



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК ДВФУ

«СОГЛАСОВАНО»

ШЕН ДВФУ

(название школы ДВФУ)

Руководитель ОП

_____ Г.С. Крайнова

«_15_» сентября 2017 г.

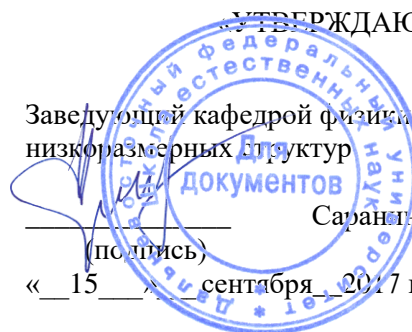
«УТВЕРЖДАЮ»

Заведующий кафедрой физики
низкоразмерных структур

Саранин А.А.

(подпись)

«_15_» сентября 2017 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ (РПУД)

Химия

Направление подготовки: академический бакалавриат

11.03.04 – Электроника и нанoeлектроника

Форма подготовки очная

Школа естественных наук ДВФУ

Кафедра общей, неорганической и
элементоорганической химии

курс 2 семестр 4

лекции 36 час.

практические занятия - 18 час.

лабораторные работы 18 час.

В том числе с использованием МАО лек. ___/пр. 9_/лр. 9_ час.

всего часов аудиторной нагрузки 72 час.

в том числе с использованием МАО – 18 час.

самостоятельная работа 36 час.

в том числе на подготовку к экзамену 27 час.

контрольные работы не предусмотрены

зачет – не предусмотрен

экзамен - 4 семестр

Рабочая программа составлена в соответствии с требованиями ОС ВО ДВФУ, утвержденного приказом ректора №12-13-235 от 18.02.2016

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры физики низкоразмерных структур ШЕН ДВФУ «15» сентября 2017 г., протокол № 1.

Заведующая кафедрой _____ А.А. Саранин

Составитель: _____ В.В. Либанов

Оборотная сторона титульного листа РПУД

I. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры:

Протокол от « _____ » _____ 200 г. № _____

Заведующий кафедрой _____
(подпись) (И.О. Фамилия)

II. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры:

Протокол от « _____ » _____ 200 г. № _____

Заведующий кафедрой _____
(подпись) (И.О. Фамилия)

III. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры:

Протокол от « _____ » _____ 200 г. № _____

Заведующий кафедрой _____
(подпись) (И.О. Фамилия)

ABSTRACT

Direction of preparation 11.03.04. – Electronics and nanoelectronics

Training program - academic baccalaureate

Course title: Chemistry

Basic part of Block - 3 credits

Instructor: Libanov V.V.

At the beginning of the course a student should be able to:

- To know the school course of general chemistry;
- Have the skills of the simplest chemical experiment.

As a result of training a student:

- have an idea of the scientific picture of the world on the basis of the main provisions, laws and methods of the natural sciences and mathematics (GPC-1).

Course description. The course covers the following questions: basic concepts and definitions of chemistry, electronic structure of the atom, chemical bonding and geometry of molecules, kinetics of chemical reactions, solutions, electrolytic ionization, hydrolysis, red-ox reactions, complex compounds, the main classes of inorganic and organic substances and their properties.

Main course literature:

1. Akhmetov N.S. General and inorganic chemistry: textbook for high schools / N.S. Akhmetov. M: Lan. 2014. -743 p.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:769422&theme=FEFU>

2. General chemistry: a textbook for universities / G. P. Zhmurko, E. F. Kazakova, V. N. Kuznetsov [and others]; by ed. S.F. Dunaeva. M. : Akademia. 2012. – 505 p.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:813713&theme=FEFU>

3. Korovin N.V. General chemistry: a textbook for universities in technical areas and specialties / N. V. Korovin. M: High school. 2010. – 557 p.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:661994&theme=FEFU>

4. Structural Inorganic Chemistry / W. Müller // Dolgoprudny: Intellect, 2010.- 351 p.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:417228&theme=FEFU>

Form of final control: exam.

Аннотация к рабочей программе дисциплины «Химия»

Рабочая программа дисциплины «Химия» разработана для студентов 2 курса направления подготовки 11.03.04 «Электроника и микроэлектроника» в соответствии с требованиями ФГОС ВПО по данному направлению подготовки.

Дисциплина «Химия» входит в базовую часть Б1.Б.17 естественнонаучного модуля. Общая трудоемкость дисциплины 3 зачетные единицы. Учебным планом предусмотрены 72 часа аудиторной нагрузки, включая 18 часов с использованием методов активного обучения, и самостоятельная работа студента (36 часов). Аудиторная нагрузка состоит из лекционных занятий (36 часов), практических работ (18 часов), лабораторных работ (18 часов); Дисциплина реализуется в 4 семестре 2 курса.

Цель: развитие у студентов фундаментальных знаний в области неорганической, органической и физической химии, формирование компетенций для последующего изучения других естественнонаучных и узкоспециализированных дисциплин.

Задачи:

- 1) Формирование представления об основных понятиях и законах химии;
- 2) Формирование знаний об электронном строении атома, химической связи, геометрии молекул;
- 3) Формирование знаний о кинетике химических реакций, химической термодинамики;
- 4) Формирование знаний о химических свойствах неорганических и органических веществ и поведение их в растворах;
- 5) Формирование экспериментальных умений и навыков обращения с веществами и химическим оборудованием.

Дисциплина базируется на знаниях, полученных в курсах химии и физики средней школы, дисциплин естественнонаучного модуля первого курса обучения; дает знания, необходимые для изучения других естественнонаучных дисциплин.

В результате изучения данной дисциплины у студентов формируются следующие общепрофессиональные компетенции:

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
способность представлять адекватную	Знает (пороговый уровень)	основы неорганической, органической и физической химии

современному уровню знаний научную картину мира на основе знания основных положений, законов и методов естественных наук и математики (ОПК-1)	Умеет (продвинутый уровень)	применять основные положения, законы и методы неорганической, органической и физической химии для понимания научной картины мира
	Владеет (высокий уровень)	представлением о современной научной картине мира с позиций неорганической, органической и физической химии

I. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

ЛЕКЦИИ - 36 ЧАСОВ

МОДУЛЬ I. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

РАЗДЕЛ I. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ И ПОНЯТИЯ ХИМИИ - 4 часа

Тема 1. Основные законы и определения – 4 часа.

Место химии среди других естественных наук. Взаимодействие физики и химии. Структура и язык химии. Вещество. Классификация химических веществ. Химические элементы. Периодическая система и ее структура. Химические соединения и их характеристики: строение, состав, свойство. Простые и сложные соединения. Стехиометрия: эмпирическая и молекулярная формула соединения. Валентность элементов. Превращения химических соединений. Уравнения реакций. Стехиометрические расчеты по уравнениям реакций. Стехиометрические и газовые законы химии.

РАЗДЕЛ II. СТРОЕНИЕ АТОМА И ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ - 6 часов

Тема 1. Электронное строение атома – 3 часа

Первые модели строения атома. Строение атома водорода по Бору, постулаты Бора. Развитие теории Бора Зоммерфельдом. Водородоподобные атомы и ионы. Карпускулярно-волновой дуализм. Принцип неопределенности Гейзенберга. Уравнение Шредингера. Электронные уровни энергии. Квантовые числа электрона. Многоэлектронные атомы. Эффективные заряды. Принципы заполнения атомных орбиталей. Периодические свойства элементов. Радиусы атомов и ионов. Электроотрицательность.

Тема 2. Химическая связь и геометрия молекул – 3 часа

Образование химической связи между атомами. Ковалентная связь. Валентность. Правило октета. Структуры Льюиса. Характеристики химической связи. Метод валентных связей. Донорно-акцепторный механизм образования связи. Общие представления о методе молекулярных орбиталей. Геометрия

молекул. Гибридизация атомных орбиталей, симметрия молекул. Ионная связь. Водородная связь и межмолекулярные взаимодействия. Металлическая связь, зонная теория.

РАЗДЕЛ III. ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА – 4 часа

Тема 1. Общие представления о химической термодинамике - 3 часа

Предмет химической термодинамики. Термодинамическая система и ее параметры. Функции состояния. Теплота, работа, внутренняя энергия. Нулевой закон термодинамики. Первый закон термодинамики. Энтальпия химической реакции. Второй закон термодинамики. Энтропия, энергия Гельмгольца, энергия Гиббса. Третий закон термодинамики. Термодинамическое определение энтропии. Изменение энтропии при химических реакциях. Зависимость энергии Гиббса от температуры и давления. Закон Гесса и следствия из него.

Тема 2. Термодинамика химической связи – 1 час

Энергия связи. Термодинамика химической связи. Расчет изобарно-изотермического потенциала в процессе диссоциации молекул на атомы. Изменение энтальпии в процессе диссоциации. Энтропия связи.

РАЗДЕЛ IV. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА – 4 часа

Тема 1. Кинетика химических реакций - 2 часа

Химическая кинетика. Скорость химической реакции для гомогенного и гетерогенного процессов. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Закон действующих масс. Уравнение Вант-Гоффа. Типы реакций: фотохимические, радиационнохимические, плазмохимические, механохимические. Механизм химических реакций. Молекулярность реакций. Связь между константой равновесия и скоростью реакции. Цепные реакции. Дифференциальное и интегральное кинетические уравнения. Порядок реакции. Реакция нулевого порядка. Реакция первого порядка. Период полураспада. Реакции второго и третьего порядка.

Тема 2. Теория столкновений и активированного комплекса - 2 часа

Теория столкновений. Молекулярные столкновения. Энергия активации. Теория и уравнение Аррениуса. Теория активированного комплекса. Образование и распад активированного комплекса с позиции химической термодинамики. Катализаторы и катализ.

РАЗДЕЛ V. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ - 12 часов

Тема 1. Основные классы неорганических соединений – 2 часа

Классификация и номенклатура неорганических веществ. Оксиды, основания, кислоты, соли. Их номенклатура, классификация, получение и основные свойства.

Тема 2. Кислотно-основные взаимодействия – 4 часа

Общие свойства химического равновесия. Электролитическая ионизация. Кислоты и основания по Аррениусу. Ионное произведение воды, рН растворов. Константы ионизации. Гидролиз солей и ковалентных соединений. Количественные характеристики гидролиза.

Тема 3. Окислительно-восстановительные реакции – 2 часа

Классификация окислительно-восстановительных реакций. Основные окислители и восстановители. Метод ионно-электронного баланса. Окислительно-восстановительные потенциалы, уравнение Нернста. Химические источники тока. Электролиз.

Тема 4. Комплексные соединения – 4 часа

Понятие комплексного соединения, классификация. Координационная теория Вернера. Типы лигандов. Геометрическое строение, координационные числа и изомерия комплексов. Теория кристаллического поля. Спектры, окраска и магнитные свойства комплексов. Устойчивость комплексов в растворе. Значение комплексных соединений в электронике и нанoeлектронике. Оптические свойства комплексных соединений.

МОДУЛЬ II. ОСНОВЫ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Тема 1. Основные понятия органической химии, углеводороды - 2 часа

Основные понятия и определения в органической химии, классификация органических соединений, изомерия, номенклатура органических соединений. Особенности строения органических соединений. Насыщенные углеводороды (алканы): особенности строения и свойства. Непредельные углеводороды. Алкены, алкадиены, алкины. Особенности их строения и свойства.

Тема 2. Органические соединения, содержащие гетероатомы – 4 часа

Гидроксипроизводные углеводородов. Простые эфиры. Амины. Карбанильные соединения. Карбоновые кислоты и их производные. Гетероциклические соединения. Применение органических гетеропроизводных в качестве лигандов.

II. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

Темы практических работ (18 часов, в том числе с использованием методов активного обучения – 9 часов)

Практическая работа № 1 Основные понятия и определения химии. Стехиометрические и газовые законы химии – 2 часа.

Метод активного обучения: *групповой разбор расчетных химических задач – 2 часа.*

Основные понятия стехиометрии: атом, молекула, ион, моль, молярная масса, постоянная Авогадро, стехиометрические индексы и коэффициенты, простые и сложные вещества. Стехиометрические и газовые законы: закон сохранения массы и энергии, закон кратных отношений, закон постоянства состава, закон Менделеева-Клапейрона, закон Гей-Люссака, закон Авогадро и следствия из него, закон эквивалентов.

Практическая работа № 2 Строение атома – 2 часа.

Метод активного обучения: *групповой разбор расчетных химических задач – 2 часа.*

Первые модели атома. Строение атома водорода по Бору, постулаты Бора. Развитие теории Бора Зоммерфельдом. Карпускулярно-волновой дуализм. Принцип неопределенности Гейзенберга. Уравнение Шредингера. Квантовые числа. Структуры многоэлектронных атомов: принцип Паули, правило Хунда, принцип наименьшей энергии, правило Клечковского. Периодическая система Д.И. Менделеева и Периодический закон.

Практическая работа № 3 Химическая связь и геометрия молекул – 2 часа.

Метод активного обучения: *групповой разбор расчетных химических задач – 2 часа.*

Основные характеристики химической связи. Механизмы образования химической связи. Природа ковалентной связи. Метод валентных связей, кратность и типы связи. Полярность связи. Гибридизация электронных облаков и геометрия молекул. Ионная связь. Водородная связь и силы межмолекулярного взаимодействия. Металлическая связь, зонная теория.

Практическая работа № 4 Основные классы неорганических соединений – 2 часа.

Метод активного обучения: *групповой разбор расчетных химических задач – 2 часа.*

Оксиды: классификация, способы получения, свойства, применение в электронике. Основания: классификация, способы получения, свойства. Кислоты: классификация, способы получения, свойства. Соли: классификация, способы получения, основные свойства.

Практическая работа № 5 Растворы, способы выражения состава растворов. Коллигативные свойства растворов – 2 часа.

Метод активного обучения: *групповой разбор расчетных химических задач – 1 час.*

Причины образования растворов, термодинамика растворения, взаимодействие частиц в растворах. Типы растворов. Способы выражения

состава растворов: молярная и нормальная концентрации, массовая доля, молярная концентрация, титр. Коллигативные свойства растворов. Закон Вант-Гоффа, законы Рауля. Эбуллиоскопическая и криоскопическая константы.

Практическая работа № 6 Электролитическая ионизация. Сильные и слабые электролиты. Гидролиз солей – 2 часа.

Электролитическая ионизация, гидратация ионов, сильные и слабые электролиты. Количественная характеристика ионизации: степень и константа ионизации. Активность, изотонический коэффициент. Закон разбавления Оствальда. Ионное произведение воды. рН растворов. Гидролиз солей и ковалентных соединений, его типы. Смещение равновесия при гидролизе.

Практическая работа № 7 Окислительно-восстановительные реакции – 2 часа.

Степень окисления. Основные окислители и восстановители. Реакции с изменением степеней окисления реагирующих веществ: межмолекулярное и внутримолекулярное окисление-восстановление, диспропорционирование, компропорционирование. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Электролиз.

Практическая работа № 8 Комплексные соединения – 2 часа.

Номенклатура комплексных соединений, классификация комплексов. Хелаты. Многоядерные комплексы. Поведение комплексных соединений в растворах, константы устойчивости и нестойкости. Теория координационной связи. Теория кристаллического поля. Энергия стабилизации, энергия расщепления, магнитон Бора. Объяснение причины окраски комплексных соединений. Применение комплексных соединений в электронике и нанoeлектронике.

Практическая работа № 9 Основные классы органических соединений - 2 часа.

Углеводороды: предельные (алканы, циклоалканы), непредельные циклические и ациклические (алкены, алкадиены, алкины, арены). Номенклатура, основные свойства, применение. Кислородсодержащие алифатические соединения: одноатомные и многоатомные спирты, кетоны и альдегиды, карбоновые кислоты и их производные, эфиры (простые и сложные). Амины и тиолы. Гетероциклические соединения, их применение в качестве лигандов в оптике.

Темы лабораторных работ (18 часов, в том числе с использованием методов активного обучения – 9 часов)

Выполнение всех лабораторных работ и защита отчетов по ним является условием допуска к экзамену.

Лабораторная работа № 1 Техника безопасности в химической лаборатории. Классы неорганических соединений -2 часа.

Метод активного обучения: *исследовательский – 2 часа.*

Изучение правил техники безопасности при работе в химической лаборатории, знакомство с основным химическим оборудованием, химической посудой. Получение и основные химические свойства оксидов, гидроксидов, кислот и солей.

Лабораторная работа № 2 Скорость химических реакций. Химическое равновесие - 2 часа.

Метод активного обучения: *исследовательский – 2 часа.*

Изучение влияния концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Изучение влияния температуры на скорость химической реакции, расчет температурного коэффициента Вант-Гоффа. Изучение влияния катализатора и площади поверхности реагирующих веществ на скорость реакции. Химическое равновесие и его смещение в зависимости от концентрации реагентов и продуктов реакции, а также температуры.

Лабораторная работа № 3 Определение интегральной и дифференциальной теплот растворения – 2 часа.

Метод активного обучения: *исследовательский – 2 часа.*

Определение интегральной теплоты растворения твердого вещества (сульфата калия), расчет дифференциальной теплоты растворения. Работа состоит из двух этапов: 1) Сбор калориметрической системы и определение ее теплоемкости; 2) Определение интегральных теплот растворения сульфата калия в воде.

Лабораторная работа № 4 Общие свойства растворов - 2 часа.

Метод активного обучения: *исследовательский – 1 час.*

Определение изменения температуры при растворении нитрата аммония и гидроксида натрия. Изменение объема при растворении (на примере серной кислоты). образование сольватов и гидратов, гигроскопичность. Изменение температуры кипения растворов (на примере чистой воды и воды, в которую добавили хлорид магния).

Лабораторная работа № 5 Свойства растворов электролитов. Реакции ионного обмена. Гидролиз солей - 2 часа.

Метод активного обучения: *исследовательский – 2 часа.*

Изучение относительной силы кислот и оснований (соляная и уксусная кислота различных концентраций, гидроксид натрия и гидроксид аммония). Реакции ионного обмена. Экспериментальное определение pH 0.1 н растворов

соляной кислоты, уксусной кислоты и 1%-го раствора аммиака; сравнение полученных результатов с расчетными данными. Экспериментальное определение рН растворов солей, изучение влияния температуры на гидролиз.

Лабораторная работа № 6 Окислительно-восстановительные реакции - 2 часа.

Изучение влияния среды на ход окислительно-восстановительной реакции на примере перманганата калия и сульфита калия. Реакции межмолекулярного и внутримолекулярного окисления-восстановления. Реакции диспропорционирования.

Лабораторная работа № 7 Комплексные соединения - 2 часа.

Получение комплексных аммиаков меди, соединений с комплексными анионами. Реакция Чугаева. Окисление-восстановление комплексных соединений. Ионизация комплексных соединений. Определение ионов, находящихся во внешней сфере.

Лабораторная работа № 8 Свойства металлов и неметаллов – 2 часа

Получение водорода, азота, кислорода, хлора. Взаимодействие металлов и неметаллов с кислородом. Свойства хлорной и бромной воды. Взаимодействие металлов с водой, щелочами и кислотами (на примере натрия, магния, алюминия, олова, сурьмы, цинка и меди).

Лабораторная работа № 9 Основные классы органических соединений - 2 часа.

Взаимодействие гексана, гексена и бензола с бромной водой, перманганатом калия, серной кислотой, аммиачным раствором оксида серебра. Отношение спиртов и фенолов к щелочам. Образование и гидролиз алкоголятов. Окисление спирта оксидом меди. Взаимодействие многоатомного спирта (глицерин) с гидроксидом меди (II). Взаимодействие ацетона с гидроксидом меди (II). Химические свойства аминов (на примере анилина).

III. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы обучающихся по дисциплине «Химия» представлено в Приложении 1 и включает в себя:

- план-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине, в том числе примерные нормы времени на выполнение по каждому заданию;
- характеристика заданий для самостоятельной работы студентов и методические рекомендации по их выполнению;
- требования к представлению и оформлению результатов самостоятельной работы;
- критерии оценки выполнения самостоятельной работы.

IV. КОНТРОЛЬ ДОСТИЖЕНИЯ ЦЕЛЕЙ КУРСА

Условием допуска к экзамену является обязательное выполнение всех лабораторных работ и защита отчетов по ним.

№ п/п	Контролируемые модули / разделы / темы дисциплины	Коды и этапы формирования компетенций		Оценочные средства - наименование	
				Текущий контроль	Промежуточная аттестация
1	Модуль I. Неорганическая и физическая химия	ОПК-1	Знание основ неорганической и физической химии	Изучение теории к лабораторным работам № 1-8; подготовка отчета (ПР-6); Собеседование (УО-1); Домашнее задание № 1-8	Экзамен Экзаменационные вопросы №№ 1-39, 49-54
			Умение применять основные положения, законы и методы неорганической и физической химии для понимания научной картины мира	Подготовка отчета по лабораторным работам № 1-8 (ПР-6); Выполнение домашних заданий № 1-8	
			Владение представлением о современной научной картине мира с позиций неорганической и физической химии	Лабораторные работы № 1-8 (ПР-6); Домашние задания №1-8	
2	Модуль II. Основы органической химии	ОПК-1	Знание основ органической химии	Изучение теории к лабораторной работе № 9; подготовка отчета (ПР-6); Собеседование (УО-1); Домашнее задание № 9	Экзамен Экзаменационные вопросы №№ 40-54
			Умение применять основные положения, законы и методы органической	Подготовка отчета по лабораторной работе № 9 (ПР-6);	

			химии для понимания научной картины мира	Выполнение домашнего задания № 9	
			Владение представлением о современной научной картине мира с позиций органической химии	Лабораторная работа № 9 (ПР-6); Домашнее задание № 9	

Вопросы и упражнения, методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений и навыков и (или) опыта деятельности, а также критерии и показатели, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и характеризующие этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы, представлены в Приложении 2.

V. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Основная литература:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для ВУЗов / Н.С. Ахметов // М.: Лань. 2014. – 743 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:769422&theme=FEFU>

2. Общая химия: учебник для университетов / Г.П. Жмурко, Е.Ф. Казакова, В.Н. Кузнецов и др.; под ред. С.Ф. Дунаева // М.: Академия. 2012. – 505 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:813713&theme=FEFU>

3. Н.В. Коровин. Общая химия / Н.В. Коровин // М.: Высшая школа. 2010. – 557 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:661994&theme=FEFU>

4. Структурная неорганическая химия / В. Мюллер // Долгопрудный: Интеллект, 2010.-351 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:417228&theme=FEFU>

Дополнительная литература:

1. Лидин Р. А. Справочник по общей и неорганической химии.- 2-е изд., испр. и доп. - М.: КолосС, 2008.

<http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785953204651.html>

2. Химическая термодинамика: пер. с англ. / И. Пригожин, Р. Дэфей // М.: БИНОМ Лаборатория знаний. – 2010. – 533 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:298133&theme=FEFU>

3. Основы физической химии: учебник для университетов / В.И. Горшков, И.А. Кузнецов // М.: БИНОМ Лаборатория знаний. – 2011. – 407 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:668096&theme=FEFU>

4. Основы общей и физической химии: учебник для университетов / В.В. Еремин, А.Я. Борщевский // Долгопрудный: Интеллект. – 2012. – 847 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:663891&theme=FEFU>

Интернет-ресурсы

1 <http://e.lanbook.com/>

2 <http://www.studentlibrary.ru/>

3 <http://znanium.com/>

4 <http://www.nelbook.ru/>

5 Электронная библиотека учебных материалов по химии. Сайт Московского государственного университета им. М.В. Ломоносова: <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/welcome.html>

VI. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Рекомендации по планированию и организации времени, отведенного на изучение дисциплины

Время, отведённое на самостоятельную работу, должно быть использовано обучающимся планомерно в течение семестра.

Для организации учебной деятельности эффективным вариантом является использование средств, напоминающих о стоящих перед студентами задачах, и их последовательности выполнения. В роли таких средств могут быть ежедневники, смартфоны, планшеты, компьютеры.

Рекомендуется выбирать день/дни недели для регулярной подготовки по дисциплине «Химия», что позволит морально настроиться на выполнение поставленных задач, подготовиться к ним и выработать правила выполнения для них. Первое, что необходимо сделать, это проработать материал лекций, прочитать рекомендуемую и дополнительную литературу, а затем выделить и записать основные положения, теории, выводы. Рекомендуемое среднее время два часа на одно занятие.

Описание последовательности действий, обучающихся при изучении дисциплины

В соответствии с целями и задачами дисциплины студент изучает на занятиях и дома разделы лекционного курса, готовится к лабораторным и практическим работам, проходит контрольные точки текущей аттестации, включающие разные формы проверки усвоения материала (например, собеседование).

Освоение дисциплины включает несколько составных элементов учебной деятельности:

1. Посещение лекций и их конспектирование. Глубокому освоению лекционного материала способствует предварительная подготовка, включающая чтение предыдущей лекции, работу с учебниками.

2. Регулярная подготовка к практическим и лабораторным работам и активное участие в них. Подготовка к лабораторной работе включает в себя:

- знакомство и изучение материала по теме работы;
- знакомство с планом занятия и списком основной и дополнительной литературы, с рекомендациями по подготовке к занятию;
- изучение научных сведений по данной теме в разных учебных пособиях;
- чтение первоисточников и предлагаемой дополнительной литературы;
- посещение консультаций с целью выяснения возникших сложных вопросов при подготовке к занятиям.

3. Подготовка к экзамену (в течение семестра), повторение материала всего курса дисциплины.

Рекомендации по работе с литературой

Изучение дисциплины следует начинать с проработки тематического плана лекций, уделяя особое внимание структуре и содержанию темы и основных понятий. Изучение «сложных» тем следует начинать с составления логической схемы основных понятий, категорий, связей между ними.

При работе с литературой обязательно выписывать все выходные данные по каждому источнику. Можно выписывать кратко основные идеи автора и иногда приводить наиболее яркие и показательные цитаты (с указанием страниц).

Чтение научного текста является частью познавательной деятельности.

Для работы с научными текстами применяйте следующие виды чтения:

1. библиографическое – просматривание карточек каталога, рекомендательных списков, сводных списков журналов и статей за год и т.п.;

2. просмотрное – используется для поиска материалов, содержащих нужную информацию, обычно к нему прибегают сразу после работы со списками литературы и каталогами, в результате такого просмотра читатель устанавливает, какие из источников будут использованы в дальнейшей работе;

3. ознакомительное – подразумевает сплошное, достаточно подробное прочтение отобранных статей, глав, отдельных страниц, цель – познакомиться с характером информации, узнать, какие вопросы вынесены автором на рассмотрение, провести сортировку материала;

4. изучающее – предполагает доскональное освоение материала; в ходе такого чтения проявляется доверие читателя к автору, готовность принять

изложенную информацию, реализуется установка на предельно полное понимание материала;

Основным для студента является изучающее чтение – именно оно позволяет в работе с учебной литературой накапливать знания в профессиональной области.

При работе с литературой необходимо постоянно конспектировать изучаемый материал.

Подготовка к практическим работам

К практическим работам относится решение разного рода задач, выполнение вычислений, расчетов, работа с инструктивными материалами, справочниками, дополнительной литературой. На практических занятиях студенты овладевают первоначальными профессиональными умениями и навыками, которые в дальнейшем будут закрепляться в процессе выполнения лабораторной работы, подготовки к экзамену.

Основная цель проведения практических работ заключается в закреплении знаний полученных в ходе прослушивания лекционного материала. Работы проводятся в форме устного опроса студентов по вопросам практических занятий, а также в виде решения практических задач или моделирования практической ситуации. Студенту рекомендуется следующая схема подготовки к практическому занятию: 1. Проработать конспект лекций; 2. Прочитать основную и дополнительную литературу, рекомендованную по изучаемому разделу; 3. Ответить на вопросы плана практического занятия; 4. Выполнить домашнее задание; 5. При затруднениях сформулировать вопросы к преподавателю.

Подготовка к лабораторным работам

При подготовке к лабораторным работам рекомендуется пользоваться материалами лекций, рекомендованной литературой и ресурсами интернет. Вопросы, которые вызывают затруднение при подготовке, должны быть заранее сформулированы и озвучены во время занятий в аудитории для дополнительного разъяснения преподавателем. Ответы, выносимые на обсуждение, должны быть тщательно подготовлены и по ним составлена схема (план), которой студент пользуется на занятии.

Подготовка к экзамену

В процессе подготовки к экзамену, следует ликвидировать имеющиеся пробелы в знаниях, углубить, систематизировать и упорядочить знания. Особое внимание следует уделить организации подготовки к экзаменам. Наличие полных собственных конспектов лекций является необходимым условием успешной сдачи экзамена. Если пропущена какая-либо лекция, необходимо ее восстановить, обдумать, устранить возникшие вопросы, чтобы запоминание

материала было осознанным. Следует помнить, что при подготовке к экзаменам вначале надо просмотреть материал по всем вопросам сдаваемой дисциплины, далее отметить для себя наиболее трудные вопросы и обязательно в них разобраться. В заключение еще раз целесообразно повторить основные положения.

VII. ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ И ПРОГРАММНОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ

Не предусмотрено

VIII. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Лекционная аудитория (мультимедийный проектор, настенный экран, ноутбук).

Химические лаборатории с вытяжными шкафами, водоснабжением, муфельные печи, сушильные шкафы, рН-метры, нагревательные приборы, калориметры, химическая посуда, реактивы. Дистиллятор.

Наглядные пособия: периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, таблица растворимости, таблица окислительно-восстановительных потенциалов.



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ
РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ**
по дисциплине «Химия»
Направление — 11.03.04 – Электроника и наноэлектроника
Форма подготовки (очная)

**Владивосток
2016**

**План-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине
«Химия»**

№ п/п	Дата/сроки выполнения	Вид самостоятельной работы	Примерные нормы времени на выполнение	Форма контроля
1.	1 неделя	Подготовка к лабораторной работе № 1. Домашнее задание №1	1 час	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
2.	2 неделя	Подготовка к лабораторной работе № 2. Домашнее задание №2,3.	1 час	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
3.	3 неделя	Подготовка к лабораторной работе № 3. Домашнее задание №3-5	1 час	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
4	4 неделя	Подготовка к лабораторной работе № 4. Домашнее задание № 6, 7	2 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
5	5 неделя	Подготовка к лабораторной работе № 5. Домашнее задание №8	1 час	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
6	6 неделя	Подготовка к лабораторной работе № 6 (1 часть). Домашнее задание №9, 10	1 час	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
7	7 неделя	Подготовка к лабораторной работе № 6 (2 часть). Домашнее задание №11	1 час	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
8	8 неделя	Подготовка к лабораторной работе № 7.	1 час	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о

		Домашнее задание №12		выполнении лабораторной работы.
9	9 неделя	Подготовка к лабораторной работе № 8. Домашнее задание №13, 14	1 час	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
10		Подготовка к экзамену	27 часов	Экзамен
Итого:			36 часов	

Самостоятельная работа обеспечивают подготовку студента к текущим аудиторным занятиям.

Для реализации самостоятельной работы созданы следующие условия:

1. Студенты обеспечены информационными ресурсами (учебниками, справочникам, учебными пособиями);

2. Для проведения лабораторных работ по химии разработаны учебные пособия. Студент имеет возможность заранее (с опережением) подготовиться к занятию, ответить на контролирующие вопросы, и обратиться за помощью к преподавателю в случае необходимости.

3. Организованы еженедельные консультации.

Самостоятельная работа включает в себя подготовку к лабораторным работам (домашние задания).

Домашнее задание № 1

Подготовиться к лабораторной работе № 1

Изучение теории по теме «Классы неорганических соединений», подготовка предварительного отчета.

Подготовиться к практической работе № 1. Подготовиться к ответам по теме «Основные понятия и определения химии. Стехиометрические и газовые законы химии»:

1. Дать определения понятий: элемент, атом, молекула, простое и сложное вещество, относительные атомная и молекулярная массы.
2. Дать определения понятия «моль».
3. Что такое молярная масса и молярный объем?
4. Какие параметры определяют физическое состояние газа? Какие условия называют нормальными?
5. Стехиометрические законы химии.

6. Какие вещества называют дальтонидами, а какие – бертоллидами? Какие из них находят широкое применение в электронике и наноэлектронике, и почему?
7. Физический смысл постоянной Авогадро. Закон Авогадро и следствия из него.
8. Уравнение Менделеева-Клапейрона, физический смысл универсальной газовой постоянной.
9. Газовые законы химии.
10. Зависимость молекулярной массы газа от его плотности по водороду и воздуху.
11. Дать определения: эквивалент, молярная масса эквивалента. Пример расчета молярных масс эквивалентов сложных веществ (бинарные соединения, соли, кислоты, основания) и эквивалент вещества в окислительно-восстановительных реакциях.

Домашнее задание № 2

Подготовиться к лабораторной работе № 2

Изучение теории к лабораторной работе «Скорость химической реакции. Химическое равновесие», предварительная подготовка отчета, изучение методики проведения экспериментов.

Подготовиться к практической работе № 2.

Подготовиться к ответам по теме «Строение атома».

1. Первые модели атома.
2. Строение атома водорода по Бору, постулаты Бора.
3. Развитие теории Бора Зоммерфельдом.
4. Карпускулярно-волновой дуализм.
5. Принцип неопределенности Гейзенберга.
6. Уравнение Шредингера. Квантовые числа.
7. Структуры многоэлектронных атомов: принцип Паули, правило Хунда, принцип наименьшей энергии, правило Клечковского.
8. Периодическая система Д.И. Менделеева и Периодический закон.
9. Зависимость свойств химических элементов от их положения в периодической системе Д.И. Менделеева.

Домашнее задание № 3

Подготовиться к лабораторной работе № 3

Изучение теории к лабораторной работе «Определение интегральной и дифференциальной теплот растворения», предварительная подготовка отчета, изучение методики проведения экспериментов. Повторить правила обращения с ртутными термометрами, меры предосторожности и способы демеркуризации в случае непредвиденных обстоятельств.

Подготовиться к практической работе № 3.

Подготовиться к ответам по теме «Химическая связь и геометрия молекул»

1. Основные характеристики химической связи.
2. Механизмы образования химической связи.
3. Природа ковалентной связи.
4. Метод валентных связей, кратность связи. Типы связи: «сигма»-, «пи»- и «дельта»-связи.
5. Полярность связи.
6. Гибридизация электронных облаков и геометрия молекул.
7. Основные типы гибридизации электронных облаков.
8. Изобразить геометрию следующих молекул: SnCl_4 , PF_6^- , BeF_2 , Cl_2O , H_3O^+ , GeCl_2 .
9. Ионная связь.
10. Водородная связь и силы межмолекулярного взаимодействия.
11. Металлическая связь, зонная теория.

Домашнее задание № 4

Подготовиться к лабораторной работе № 4

Изучение теории к лабораторной работе «Общие свойства растворов», предварительная подготовка отчета, изучение методики проведения экспериментов. Повторить правила обращения с ртутными термометрами, меры предосторожности и способы демеркуризации в случае непредвиденных обстоятельств.

Подготовиться к практической работе № 4. Подготовиться к ответам по теме «Основные классы неорганических соединений»:

1. Бинарные неорганические соединения, их типы, свойства.
2. Оксиды: номенклатура, классификация, способы получения, свойства, применение в электронике и наноэлектронике.
3. Основания: номенклатура, классификация, способы получения, свойства.
4. Щелочи.
5. Кислоты: номенклатура, классификация, способы получения, свойства.
6. Почему борную кислоту часто записывают в виде $\text{B}(\text{OH})_3$, а не H_3BO_3 ? Как можно усилить ее кислотные свойства?
7. Соли: номенклатура, классификация, способы получения, основные свойства.

Домашнее задание № 5

Подготовиться к лабораторной работе № 5

Изучение теории к лабораторной работе «Свойства растворов электролитов. Реакции ионного обмена. Гидролиз солей», предварительная подготовка

отчета, изучение методики проведения экспериментов. Рассчитать теоретические показатели рН для 0.1 н растворов соляной кислоты, уксусной кислоты, 1%-го раствора аммиака, хлорида калия, нитрата натрия, сульфата алюминия, ацетата натрия, карбоната натрия, хлорида меди, нитрата свинца.

Подготовиться к практической работе № 5. Подготовиться к ответам по теме «Растворы, способы выражения состава растворов. Коллигативные свойства растворов»:

1. Причины образования растворов.
2. Термодинамика растворения.
3. Взаимодействие частиц в растворах.
4. Типы растворов.
5. Способы выражения состава растворов: молярная и нормальная концентрации, массовая доля, мольная концентрация, титр.
6. Коллигативные свойства растворов.
7. Закон Вант-Гоффа.
8. Законы Рауля.
9. Эбуллиоскопическая и криоскопическая константы.
10. Определение молекулярных масс с помощью законов Рауля и Вант-Гоффа.

Домашнее задание № 6

Подготовиться к лабораторной работе № 6.

Изучение теории к лабораторной работе «Окислительно-восстановительные реакции», предварительная подготовка отчета, изучение методики проведения экспериментов.

Подготовиться к практической работе № 6 «Электролитическая ионизация. Сильные и слабые электролиты. Гидролиз солей»

1. Электролитическая ионизация
2. Гидратация ионов
3. Электролиты и неэлектролиты.
4. Сильные и слабые электролиты.
5. Количественная характеристика процесса ионизации: степень и константа ионизации.
6. Активность, изотонический коэффициент.
7. Закон разбавления Оствальда.
8. Ионное произведение воды.
9. рН растворов.
10. Гидролиз солей и ковалентных соединений, его типы.
11. Смещение равновесия при гидролизе.

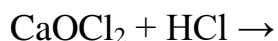
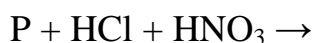
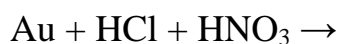
Домашнее задание № 7

Подготовиться к лабораторной работе № 7.

Изучение теории к лабораторной работе «Комплексные соединения», предварительная подготовка отчета, изучение методики проведения экспериментов.

Подготовиться к практической работе № 7 «Окислительно-восстановительные реакции»:

1. Степень окисления.
2. Основные окислители и восстановители.
3. Какие вещества проявляют как окислительные свойства, так и восстановительные?
4. Привести примеры межмолекулярного и внутримолекулярного окисления-восстановления, дис- и компропорционирования.
5. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций, уравнивать с использованием ионно-электронных схем:



6. Электродные потенциалы.
7. Уравнение Нернста.
8. Электролиз растворов солей
9. Электролиз расплавов.

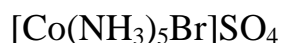
Домашнее задание № 8

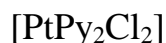
Подготовиться к лабораторной работе № 8.

Изучение теории к лабораторной работе «Свойства металлов и неметаллов», предварительная подготовка отчета, изучение методики проведения экспериментов. Повторить правила техники безопасности при работе с водородом, хлором, натрием.

Подготовиться к практической работе № 8 «Комплексные соединения»:

1. Номенклатура комплексных соединений.
2. Классификация комплексов.
3. Хелаты.
4. Многоядерные комплексы.
5. Дать названия следующим комплексным соединениям:





6. Написать координационные формулы следующих соединений: трифторогидроксобериллат магния, тетрароданоdiamминхромат(III) аммония, тетрахлородiamминплатина, нитрат хлородиакватриамминкобальта (III).
7. Поведение комплексных соединений в растворах, константы устойчивости и нестойкости.
8. Записать первичную и вторичную ионизации комплексных соединений, перечисленных в задании 5. Зависать для них выражения констант нестойкости.
9. Теория координационной связи.
10. Теория кристаллического поля.
11. Энергия стабилизации, энергия расщепления, магнитон Бора.
12. Объяснение причины окраски комплексных соединений.
13. Применение комплексных соединений в электронике и наноэлектронике.

Домашнее задание № 9

Подготовиться к лабораторной работе № 9.

Изучение теории к лабораторной работе «Основные классы органических соединений», предварительная подготовка отчета, изучение методики проведения экспериментов. Повторить правила техники безопасности при работе с органическими веществами.

Подготовиться к практической работе № 9 «Основные классы органических соединений»:

1. Особенности строения атома углерода, типы гибридизации электронных облаков атома углерода.
2. Строение органических соединений.
3. Предельные углеводороды: алканы, циклоалканы. Номенклатура, основные свойства.
4. Непредельные циклические и ациклические углеводороды: алкены, алкадиены, алкины, арены. Номенклатура, основные свойства.
5. Применение сопряженных циклических ненасыщенных углеводородов в качестве лигандов.
6. Кислородсодержащие алифатические соединения.
7. Одноатомные и многоатомные спирты. Номенклатура, свойства.
8. Кетоны и альдегиды. Номенклатура, свойства, применение в качестве лигандов.
9. Карбоновые кислоты и их производные. Номенклатура, свойства.
10. Эфиры (простые и сложные). Номенклатура, свойства.

11. Амины. Номенклатура, свойства, применение в качестве лигандов.

12. Гетероциклические соединения, их применение в качестве лигандов в оптике.

Примеры решения задач

Задание 1. 12 г неизвестного органического соединения растворили в 100 г воды, температура замерзания которой понизилась на 3,6°C. Определить молекулярную массу соединения и формулу вещества, если химическим анализом установлено, что неизвестное соединение представляет собой предельный двухатомный спирт.

Решение: Воспользуемся вторым законом Рауля:

$$\Delta T_{\text{кр}} = K \cdot C_m = K \cdot m_B \cdot 1000 / (M_B \cdot m_{\text{р-ля}})$$

$$M_B = 1.86 \cdot 12 \cdot 1000 / (3.6 \cdot 100) = 62 \text{ г/моль.}$$

Молекулярная формула предельного двухатомного спирта выглядит следующим образом: $C_nH_{2n}(OH)_2$. При этом две спиртовые группы занимают 34 г/моль. Следовательно на C_nH_{2n} приходится 28 г/моль, что соответствует $n=2$. Таким образом, молекулярная формула неизвестного органического соединения $C_2H_4(OH)_2$ – этиленгликоль.

Ответ: Растворенное вещество – этиленгликоль ($M=62$ г/моль).

Задание 2. 5 моль идеального газа медленно нагрето при постоянном давлении 1 атм от 298 до 400 К. Вычислить для этого процесса работу, теплоту, изменение энтальпии и изменение внутренней энергии. Принять для газа $C_p = 5/2R$.

Решение: Поскольку медленное расширение идеального газа происходит при постоянном давлении, то его можно считать термодинамически обратимым. Работа расширения идеального газа при изменении объема от V_1 до V_2 в изобарном процессе описывается уравнением: $A = -P(V_2 - V_1)$. Используя уравнение Менделеева-Клапейрона $PV = nRT$, получим

$$A = -nR(T_2 - T_1).$$

$$\text{Откуда } A = -5 \cdot 8.3 \cdot (400 - 298) = -4150 \text{ Дж} = -4.15 \text{ кДж}$$

Теплота процесса при постоянном давлении определяется выражением $Q_p = nC_p \Delta T$, следовательно, $Q = 5 \cdot 5/2 \cdot 8.3 \cdot (400 - 298) = 10400 \text{ Дж} = 10.4 \text{ кДж}$.

Для обратимого изобарного процесса $\Delta H = Q_p = 10.4 \text{ кДж}$.

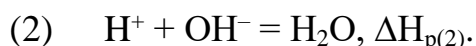
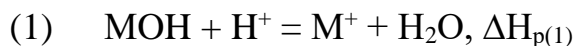
Согласно первому началу термодинамики $\Delta U = Q + A$. Следовательно, $\Delta U = 10.4 - 4.2 = 6.2 \text{ кДж}$.

Ответ: $A = -4.15 \text{ кДж}$, $\Delta H = Q_p = 10.4 \text{ кДж}$, $\Delta U = 6.2 \text{ кДж}$.

Задание 3. При смешивании в калориметре 0.4 л 0.2 М раствора слабого основания МОН и 12 мл 7 М раствора НСІ выделилось 4.4 кДж теплоты. Вычислите энтальпию диссоциации слабого основания.

Решение:

Обозначим энтальпию диссоциации слабого основания МОН как $\Delta H_{\text{дис}}$. Уравнение реакции $\text{МОН} = \text{M}^+ + \text{ОН}^-$, $\Delta H_{\text{дис}}$ может быть представлено как разность уравнений двух процессов:



Тогда согласно закону Гесса энтальпия реакции диссоциации рассчитывается по уравнению $\Delta H_{\text{дис}} = \Delta H_1 - \Delta H_2$. Определим ΔH_1 . Поскольку реакция (1) протекала в калориметре при смешении растворов кислоты и основания, необходимо рассчитать, сколько молей основания и сколько молей кислоты было при этом взято: $n_{\text{осн}} = 0.2 \text{ моль/л} \cdot 0.4 \text{ л} = 0.08 \text{ моль}$, $n_{\text{кисл}} = 7 \text{ моль/л} \cdot 0.012 \text{ л} = 0.084 \text{ моль}$. Кислота была в избытке, поэтому расчет теплового эффекта реакции необходимо проводить по количеству молей основания. Составим пропорцию: при нейтрализации 0.08 моль основания — выделяется 4.4 кДж теплоты, а при нейтрализации 1 моль основания — выделяется Q_1 теплоты, откуда $Q_1 = 4.4/0.08 = 55.0 \text{ кДж}$, $\Delta H_1^\circ = -55.0 \text{ кДж}$. Энтальпию второго процесса $\Delta H_{\text{p}(2)}$ рассчитываем по табличным данным ΔH° : $\Delta H_2 = \Delta H_{\text{p}}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) - \Delta H_{\text{p}}^\circ(\text{H}^+_{(\text{р})}) - \Delta H_{\text{p}}^\circ(\text{ОН}^-_{(\text{р})}) = -285.8 - 0 + 230 = -55.8 \text{ кДж}$.

Тогда энтальпия диссоциации слабого основания МОН равна $\Delta H_{\text{дис}} = -55 + 55.8 = 0.8 \text{ кДж/моль}$.

Ответ: 0.8 кДж/моль

Задание 4. Металл массой 0.2046 г вытесняет из соляной кислоты водород объемом 274 мл при 19°C и 100658 Па. Вычислить молярную массу эквивалента металла. Что это за металл?

Решение: Находим объем водорода при нормальных условиях, не забывая перевести величины в систему СИ:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$$

$$V_0 = \frac{PVT_0}{P_0T} = 254.6 \text{ мл}$$

Далее используем выражение, полученное из закона эквивалентов:

$$\frac{m(\text{Me})}{M_{\text{э}}(\text{Me})} = \frac{V(\text{H}_2)}{V_{\text{э}}(\text{H}_2)}$$

$$M_{\text{э}}(\text{Me}) = 9 \text{ г/моль}$$

Данным металлом является алюминий ($M=27$).

Ответ: $M_3=9$ г/моль, металл - алюминий.

Задание 5. Начальные концентрации исходных веществ в реакции, протекающей по уравнению $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$, были $[\text{NH}_3]=0.6$ моль/л, $[\text{O}_2]=0.2$ моль/л. Вычислить $[\text{NH}_3]$ и $[\text{O}_2]$ в момент, когда $[\text{N}_2]$ станет 0.02 моль/л.

Решение: Изменение концентраций веществ происходит в строгом соответствии со стехиометрическими отношениями, выраженными уравнением реакции. Согласно этому из 4 моль аммиака получается 2 моль азота, тогда на образование 0.02 моль азота должно расходоваться 0.04 моль аммиака, т.е. оставшееся количество аммиака будет равно $0.06-0.04=0.02$ моль/л.

Из уравнения реакции следует, что с 4 моль аммиака реагирует 3 моль кислорода, т.е. во взаимодействие с 0.04 моль аммиака вступает 0.03 моль кислорода. Оставшееся количество кислорода будет равно $0.2-0.03=0.17$ моль/л.

Ответ: $[\text{NH}_3]=0.02$ моль/л, $[\text{O}_2]=0.17$ моль/л.

Задачи для самостоятельного решения (примеры)

1. Фосфор образует два различных по составу хлорида. Эквивалент какого элемента сохраняется в этих соединениях постоянным?
2. При одинаковых условиях взяты равные объемы фтора и кислорода. Каково соотношение масс обоих газов?
3. Чему равна плотность аммиака по водороду?
4. На нейтрализацию 9.797 г ортофосфорной кислоты израсходовано 7,998 г NaOH. Вычислите эквивалент, эквивалентную массу и основность кислоты.
5. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $82 p^+$ и $80 e^-$?
6. Какому элементу отвечает приведенная электронная конфигурация $4p^65s^2$?
7. Какие связи осуществляются в молекуле азота?
8. Какова структура молекулы BeF_2 ?
9. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 7, 12, 17, 25.
10. Определите валентные возможности атомов хлора и бора
11. Определить тип химической связи: бромид калия, оксид цинка, гидроксид бария, оксид бора, сульфат натрия, хлор, вода.
12. Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:
$$\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$$
13. Определить равновесную концентрацию водорода в реакции $2\text{HI} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$, если исходная концентрация HI составляет 0.55 моль/л, а константа равновесия K_c равна 0.12.

14. Определить массу раствора с массовой долей хлорида натрия 10% и массу воды, которые необходимы для приготовления раствора массой 500 г с массовой долей соли 2%.

15. Определить молярную концентрацию раствора и его нормальность, в 3 л которого содержится 175.5 г хлорида натрия.

16. Осуществить превращения:

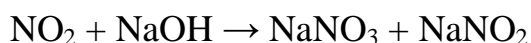
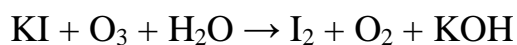
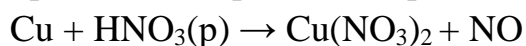
Углерод - оксид углерода (IV) - угольная кислота - карбонат натрия - карбонат кальция - углекислый газ - оксид углерода (II) - углерод

17. Какие факторы влияют на скорость гидролиза?

18. Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфида калия, сульфата меди, фосфата натрия.

19. Вычислить степень гидролиза 0.1 М раствора карбоната натрия по первой ступени.

20. Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции. Уравняйте методом ионно-электронных схем:



Структура отчета по лабораторной работе

Отчеты по лабораторным работам представляются в электронной форме, подготовленные как текстовые документы в редакторе MSWord.

Отчет по работе должен быть обобщающим документом, включать всю информацию по выполнению заданий, в том числе, уравнения реакций, таблицы, методику проведения лабораторных опытов, список литературы, расчеты и т. д.

Структурно отчет по лабораторной работе, как текстовый документ, комплектуется по следующей схеме:

- *Титульный лист* – обязательная компонента отчета, первая страница отчета, по принятой для лабораторных работ форме (титульный лист отчета должен размещаться в общем файле, где представлен текст отчета);
- *Исходные данные к выполнению заданий* – обязательная компонента отчета, с новой страницы, содержат указание варианта, темы и т.д.);
- *Основная часть* – материалы выполнения заданий, разбивается по рубрикам, соответствующих заданиям работы, с иерархической структурой: пункты – подпункты и т. д.

Рекомендуется в основной части отчета заголовки рубрик (подрубрик) давать исходя из формулировок заданий, в форме отглагольных существительных;

- *Выводы* – обязательная компонента отчета, содержит обобщающие выводы по работе (какие задачи решены, оценка результатов, что освоено при выполнении работы);

- *Список литературы* – обязательная компонента отчета, с новой страницы, содержит список источников, использованных при выполнении работы, включая электронные источники (список нумерованный, в соответствии с правилами описания библиографии).

Оформление отчета по лабораторной работе

План-конспект урока и отчет по лабораторной работе относится к категории «*письменная работа*», оформляется *по правилам оформления письменных работ студентами ДВФУ*.

Необходимо обратить внимание на следующие аспекты в оформлении отчетов работ:

- набор текста;
- структурирование работы;
- оформление заголовков всех видов (рубрик-подрубрик-пунктов-подпунктов, рисунков, таблиц, приложений);
- оформление перечислений (списков с нумерацией или маркировкой);
- оформление таблиц;
- оформление иллюстраций (графики, рисунки, фотографии, схемы);
- набор и оформление математических выражений (формул);
- оформление списков литературы (библиографических описаний) и ссылок на источники, цитирования.

Набор текста осуществляется на компьютере, в соответствии со следующими требованиями:

- печать – на одной стороне листа белой бумаги формата А4 (размер 210 на 297 мм.);
- интервал межстрочный – полуторный;
- шрифт – Times New Roman;
- размер шрифта - 14 пт., в том числе в заголовках (в таблицах допускается 10-12 пт.);
- выравнивание текста – «по ширине»;
- поля страницы - левое – 25-30 мм., правое – 10 мм., верхнее и нижнее – 20 мм.;

- нумерация страниц – в правом нижнем углу страницы (для страниц с книжной ориентацией), сквозная, от титульного листа до последней страницы, арабскими цифрами (первой страницей считается титульный лист, на котором номер не ставится, на следующей странице проставляется цифра «2» и т.д.).
- режим автоматического переноса слов, за исключением титульного листа и заголовков всех уровней (перенос слов для отдельного абзаца блокируется средствами MSWord с помощью команды «Формат» – абзац при выборе опции «запретить автоматический перенос слов»).

Если рисунок или таблица размещены на листе формата больше А4, их следует учитывать как одну страницу. Номер страницы в этих случаях допускается не проставлять.

Список литературы и все приложения включаются в общую сквозную нумерацию страниц работы.

Оценивание лабораторных работ проводится по критериям:

- Полнота и качество выполненных заданий;
- Теоретическое обоснование полученного результата;
- Качество оформления отчета, использование правил и стандартов оформления текстовых и электронных документов;
- Отсутствие фактических ошибок, связанных с пониманием темы.

Критерии оценки выполнения самостоятельной работы

Оценка «*Отлично*»

- А) Задание выполнено полностью.
- Б) Отчет/ответ составлен грамотно.
- В) Ответы на вопросы полные и грамотные.
- Г) Материал понят, осознан и усвоен.

Оценка «*Хорошо*»

- А), Б) - те же , что и при оценке «Отлично».
- В) Неточности в ответах на вопросы, которые исправляются после уточняющих вопросов.
- Г) Материал понят, осознан и усвоен.

Оценка «*Удовлетворительно*»

- А), Б - те же, что и при оценке «Отлично».
- В) Неточности в ответах на вопросы, которые не всегда исправляются после уточняющих вопросов.
- Г) Материал понят, осознан, но усвоен не достаточно полно.

Оценка «*Неудовлетворительно*»

- А) Программа выполнена не полностью.
- Б) Устный отчет и ответы на вопросы не полные и не грамотные.
- В) Материал не понят, не осознан и не усвоен.



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

по дисциплине «Химия»
Направление - 11.03.04 - Электроника и нанoeлектроника
Форма подготовки (очная)

**Владивосток
2016**

I. Паспорт фонда оценочных средств по дисциплине «Химия»

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
способность представлять адекватную современному уровню знаний научную картину мира на основе знания основных положений, законов и методов естественных наук и математики (ОПК-1)	Знает (пороговый уровень)	основы неорганической, органической и физической химии
	Умеет (продвинутый уровень)	применять основные положения, законы и методы неорганической, органической и физической химии для понимания научной картины мира
	Владеет (высокий уровень)	представлением о современной научной картине мира с позиций неорганической, органической и физической химии

№ п/п	Контролируемые модули / разделы/ темы дисциплины	Коды и этапы формирования компетенций	Оценочные средства - наименование		
			Текущий контроль	Промежуточная аттестация	
1	<p>МОДУЛЬ I. Неорганическая и физическая химия Раздел I. Основные законы и понятия химии Тема 1. Основные законы и определения</p> <p>Раздел II. Строение атома и химическая связь Тема 1. Электронное строение атома Тема 2. Химическая связь и геометрия молекул</p>	ОПК-1	<p>Знание основ неорганической и физической химии</p> <p>Умение применять основные положения, законы и методы неорганической и физической химии для понимания научной картины мира</p> <p>Владение представлением о современной научной картине мира с позиций</p>	<p>Изучение теории к лабораторным работам № 1-8; подготовка отчета (ПР-6); Собеседование (УО-1); Домашнее задание № 1-8</p> <p>Подготовка отчета по лабораторным работам № 1-8 (ПР-6); Выполнение домашних заданий № 1-8</p> <p>Лабораторные работы № 1-8 (ПР-6); Домашние задания № 1-8</p>	<p>Экзамен Экзаменационные вопросы №№ 1-39, 49-54</p>

	<p>Раздел III. Химическая термодинамика Тема 1. Законы термодинамики</p> <p>Раздел IV. Химическая кинетика Тема 1. Кинетика химических реакций Тема 2. Теория столкновений и активированного комплекса</p> <p>Раздел V. Химические свойства основных классов неорганических веществ Тема 1. Основные классы неорганических соединений Тема 2. Кислотно-основные взаимодействия Тема 3. Окислительно-восстановительные реакции Тема 3. Комплексные соединения</p>		неорганической и физической химии		
2	<p>МОДУЛЬ II. Органическая химия Тема 1. Основные понятия органической химии, углеводороды</p>	ОПК-1	<i>Знание</i> основ органической химии	Изучение теории к лабораторной работе № 9; подготовка отчета (ПР-6); Собеседование (УО-1); Домашнее задание № 9	Экзамен Экзаменационные вопросы №№ 40-54

Тема 2. Органические соединения, содержащие гетероатомы	Умение применять основные положения, законы и методы органической химии для понимания научной картины мира	Подготовка отчета по лабораторной работе № 9 (ПР-6); Выполнение домашнего задания № 9
	Владение представлением о современной научной картине мира с позиций органической химии	Лабораторная работа № 9 (ПР-6); Домашнее задание № 9

II. Шкала оценивания уровня сформированности компетенций по дисциплине «Неорганическая, органическая и физическая химия»

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции		Критерии	Показатели	Баллы
способность представлять адекватную современному уровню знаний научную картину мира на основе знания основных положений, законов и методов естественных наук и математики (ОПК-1)	знает (пороговый уровень)	основы неорганической, органической и физической химии	Знание основ неорганической, органической и физической химии	Знает основные закономерности, определения и методы решения типовых задач, приемы описания естественнонаучной картины мира с позиций неорганической, органической и физической химии.	61-75
	умеет (продвинутый)	применять основные положения, законы и методы неорганической, органической и физической химии для понимания	Умение применять основные положения, законы и методы неорганической, органической и физической химии для понимания	Умеет грамотно применять основные законы, определения и методы неорганической, органической и физической химии для описания различных явлений	76-85

		научной картины мира	научной картины мира	окружающей действительности.	
	владеет (высокий)	представлением о современной научной картине мира с позиций неорганической, органической и физической химии	Владение представлением о современной научной картине мира с позиций неорганической, органической и физической химии	Владеет основами современных подходов к решению и интерпретации химических моделей для описания естественнонаучной картины мира. Владеет способностью доказывать на необходимом уровне основные положения неорганической, органической и физической химии; Владеет профессиональным языком неорганической, органической и физической химии.	86-100

Примерный перечень оценочных средств (ОС)

I. Устный опрос

- 1. Собеседование (УО-1).** Средство контроля, организованное как специальная беседа преподавателя с обучающимся на темы, связанные с изучаемой дисциплиной, и рассчитанное на выяснение объема знаний обучающегося по определенному разделу, теме, проблеме и т.п. - Вопросы по темам/разделам дисциплины.
- 2. Экзамен.** Средство промежуточного контроля – Вопросы к экзамену, образцы билетов.

Вопросы собеседований

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. Общие правила работы студента в химической лаборатории
2. Общие правила работы с реактивами
3. Требования безопасности при работе со стеклянной посудой и приборами из стекла

4. Требования безопасности при работе с органическими растворителями и горючими веществами
5. Требования безопасности при работе с электроустановками
6. Правила поведения при возникновении пожаров и несчастных случаев

МОДУЛЬ I. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ МИИ

Раздел I. Основные законы и понятия химии

1. Место химии среди других естественных наук.
2. Взаимодействие физики и химии.
3. Структура и язык химии.
4. Вещество. Классификация химических веществ.
5. Химические элементы.
6. Периодическая система и ее структура.
7. Химические соединения и их характеристики: строение, состав, свойство.
8. Простые и сложные соединения.
9. Стехиометрия: эмпирическая и молекулярная формула соединения. Валентность элементов.
10. Превращения химических соединений. Уравнения реакций.
11. Стехиометрические расчеты по уравнениям реакций.
12. Основные понятия стехиометрии: атом, молекула, ион, моль, молярная масса, постоянная Авогадро, стехиометрические индексы и коэффициенты.
13. Закон сохранения массы и энергии.
14. Закон кратных отношений.
15. Закон постоянства состава
16. Закон Менделеева-Клапейрона
17. Закон Гей-Люссака.
18. Закон Авогадро и следствия из него.
19. Закон эквивалентов.

Раздел II. Строение атома и химическая связь

1. Водородоподобные атомы и ионы.
2. Строение атома водорода по Бору, постулаты Бора.
3. Развитие теории Бора Зоммерфельдом.
4. Карпускулярно-волновой дуализм.
5. Принцип неопределенности Гейзенберга.
6. Уравнение Шредингера. Квантовые числа.
7. Электронные уровни энергии.
8. Многоэлектронные атомы.

9. Эффективные заряды.
10. Принципы заполнения атомных орбиталей: принцип Паули, правило Хунда, принцип наименьшей энергии, правило Клечковского.
11. Периодическая система Д.И. Менделеева и Периодический закон.
12. Периодические свойства элементов.
13. Радиусы атомов и ионов.
14. Электроотрицательность.
15. Образование химической связи между атомами.
16. Основные характеристики химической связи.
17. Механизмы образования химической связи.
18. Ковалентная связь. Валентность.
19. Правило октета.
20. Структуры Льюиса.
21. Характеристики химической связи.
22. Метод валентных связей.
23. Донорно-акцепторный механизм образования связи.
24. Гибридизация электронных облаков и геометрия молекул.
25. Ионная связь.
26. Металлическая связь, зонная теория.
27. Водородная связь и межмолекулярные взаимодействия.

Раздел III. Химическая термодинамика

1. Предмет химической термодинамики.
2. Термодинамическая система и ее параметры.
3. Функции состояния.
4. Теплота, работа, внутренняя энергия.
5. Нулевой закон термодинамики.
6. Первый закон термодинамики.
7. Энтальпия химической реакции.
8. Второй закон термодинамики.
9. Энтропия, энергия Гельмгольца, энергия Гиббса.
10. Третий закон термодинамики.
11. Термодинамическое определение энтропии.
12. Изменение энтропии при химических реакциях.
13. Зависимость энергии Гиббса от температуры и давления.
14. Закон Гесса и следствия из него.

Раздел IV. Химическая кинетика

1. Химическая кинетика.

2. Скорость химической реакции для гомогенного и гетерогенного процессов.
3. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.
4. Закон действующих масс.
5. Уравнение Вант-Гоффа.
6. Типы реакций: фотохимические, радиационнохимические, плазмохимические, механохимические.
7. Механизм химических реакций.
8. Молекулярность реакций.
9. Связь между константой равновесия и скоростью реакции.
10. Цепные реакции.
11. Дифференциальное и интегральное кинетические уравнения.
12. Порядок реакции.
13. Реакция нулевого порядка.
14. Реакция первого порядка. Период полураспада.
15. Реакции второго и третьего порядка.
16. Теория столкновений.
17. Молекулярные столкновения.
18. Энергия активации.
19. Теория и уравнение Аррениуса.
20. Теория активированного комплекса.
21. Образование и распад активированного комплекса с позиции химической термодинамики.
22. Катализаторы и катализ.

Раздел V. Химические свойства основных классов неорганических веществ

1. Классификация и номенклатура неорганических веществ.
2. Оксиды
3. Основания
4. Кислоты
5. Соли.
6. Общие свойства химического равновесия.
7. Электролитическая ионизация.
8. Кислоты и основания по Аррениусу.
9. Ионное произведение воды.
10. pH растворов.
11. Константы ионизации.
12. Гидролиз солей и ковалентных соединений.

13. Количественные характеристики гидролиза.
14. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
15. Основные окислители и восстановители.
16. Метод ионно-электронного баланса.
17. Окислительно-восстановительные потенциалы.
18. Уравнение Нернста.
19. Химические источники тока.
20. Электролиз.
21. Понятие комплексного соединения, классификация.
22. Координационная теория Вернера.
23. Типы лигандов.
24. Геометрическое строение, координационные числа и изомерия комплексов.
25. Теория кристаллического поля.
26. Спектры, окраска и магнитные свойства комплексов.
27. Устойчивость комплексов в растворе.
28. Значение комплексных соединений в электронике и наноэлектронике.

МОДУЛЬ II. ОСНОВЫ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

1. Основные понятия и определения в органической химии.
2. Классификация органических соединений.
3. Изомерия
4. Номенклатура органических соединений.
5. Особенности строения органических соединений.
6. Насыщенные углеводороды (алканы): особенности строения и свойства.
7. Непредельные углеводороды. Алкены, алкадиены, алкины. Особенности их строения и свойства.
8. Гидроксипроизводные углеводородов.
9. Простые эфиры.
10. Амины.
11. Карбанильные соединения.
12. Карбоновые кислоты и их производные.
13. Гетероциклические соединения.
14. Применение органических гетеропроизводных в качестве лигандов.

Вопросы к экзамену

1. Оксиды. Номенклатура. Основные, кислотные, амфотерные оксиды. Химические свойства. Получение. Применение.

2. Гидроксиды. Классификация. Номенклатура. Свойства. Получение. Применение.
3. Кислоты. Классификация. Номенклатура. Свойства. Получение. Применение.
4. Соли: кислые, средние, основные, двойные, смешанные, комплексные. Номенклатура. Получение, свойства и применение.
5. Фактор эквивалентности и молярная масса эквивалентов простых и сложных веществ. Объем эквивалента газов. Закон эквивалентов.
6. Атом. Атомная орбиталь. Квантовые числа. Описание состояния электрона в атоме. Уравнение Шредингера.
7. Многоэлектронные атомы. Принцип Паули, правило Хунда, принцип наименьшей энергии и их учет при составлении электронных формул элементов и ионов. Электронно-графические формулы.
8. Периодический закон Д.И. Менделеева. Структура периодической системы, периоды группы, подгруппы. Изменение окислительно-восстановительных свойств элементов в подгруппах, группах, периодах.
9. Связь строения атома с положением элемента в периодической системе Д.И. Менделеева. Что показывает номер периода, номер группы и порядковый номер. Классификация элементов в зависимости от электронного строения.
10. Основные виды химической связи. Современные представления о природе химической связи.
11. Ковалентная связь. Метод валентных связей.
12. Механизмы образования химической связи. Энергетические и геометрические характеристики химической связи.
13. Понятие гибридизации атомных орбиталей. Структура молекул и ионов.
14. Поляризуемость и полярность связи. Электрический момент диполя. Одинарные и кратные связи.
15. Донорно-акцепторный механизм образования связи.
16. Комплексные соединения. Теория Вернера.
17. Структура и классификация комплексных соединений. Комплексообразователи и лиганды, координационные числа.
18. Поведение комплексных соединений в растворах. Константы диссоциации, нестойкости и устойчивости.
19. Изомерия комплексных соединений.
20. Зонная теория строения твердого тела. Металлы, полупроводники (n, p типа), диэлектрики, сверхпроводники.

21. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь. Принцип комплементарности.
22. Химическая термодинамика. Функции состояния системы – внутренняя энергия, энтальпия. Термохимические уравнения.
23. Тепловой эффект реакции. Термохимические законы: закон Гесса. Следствия из закона Гесса.
24. Энтропия. Ее изменение в химических процессах.
25. Направление химических реакций. Энергия Гиббса.
26. Скорость химических реакций. Зависимость скорости гомогенных реакций от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции.
27. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
28. Понятие об энергии активации. Активированный (переходный) комплекс. Уравнение Аррениуса. Энергетическая диаграмма.
29. Гомогенный и гетерогенный катализ. Катализаторы. Энергетическая диаграмма. Понятие об отрицательном катализе.
30. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие. Влияние внешних факторов на сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
31. Растворы. Компоненты раствора. Тепловые эффекты при растворении веществ. Растворимость веществ и ее зависимость от температуры.
32. Способы выражения состава растворов.
33. Понятие об электролитической ионизации. Сильные и слабые электролиты. Закон разбавления Оствальда.
34. Коллигативные свойства растворов.
35. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидроксильный показатель.
36. Ионно-обменные реакции, их условия протекания. Гидролиз солей. Основные случаи гидролиза.
37. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители. Метод электронно-ионного баланса.
38. Стандартный водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов в растворах и его особенности. Формула Нернста.
39. Простейшие гальванические элементы. Принцип работы, схемы, электродные процессы. ЭДС при стандартных условиях. Явление поляризации при работе гальванических элементов.

40. Основные понятия и определения в органической химии, классификация органических соединений.
41. Насыщенные углеводороды (алканы и циклоалканы): особенности строения и свойства.
42. Непредельные углеводороды. Алкены, алкадиены, алкины. Особенности их строения и свойства.
43. Гидроксипроизводные углеводородов. Особенности их строения и свойства.
44. Простые эфиры. Особенности их строения и свойства.
45. Амины. Особенности их строения и свойства.
46. Карбанильные соединения. Особенности их строения и свойства.
47. Карбоновые кислоты и их производные. Особенности их строения и свойства.
48. Гетероциклические соединения. Особенности их строения и свойства.
49. Общие правила работы студента в химической лаборатории
50. Общие правила работы с реактивами
51. Требования безопасности при работе со стеклянной посудой и приборами из стекла
52. Требования безопасности при работе с органическими растворителями и горючими веществами
53. Требования безопасности при работе с электроустановками
54. Правила поведения при возникновении пожаров и несчастных случаев

Образец экзаменационных билетов

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«Дальневосточный федеральный университет»
ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК

Направление подготовки: *11.03.04 - Электроника и наноэлектроника*

Дисциплина: *Химия*

Форма обучения: *очная*

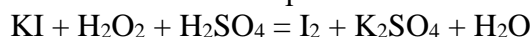
Семестр: *4*

Учебный год: *2016-2017*

Реализующая кафедра: *Общей, неорганической и
элементоорганической химии ШЕН*

Экзаменационный билет №1

1. Закон сохранения массы и энергии. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений. Понятие эквивалента. Определение эквивалентов простых и сложных веществ. Закон эквивалентов.
2. Константа ионизации гидроксида аммония $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ при 25°C равна $1,8 \cdot 10^{-5}$. Во сколько раз изменится его степень ионизации при разбавлении 1М раствора в 100 раз?
3. Определить стандартную энтальпию образования ацетилена, если энтальпия реакции $\text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} + 2,5\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ равна: $\Delta H_p^0 = -1253,36$ кДж/моль.
4. Карбонильные соединения. Строение, основные свойства и применение в качестве лигандов
5. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:



Заведующая кафедрой общей, неорганической и
элементоорганической химии ШЕН ДВФУ

А.А. Капустина

II. Письменные работы

1. **Лабораторная работа (ПР -6).** Средство для закрепления и практического освоения материала по определенному разделу.



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК

КОНТРОЛЬНО-ИЗМЕРИТЕЛЬНЫЕ МАТЕРИАЛЫ
по дисциплине «Химия»

11.03.04 – «Электроника и нанoeлектроника»

г. Владивосток
2016

Примерный перечень оценочных средств (ОС)

I. Устный опрос

1. Собеседование (УО-1) (Средство контроля, организованное как специальная беседа преподавателя с обучающимся на темы, связанные с изучаемой дисциплиной, и рассчитанное на выяснение объема знаний обучающегося по определенному разделу, теме, проблеме и т.п.) - Вопросы по темам/разделам дисциплины.

2. Экзамен (Средство промежуточного контроля) – Вопросы к экзамену, образцы билетов.

Вопросы собеседований

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. Общие правила работы студента в химической лаборатории
2. Общие правила работы с реактивами
3. Требования безопасности при работе со стеклянной посудой и приборами из стекла
4. Требования безопасности при работе с органическими растворителями и горючими веществами
5. Требования безопасности при работе с электроустановками
6. Правила поведения при возникновении пожаров и несчастных случаев

МОДУЛЬ I. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ МИИ

Раздел I. Основные законы и понятия химии

1. Место химии среди других естественных наук.
2. Взаимодействие физики и химии.
3. Структура и язык химии.
4. Вещество. Классификация химических веществ.
5. Химические элементы.
6. Периодическая система и ее структура.
7. Химические соединения и их характеристики: строение, состав, свойство.
8. Простые и сложные соединения.
9. Стехиометрия: эмпирическая и молекулярная формула соединения. Валентность элементов.
10. Превращения химических соединений. Уравнения реакций.
11. Стехиометрические расчеты по уравнениям реакций.
12. Основные понятия стехиометрии: атом, молекула, ион, моль, молярная масса, постоянная Авогадро, стехиометрические индексы и коэффициенты.
13. Закон сохранения массы и энергии.
14. Закон кратных отношений.

15. Закон постоянства состава
16. Закон Менделеева-Клапейрона
17. Закон Гей-Люссака.
18. Закон Авогадро и следствия из него.
19. Закон эквивалентов.

Раздел II. Строение атома и химическая связь

1. Водородоподобные атомы и ионы.
2. Строение атома водорода по Бору, постулаты Бора.
3. Развитие теории Бора Зоммерфельдом.
4. Карпускулярно-волновой дуализм.
5. Принцип неопределенности Гейзенберга.
6. Уравнение Шредингера. Квантовые числа.
7. Электронные уровни энергии.
8. Многоэлектронные атомы.
9. Эффективные заряды.
10. Принципы заполнения атомных орбиталей: принцип Паули, правило Хунда, принцип наименьшей энергии, правило Клечковского.
11. Периодическая система Д.И. Менделеева и Периодический закон.
12. Периодические свойства элементов.
13. Радиусы атомов и ионов.
14. Электроотрицательность.
15. Образование химической связи между атомами.
16. Основные характеристики химической связи.
17. Механизмы образования химической связи.
18. Ковалентная связь. Валентность.
19. Правило октета.
20. Структуры Льюиса.
21. Характеристики химической связи.
22. Метод валентных связей.
23. Донорно-акцепторный механизм образования связи.
24. Гибридизация электронных облаков и геометрия молекул.
25. Ионная связь.
26. Металлическая связь, зонная теория.
27. Водородная связь и межмолекулярные взаимодействия.

Раздел III. Химическая термодинамика

1. Предмет химической термодинамики.
2. Термодинамическая система и ее параметры.
3. Функции состояния.

4. Теплота, работа, внутренняя энергия.
5. Нулевой закон термодинамики.
6. Первый закон термодинамики.
7. Энтальпия химической реакции.
8. Второй закон термодинамики.
9. Энтропия, энергия Гельмгольца, энергия Гиббса.
10. Третий закон термодинамики.
11. Термодинамическое определение энтропии.
12. Изменение энтропии при химических реакциях.
13. Зависимость энергии Гиббса от температуры и давления.
14. Закон Гесса и следствия из него.

Раздел IV. Химическая кинетика

1. Химическая кинетика.
2. Скорость химической реакции для гомогенного и гетерогенного процессов.
3. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.
4. Закон действующих масс.
5. Уравнение Вант-Гоффа.
6. Типы реакций: фотохимические, радиационнохимические, плазмохимические, механохимические.
7. Механизм химических реакций.
8. Молекулярность реакций.
9. Связь между константой равновесия и скоростью реакции.
10. Цепные реакции.
11. Дифференциальное и интегральное кинетические уравнения.
12. Порядок реакции.
13. Реакция нулевого порядка.
14. Реакция первого порядка. Период полураспада.
15. Реакции второго и третьего порядка.
16. Теория столкновений.
17. Молекулярные столкновения.
18. Энергия активации.
19. Теория и уравнение Аррениуса.
20. Теория активированного комплекса.
21. Образование и распад активированного комплекса с позиции химической термодинамики.
22. Катализаторы и катализ.

Раздел V. Химические свойства основных классов неорганических веществ

1. Классификация и номенклатура неорганических веществ.
2. Оксиды
3. Основания
4. Кислоты
5. Соли.
6. Общие свойства химического равновесия.
7. Электролитическая ионизация.
8. Кислоты и основания по Аррениусу.
9. Ионное произведение воды.
10. рН растворов.
11. Константы ионизации.
12. Гидролиз солей и ковалентных соединений.
13. Количественные характеристики гидролиза.
14. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
15. Основные окислители и восстановители.
16. Метод ионно-электронного баланса.
17. Окислительно-восстановительные потенциалы.
18. Уравнение Нернста.
19. Химические источники тока.
20. Электролиз.
21. Понятие комплексного соединения, классификация.
22. Координационная теория Вернера.
23. Типы лигандов.
24. Геометрическое строение, координационные числа и изомерия комплексов.
25. Теория кристаллического поля.
26. Спектры, окраска и магнитные свойства комплексов.
27. Устойчивость комплексов в растворе.
28. Значение комплексных соединений в электронике и наноэлектронике.

МОДУЛЬ II. ОСНОВЫ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

1. Основные понятия и определения в органической химии.
2. Классификация органических соединений.
3. Изомерия
4. Номенклатура органических соединений.
5. Особенности строения органических соединений.
6. Насыщенные углеводороды (алканы): особенности строения и свойства.
7. Непредельные углеводороды. Алкены, алкадиены, алкины. Особенности их строения и свойства.

8. Гидроксипроизводные углеводов.
9. Простые эфиры.
10. Амины.
11. Карбанильные соединения.
12. Карбоновые кислоты и их производные.
13. Гетероциклические соединения.
14. Применение органических гетеропроизводных в качестве лигандов.

Вопросы к экзамену

1. Оксиды. Номенклатура. Основные, кислотные, амфотерные оксиды. Химические свойства. Получение. Применение.
2. Гидроксиды. Классификация. Номенклатура. Свойства. Получение. Применение.
3. Кислоты. Классификация. Номенклатура. Свойства. Получение. Применение.
4. Соли: кислые, средние, основные, двойные, смешанные, комплексные. Номенклатура. Получение, свойства и применение.
5. Фактор эквивалентности и молярная масса эквивалентов простых и сложных веществ. Объем эквивалента газов. Закон эквивалентов.
6. Атом. Атомная орбиталь. Квантовые числа. Описание состояния электрона в атоме. Уравнение Шредингера.
7. Многоэлектронные атомы. Принцип Паули, правило Хунда, принцип наименьшей энергии и их учет при составлении электронных формул элементов и ионов. Электронно-графические формулы.
8. Периодический закон Д.И. Менделеева. Структура периодической системы, периоды группы, подгруппы. Изменение окислительно-восстановительных свойств элементов в подгруппах, группах, периодах.
9. Связь строения атома с положением элемента в периодической системе Д.И. Менделеева. Что показывает номер периода, номер группы и порядковый номер. Классификация элементов в зависимости от электронного строения.
10. Основные виды химической связи. Современные представления о природе химической связи.
11. Ковалентная связь. Метод валентных связей.
12. Механизмы образования химической связи. Энергетические и геометрические характеристики химической связи.
13. Понятие гибридизации атомных орбиталей. Структура молекул и ионов.

14. Поляризуемость и полярность связи. Электрический момент диполя. Одинарные и кратные связи.
15. Донорно-акцепторный механизм образования связи.
16. Комплексные соединения. Теория Вернера.
17. Структура и классификация комплексных соединений. Комплексообразователи и лиганды, координационные числа.
18. Поведение комплексных соединений в растворах. Константы диссоциации, нестойкости и устойчивости.
19. Изомерия комплексных соединений.
20. Зонная теория строения твердого тела. Металлы, полупроводники (n, p типа), диэлектрики, сверхпроводники.
21. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь. Принцип комплементарности.
22. Химическая термодинамика. Функции состояния системы – внутренняя энергия, энтальпия. Термохимические уравнения.
23. Тепловой эффект реакции. Термохимические законы: закон Гесса. Следствия из закона Гесса.
24. Энтропия. Ее изменение в химических процессах.
25. Направление химических реакций. Энергия Гиббса.
26. Скорость химических реакций. Зависимость скорости гомогенных реакций от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции.
27. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
28. Понятие об энергии активации. Активированный (переходный) комплекс. Уравнение Аррениуса. Энергетическая диаграмма.
29. Гомогенный и гетерогенный катализ. Катализаторы. Энергетическая диаграмма. Понятие об отрицательном катализе.
30. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие. Влияние внешних факторов на сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
31. Растворы. Компоненты раствора. Тепловые эффекты при растворении веществ. Растворимость веществ и ее зависимость от температуры.
32. Способы выражения состава растворов.
33. Понятие об электролитической ионизации. Сильные и слабые электролиты. Закон разбавления Оствальда.
34. Коллигативные свойства растворов.
35. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидроксильный показатель.

- 36.Ионно-обменные реакции, их условия протекания. Гидролиз солей. Основные случаи гидролиза.
- 37.Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители. Метод электронно-ионного баланса.
- 38.Стандартный водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов в растворах и его особенности. Формула Нернста.
- 39.Простейшие гальванические элементы. Принцип работы, схемы, электродные процессы. ЭДС при стандартных условиях. Явление поляризации при работе гальванических элементов.
- 40.Основные понятия и определения в органической химии, классификация органических соединений.
- 41.Насыщенные углеводороды (алканы и циклоалканы): особенности строения и свойства.
- 42.Непредельные углеводороды. Алкены, алкадиены, алкины. Особенности их строения и свойства.
- 43.Гидроксипроизводные углеводородов. Особенности их строения и свойства.
- 44.Простые эфиры. Особенности их строения и свойства.
- 45.Амины. Особенности их строения и свойства.
- 46.Карбанильные соединения. Особенности их строения и свойства.
- 47.Карбоновые кислоты и их производные. Особенности их строения и свойства.
- 48.Гетероциклические соединения. Особенности их строения и свойства.
- 49.Общие правила работы студента в химической лаборатории
- 50.Общие правила работы с реактивами
- 51.Требования безопасности при работе со стеклянной посудой и приборами из стекла
- 52.Требования безопасности при работе с органическими растворителями и горючими веществами
- 53.Требования безопасности при работе с электроустановками
- 54.Правила поведения при возникновении пожаров и несчастных случаев

Образец экзаменационного билета

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«Дальневосточный федеральный университет»
ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК

Направление подготовки: *11.03.04 - Электроника и наноэлектроника*

Дисциплина: *Химия*

Форма обучения: *очная*

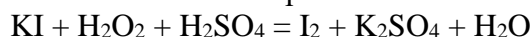
Семестр: *4*

Учебный год: *2016-2017*

Реализующая кафедра: *Общей, неорганической и
элементоорганической химии ШЕН*

Экзаменационный билет №1

6. Закон сохранения массы и энергии. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений. Понятие эквивалента. Определение эквивалентов простых и сложных веществ. Закон эквивалентов.
7. Константа ионизации гидроксида аммония $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ при 25°C равна $1,8 \cdot 10^{-5}$. Во сколько раз изменится его степень ионизации при разбавлении 1М раствора в 100 раз?
8. Определить стандартную энтальпию образования ацетилена, если энтальпия реакции $\text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} + 2,5\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ равна: $\Delta H_p^0 = -1253,36$ кДж/моль.
9. Карбонильные соединения. Строение, основные свойства и применение в качестве лигандов
10. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:



Заведующая кафедрой общей, неорганической и
элементоорганической химии ШЕН ДВФУ

А.А. Капустина

II. Письменные работы

1. Лабораторная работа (ПР -6). (Средство для закрепления и практического освоения материала по определенному разделу).

Перед началом занятия студенты знакомятся с правилами техники безопасности при работе в лаборатории, проводится опрос по закреплению материала.

Выполнение всех лабораторных работ и защита отчетов по ним является условием допуска к экзамену.

Лабораторная работа № 1 Техника безопасности в химической лаборатории. Классы неорганических соединений.

Изучение правил техники безопасности при работе в химической лаборатории, знакомство с основным химическим оборудованием, химической посудой. Получение и основные химические свойства оксидов, гидроксидов, кислот и солей.

Лабораторная работа № 2 Скорость химических реакций. Химическое равновесие.

Изучение влияния концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Изучение влияния температуры на скорость химической реакции, расчет температурного коэффициента Вант-Гоффа. Изучение влияния катализатора и площади поверхности реагирующих веществ на скорость реакции. Химическое равновесие и его смещение в зависимости от концентрации реагентов и продуктов реакции, а также температуры.

Лабораторная работа № 3 Определение интегральной и дифференциальной теплот растворения.

Определение интегральной теплоты растворения твердого вещества (сульфата калия), расчет дифференциальной теплоты растворения. Работа состоит из двух этапов: 1) Сбор калориметрической системы и определение ее теплоемкости; 2) Определение интегральных теплот растворения сульфата калия в воде.

Лабораторная работа № 4 Общие свойства растворов.

Определение изменения температуры при растворении нитрата аммония и гидроксида натрия. Изменение объема при растворении (на примере серной кислоты). образование сольватов и гидратов, гигроскопичность. Изменение температуры кипения растворов (на примере чистой воды и воды, в которую добавили хлорид магния).

Лабораторная работа № 5 Свойства растворов электролитов. Реакции ионного обмена. Гидролиз солей.

Изучение относительной силы кислот и оснований (соляная и уксусная кислота различных концентраций, гидроксид натрия и гидроксид аммония). Реакции ионного обмена. Экспериментальное определение рН 0.1 н растворов соляной кислоты, уксусной кислоты и 1%-го раствора аммиака; сравнение полученных результатов с расчетными данными. Экспериментальное определение рН растворов солей, изучение влияния температуры на гидролиз.

Лабораторная работа № 6 Окислительно-восстановительные реакции.

Изучение влияние среды на ход окислительно-восстановительной реакции на примере перманганата калия и сульфита калия. Реакции межмолекулярного и внутримолекулярного окисления-восстановления. Реакции диспропорционирования.

Лабораторная работа № 7 Комплексные соединения.

Получение комплексных аммиакатов меди, соединений с комплексными анионами. Реакция Чугаева. Окисление-восстановление комплексных соединений. Ионизация комплексных соединений. Определение ионов, находящихся во внешней сфере.

Лабораторная работа № 8 Свойства металлов и неметаллов.

Получение водорода, азота, кислорода, хлора. Взаимодействие металлов и неметаллов с кислородом. Свойства хлорной и бромной воды. Взаимодействие металлов с водой, щелочами и кислотами (на примере натрия, магния, алюминия, олова, сурьмы, цинка и меди).

Лабораторная работа № 9 Основные классы органических соединений - 2 часа.

Взаимодействие гексана, гексена и бензола с бромной водой, перманганатом калия, серной кислотой, аммиачным раствором оксида серебра. Отношение спиртов и фенолов к щелочам. Образование и гидролиз алкоголятов. Окисление спирта оксидом меди. Взаимодействие многоатомного спирта (глицерин) с гидроксидом меди (II). Взаимодействие ацетона с гидроксидом меди (II). Химические свойства аминов (на примере анилина).