ. Растворы неэлектролитов. Идеальные растворы. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Понижение давления насыщенного пара растворителя в присутствии в нем растворенного нелетучего вещества. Закон Рауля. Понижение температуры кристаллизации (замерзания) растворителя из растворов нелетучих веществ. Криоскопическая постоянная. Повышение температуры кипения растворов нелетучих веществ по сравнению с чистым растворителем. Эбулиоскопическая постоянная. Осмос. Осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа. Роль осмоса в биологических системах. Изотонические растворы. Растворы электролитов. Ионизация и диссоциация веществ в растворе. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень и константа ионизации. Закон разбавления (разведения) Оствальда. Влияние температуры, разбавления раствора на степень ионизации. Отклонения свойств растворов электролитов от уравнения Вант-Гоффа и закона Рауля. Изотонический коэффициент (коэффициент Вант-Гоффа), его физический смысл. Сильные электролиты. Активность. Коэффициенты активности. Ионная сила раствора. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Кислотно-основные индикаторы. Расчеты рН. Понятие о буферных растворах. Буферная емкость. Значение буферных систем в поддержании кислотно-основного равновесия организмов. Гетерогенное равновесие «осадок-раствор». Произведение растворимости (ПР). Реакции нейтрализации и гидролиза. Степень гидролиза. Примеры гидролиза солей. Влияние температуры, концентрации и рН растворов на процесс гидролиза солей. Современные представления о кислотах и основаниях. Протолитические равновесия в водных и неводных растворах.

4.2.9. *Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз. Химические источники тока. Коррозия металлов.* Основные понятия. Степень окисления. Вычисление степени окисления элементов в соединениях. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность. Процессы окисления и восстановления. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса. Метод полуреакций. Классификация окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярного окисления-восстановления, внутримолекулярного окисления-восстановления, диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) и репропорционирования (конпропорционирования). Роль среды в окислительно-восстановительных реакциях. Возникновение скачка потенциала на границе электрод-раствор. Стандартные электродные потенциалы. Уравнение Нернста для электродного равновесия. Электроды 1 рода. Ряд напряжений металлов. Водородный и кислородный электроды. Стандартный водородный электрод. Окислительно-восстановительные потенциалы. Направленность окислительно-восстановительных реакций. Электролиз. Законы Фарадея. Электролиз в расплавах и водных растворах электролитов. Химические источники тока. Гальванические элементы. Аккумуляторы. Коррозия. Химическая и электрохимическая коррозия. Методы защиты металлов от коррозии.

4.2.10. *Комплексные соединения.* Определение комплексных соединений. Внутренняя и внешняя сфера. Комплексообразователь, лиганды. Номенклатура комплексных соединений. Классификация комплексов по характеру электрического заряда (катионные, анионные, нейтральные), по природе лиганда, по принадлежности к определенному классу неорганических веществ (кислоты, основания, соли). Изомерия комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений. Константы нестойкости и устойчивости. Строение комплексных соединений. Теория валентных связей. Теория кристаллического поля. Октаэдрические и тетраэдрические комплексы. Окраска комплексов.

5.3. Лабораторный практикум:

№ п/п	№ раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ
1 семестр		
1	5.2.1	Химическая посуда. Прямое определение эквивалентной массы. Определение эквивалентной массы магния методом вытеснения. Определение относительной молекулярной массы оксида углерода (IV). Определение относительной молекулярной массы кислорода.
2	5.2.2	Основные приемы работы с газами. Получение хранение и соби́рание газов.
3	5.2.6	Определение теплоты нейтрализации сильного основания сильной кислотой. Термическое разложение хлорида аммония. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ. Влияние температуры на смещение химического равновесия
4	5.2.7	Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Зависимость скорости реакции от температуры. Скорость гетерогенных химических реакций.
5	5.2.8	Явления, наблюдаемые при растворении веществ. Определение растворимости соли. Зависимость растворимости солей от температуры. Кристаллогидраты. Растворимость воздуха в воде. Приготовление растворов из твердых и жидких веществ. Разбавление растворов. Электропроводность растворов кислот, щелочей и солей. Диссоциация солей. Сравнение химической активности сильных и слабых электролитов. Химическое равновесие в растворах электролитов. Ионные реакции в растворах электролитов. Реакции нейтрализации. Амфотерность. Образование труднорастворимых солей. Определение pH раствора. Реакция среды растворов солей при гидролизе. Влияние температуры на гидролиз солей.
6	5.2.9	Термическое разложение дихромата аммония. Сравнение химической активности хлора и иода. Взаимодействие растворов солей железа (III) и иодида натрия. Взаимодействие раствора перманганата калия и сульфата железа (II). Восстановление перманганата калия в различных средах. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода. Электролиз раствора сульфата меди. Медно-цинковый гальванический элемент.
7	5.2.10	Образование и ионизация комплексных соединений. Прочность и разрушение комплексных ионов.

6. Учебно-методическое обеспечение дисциплины.

6.1. Основная литература по дисциплине:

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Н. С. Ахметов. - Изд. 4-е, испр. - М. : Высшая школа, 2001. - 743 с.
2. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Н. С. Ахметов. - Изд. 4-е, испр. - М. : Высшая школа, 2002. - 743 с.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Н. С. Ахметов. - Изд. 4-е, испр. - М. : Высшая школа, 2003. - 743 с.

6.2. Дополнительная литература:

1. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабинович, Х. М. Рубина. - Изд. 22-е, испр. - М. : Интеграл-пресс, 2002. - 240 с.
2. Ковалева, С. В. Общая и неорганическая химия. Основные законы и терминология количественных соотношений в химии : учебное пособие / С. В. Ковалева, В. П. Гладышев. - Томск : издательство ТГПУ, 2006. - 54 с.
3. Тамм, М. Е. Неорганическая химия : В 3 т. Т. 1. Физико-химические основы неорганической химии : учебник для студ. высш. учеб.заведений / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков; под ред. Ю. Д. Третьякова. - М. : Изд. центр «Академия», 2004. - 240 с.
4. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии. В 2-х т. Т. 1. / К. Хаускрофт, Э. Констебл; пер. с англ. - М. : Мир, 2002. - 540 с.
5. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии. В 2-х т. Т. 2. / К. Хаускрофт, Э. Констебл; пер. с англ. - М. : Мир, 2002. - 528 с.
6. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Я. А. Угай. - Изд. 2-е, испр. - М. : Высшая школа, 2000. - 526 с.
7. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Я. А. Угай. - Изд. 3-е, испр. - М. : Высшая школа, 2002. - 527 с.
8. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Я. А. Угай. - Изд. 4-е. - М. : Высшая школа, 2002. - 526 с.

6.3. Средства обеспечения освоения дисциплины:

Контролирующая программа по общей и неорганической химии (электронный вариант).

- <http://www.chem.msu.ru> – лекции (видео), мультимедийные материалы, МГУ,
- <http://www.youtube.com> – лекции, опыты (видео),
- <http://www.nanometer.ru> – лекции (видео),
- <http://www.rhtu.ru/courses/inorg/> - лекции (видео), РХТУ им. Д.И.Менделеева,
- <http://www.rsc.org/Education/Teachers/Resources/Practical-Chemistry/Videos/Index> – опыты (видео),
- <http://www.chem.km.ru/> - мир химии,
- <http://www.chem2000.ru/2/tabli.html> - Периодическая система химических элементов,
- <http://rushim.ru/books/books.htm> - электронная библиотека по химии,
- <http://www.chemport.ru> - литература по химии, опыты (видео),
- <http://www.himikatus.ru/> - книги по химии, программы и химические опыты (видео).
- <http://webelements.narod.ru> - онлайн-справочник химических элементов,
- <http://www.chem.tut.ru/> - занимательные опыты по химии (видео),
- <http://www.rushim.ru> – электронные учебники,
- <http://www.ximicat.com> – книги по химии, видеоматериалы,
- <http://chemistry-chemists.com/Video.html> - опыты (видео),
- <http://www.alhimikov.net/video/neorganika/menu.html> - опыты (видео).

6.4. Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля).

Проведение лабораторных работ осуществляется в специализированной лаборатории «Большая химическая лаборатория».

№ п/п	Наименование раздела (темы) учебной дисциплины (модуля)	Наименование материалов обучения, пакетов программного обеспечения	Наименование технических и аудиовизуальных средств, используемых с целью демонстрации материалов
1	Основные понятия и законы химии.		Мультимедийные материалы.
2	Вещества в идеальном газовом состоянии.		Мультимедийные материалы
3	Строение атомов.		Мультимедийные материалы
4	Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева. Свойства элементов.		Мультимедийные материалы
5	Химическая связь.		Мультимедийные материалы
6	Элементы химической термодинамики. Химическое равновесие.		Мультимедийные материалы
7	Представления о кинетике и механизмах химических реакций.		Мультимедийные материалы
8	Растворы. Свойства растворов.		Мультимедийные материалы
9	Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз. Химические источники тока. Коррозия металлов.		Мультимедийные материалы
10	Комплексные соединения.	-	Мультимедийные материалы

7. Методические рекомендации по организации изучения дисциплины:

7.1. Методические рекомендации преподавателю:

Дисциплину «Теоретические основы неорганической химии» студенты изучают в первом семестре. Теоретические знания, полученные из курса лекций, закрепляются на лабораторных занятиях. На лабораторных занятиях вырабатываются навыки обращения со стеклянной и кварцевой посудой, простейшими измерительными приборами, приобретает умение собирать установки для проведения лабораторных работ. Промежуточные срезы знаний проводятся после изучения основных тем курса: основные понятия и законы химии, строение атома, Периодический закон и периодическая система химических элементов, химическая связь, химическая термодинамика, химическое равновесие, химическая кинетика и механизмы химических реакций, растворы неэлектролитов и электролитов, окислительно-восстановительные реакции, гальванические элементы, аккумуляторы, электролиз, комплексные соединения. Промежуточный срез знаний проводится посредством сдачи коллоквиумов, вопросы к которым сообщаются заранее, письменно (контрольные работы) и (или) тестированием. Тестирование проводится с использованием практикумов, разработанных на кафедре

неорганической химии, либо в компьютерном классе с использованием специальной программы. Задания находятся на сайте ТГПУ. Тестирование студенты могут осуществлять в свободном доступе в качестве самостоятельной подготовки, как по отдельным темам, так и по семестрам. В течение всего курса обучения студенты выполняют индивидуальные задания, включающие теоретические вопросы и задачи, разработанные преподавателями по всем изучаемым темам курса. Семестр заканчивается итоговым экзаменом.

7.2. Методические указания для студентов:

Перед началом семестра студент должен ознакомиться с разделами изучаемой дисциплины и их содержанием, получить перечень вопросов, выносимых на самостоятельную работу и на экзамен. Студент должен быть знаком с требованиями к уровню освоения дисциплины, формами текущего, промежуточного и итогового контроля. В курсе «Теоретические основы неорганической химии» после изучения каждого раздела дисциплины студент должен сдать коллоквиум, индивидуальное задание, пройти тестирование и сдать преподавателю лабораторную работу.

8. Формы текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся.

8.1. Тематика рефератов (докладов, эссе):

1. Происхождение элементов на Земле.
2. Сверхтяжелые радиоактивные элементы.
3. Водородная связь.
4. Химическая связь в многоатомных молекулах.
5. Теория валентных связей и гибридизация.
6. Типы кристаллических решеток.
7. Энергия кристаллической решетки.
8. Использование цикла Борна-Габера в термодинамических расчетах.
9. Катализ и автокатализ.
10. Радикальные цепные реакции.
11. Фотохимические реакции.
12. Автоколебательные реакции.

8.2. Вопросы и задания для самостоятельной работы, в том числе групповой самостоятельной работы обучающихся:

1. Искусственная радиоактивность.
2. Термоядерные реакции.
3. Применение радиоактивных изотопов.
4. Молярная и удельная теплоемкости.
5. Каталитические процессы в промышленности. Роль катализа в осуществлении химических, нефтехимических и биохимических процессов.
6. Роль осмоса в биологических системах.
7. Определение молекулярной массы растворенного вещества по понижению давления пара растворителя над раствором, по понижению температуры кристаллизации растворителя из раствора (криоскопия), по повышению температуры кипения раствора по сравнению с чистым растворителем (эбулиоскопия), по величине осмотического давления раствора.
8. Роль гидролиза биоорганических соединений в процессах жизнедеятельности.
9. Расчет растворимости из ПР и расчет ПР из растворимости. Растворение и образование осадков.
10. Расчеты рН (сильные кислоты и основания, протолиты средней силы, слабые протолиты).
11. Значение буферных систем в поддержании кислотно-основного равновесия организмов.

12. Понятие о теориях кислот и оснований по Аррениусу, Льюису, Бренстеду и Лоури. Амфолиты. Константа протолиза.
13. Ряд напряжений металлов.
14. Методы защиты металлов от коррозии.
15. Биокоррозия.

8.3. Вопросы для самопроверки, диалогов, обсуждений, дискуссий, экспертиз:

1. Зонная теория кристаллов.
2. Защита металлов от коррозии.
3. Химические источники тока.
4. Электролиз в промышленности.
5. Диаграммы Пурбэ.
6. Буферные системы в живых организмах.

8.4. Примеры тестов:

1. Количество вещества (моль), содержащегося в 49 г H_2SO_4 , равно:
 - 1) 0,5
 - 2) 5,0
 - 3) 0,1
 - 4) 0,05
2. Масса (г) 5,6 л озона (н.у.):
 - 1) 8
 - 2) 12
 - 3) 24
 - 4) 32
3. Молярный объем (л/моль) эквивалентов водорода при нормальных условиях:
 - 1) 22,4
 - 2) 11,2
 - 3) 5,6
 - 4) 2,8
4. Молярная масса эквивалентов ортофосфорной кислоты (г/моль) в реакции с гидроксидом калия, приводящей к образованию гидрофосфата калия, равна:
 - 1) 98
 - 2) $\frac{98}{2}$
 - 3) $\frac{98}{3}$
 - 4) $\frac{98}{6}$
5. Двухвалентным металлом, при взаимодействии 27,4 г которого с водой выделяется 4,48 л (н.у.) водорода, является:
 - 1) Ca
 - 2) Sr
 - 3) Mg
 - 4) Ba
6. Масса (г) карбоната кальция, при разложении которого образуется 179,2 л углекислого газа (н.у.), равна:
 - 1) 500
 - 2) 800
 - 3) 600
 - 4) 400
7. Объем (л), занимаемый $1,5 \cdot 10^{23}$ молекулами озона (н.у.), равен:
 - 1) 11,2
 - 2) 5,6
 - 3) 22,4
 - 4) 2,8
8. Соотношение объемов (н.у.), занимаемых 14 г СО и 22 г СО₂, равно:
 - 1) 1:1
 - 2) 2:1
 - 3) 1:2
 - 4) 1:4
9. Газ объемом 10 л ($P = 120$ кПа, $T = 300$ К) при повышении давления до 200 кПа и температуры до 400 К займет объем (л):
 - 1) 10
 - 2) 8
 - 3) 6
 - 4) 12
10. Количество (моль) газообразного вещества, содержащегося в сосуде объемом 0,1 м³ при 124,710 кПа и 300 К ($R = 8,314$ Дж/моль·К):
 - 1) 3
 - 2) 0,5
 - 3) 50
 - 4) 5
11. Значения, которые может принимать орбитальное квантовое число при $n = 4$:
 - 1) 0, 1
 - 2) 0, 1, 2
 - 3) 0, 1, 2, 3
 - 4) 0, 1, 2, 3, 4
12. Общее число электронов на энергетическом уровне с $n = 3$:
 - 1) 8
 - 2) 2
 - 3) 32
 - 4) 18
13. Ряд, в котором атомные орбитали расположены в порядке возрастания энергии:
 - 1) 4d4s5p
 - 2) 4s3d4p
 - 3) 4s5p4d
 - 4) 4d5p4s
14. Число неспаренных электронов на 3d-орбиталях у невозбужденного атома марганца:

- 1) 4 2) 5 3) 3 4) 2
15. Атом элемента, имеющий в невозбужденном состоянии структуру валентного электронного слоя $4d^5 5s^2$:
- 1) Mn 2) Ru 3) Tc 4) Mo
16. Электронная формула S^{2-} -иона:
- 1) $[Ne]3s^2 3p^4$ 3) $[Ne]3s^2 3p^5$
 2) $[Ne]3s^2 3p^6$ 4) $[Ne]3s^2 3p^3$
17. Ионом с наибольшим радиусом является:
- 1) Se^{2-} 2) S^{2-} 3) Te^{2-} 4) O^{2-}
18. Полным электронным аналогом атома йода является:
- 1) F 2) Mn 3) Cl 4) Br
19. Число протонов и нейтронов одинаково у изотопа:
- 1) ${}^{12}_6C$ 2) ${}^{13}_6C$ 3) ${}^{17}_8O$ 4) ${}^{18}_8O$
20. Соединение, в котором длина связи наибольшая:
- 1) HCl 2) HI 3) HF 4) HBr
21. Тип гибридизации атомных орбиталей углерода в неполярной молекуле CO_2 :
- 1) sp 2) sp^3 3) sp^2 4) sp^2d
22. Порядок связи равен 3 в молекуле:
- 1) Cl_2 2) N_2 3) O_2 4) H_2
23. Частицей, в которой порядок связи равен 2, является:
- 1) O_2 2) O_2^{2-} 3) O_2^+ 4) O_2^-
24. Величина ΔH (кДж/моль) превращения графита в алмаз, рассчитанная с использованием термохимических уравнений:
- $$\begin{array}{l} C_{\text{графит}} + O_{2(g)} = CO_{2(g)} \quad \Delta H = -393,51 \text{ кДж/моль} \\ C_{\text{алмаз}} + O_{2(g)} = CO_{2(g)} \quad \Delta H = -396,34 \text{ кДж/моль} \end{array}$$
- 1) -2,83 2) 2,83 3) -786,35 4) 786,85
25. Энтропия 1 моль вещества наибольшая для:
- 1) железа 3) углекислого газа
 2) воды (ж) 4) вода (кр.)
26. Критерием самопроизвольного протекания процесса в изобар-но-изотермических условиях является неравенство:
- 1) $\Delta H > 0$ 2) $\Delta G > 0$ 3) $\Delta G < 0$ 4) $\Delta U < 0$
27. Константа химического равновесия K_p зависит:
- 1) от общего давления в системе
 2) от парциальных давлений участников реакции
 3) от температуры
 4) от введения в систему катализатора
28. Соотношение констант равновесия K_{p1} и K_{p2} для обратимых реакций с участием газообразных веществ:
- $$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$
- $$H_{2(g)} + 1/3N_{2(g)} \rightleftharpoons 2/3NH_{3(g)}$$
- 1) $K_{p1} = K_{p2}^2$ 3) $1/3K_{p1} = K_{p2}$
 2) $K_{p1} = K_{p2}$ 4) $K_{p1} = K_{p2}^3$
29. Действие, приводящее к смещению равновесия химической реакции вправо:
- $$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} \quad \Delta H^0 < 0$$
- 1) увеличение концентрации NH_3
 2) уменьшение парциального давления H_2
 3) повышение температуры
 4) повышение общего давления

30. Скорость реакции: $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$ при увеличении объема системы в два раза (реакция подчиняется закону действующих масс):
 1) уменьшится в 8 раз 3) не изменится
 2) увеличится в 4 раза 4) увеличится в 8 раз
31. Если температурный коэффициент реакции равен 3, то при повышении температуры на 30°C константа скорости химической реакции увеличится:
 1) в 3 раза 3) в 27 раз
 2) в 9 раз 4) не увеличится
32. К 800 г 10 %-ного раствора прибавили 200 г воды. Массовая доля (%) растворенного вещества в полученном растворе
 1) 4 2) 6 3) 8 4) 2
33. Молярная концентрация (моль/л) раствора, полученного разбавлением 250 мл 4 М раствора до 1 литра, равна:
 1) 3 2) 2 3) 1 4) 0,5
34. Степень ионизации фтороводородной кислоты в 0,02 М растворе равна 0,18. Константа ионизации HF равна:
 1) $6,48 \cdot 10^{-4}$ 3) $6,48 \cdot 10^{-2}$
 2) $6,48 \cdot 10^{-3}$ 4) $3,24 \cdot 10^{-4}$
35. Температура замерзания раствора ($^{\circ}\text{C}$), полученного при растворении 6 г неэлектролита ($M = 60$ г/моль) в 0,1 кг воды ($K = 1,86$ град.·кг/моль):
 1) -18,6 2) -3,72 3) -1,86 4) -0,93
36. Величина pH раствора соляной кислоты, полученного при растворении 0,02 моля хлороводорода в 2 л воды равна (коэффициент активности принять равным 1):
 1) 1,5 2) 2,0 3) 2,5 4) 3,0
37. Величина pH ацетатного буферного раствора равна pK_a при соотношении концентраций соли и кислоты:
 1) 1:2 2) 1:1 3) 2:1 4) 3:1
38. Наиболее труднорастворимым сульфатом является:
 1) $\text{PP}(\text{CaSO}_4) = 1,3 \cdot 10^{-4}$ 3) $\text{PP}(\text{PbSO}_4) = 1,6 \cdot 10^{-8}$
 2) $\text{PP}(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$ 4) $\text{PP}(\text{SrSO}_4) = 3,2 \cdot 10^{-7}$
39. Пероксид водорода проявляет восстановительные свойства в реакции:
 1) $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{O}_2$
 3) $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
40. Реакцией диспропорционирования является
 1) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$
 3) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$
 4) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
41. Коэффициент перед восстановителем в реакции:
 $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
 1) 4 2) 2 3) 1 4) 8
42. ЭДС (В) гальванического элемента: $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ при активностях ионов в растворе, равных 1 ($E^{\circ}_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,13$ В, $E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,34$ В):
 1) -0,47 2) 0,42 3) 0,21 4) 0,47
43. Масса (г) продукта, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 7,72 А через раствор сульфата меди в течение 5 часов ($F = 96500$ Кл/моль), равна:
 1) 5,76 2) 11,52 3) 23,04 4) 46,08
44. При электролизе раствора CuCl_2 на аноде выделилось 1,12 л газа (н.у.). Масса (г) продукта, выделившегося на катоде, равна:
 1) 12,8 2) 6,4 3) 1,6 4) 3,2

45. Наибольшее количество электричества потребуется для получения 1 г металла:
46. Наиболее устойчивым комплексным ионом является
- 1) $K_{\text{нест}}[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = 5,8 \cdot 10^{-8}$
 - 2) $K_{\text{нест}}[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- = 1,4 \cdot 10^{-20}$
 - 3) $K_{\text{нест}}[\text{Ag}(\text{SCN})_4]^{3-} = 8,3 \cdot 10^{-11}$
 - 4) $K_{\text{нест}}[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} = 3,5 \cdot 10^{-14}$
47. Тип гибридизации атомных орбиталей никеля в ионе $[\text{NiCl}_4]^{2-}$:
- 1) sp^2
 - 2) sp^3
 - 3) sp
 - 4) d^2sp^3
48. Тип гибридизации атомных орбиталей кобальта в ионе $[\text{CoF}_6]^{3-}$:
- 1) dsp^2
 - 2) sp^3d^2
 - 3) sp^3
 - 4) sp^2
49. Пространственная конфигурация комплексного иона $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$:
- 1) тетраэдрическая
 - 2) квадратная
 - 3) линейная
 - 4) октаэдрическая

8.5. Перечень вопросов для промежуточной аттестации (к экзамену, зачету):

1. Основные понятия химии. Метрическая система единиц. Моль – единица количества вещества. Относительная атомная и молекулярная массы. Атомная единица массы. Молярная масса.
2. Понятие эквивалента в кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакциях. Молярная масса эквивалента. Фактор эквивалентности.
3. Законы стехиометрии. Основные понятия. Стехиометрия. Количественная информация химической символики. Эмпирическая и истинная формула соединения.
4. Закон постоянства состава. Постоянный и переменный состав. Закон эквивалентных отношений. Закон простых кратных отношений. Закон постоянства свойств.
5. Газовые законы. Понятие идеального газа. Закон объемных отношений. Закон Авогадро. Число Авогадро. Молярный объем.
6. Закон Бойля-Мариотта. Закон Гей-Люссака. Закон Шарля. Уравнение объединенного газового закона. Закон Дальтона. Парциальное давление газа. Уравнение Менделеева-Клапейрона.
7. Атомистическая теория Дальтона. Открытие катодных лучей. опыты Томсона и Милликена. Открытие Рентгена. Явление радиоактивности. опыты Резерфорда. Открытие Мозли.
8. Модели строения атома. Модель Резерфорда, ее недостатки.
9. Модели строения атома. Модель Бора, ее достоинства и недостатки.
10. Атомные спектры.
11. Квантовый характер излучения и поглощения энергии.
12. Корпускулярно-волновая двойственность. Соотношение Луи де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.
13. Принципы описания квантовых систем. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Понятие о квантовых числах. Радиальная и орбитальная составляющие волновой функции; s, p, d, f-орбитали.
14. Энергетические уровни. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Принцип наименьшей энергии. Принцип Паули. Правило Хунда. Правила Клечковского.
15. Строение атомного ядра. Основные характеристики элементарных частиц, входящих в состав ядра. Массовое число. Дефект массы. Изотопы, изобары, изотоны.

16. Радиоактивность. Ядерные реакции. Естественная радиоактивность. Период полураспада.
17. Искусственная радиоактивность. Деление ядер атомов. Термоядерные реакции. Применение радиоактивных изотопов.
18. Структура периодической системы. Этапы развития Периодического закона. Группы и подгруппы. Периоды.
19. Групповая и типовая аналогия. Электронная аналогия. Кайносимметрия.
20. Энергия ионизации атомов. Сродство атома к электрону. Электроотрицательность атома. Атомные и ионные радиусы.
21. Энергетические и геометрические параметры химической связи. Энергия связи. Энергия связи в рядах одготипных соединений. Длина связи, углы между связями.
22. Ковалентная связь. Основные положения метода валентных связей (МВС).
23. Насыщаемость, направленность ковалентной связи, σ -, π - и δ -связи, кратность связи.
24. Модель гибридизации атомных орбиталей. Основные типы гибридизации (sp , sp^2 , sp^3 , sp^3d , sp^3d^2 , dsp^2), пространственная конфигурация молекул и ионов.
25. Делокализованная π -связь.
26. Полярность и поляризуемость связи. Диполи. Длина диполя. Электрический момент диполя.
27. Основные положения метода молекулярных орбиталей (МО ЛКАО). Молекулярные орбитали: связывающие, разрыхляющие и несвязывающие.
28. Энергетические диаграммы двухатомных гомоядерных молекул 1-го и 2-го периодов. Энергия, длина и порядок связи двухатомных гомоядерных молекул и ионов элементов 2-го периода.
29. Ионная связь. Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. Структура ионных соединений.
30. Металлическая связь. Представление о зонной теории. Металлы, полупроводники, изоляторы.
31. Межмолекулярное взаимодействие. Электростатическое взаимодействие молекул. Ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействие.
32. Водородная связь. Прочность водородной связи. Распространенность водородной связи и ее роль в химии неорганических и органических веществ.
33. Основные понятия и определения химической термодинамики. Система. Типы систем: открытая, закрытая, изолированная, гомогенная, гетерогенная. Состояние системы. Термодинамические параметры. Термодинамический процесс. Уравнение состояния. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Определение процессов в зависимости от условий: изотермические, изобарные, изохорные, адиабатные.
34. Закон сохранения энергии. Внутренняя энергия системы и ее изменение при химических и фазовых превращениях.
35. Формы обмена энергией системы с окружающей средой. Теплота и работа.
36. Первый закон термодинамики. Энтальпия образования химических соединений. Стандартное состояние. Стандартные энтальпии образования. Термохимия. Экзотермические и эндотермические химические реакции. Закон Гесса.
37. Применение закона Гесса к расчету тепловых эффектов химических реакций. Следствия, вытекающие из закона Гесса.
38. Второй закон термодинамики. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Направление химических процессов.
39. Фазовые равновесия. Основные понятия. Фаза, конденсированные фазы, компоненты системы, гомогенные и гетерогенные системы. Однокомпонентные гетерогенные системы. Диаграмма состояния воды.

40. Состояние динамического химического равновесия. Константа химического равновесия как мера глубины протекания процессов. Факторы, влияющие на константу химического равновесия. Гетерогенные равновесия.
41. Взаимосвязь констант равновесия K_p , K_c , K_x ,
42. Принцип ЛеШателье.
43. Гомогенная и гетерогенная химические реакции. Простые и сложные химические реакции, обратимые и необратимые химические реакции. Скорость химической реакции. Истинная и средняя скорости.
44. Основной закон химической кинетики – закон действующих масс. Константа скорости. Порядки реакции по реагирующим веществам, общий порядок реакции. Молекулярность.
45. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент.
46. Уравнение Аррениуса. Энергия активации (действительная и кажущаяся). Предэкспоненциальный множитель. Энергетическая диаграмма. Понятие об активированном комплексе.
47. Явление катализа. Катализаторы. Гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный (ферментативный) катализ. Каталитические процессы в промышленности.
48. Явление катализа. Механизм действия катализатора в химических процессах. Избирательность и селективность катализатора. Каталитические яды.
49. Краткая характеристика дисперсных систем. Понятия дисперсный, дисперсность, дисперсная система. Классификация дисперсных систем по характеру агрегатного состояния, по степени дисперсности частиц. Взвеси, коллоидные растворы, истинные растворы. Растворимость. Насыщенные и пересыщенные растворы.
50. Способы выражения состава раствора. Концентрация: молярная, моляльная, нормальная, массовая.
51. Способы выражения состава раствора. Доля растворенного вещества: массовая, мольная, объемная.
52. Физическая и физико-химическая теории растворов. Термодинамика процесса растворения веществ.
53. Растворимость газообразных веществ в жидкостях. Зависимость растворимости газа от температуры и давления. Закон Генри.
54. Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Понижение давления насыщенного пара растворителя в присутствии в нем растворенного нелетучего вещества. Закон Рауля.
55. Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Понижение температуры кристаллизации (замерзания) растворителя из растворов нелетучих веществ. Криоскопическая константа.
56. Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Повышение температуры кипения растворов нелетучих веществ по сравнению с чистым растворителем. Эбулиоскопическая константа.
57. Осмос. Осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа. Роль осмоса в биологических системах. Изотонические растворы.
58. Определение молекулярной массы растворенного вещества по понижению температуры кристаллизации растворителя из раствора (криоскопия), по повышению температуры кипения раствора по сравнению с чистым растворителем (эбулиоскопия), по величине осмотического давления раствора.
59. Растворы электролитов. Ионизация и диссоциация веществ в растворе. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень и константа ионизации. Закон разбавления (разведения) Оствальда. Влияние температуры, разбавления раствора на степень ионизации.

60. Отклонения свойств растворов электролитов от уравнения Вант-Гоффа и закона Рауля. Изотонический коэффициент (коэффициент Вант-Гоффа), его физический смысл.
61. Сильные электролиты. Активность. Коэффициенты активности. Ионная сила раствора.
62. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Кислотно-основные индикаторы. Расчеты рН (сильные кислоты и основания, протолиты средней силы, слабые протолиты).
63. Буферные растворы, рН буферного раствора, содержащего слабую кислоту и ее анион (уравнение Гендерсона-Хассельбаха).
64. Буферные растворы, рН буферного раствора, содержащего слабое основание и его катион (уравнение Гендерсона-Хассельбаха).
65. Гидролиз бинарной соли, образованной катионом сильного основания и анионом слабой кислоты. Константа и степень гидролиза.
66. Гидролиз бинарной соли, образованной катионом слабого основания и анионом сильной кислоты. Константа и степень гидролиза.
67. Гидролиз бинарной соли, образованной катионом слабого основания и анионом слабой кислоты. Константа и степень гидролиза.
68. Обменные реакции между ионами. Труднорастворимые вещества. Произведение растворимости. Расчет растворимости из ПР и расчет ПР из растворимости. Растворение осадков.
69. Понятие о теориях кислот и оснований по Аррениусу, Льюису, Бренстеду и Лоури. Амфолиты. Константа протолита.
70. Степень окисления. Вычисление степени окисления элементов в соединениях. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители. Процессы окисления и восстановления.
71. Классификация окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярного окисления-восстановления, внутримолекулярного окисления-восстановления, диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) и репропорционирования (конпропорционирования).
72. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод полуреакций (электронно-ионные уравнения).
73. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса.
74. Возникновение скачка потенциала на границе электрод-раствор. Уравнение Нернста для электродного равновесия. Стандартные электродные потенциалы. Электроды 1 рода. Ряд напряжений металлов.
75. Водородный и кислородный электроды. Стандартный водородный электрод. Окислительно-восстановительные потенциалы.
76. Направленность окислительно-восстановительных реакций.
77. Химические источники тока. Гальванические элементы.
78. Химические источники тока. Аккумуляторы.
79. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Законы Фарадея.
80. Электролиз в расплавах и водных растворах электролитов. Практическое использование электролиза.
81. Коррозия. Химическая и электрохимическая коррозия.
82. Методы защиты металлов от коррозии.
83. Определение комплексных соединений. Внутренняя и внешняя сфера. Комплексообразователь, лиганды.
84. Номенклатура комплексных соединений.

85. Классификация комплексов по характеру электрического заряда (катионные, анионные, нейтральные), по природе лиганда, по принадлежности к определенному классу неорганических веществ (кислоты, основания, соли).
86. Изомерия комплексных соединений.
87. Описание комплексных соединений с позиций теории кристаллического поля. Октаэдрические и тетраэдрические комплексы.
88. Комплексные соединения. Описание комплексных соединений с позиций теории валентных связей.
89. Устойчивость комплексных соединений. Константы нестойкости и устойчивости комплексных соединений.
90. Оптические свойства комплексных соединений.

8.6. Темы для написания курсовой работы (представляются на выбор обучающегося, если предусмотрено рабочим планом):

Курсовые работы по данной дисциплине не предусмотрены учебным планом.

8.7. Формы контроля самостоятельной работы: Формами контроля самостоятельной работы студентов являются коллоквиумы, индивидуальные задания, промежуточное тестирование, подготовка и выступление с докладами.

Рабочая программа учебной дисциплины составлена в соответствии с учебным планом, федеральным государственным образовательным стандартом высшего профессионального образования по направлению подготовки 020100.62 Химия. Профиль: Физическая химия
(указывается код и наименование направления подготовки)

Рабочая программа учебной дисциплины (модуля) составлена:
д.х.н., профессор кафедры неорганической химии СН - Ковалева С.В.

Рабочая программа учебной дисциплины (модуля) утверждена на заседании кафедры неорганической химии
протокол № 1 от 30.08 2011 года.

Зав. кафедрой СН - Ковалева С.В..
(подпись)

Рабочая программа учебной дисциплины (модуля) одобрена методической комиссией биолого-химического факультета
протокол № 4 от 2.09 2011 года.

Председатель методической комиссии Е.П. Князева Князева Е.П.
(подпись)