



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

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК

«СОГЛАСОВАНО»

Руководитель ОП Строительство уникальных
зданий и сооружений

Т.Э. Уварова

(подпись)

« 13 » сентября 2018 г.

«УТВЕРЖДАЮ»

Заведующий кафедрой общей,
неорганической и элементорганической
химии

А.А. Капустина

(подпись)

« 13 » сентября 2018 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Химия

Специальность 08.05.01 «Строительство уникальных зданий и сооружений»

Специализация «Строительство гидротехнических сооружений повышенной ответственности»

Форма подготовки - очная

курс - 1 семестр - 1

лекции - 18 час.

практические занятия – 18 час.

лабораторные работы – 18 час.

в том числе с использованием МАО лек. 6 /пр.6 час.

в том числе, в электронной форме не предусмотрено
всего часов аудиторной нагрузки - 54 час.

в том числе с использованием МАО – 12 час.

в том числе, в электронной форме не предусмотрено

в том числе контролируемая самостоятельная работа не предусмотрено
самостоятельная работа – 54 час.

в том числе на подготовку к экзамену – 27 час.

курсовая работа/курсовой проект не предусмотрены

зачет – не предусмотрен

экзамен – 1 семестр

Рабочая программа составлена в соответствии с требованиями федерального государственного образовательного стандарта высшего образования, утвержденного приказом Министерства образования и науки РФ от 11 августа 2016 г. №1030 и приказа ректора ДВФУ №12-13-1282 от 07 июля 2015 г.

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры общей, неорганической и элементорганической химии протокол № 1 от « 13 » сентября 2018 г.

Заведующий кафедрой общей, неорганической и элементорганической химии к.х.н., Капустина А.А.

Составитель: доцент Щеголихина Н.А.

I. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры:

Протокол от « _____ » _____ 20__ г. № _____

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

II. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры:

Протокол от « _____ » _____ 20__ г. № _____

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

ABSTRACT

Specialist's degree in 08.05.01 construction of unique buildings and structures

Study profile construction of unique buildings and structures

Course title: chemistry

Basic part of Block, _4_credits (includes 4 credit units: 36 hours □ lectures, 18 hours □ laboratory work, 18 hours of practical lessons and 72 hours □ independent work of students).

Instructor: Schegolikhina N.A.

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

The discipline of chemistry designed for students of a direction may "construction of unique buildings and structures" draws on the knowledge and skills learned while studying chemistry course of high school, as well as certain sections of high school physics course.

Learning outcomes: The ability to use the basic laws of natural science disciplines in their professional activities, the use of methods of mathematical analysis and mathematical modeling (computed), theoretical and experimental research. (GPC-6, GPC-7)

Course description: Basic knowledge acquired by students when studying this discipline lies in the in-depth examination of the theory about the structure of the atom, chemical bonding, chemical thermodynamics, chemical kinetics and equilibrium behaviour of molecular solutions, ionic equilibria, redox processes, including corrosion, as well as information about the constructional materials

Main course literature:

1. Korovin, n. General chemistry textbook for high schools to technical areas and specialties. Moscow: vysshaya Shkola, 2009.-with 557.
<http://lib.dvfu.en:8080/lib/item?id=chamo:294074&theme=FEFU>
2. Greenwood, Norman. Chemistry of the elements: 2 t.m.: BEAN. Laboratory of knowledge, 2008.-with 670.
<http://lib.dvfu.en:8080/lib/item?id=chamo:274601&theme=FEFU>
3. Akhmetov, N.s. General and inorganic chemistry: a textbook for high schools. Moscow: vysshaya Shkola, 2008.-743s.
<http://lib.dvfu.en:8080/lib/item?id=chamo:351780&theme=FEFU>
4. Glinka, N.I. General Chemistry: tutorial/N.I. Glinka. -Ed. rubbed off. -M.: KNORUS, 2013. -with 749.
<http://lib.dvfu.en:8080/lib/item?id=chamo:694378&theme=FEFU>
5. Pots, V.i. Foundations of physical chemistry/V.i. Gorshkov V.v., Kuznetsov-M.: BEAN. Laboratory of knowledge, 2011. -407 c.
<http://lib.dvfu.en:8080/lib/item?id=chamo:668096&theme=FEFU>

Form of final knowledge control: exam.

Аннотация к рабочей программе дисциплины

«Химия»

Дисциплина разработана для студентов, обучающихся по специальности 08.05.01 «Строительство уникальных зданий и сооружений» специализация «Строительство гидротехнических сооружений повышенной ответственности», входит в базовую часть Блока 1 Дисциплины (модули) учебного плана (индекс Б1.Б.10).

Общая трудоемкость освоения дисциплины составляет 3 зачётные единицы (108 часов). Учебным планом предусмотрены: лекционные занятия (18 часов), лабораторные занятия (18 часов), практические занятия (18 часов) и самостоятельная работа студента (54 часа). В составе дисциплины предусмотрено выполнение студентами контрольной работы. Дисциплина реализуется на 1 курсе в 1 семестре. Форма контроля по дисциплине – зачет.

Дисциплина «Химия» изучается на базе курса химии средней школы. В связи с этим для освоения курса студент должен знать:

1. Символику химических элементов и устройство периодической системы элементов.
2. Основные положения атомно-молекулярной теории.
3. Строение атомов элементов первых трех периодов.
4. Основные типы химических связей.
5. Основные химические понятия и законы.
6. Классификацию химических соединений и их общих свойств.
7. Основные типы химических реакций.
8. Простейшие стехиометрические расчеты по уравнениям реакций.

В свою очередь она является «фундаментом» для изучения дисциплины «Строительные материалы», «Химия в строительстве» и других.

Цель дисциплины - усвоить основы современной химии, понять строение атомов и молекул на электронном уровне, а также принципы образования химических связей и законы, управляющие протеканием химических процессов, научиться применять все эти законы при обсуждении свойств конкретных химических соединений.

Задачи дисциплины:

- ознакомление студентов с основными понятиями в области квантовой механики атомов и молекул, химической термодинамики и кинетики;
- формирование системного взгляда на микро- и макроуровни организации вещества, движение которых подчинены фундаментальным законам;
- развитие умений применять теоретические знания в области химии в практической (профессиональной) деятельности обучающегося;
- развитие навыков самостоятельной работы с научно-технической литературой в процессе самостоятельного обучения.

Планируемые результаты обучения по данной дисциплине (знания, умения, владения), соотнесенные с планируемыми результатами освоения образовательной программы, характеризуют этапы формирования следующих общепрофессиональных компетенций:

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
ОПК-6 использованием основных законов естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применением методов математического анализа и математического (компьютерного) моделирования, теоретического и экспериментального исследования	знает	основы химии и химические процессы современной технологии производства строительных материалов и конструкций
	умеет	применять, полученные знания по химии при изучении других дисциплин
	владеет	современной научной аппаратурой
ОПК-7 способностью выявить естественнонаучную сущность проблем, возникающих в ходе профессиональной деятельности, привлечь их для решения соответствующий физико-математический аппарат	знает	основные законы и понятия естественнонаучных дисциплин обладает навыками описания основных естественнонаучных явлений, закономерностей протекания естественнонаучных процессов.
	умеет	выявлять естественнонаучную сущность проблем, возникающих в ходе профессиональной деятельности, привлечь их для решения соответствующий физико-математический аппарат.
	владеет	владеет методами решения конкретных практических и расчетных задач на основе применения теоретических естественнонаучных знаний

Для формирования вышеуказанных компетенций в рамках дисциплины применяются следующие методы активного / интерактивного обучения: лекция-беседа, дискуссия.

I. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

Раздел 1. Строение вещества, уровни его организации (4 час).

Тема 1. Атомно-молекулярное учение (1 час).

Атомно-молекулярное учение. Основные понятия и законы химии. Моль как количество вещества. Законы стехиометрии.

Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Общая характеристика элементов s-, p-, d-, f- электронных семейств (1 час), с использованием метода активного обучения - лекция – беседа (1 часа).

Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа, их взаимосвязь. Электронные оболочки многоэлектронных атомов. Электроотрицательность. Общая характеристика элементов четырех электронных семейств периодической системы.

Тема 3. Молекулярный уровень образования вещества. Химическая связь, её разновидности, строение молекул (1 час).

Химическая связь, её природа и основные характеристики. Типы химических связей и свойства соединений. Ковалентная связь: методы ВС и МО. Ионная связь и ионная кристаллическая решетка. Металлическая связь как делокализованная, её свойства. Зонная теория кристаллических тел. Влияние типа химической связи на физико-механические свойства кристаллических тел.

Тема 4. Надмолекулярный уровень образования вещества. Комплексные соединения, природа химической связи, строение и свойства (1 час).

Силы Ван-Дер-Ваальса и межмолекулярное взаимодействие. Комплексообразование, природа химической связи по методу ВС, виды классификации, поведение в водных растворах, устойчивость комплексных ионов. Реакции комплексных соединений.

Раздел 2. Химическая термодинамика, энергетика процесса (4 час). Тема 1. Химическая термодинамика, энергетика процесса (2 час.), с использованием метода активного обучения - лекция с разбором конкретных ситуаций, (2 часа).

Тема 1. Термодинамические системы, их классификация (1 час).

Основные понятия и законы химической термодинамики. Параметры системы и термодинамические функции. Первое начало термодинамики и его следствия.

Тема 2. Термохимические законы, термохимические расчеты (1 час).

Термохимия как раздел термодинамики. Основные термохимические законы: Гесса и Ломоносова-Лавуазье-Лапласа, использование в решении задач.

Тема 3. Термодинамический метод описания химических реакций. Возможность протекания и направленность процесса (1 час).

Термодинамический метод описания химических процессов. Энтропия как мера хаоса и третье начало термодинамики. Энергия Гиббса и второе начало термодинамики; его использование применительно к химическим системам.

Тема 4. Кинетика процесса и факторы, регулирующие скорость реакций (1 час). Тема 1. Общие свойства растворов (1 час.), с использованием метода активного обучения - лекция – беседа (1 часа).

Кинетика и механизмы химических реакций. Понятие о скорости и механизмах химических реакций. Закон действующих масс, кинетическое уравнение и константа скорости реакции.

Температурная зависимость скорости реакции. Правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса. Энергия активации. Цепные реакции. Реакции в растворах. Гомогенные и гетерогенные реакции. Основы теории катализа. Фотохимические процессы.

Тема 5. Химическое равновесие (1 час).

Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие, кинетический и термодинамический подходы. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье – Брауна. Фазовое равновесие, термодинамика фазовых переходов и правило фаз Гиббса.

Раздел 3. Жидкие системы – растворы (4 час).

Тема 1. Общие свойства молекулярных растворов (1 час).

Жидкие системы. Растворение, растворимость и способы выражения состава растворов. Общие свойства растворов неэлектролитов. Законы Рауля и Вант-Гоффа. Особенности химических реакций в жидких системах.

Тема 2. Количественные характеристики растворов электролитов (1 час).

Общие свойства растворов электролитов. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Растворы сильных электролитов и их термодинамические характеристики. Коллигативные свойства растворов электролитов. Слабые электролиты, степень и константа диссоциации слабых электролитов. Гидратация ионов в растворе.

Тема 3. Ионные растворы и ионные равновесия. (1 час).

Кислоты и основания. Теория кислот и оснований Аррениуса. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Индикаторы и аналитический сигнал. Обменные реакции в растворах. Ионные равновесия в растворах: реакции нейтрализации и гидролиза, произведение растворимости. Количественные расчеты.

Тема 4. Коллоидное состояние вещества (1 час).

Коллоидное состояние вещества. Поверхностные явления и адсорбция на межфазных границах. Двойной электрический слой, электрокинетические и оптические явления в коллоидных системах. Кинетическая и агрегативная устойчивость коллоидных систем. Коагуляция и её закономерности. Седиментационное равновесие.

Раздел 4. Окислительно-восстановительные процессы (4 час).

Тема 1. Классификация окислительно-восстановительных процессов (2 час).

Окислители и восстановители. Типы окислительно-восстановительных реакций и методы составления уравнений. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Возможность процесса и его направление

Тема 2. Электрохимические процессы, протекающие самопроизвольно и принудительно, коррозия металлов (2 час).

Электрохимические процессы. Потенциалы металлических и газовых электродов. Химические источники тока. Гальванические элементы. Электролиз расплавов и растворов. Количественные законы электрохимии. Применение электролиза. Электрохимические энергоустановки.

Коррозия металлов. Определение и классификация коррозионных процессов. Виды коррозионных разрушений. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия. Защита металлов от коррозии.

Раздел 5. Конструкционные материалы (2 час).

Тема 1. Конструкционные металлические и органические материалы (2 час).

Важнейшие конструкционные материалы: металлы, сплавы, композитные материалы, высокомолекулярные соединения, пластмассы.

II. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ

Практические занятия (18 час.)

Занятие 1. Основы атомно-молекулярного учения. (2 час.)

1. Основные понятия и законы химии в свете атомно-молекулярного учения. Закон эквивалентов.
2. Основные классы химических соединений и генетическая связь между ними.

Занятие 2. Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева (2 час.)

1. Квантово-механические представления о строении атома. Понятие орбитали. Квантовые числа: главное, орбитальное, магнитное и спиновое. Распределение электронов в многоэлектронных атомах (принцип минимума энергии, принцип Паули, правила Клечковского, правило Гунда).

2. Основное и возбужденное состояния атомов. Понятие валентности и степени окисления элемента.

3. Периодические закономерности в структуре атомов и изменении свойств атомов. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете теории строения атома.

Занятие 3. Химическая связь (2 час.)

1. Понятие химической связи, её виды: ковалентная, ионная, металлическая, водородная. Характеристики различных видов связи.

2. Комплексные соединения. Виды межмолекулярных взаимодействий. Силы Ван-Дер-Ваальса.

Занятие 4. Элементы химической термодинамики (2 час.) Занятие 2. Закономерности протекания процессов. 2 час.), с использованием метода активного обучения – групповая дискуссия (2 часа).

1. Предмет изучения химической термодинамики. Основные термодинамические функции состояния системы: обозначение, физический смысл, способы расчета.

2. Первое начало термодинамики: формулировки, математические выражения, применение к различным системам.

3. Термохимические законы и термохимические расчеты: законы Гесса и Ломоносова-Лавуазье-Лапласа.

4. Второе начало термодинамики: формулировки, математические выражения, использование в решении задач. Критерии самопроизвольного протекания процессов в различных системах.

Занятие 5. Химическая кинетика и равновесие (2 час.)

1. Средняя и мгновенная скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость гомогенных и гетерогенных химических реакций.

2. Химическое равновесие. Термодинамическое и кинетическое условия равновесия. Способы выражения констант химического равновесия.

3. Факторы, влияющие на сдвиг химического равновесия. Принцип Ле-Шателье – Брауна и правило фаз Гиббса.

Занятие 6. Свойства растворов (2 час.)

1. Классификация растворов. Способы выражения состава растворов.

2. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов.
3. Ионные реакции и ионные равновесия.
4. Дисперсные и коллоидные системы, их качественные и количественные характеристики.

Занятие 7. Совмещенные равновесия разных типов в водных растворах электролитов (2 час.) Занятие 3. Равновесия в растворах электролитов (2 час.)

МАО – групповая дискуссия (2 часа).

Групповой разбор расчетных химических задач.

1. Совмещенные равновесия одного типа. Общая константа совмещенных равновесий одного типа и определение направления процесса.
2. Совмещенные равновесия разных типов. Общая константа совмещенных равновесий разного типа и определение направления процесса.

Занятие 8. Электрохимические процессы (2 час.)

1. Электрохимия как наука, изучающая взаимопревращения химической и электрической энергии. Основное уравнение взаимосвязи энергии Гиббса и ЭДС. Принципиальное устройство электрохимических систем. Химические источники тока.

2. Токообразующие реакции, расчет ЭДС. Процесс электролиза, катодное восстановление и анодное окисление, электролиз расплавов и растворов. Количественные расчеты при электролизе.

3. Коррозия металлов. Виды коррозионных разрушений, виды коррозионных сред. Типы коррозионных процессов. Термодинамика и кинетика процессов химической и электрохимической коррозии. Скорость коррозионного разрушения и факторы, влияющие на нее. Способы защиты металлов от коррозии.

Занятие 9. Конструкционные материалы (2 час)

1. Конструкционные металлы. Физические и химические свойства металлов.
2. Конструкционные ВМС. Методы синтеза, состав – свойства.

Лабораторные работы (18 час.)

Занятие 1. Классы неорганических соединений (2 час.)

Рассматриваются способы получения и свойства оксидов, оснований, кислот и солей.

Занятия 2. Определение молярной массы эквивалента металла (2 час.)

Экспериментальным путём определяется молярная масса эквивалента неизвестного металла и устанавливается металл.

Занятие 3. Комплексные соединения. Виды химической связи. (2 час.)

Рассматриваются реакции образования комплексных соединений, их реакционная способность и устойчивость.

Занятие 4. Определение теплового эффекта химической реакции (2 час.)
Экспериментальным путем с помощью калориметра устанавливается энтальпия реакции нейтрализации.

Занятие 5. Химическая кинетика. (2 час.)

Экспериментально определяется скорость реакции и устанавливается зависимость скорости реакций от концентрации реагирующих веществ и от температуры.

Занятие 6. Равновесие в растворах электролитов. (2 час.)

Изучается ионное равновесие процесса гидролиза солей, а также влияние внешних факторов на гидролиз.

Занятие 7. Коллоидные системы. (2 час)

Рассматриваются основные методы получения коллоидных систем. Изучаются свойства коллоидных систем.

Занятие 8. Электрохимические процессы (2 час)

Рассматриваются процессы взаимопревращения химической и электрической энергии.

Занятие 9. Коррозия металлов (2 час)

Изучаются процессы коррозионного разрушения металлов, а также основные методы защиты металлов от коррозии

III УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы обучающихся представлено в приложении 1.

IV. КОНТРОЛЬ ДОСТИЖЕНИЯ ЦЕЛЕЙ КУРСА

Формы текущего и промежуточного контроля по дисциплине

№	Контролируемые разделы дисциплины	Коды и этапы формирования компетенций	Оценочные средства		
				текущий контроль	промежуточная аттестация
1	Атомно-молекулярное учение	ОПК-6,7	знает:	собеседование (УО-1)	экс. вопросы № 1, 2, 3, 4,
			умеет:	разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	
2	Уровни организации вещества	ОПК-6,7	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	экс. вопросы № 5, 6, 7, 8, 9, 10,
			умеет:	конспект (ПР-7); разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	
3	Закономерности протекания процессов	ОПК-6,7	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	экс. вопросы № 11- 17,
			умеет:	тест (ПР-1); разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	
4	Химические системы	ОПК-6,7	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	экс. вопросы № 18,-, 23,
			умеет:	тест (ПР-1); разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	
5	Электрохимические процессы	ОПК-6,7	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	экс. вопросы № 24 - 29,
			умеет:	тест (ПР-1); разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	

Типовые контрольные задания, 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.

Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений и навыков, а также критерии и показатели, необходимые для оценки знаний, умений и навыков представлены в приложении 2.

При проведении текущей и промежуточной аттестации для студентов-инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья обеспечивается соблюдение следующих общих требований:

- пользование необходимыми обучающимся инвалидам техническими средствами при прохождении текущей и промежуточной итоговой аттестации с учетом их индивидуальных особенностей;

- обеспечение возможности беспрепятственного доступа обучающихся инвалидов в аудитории, туалетные и другие помещения, а также их пребывания в указанных помещениях (наличие пандусов, поручней, расширенных дверных проемов, лифтов, при отсутствии лифтов аудитория должна располагаться на первом этаже, наличие специальных кресел и других приспособлений).

- форма проведения текущей и промежуточной аттестации для студентов-инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья устанавливается с учетом индивидуальных психофизических особенностей (устно, письменно на бумажном носителе, письменно на компьютере, в форме тестирования и т.п.).

V. СПИСОК УЧЕБНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Основная литература

(электронные и печатные издания)

1. Коровин, Н. В. Общая химия: учебник для вузов по техническим направлениям и специальностям. М.: Высшая школа, 2009.- 557 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:294074&theme=FEFU>

2. Гринвуд, Норман. Химия элементов: в 2 т. М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2008.- 670 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:274601&theme=FEFU>

3. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов. М.: Высшая школа, 2008.- 743с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:351780&theme=FEFU>

4. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие / Н.Л. Глинка. – Изд. стер. – М.: КНОРУС, 2013. – 749 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:694378&theme=FEFU>

5. Горшков, В.И. Основы физической химии / В.И. Горшков, В.В. Кузнецов. – М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2011. – 407 с.

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

Дополнительная литература:

(печатные и электронные издания)

1. Вольхин, В. В. Общая химия. Избранные главы: учебное пособие для вузов в области техники и технологии. СПб.: Лань, 2008.- 378 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:281664&theme=FEFU>

2 Субботина, Н. А. Демонстрационные опыты по неорганической химии: учебное пособие для вузов /Н. А. Субботина, В. А. Алешин, К. О. Знаменков; под ред. Ю. Д. Третьякова. М.: Академия, 2008.- 282 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:290946&theme=FEFU>

3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для нехимических специальностей вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: КноРус, 2014. – 240с. <https://lib.dvfu.ru:8443/lib/item?id=chamo:729121&theme=FEFU>

5. Лурье, Ю.Ю. Справочник по аналитической химии / Ю.Ю. Лурье. – М.: Химия, 1989. – 448 с. <https://lib.dvfu.ru:8443/lib/item?id=chamo:720634&theme=FEFU>

Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»

Интернет-ресурсы:

1. <http://e.lanbook.com/>
2. <http://www.studentlibrary.ru/>
3. <http://znanium.com/>
4. <http://www.nelbook.ru/>
5. база данных о веществах и их свойствах <http://www.chemspider.com/> -
6. база данных о веществах и их свойствах <http://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/>

VI. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Рекомендации по планированию и организации времени, отведенного на изучение дисциплины

Основной вид деятельности студентов – самостоятельная работа над учебным материалом. Она складывается из следующих элементов: изучение материала по учебникам и учебным пособиям, выполнение лабораторного практикума; выполнение индивидуальных заданий; посещение лекций, консультаций; сдача экзамена по курсу.

1. Изучать курс химии рекомендуется по темам, предварительно ознакомившись с содержанием каждой из них по программе (расположение материала курса в программе не всегда совпадает с расположением его в учебнике).

Лекционные занятия предназначены для обсуждения наиболее важных тем, вызывающих затруднения при самостоятельном изучении учебного материала. Они помогают наметить план самостоятельного изучения дисциплины, определяют темы, на которые необходимо обратить особое внимание. Проработку лекций необходимо совмещать с изучением теоретического материала по учебникам и учебным пособиям. Чтобы лучше запомнить и усвоить изучаемый материал, следует составлять краткий конспект, содержащий формулировки законов и основных понятий химии, значения незнакомых терминов, формулы и уравнения реакций, математические зависимости и их выводы. Следует систематизировать материал: составьте графики, схемы, таблицы. Они значительно облегчают запоминание и уменьшают объем конспектируемого материала. Краткий конспект курса будет полезен при повторении материала в период подготовки к экзамену.

2. Перед практическим занятием следует изучить конспект лекции и рекомендованную преподавателем литературу, обращая внимание на практическое применение теории и на методику решения типовых обучающих задач по соответствующим разделам. Решение задач – лучший способ прочного усвоения и закрепления теоретического материала. На практическом занятии главное – уяснить связь решаемых задач с теоретическими положениями. При решении предложенной задачи нужно стремиться не только получить правильный ответ, но и усвоить общий метод решения подобных задач. Для ведения записей на практических занятиях обычно заводят отдельную тетрадь.

При выполнении индивидуальных заданий, решение задач и ответы на теоретические вопросы должны быть четко обоснованы, за исключением тех случаев, когда по существу

вопроса такая мотивировка не требуется, например, когда нужно составить электронную формулу, написать уравнение реакции и т.п.

При выполнении письменных работ необходимо соблюдать следующие правила:

- работу следует выполнять аккуратно, оставляя поля для замечаний рецензента;
- условия задач своего варианта переписывать полностью;
- при решении для всех полученных числовых значений должна быть приведена их размерность;
- подробно изложить ход решения с математическими преобразованиями;
- используемые формулы должны сопровождаться пояснениями.

Если работа не зачтена, ее надо выполнить повторно с учетом замечаний преподавателя и представить вместе с предыдущей работой; исправления следует выполнять в конце работы, а не в рецензированном тексте.

3. Целью лабораторных работ по дисциплине является сознательное и глубокое усвоение важнейших положений программы курса общей химии, приобретение навыков обращения с химической посудой, реагентами и проведения определенных химических исследований при соблюдении требований техники безопасности, выполнения расчётов по приведенным в методическом указании уравнениям и написания уравнений химических реакций.

При подготовке к лабораторным занятиям студент должен:

- изучить теорию по теме лабораторной работы, используя конспект лекций и рекомендуемую литературу;
- получить допуск к работе в лаборатории, ознакомившись с инструкцией по технике безопасности на кафедре;
- ознакомиться с контрольными вопросами к лабораторной работе и быть готовым ответить на них во время допуска к выполнению работы;
- составить план выполнения опытов с учётом правил техники безопасности;
- оформить отчет о выполненной работе. Отчет выполняется отдельно по каждой лабораторной работе.

В отчете, как правило, должны быть следующие разделы:

1. Цель выполнения работы
2. Краткая теоретическая часть
3. Экспериментальная часть
4. Необходимые расчёты, уравнения реакций
5. Выводы;
6. Защитить итоги работы.

4. Если у студента возникают затруднения при изучении курса следует обращаться за консультацией к ведущему преподавателю.

Требования к допуску на зачет/экзамен

Для допуска к зачету/экзамену студент должен:

- обязательно посещать занятия (для очной формы обучения);
- иметь конспект лекций;
- иметь материалы по практическим занятиям,
- иметь материалы выполнения лабораторных работ и отчеты по лабораторному практикуму;
- выполнить в полном объеме задания к практическим занятиям (например, решенные задачи, реферат, доклад изученного материала, представленный в виде презентации и прочие

задания, предусмотренные рабочей учебной программой дисциплины в рамках практических занятий);

- защитить контрольные работы и тесты (при наличии в учебном плане);
- защитить расчетно-графические работы (при наличии в учебном плане);
- защитить курсовую работу или курсовой проект (при наличии в учебном плане);

В случае невыполнения вышеизложенных требований студент *не допускается* к сдаче зачета или экзамена.

VII. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Наименование оборудованных помещений и помещений для самостоятельной работы	Перечень основного оборудования
Мультимедийная аудитория	Экран с электроприводом 236*147 см Trim Screen Line; Проектор DLP, 3000 ANSI Lm, WXGA 1280x800, 2000:1 EW330U Mitsubishi; Подсистема специализированных креплений оборудования CORSA-2007 Tuarex; Подсистема видео коммутации; Подсистема аудио коммутации и звукоусиления; акустическая система для потолочного монтажа SI 3CT LP Extron; цифровой аудио процессор DMP 44 LC Extron; беспроводные ЛВС для обучающихся обеспечены системой на базе точек доступа 802.11a/b/g/n 2x2 MIMO(2SS).
Лаборатория химии ауд. L675 на 15 человек	Лабораторные столы Комплекты реактивов для проведения опытов Сушильный шкаф SNOL 24/200 (лабораторная электропечь) различные пробирки, колбы, пипетки аналитические, бюретки Бюксы Лабораторная посуда для проведения опытов: различные пробирки, колбы, пипетки аналитические, бюретки и т.д. Весы лабораторные электронные
Компьютерный класс кафедры Гидротехники, теории зданий и сооружений, ауд. Е 708, на 19 человек, общей площадью 78 м ²	Моноблок HP ProOne 400 All-in-One 19,5 (1600x900), Core i3-4150T, 4GB DDR3-1600 (1x4GB), 1TB HDD 7200 SATA, DVD+/-RW, GigEth, Wi-Fi, BT, usb kbd/mse, Win7Pro (64-bit)+Win8.1Pro(64-bit), 1-1-1 Wty (19 шт.)
Компьютерный класс кафедры Гидротехники, теории зданий и сооружений, ауд. Е 709, на 25 человек, общей площадью 77 м ²	Моноблок HP ProOne 400 All-in-One 19,5 (1600x900), Core i3-4150T, 4GB DDR3-1600 (1x4GB), 1TB HDD 7200 SATA, DVD+/-RW, GigEth, Wi-Fi, BT, usb kbd/mse, Win7Pro (64-bit)+Win8.1Pro(64-bit), 1-1-1 Wty (25 шт.)
Читальные залы Научной библиотеки ДВФУ с открытым доступом к фонду (корпус А - уровень 10)	Моноблок HP ProOne 400 All-in-One 19,5 (1600x900), Core i3-4150T, 4GB DDR3-1600 (1x4GB), 1TB HDD 7200 SATA, DVD+/-RW, GigEth, Wi-Fi, BT, usb kbd/mse, Win7Pro (64-bit)+Win8.1Pro(64-bit), 1-1-1 Wty Скорость доступа в Интернет 500 Мбит/сек. Рабочие места для людей с ограниченными возможностями здоровья оснащены дисплеями и принтерами Брайля; оборудованы: портативными устройствами для чтения плоскочечатных текстов, сканирующими и читающими машинами видео увеличителем с возможностью регуляции цветовых спектров; увеличивающими электронными лупами и ультразвуковыми маркировщиками

В целях обеспечения специальных условий обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья в ДВФУ все здания оборудованы пандусами, лифтами, подъемниками, специализированными местами, оснащенными туалетными комнатами, табличками информационно-навигационной поддержки.



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

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ
по дисциплине «Химия»**

Специальность 08.05.01 «Строительство уникальных зданий и сооружений»

Специализация «Строительство гидротехнических сооружений повышенной ответственности»

Форма подготовки - очная

Владивосток

2016

План график выполнения самостоятельной работы:

№ п/п	Дата / сроки выполнения	Вид самостоятельной работы	Примерные нормы времени на выполнение	Форма контроля
1	1 -2 недели.	Изучение ТМ, выполнение ИДЗ, семинар, оформление отчета по лабораторной работе №1	2 часа	Устный опрос (УО-1), раздел1, темы 1,2 письменная проверка (ПР-11)
2	3-4 недели	Изучение ТМ, семинар, выполнение ИДЗ, оформление отчета по лабораторной работе №2	3 часа	Опрос (УО-1) раздел1, темы 3,4;письменная проверка (ПР-11)
3	5-6 недели	Изучение ТМ, семинар, выполнение ИДЗ, оформление отчета по лабораторной работе №3	3 часа	Опрос, (УО-1), раздел 2, темы 1,2,3;отчет к лабораторной работе (ПР-6)
4	7-8 недели	Изучение ТМ, семинар, выполнение ИДЗ, оформление отчета по лабораторной работе №4	3 часа	Устный опрос, (УО-1)раздел2, темы 4,5; письменная проверка (ПР-11)
5	9-10 недели	Изучение ТМ, семинар, выполнение ИДЗ, оформление отчета по лабораторной работе №5	3 часа	Устный опрос, (УО-1) раздел3, темы 1,2 отчет к лабораторной работе (ПР-6)
6	11-12 недели	Изучение ТМ, выполнение ИДЗ, семинар, оформление отчета по лабораторной работе №6	3 часа	Устный опрос, (УО-1) раздел 3, темы 3,4; отчет к лабораторной работе (ПР-6)
7	13-14 недели	Изучение ТМ, семинар, выполнение ИДЗ, оформление отчета по лабораторной работе №7	2 часа	Устный опрос, (УО-1) раздел 4, темы 1,2 письменная проверка (ПР-11)
8	15-16 недели	Изучение ТМ, семинар, выполнение ИДЗ, оформление отчета по лабораторной работе №8	3 часа	Устный опрос, (УО-1) раздел 4, темы 1,2; отчет к лабораторной работе (ПР-6)
9	17-18 недели	Изучение ТМ, семинар, выполнение ИДЗ, оформление отчета по лабораторной работе №9	3 часа	Устный опрос, (УО-1) раздел5, темы 1,2 письменная проверка (ПР-11)
88	16-18 неделя	Индивидуальное домашнее задание по теме «Электрохимические процессы»	2 час.	Собеседование (УО-1) или письменная работа (ПР-11)
9	1-18 неделя	Подготовка к практическим занятиям	18 час. (1 акад. Час на один час практического занятие)	устный опрос (УО-1), письменная работа (ПР-11)
10	1-18 неделя	Подготовка к лабораторным работам	27час.	устный опрос (УО-1), отчет по лабораторной работе (ПР-6)
11	сессия	Подготовка к сдаче экзамена	27 час.	письменная работа

Характеристика заданий для самостоятельной работы обучающихся и методические рекомендации по их выполнению

1. При подготовке к лабораторным занятиям студент должен:

- изучить теорию по теме лабораторной работы, используя конспект лекций и рекомендуемую литературу;

- получить допуск к работе в лаборатории, ознакомившись с инструкцией по технике безопасности на кафедре;

- ознакомиться с контрольными вопросами к лабораторной работе - составить план выполнения опытов с учётом правил техники безопасности;

- оформить отчет о выполненной работе, используя следующий план:

1. Цель выполнения работы

2. Краткая теоретическая часть

3. Экспериментальная часть

4. Необходимые расчёты, уравнения реакций

5. Выводы.

2. Перед практическим занятием следует изучить конспект лекции и рекомендованную преподавателем литературу, обращая внимание на практическое применение теории и на методику решения типовых обучающих задач по соответствующим разделам изучаемой темы.

При выполнении индивидуальных заданий, решение задач и ответы на теоретические вопросы должны быть коротко, но четко обоснованы, за исключением тех случаев, когда по самому существу вопроса такая мотивировка не требуется, например, когда нужно составить электронную формулу, написать уравнение реакции и т.п.

Требования к представлению и оформлению результатов самостоятельной работы

При выполнении письменных работ необходимо соблюдать следующие правила:

- работу следует выполнять аккуратно, оставляя поля для замечаний рецензента;

- условия задач своего варианта переписывать полностью;

- при решении для всех полученных числовых значений должна быть приведена их размерность;

- подробно изложить ход решения с математическими преобразованиями;

- используемые формулы должны сопровождаться пояснениями.

Если работа не зачтена, ее надо выполнить повторно с учетом замечаний преподавателя и представить вместе с предыдущей работой; исправления следует выполнять в конце работы, а не в рецензированном тексте.

Индивидуальные задания, оформленные без соблюдения указанных правил, а также работы, выполненные не по своему варианту, не рецензируются и не засчитываются.

Критериями оценки результатов самостоятельной работы студента являются:

– уровень освоения студентом учебного материала;

– умения студента использовать теоретические знания при выполнении практических задач;

– обоснованность и четкость изложения ответа;

– оформление материала в соответствии с требованиями.

Методические рекомендации и примеры заданий для самостоятельной подготовки обучающихся к лабораторной работе № 3.

Следует знать:

1. Основные термодинамические функции: теплоту, работу, внутреннюю энергию, энтальпию, энтропию, изобарно-изотермический и изохорно-изотермический потенциалы;
2. Виды термодинамических процессов;
3. Первое начало термодинамики, его математическое выражение и применение к различным процессам;
4. Причины возникновения тепловых эффектов, законы Гесса и Ломоносова- Лавуазье-Лапласа, их следствия, тепловые эффекты различных процессов;
5. Второе начало термодинамики;
6. Понятия энтропии, третье начало термодинамики.
7. Критерии самопроизвольного протекания процессов в различных системах;
8. Уравнение изотермы и изобары химической реакции и возможности их использования;

Уметь рассчитывать:

1. Тепловые эффекты реакций при стандартных условиях;
2. Изменение энтропии в результате химической реакции;
3. Изменение свободной энергии Гиббса при заданной температуре;
4. Константу химического равновесия при заданной температуре.

Определение теплового эффекта реакции нейтрализации. (Термохимические законы и термохимические расчеты)

Состояние системы характеризуется ее физическими и химическими свойствами (объем, давление, температура, химический состав и т.д.). Свойства, выбранные в качестве независимых переменных, называются параметрами состояния. Величина, определяемая этими параметрами, однозначно характеризующая систему и не зависящая от пути ее перехода из одного состояния в другое, называется функцией состояния.

Термодинамическими функциями состояния являются:

внутренняя энергия U характеризует общий запас энергии в системе, исключая кинетическую энергию системы как целого и ее потенциальную энергию в поле внешних сил

$\Delta U = U_{\text{кон}} - U_{\text{исх}} > 0$ внутренняя энергия системы возрастает;

энтальпия H характеризует общее теплосодержание системы или тепловой эффект химической реакции при постоянном давлении

$\Delta H > 0$ тепло поглощается, эндотермическая реакция;

$\Delta H < 0$ тепло выделяется, экзотермическая реакция;

энтропия S характеризует степень беспорядочности частиц в системе

$\Delta S > 0$ степень беспорядка возрастает;

$\Delta S < 0$ степень беспорядка уменьшается;

свободная энергия Гиббса G или изобарно-изотермический потенциал характеризует часть энергии, идущую на совершение полезной работы при постоянстве давления и температуры

$\Delta G > 0$ энергия поглощается, эндоэргическая реакция;

$\Delta G < 0$ энергия выделяется, экзоэргическая реакция;

свободная энергия Гельмгольца F или изохорно-изотермический потенциал характеризует часть энергии, идущую на совершение полезной работы при постоянстве объема и температуры.

$\Delta F > 0$ энергия поглощается,

$\Delta F < 0$ энергия выделяется

В соответствии с законом Гесса:

$$\Delta G_{\text{реакции}} = \sum \nu_i \Delta G_{\text{обр}}^0 \text{ продуктов} - \sum \nu_i \Delta G_{\text{обр}}^0 \text{ исходных веществ}$$

$$\Delta H_{\text{реакции}} = \sum \nu_i \Delta H_{\text{обр}}^0 \text{ продуктов} - \sum \nu_i \Delta H_{\text{обр}}^0 \text{ исходных веществ}$$

$$\Delta S_{\text{реакции}} = \Delta n_i S^0_{\text{продуктов}} - \Delta n_i S^0_{\text{исходных веществ}}$$

Объединенный термодинамический закон

$$\Delta G_{\text{реакции}} = \Delta H_{\text{реакции}} - T \Delta S_{\text{реакции}}$$

Если пренебречь зависимостями ΔH^0 и ΔS^0 от температуры, то для термодинамических расчетов применяют уравнение $\Delta G_T^0 = \Delta H_{298}^0 - T \Delta S_{298}^0$.

Если $\Delta G < 0$, то такой процесс в соответствии с условиями термодинамики возможен. Чем меньше ΔG , тем больше вероятность протекания реакции в направлении образования продуктов реакции.

Если $\Delta G > 0$, то процесс приводит к увеличению энергии Гиббса и такая реакция в соответствии с условиями термодинамики невозможна.

Если $\Delta G = 0$, то начальные условия в системе соответствуют состоянию равновесия.

Критериями самопроизвольного протекания процессов являются

1. в изолированной системе $\Delta S > 0$;
2. в закрытой и открытой системах $\Delta G < 0$ (для изобарно-изотермических процессов);
3. в закрытой и открытой системах $\Delta F < 0$ (для изохорно-изотермических процессов).

Пример 1. Сколько теплоты выделится при сжигании 920г этанола? Приведите термохимическое уравнение данной реакции.

Решение: Процесс горения этанола можно представить следующим уравнением $C_2H_5OH_{(ж)} + 3O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 3H_2O_{(г)}$. По первому следствию из закона Гесса $\Delta H_{298}^0_{\text{реакции}} = 2\Delta H_{обр}^0_{CO_2} + 3\Delta H_{обр}^0_{H_2O} - \Delta H_{обр}^0_{C_2H_5OH} - 3\Delta H_{обр}^0_{O_2}$.

Используя справочные данные, находим тепловой эффект горения 1 моль этанола C_2H_5OH .

$$\Delta H_{298}^0_{\text{реакции}} = 2(-393,5) + 3(-285,8) - (-277,6) - 0 = -1366,8 \text{ кДж}$$

Находим количество вещества C_2H_5OH в 920 г:

$$n(C_2H_5OH) = \frac{m(C_2H_5OH)}{M(C_2H_5OH)} = \frac{920g}{46g/\text{моль}} = 20 \text{ моль}$$

Следовательно, количество теплоты, выделяющееся при сжигании 20 моль этанола, будет равно $Q_p = -\Delta H_{298}^0_{\text{реакции}} n(C_2H_5OH) = 1366,8 \cdot 20 = 27336 \text{ кДж} = 27,34 \text{ МДж}$. Термохимическое уравнение можно записать следующим образом $C_2H_5OH_{(ж)} + 3O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 3H_2O_{(г)}$, $\Delta H_{298}^0_{\text{реакции}} = -1366,8 \text{ кДж}$.

Ответ: выделится 27,34 МДж тепла.

Пример 2. С помощью термодинамических расчетов на примере реакций

1. $SnO_{2(к)} + Sn_{(к)} = 2SnO_{(к)}$ и 2. $PbO_{2(к)} + Pb_{(к)} = 2PbO_{(к)}$ ответьте на вопрос об устойчивых степенях окисления олова и свинца в закрытой системе при температуре 300 К.

Решение: Рассчитаем ΔG_{300}^0 первой и второй реакции по уравнению $\Delta G_T^0 = \Delta H_{298}^0 - T \Delta S_{298}^0$.

Для первой реакции $\Delta H_{298}^0_{\text{реакции}} = 2\Delta H_{обр}^0_{SnO} - \Delta H_{обр}^0_{SnO_2} - \Delta H_{обр}^0_{Sn} = 2(-286) - (-581) - 0 = 9 \text{ кДж} > 0$ – тепло поглощается, эндотермическая реакция;

$$\Delta S_{298}^0_{\text{реакции}} = 2S_{SnO}^0 - S_{SnO_2}^0 - S_{Sn}^0 = 2 \cdot 56,5 - 52,3 - 51,6 = 9,1 \text{ Дж/К} = 0,0091 \text{ кДж/К}$$

Степень беспорядка в системе возрастает, данная реакция будет протекать самопроизвольно в изолированной системе при стандартных условиях.

$\Delta G_{300}^0 = 9 \text{ кДж} - 300 \text{ К} \cdot 0,0091 \text{ кДж/К} = 6,27 \text{ кДж} > 0$ – энергия поглощается в ходе реакции; в закрытых и открытых системах термодинамически возможна обратная реакция, т.е. в указанных условиях более устойчив оксид олова (IV) SnO_2 .

Для второй реакции расчеты проводятся по такой же схеме:

$$\Delta H_{298}^0 \text{ реакции} = 2\Delta H_{\text{обр}}^0 \text{ PbO} - \Delta H_{\text{обр}}^0 \text{ PbO}_2 - \Delta H_{\text{обр}}^0 \text{ Pb} = 2(-219) - (-277) - 0 = -161 \text{ кДж} < 0 -$$

тепло выделяется, экзотермическая реакция;

$$\Delta S_{298}^0 \text{ реакции} = 2S_{\text{PbO}}^0 - S_{\text{PbO}_2}^0 - S_{\text{Pb}}^0 = 2 \cdot 66 - 72 - 65 = -5 \text{ Дж/К} = -0,005 \text{ кДж/К} - \text{степень}$$

беспорядка в системе уменьшается, в изолированной системе данная реакция самопроизвольно протекать не будет;

$$\Delta G_{300}^0 = -161 \text{ кДж} - 300 \text{ К}(-0,005 \text{ кДж/К}) = -159,5 \text{ кДж} < 0 - \text{энергия выделяется, в}$$

закрытых и открытых системах термодинамически возможен прямой процесс, т.е. в указанных условиях более устойчив оксид свинца (II) PbO.

Ответ: в указанных условиях устойчивой степенью окисления для олова является степень окисления +4, для свинца – +2.

Пример 3. Константы равновесия K_p^0 реакции $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$ при 727 и 927⁰С равны соответственно 3,34 и 0,079. Рассчитайте стандартную энергию Гиббса ΔG_T^0 и определите направление самопроизвольного протекания реакции при указанных температурах, а также средний тепловой эффект (стандартную энтальпию) процесса в приведенном температурном интервале.

Решение: В абсолютной шкале температуры 727 и 927⁰С соответственно равны 1000 и 1200 К. Величину ΔG_T^0 рассчитаем по стандартному уравнению "изотермы" химической реакции $\Delta G_T^0 = -RT \ln K_p^0$;

$$\Delta G_{1000}^0 = -8,314 \text{ Дж/мольК} \cdot 1000 \text{ К} \ln 3,34 = -10026 \text{ Дж/моль} = -10 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{1200}^0 = -8,314 \text{ Дж/мольК} \cdot 1200 \text{ К} \ln 0,079 = 25324 \text{ Дж/моль} = 25,3 \text{ кДж/моль}.$$

Таким образом, при 1000 К реакция протекает в прямом направлении ($\Delta G_{1000}^0 < 0$), при 1200 К – в обратном направлении ($\Delta G_{1200}^0 > 0$).

Величину ΔH_{cp}^0 определим по уравнению изобары в интегральном виде

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right). \text{ Выражаем из уравнения } \Delta H_{cp}^0 = \frac{RT_1 T_2 \ln \frac{K_2}{K_1}}{T_2 - T_1} =$$

$$\frac{8,314 \text{ Дж/мольК} \cdot 1000 \text{ К} \cdot 1200 \text{ К} \ln \frac{0,079}{3,34}}{1200 \text{ К} - 1000 \text{ К}} = -186779,6 \text{ Дж/моль} = -186,8 \text{ кДж/моль}.$$

Для удобства расчетов обычно принимают $T_2 > T_1$.

Ответ: $\Delta G_{1000}^0 = -10 \text{ кДж/моль}$ – в прямом направлении протекает реакция,

$\Delta G_{1200}^0 = 25,3 \text{ кДж/моль}$ – в обратном направлении протекает реакция,

реакция экзотермическая $\Delta H_{cp}^0 = -186,8 \text{ кДж/моль}$.

Пример 4. Рассчитать энергию Гиббса химической реакции синтеза аммиака

$\frac{1}{2} \text{N}_2(\text{г}) + \frac{3}{2} \text{H}_2(\text{г}) = \text{NH}_3(\text{г})$ при 298К и относительных парциальных давлениях $P_{\text{H}_2} = 100$, $P_{\text{N}_2} = 100$ и $P_{\text{NH}_3} = 1$. $\Delta G_{298}^0 \text{ NH}_3 = -16,66 \text{ кДж/моль}$.

Решение: Используем уравнение "изотермы" химической реакции в нестандартных условиях $\Delta G_{298} = \Delta G_{298}^0 + RT \ln \frac{P_{\text{NH}_3}}{P_{\text{N}_2}^{\frac{1}{2}} P_{\text{H}_2}^{\frac{3}{2}}} = -16,66 \text{ кДж/моль} + 8,314 \cdot 10^{-3} \text{ кДж/мольК} \cdot 298 \text{ К} \cdot 2,3 \cdot \lg$

$$\frac{1}{100^2 \cdot 100^{\frac{3}{2}}} = -16,66 + 5,698 \cdot \lg \frac{1}{10^4} = -16,66 + 5,698 \cdot \lg 10^{-4} = -16,66 + 5,698 \cdot (-4) = -16,66 - 22,792$$

$$= -39,452 \text{ кДж/моль.}$$

$\Delta G_{298} < 0$, реакция идет самопроизвольно в прямом направлении в указанных условиях.

Ответ: $\Delta G_{298} = -39,452 \text{ кДж/моль}$

Контрольные вопросы:

1. Какие из следующих термодинамических функций относятся к функциям состояния: теплота, энтропия, свободная энергия Гиббса, работа расширения газа, энтальпия, изохорно-изотермический потенциал?
2. Какие выводы можно сделать о конкретной химической реакции, если изменение следующих термодинамических функций отрицательно: а) энтальпии; б) энтропии; в) свободной энергии Гиббса?
3. В каком случае для оценки теплового эффекта реакции используется: а) первое следствие закона Гесса; б) второе следствие закона Гесса?
4. Как связаны между собой тепловой эффект и изменение энтальпии процесса? Укажите знак ΔH для экзо- и эндотермической реакции.
5. Подтвердите физический смысл энтропии математическими формулами и примерами.
6. Каким образом производят расчет свободной энергии Гиббса: а) по величинам свободных энергий образования веществ; б) по энтальпийному и энтропийному факторам; в) по величине электродвижущей силы процесса; г) по константе химического равновесия при заданной температуре?
7. Почему введены три критерия направления самопроизвольных процессов ΔS , ΔG , ΔF ?

Задания для самостоятельного решения:

Для предложенной реакции ответьте на следующие вопросы:

- 1) экзотермической или эндотермической является данная реакция; определите тепловой эффект образования 1 кг любого из продуктов реакции;
- 2) как меняется степень беспорядка в ходе реакции;
- 3) возможна ли данная реакция в изолированной системе при стандартных условиях;
- 4) возможна ли данная реакция в открытой системе при 25°C и 1000 K . При какой температуре выделяется больше энергии;
- 5) какой фактор (энтропийный или энтальпийный) способствует протеканию процесса;
- 6) запишите выражения кинетической и термодинамической $K_{\text{равновесия}}$, покажите взаимосвязь между ними;
- 7) рассчитайте числовое значение $K_{\text{равновесия}}$ при температуре 25°C и 1000 K . При какой температуре вероятность протекания реакции выше?
- 8) укажите оптимальные условия протекания прямой реакции, используя принцип Ле-Шателье. (уравнять предложенную реакцию!)

1		$\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{т}) + \text{H}_2 (\text{г}) = \text{FeO} (\text{т}) + \text{H}_2\text{O} (\text{г})$			
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-822,2	0	-264,9	-241,8
	S^0 , Дж/моль·К	87	131	61	189

2		$\text{CaC}_2 (\text{т}) + \text{H}_2\text{O} (\text{ж}) = \text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{т}) + \text{C}_2\text{H}_2 (\text{г})$			
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-59,83	-285,8	-985,1	226,75
	S^0 , Дж/моль·К	69,96	69,95	83,39	200,82

3			$\text{NH}_3(\text{r}) + \text{Cl}_2(\text{r}) = \text{N}_2(\text{r}) + \text{HCl}(\text{r})$		
	$\Delta G^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-16,48	0	0	-95,3
	S^0 , Дж/моль·К	192,66	222,98	191,5	186,79
4			$\text{CH}_4(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) = \text{CO}_2(\text{r}) + \text{H}_2\text{O}(\text{r})$		
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-74,85	0	-393,5	-241,8
	S^0 , Дж/моль·К	186,24	205	213,66	188,72
5			$\text{SO}_2(\text{r}) + \text{H}_2\text{S}(\text{r}) = \text{S}(\text{r}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$		
	$\Delta G^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-300,2	-33,5	0	-237,2
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-296,9	-20,6	0	-285,8
6			$\text{C}_2\text{H}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) = \text{CO}_2(\text{r}) + \text{H}_2\text{O}(\text{r})$		
	$\Delta G^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	209,2	0	-394,4	-228,6
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	226,75	0	-393,5	-241,8
7			$\text{NO}_2(\text{r}) = \text{NO}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r})$		
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	34,19	91,26	0	
	S^0 , Дж/моль·К	240,06	210,64	205	
8			$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{r}) + \text{CO}(\text{r}) = \text{Fe}(\text{r}) + \text{CO}_2(\text{r})$		
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-822,1	-110,5	0	-393,5
	S^0 , Дж/моль·К	87,45	197,55	27,15	213,66
9			$\text{PbS}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) = \text{PbO}(\text{r}) + \text{SO}_2(\text{r})$		
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-100,4	0	-219,3	-296,9
	$\Delta G^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-98,77	0	-189,1	-300,2
10			$\text{KClO}_3(\text{r}) = \text{KCl}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r})$		
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-391,2	-436,7	0	
	S^0 , Дж/моль·К	142,97	82,55	205	
11			$\text{FeS}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) = \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{r}) + \text{SO}_2(\text{r})$		
	$\Delta G^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-166,1	0	-740,3	-300,2
	S^0 , Дж/моль·К	52,93	205	87,45	248,07
12			$\text{C}_2\text{H}_2(\text{r}) + \text{H}_2(\text{r}) = \text{C}_2\text{H}_6(\text{r})$		
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	226,75	0	-84,67	
	S^0 , Дж/моль·К	200,8	130,5	229,5	

13		$\text{CO}_2(\text{r}) + \text{NH}_3(\text{r}) = \text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{r}) + \text{H}_2\text{O}(\text{r})$			
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-393,5	-45,94	-333,7	-241,8
	S^0 , Дж/моль·К	213,66	192,66	104,6	188,72
14		$\text{SiO}_2(\text{r}) + \text{NaOH}(\text{ж}) = \text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{r}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$			
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-850,7	-419,5	-1468	-237,2
	S^0 , Дж/моль·К	46,86	64,43	113,76	69,95
15		$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж}) + \text{O}_2(\text{r}) = \text{CO}_2(\text{r}) + \text{H}_2\text{O}(\text{r})$			
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-276,98	0	-393,5	-241,8
	S^0 , Дж/моль·К	160,7	205	213,7	188,7



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

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

по дисциплине «Химия»

Специальность 08.05.01 «Строительство уникальных зданий и сооружений»

Специализация «Строительство гидротехнических сооружений повышенной ответственности»

Форма подготовки - очная

Владивосток

2016

Паспорт фонда оценочных средств по дисциплине «Химия»

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
(ОПК-6) использованием основных законов естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применением методов математического анализа и математического (компьютерного) моделирования, теоретического и экспериментального исследования	знает	основы химии и химические процессы современной технологии производства строительных материалов и конструкций
	умеет	применять, полученные знания по химии при изучении других дисциплин
	владеет	современной научной аппаратурой
(ОПК-7) способностью выявить естественнонаучную сущность проблем, возникающих в ходе профессиональной деятельности, привлечь их для решения соответствующий физико-математический аппарат	знает	основные законы и понятия естественнонаучных дисциплин обладает навыками описания основных естественнонаучных явлений, закономерностей протекания естественнонаучных процессов.
	умеет	выявлять естественнонаучную сущность проблем, возникающих в ходе профессиональной деятельности, привлечь их для решения соответствующий физико-математический аппарат.
	владеет	владеет методами решения конкретных практических и расчетных задач на основе применения теоретических естественнонаучных знаний

Шкала оценивания уровня сформированности компетенций

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции		критерии	показатели	балл
ОПК-6 Способность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и математического (компьютерного) моделирования теоретического и экспериментального исследования ОПК-7 способностью выявить естественнонаучную сущность проблем, возникающих в ходе профессиональной деятельности, привлечь их для решения	Знает	<ul style="list-style-type: none"> ● Роль и место химии в познании окружающего мира. ● Химию элементов и структура периодической системы; основные понятия и законы химии. ● Энергетика и кинетика процессов ● Законы поведения растворов и различных электрохимических систем. 	<ul style="list-style-type: none"> ● Знает о роли и месте химии в познании окружающего мира и современных технологиях производства; ● свойствах различных химических элементов, о структуре периодической системы; ● Знает об энергетике и кинетике процессов; ● поведении молекулярных и ионных растворов, о различных электрохимических системах, а также 	Имеет представления о: <ul style="list-style-type: none"> ● роли и месте химии в познании окружающего мира и современных технологиях; ● свойствах различных химических элементов, проявляемых в реакциях, о структуре периодической системы; ● способах описания термодинамических характеристик систем, расчетах энтальпии, энтропии и энергии Гиббса систем; ● скорости процессов и их зависимости от различных факторов, о состоянии равновесия различных процессов: ● поведении молекулярных и ионных растворов; ● закономерностях поведения различных электрохимических систем, а также конструкционных материалов. 	61-70

соответствующий физико-математический аппарат			конструкционных материалов.		
	Умеет	<ul style="list-style-type: none"> • Делать верные выводы и устанавливать причинно-следственные связи в химическом исследовании или в расчетах параметров системы; • Применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин и в практической деятельности 	<ul style="list-style-type: none"> • использовать полученные знания химии при изучении других дисциплин и в практической деятельности: 	<ul style="list-style-type: none"> •Сформированное владение умениями и навыками в данной области 	71-84
	Владеет	<p>Информацией о назначении и областях применения основных химических элементов и их соединений;</p> <ul style="list-style-type: none"> • Основными знаниями, полученными в лекционном курсе химии, необходимые для выполнения теоретического и экспериментального исследования, которые в дальнейшем помогут решать на современном уровне вопросы строительных технологий. 	<ul style="list-style-type: none"> • Владение информацией о назначении и областях применения химических элементов и их соединений; знаниями, необходимыми для выполнения теоретического и экспериментального исследования, которые в дальнейшем помогут решать на современном уровне вопросы строительных технологий. 	<ul style="list-style-type: none"> • Полное владение информацией об основных понятиях и законах химии. Владение методами эксперимента и обоснованием области исследования, в том числе в строительных технологиях. •Умением решать теоретические и практические задачи в части основных законов химии. •Описывать термодинамические и кинетические параметры системы, решать вопросы о возможности и направлении процесса. •Анализировать принципы состояния равновесия в гомогенных и гетерогенных системах, применять эти принципы к ионным равновесиям. •Описывать различные виды электрохимических процессов: химических источников тока, процессов электролиза. •Проводить качественную и количественную оценку поведения систем, в том числе металлических и органических конструкционных материалов различной природы. 	85-100

Перечень типовых экзаменационных вопросов

1. Основные понятия и законы химии. Закон сохранения массы и энергии, закон постоянства состава вещества, газовые законы, закон эквивалентов. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента вещества, молярный объем эквивалента вещества. Нахождение молярной массы эквивалента простых и сложных веществ, участвующих в кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакциях.

2. Строение атома. Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа. Понятие орбитали. Принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда, правила Клечковского. Строение многоэлектронных атомов. Основное и возбужденное состояния атома. Валентность и степень окисления.

3. Периодическая система и периодический закон в свете учения о строении атома. Зависимость свойств элементов и их соединений от положения элемента в периодической системе.

4. Химическая связь. Основные виды и характеристики химической связи. Энергия, длина, направленность, насыщенность. Ковалентная связь и ее характеристики. Метод валентных связей. Два механизма образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный. Ионная связь, ее отличительные особенности. Водородная связь. Металлическая связь.

5. Комплексные соединения, их строение по методу ВС. Комплексообразователи, лиганды, координационное число, типы химической связи в комплексных соединениях. Первичная и вторичная диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости и устойчивости комплексного иона. Реакции комплексообразования.

6. Закономерности протекания химических процессов. Основные термодинамические функции состояния: обозначения, физический смысл, способы расчета. Первое начало термодинамики. Тепловые эффекты изобарных и изохорных процессов. Законы Гесса и Ломоносова-Лавуазье-Лапласа и их следствия. Термохимические уравнения и термохимические расчеты. Второе начало термодинамики. Энтропия и третье начало термодинамики. Энергия Гиббса и объединенный закон термодинамики. Связь энергии Гиббса с константой равновесия. Условия самопроизвольного протекания процессов в различных системах.

7. Химическая кинетика. Кинетика гомогенных и гетерогенных процессов. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс, правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Энергия активации. Катализ.

8. Химическое равновесие. Необратимые и обратимые реакции. Кинетическое и термодинамическое условия равновесия. Константа равновесия: кинетическая и термодинамическая для гомогенных и гетерогенных процессов. Взаимосвязь между K_c и K_p . Факторы, влияющие на сдвиг равновесия химического равновесия. Принцип Ле-Шателье и правило фаз Гиббса.

9. Общие понятия о растворах. Термодинамика процессов растворения. Способы выражения количественного состава растворов: растворимость, массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалентов, моляльность. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов. Их практическое использование.

10. Основы теории электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации, закон Оствальда. Ионное произведение воды, водородный и гидроксильный показатели.

11. Гидролиз солей. Молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза. Константа и степень гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза. Произведение растворимости и условия образования осадка.

12. Коллоидные растворы как микрогетерогенные системы. Способы получения. Строение мицеллы, виды её устойчивости, коагуляция и седиментация.

13. Окислительно-восстановительные процессы: классификация, методы составления уравнений, критерии направленности. Понятия окислителя, восстановителя, процессов окисления и восстановления.

14. Понятие об электродном потенциале и стандартный водородный электрод. Зависимость от концентрации и уравнение Нернста. Классификация электродов.

15. Химические источники тока: классификация, токообразующие реакции, расчет ЭДС, изменения свободной энергии Гиббса, константы равновесия.

16. Электролиз расплавов и растворов. Последовательность катодных и анодных процессов. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми электродами. Законы Фарадея и выход по току. Применение электролиза.

17. Коррозия металлов: химическая и электрохимическая. Факторы, влияющие на скорость электрохимической коррозии. Анодный процесс и разновидности катодного процесса. Способы защиты металлов от коррозии.

18. Общие свойства металлов. Отношение металлов к простым и сложным окислителям.

19. Основные понятия химии ВМС: мономер, полимер, структурное звено, степень полимеризации. Методы получения полимеров. Строение полимеров, взаимосвязь их структуры и свойств.

Образцы экзаменационных билетов по дисциплине «Химия»

Экзаменационный билет №1.

1 Эквивалент, молярная масса эквивалента, закон эквивалентов.

2. Вычислить массу этиленгликоля ($C_2H_4(OH)_2$), необходимую для снижения температуры замерзания 5 литров воды до $-30^\circ C$.

3. Константа скорости некоторой реакции при температуре $40^\circ C$ равна 0,003, а при $100^\circ C$ увеличилась до 1,0. Какова энергия активации данной реакции?

Зав. кафедрой _____.

Экзаменационный билет №2.

1. Ковалентная химическая связь. Механизмы её образования, характеристики ковалентной связи и свойства соединений.

2. Найти величину осмотического давления водного раствора сульфата натрия, в 1 литре которого содержится 7,1 грамма соли, если кажущаяся степень диссоциации составляет 0,69, а температура процесса равна $17^\circ C$.

3. Возможно ли устойчивое существование оксидов: CuO ; ZnO ; SnO_2 в атмосфере водорода? Ответ подтвердите термодинамическими расчётами соответствующих процессов.

Зав. кафедрой _____.

Следует уметь (типовые задания):

1. Классифицировать химические соединения.

2. Определять состав атома, его строение, влияние электронной структуры атомов на кислотно-основные, окислительно-восстановительные и комплексообразующие свойства.
3. Описывать строение и свойства молекул по типу химических связей.
4. Определять виды межмолекулярного взаимодействия.
5. Описывать различные типы химических систем, их важнейшие характеристики и свойства.
6. Использовать термодинамический и кинетический методы для оценки возможности протекания, направления и условий протекания химических и физико-химических процессов.
7. Определять качественные и количественные характеристики растворов и процессов (гидратации, диссоциации, гидролиза, осаждения, комплексообразования, коллоидообразования).
8. Объяснять работу химических источников тока, рассчитывать ЭДС; обосновывать выбор процессов, идущих на электродах при электролизе с учетом окислительно-восстановительных потенциалов.
9. Давать характеристику процессов коррозии различных металлических систем в условиях различной деполяризации.
10. Характеризовать свойства металлов как восстановителей по отношению к различным окислителям (простым и сложным)
11. Объяснять особенности свойств вещества, находящегося в полимерном состоянии.

Критерии оценки знаний умений и навыков при текущей проверке

I. Оценка устных ответов:

Отметка "Отлично"

1. Дан полный и правильный ответ на основе изученных теорий.
2. Материал понят и изучен.
3. Материал изложен в определенной логической последовательности, литературным языком.
4. Ответ самостоятельный.

Отметка "Хорошо"

- 1, 2, 3, 4 – аналогично отметке "Отлично".
5. Допущены 2-3 несущественные ошибки, исправленные по требованию, наблюдалась "шероховатость" в изложении материала.

Отметка "Удовлетворительно"

1. Учебный материал, в основном, изложен полно, но при этом допущены 1-2 существенные ошибки (например, неумение применять законы и теории к объяснению новых фактов).
2. Ответ неполный, хотя и соответствует требуемой глубине, построен несвязно.

Отметка "Неудовлетворительно"

1. Незнание или непонимание большей или наиболее существенной части учебного материала.
2. Допущены существенные ошибки, которые не исправляются после уточняющих вопросов, материал изложен несвязно.

II. Оценка умения решать задачи:

Отметка "Отлично"

1. В решении и объяснении нет ошибок.
2. Ход решения рациональный.
3. Если необходимо, решение произведено несколькими способами.
4. Допущены ошибки по невнимательности (оговорки, описки).

Отметка "**Хорошо**"

1. Существенных ошибок нет.
2. Допущены 1-2 несущественные ошибки или неполное объяснение, или использование 1 способа при заданных нескольких.

Отметка "**Удовлетворительно**"

1. Допущено не более одной существенной ошибки, записи неполны, неточности.
2. Решение выполнено с ошибками в математических расчетах.

Отметка "**Неудовлетворительно**"

1. Решение осуществлено только с помощью преподавателя.
2. Допущены существенные ошибки.
3. Решение выполнено не верно.

III. Оценка письменных работ:

Критерии те же. Из оценок за каждый вопрос выводится средняя итоговая оценка за письменную работу.

Тестовые задания

Раздел 1. Строение вещества, уровни его организации

Тема 1. Атомно-молекулярное учение

1. Написать формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: H_2SiO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_3AsO_4 , HMnO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$.
2. Для оксидов CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 привести формулы соответствующих гидроксидов.
3. Обосновать характер (основный, кислотный, амфотерный) следующих соединений: ZnO , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, CO_2 .
4. Какие кислоты могут быть получены непосредственным взаимодействием с водой следующих оксидов: SO_2 , SO_3 , N_2O_5 , NO_2 ?
5. Какие из перечисленных кислот образуют кислые соли: HBr , H_2S , H_3AsO_4 ?
6. Какие из приведенных оснований образуют основные соли: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$?
7. Составить формулы средних и основных солей для гидроксида железа (III) и гидроксида цинка.
8. Составить уравнения реакций, приводящих к образованию солей: KHSO_3 , K_2SO_3 , CuOHCl , CuCl_2 .
9. Привести графические формулы следующих соединений: $\text{Mn}(\text{OH})_2$, KMnO_4 , H_2SeO_4 , K_2HPO_4 , SO_3 .

Тема 2. Основные понятия и законы химии

1. Что является предметом изучения химии? Дайте наиболее развернутое определение химии как науки. Выберите любую из современных технологий и покажите, какие химические процессы используются в этой технологии.
2. Определите понятия
 - а) химический элемент, атом, молекула;
 - б) простое и сложное вещество;
 - в) относительные атомная и молекулярная массы.

3. Укажите различия гомогенной смеси и химического соединения. Какие методы позволяют установить, является ли сложное вещество смесью более простых веществ или соединением?

4. Проиллюстрируйте закон кратных отношений на примере оксидов азота, если по результатам химического анализа их проб установлены следующие массы элементов:

а) 18,662г N и 10,672г O;

б) 1,260г N и 1,440 г O.

Составьте эмпирические формулы соответствующих оксидов азота.

5. Какие параметры определяют физическое состояние газа, и какие условия состояния газа называют нормальными? Приведите формулировки газовых законов и их математические выражения.

6. Что называют парциальным давлением газа? Сформулируйте закон парциальных давлений Дальтона.

7. Приведите определения эквивалента и фактора эквивалентности. Значения фактора эквивалентности кислот, оснований, оксидов и солей; веществ в окислительно-восстановительных реакциях.

8. Определите молярные массы эквивалентов веществ, участвующих в следующих реакциях:

а) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} = \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$;

б) $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$.

Раздел 2. Строение атома и химическая связь

Тема 1. Строение атома, периодический закон Д.И. Менделеева

1. Укажите элемент, которому соответствует электронная формула атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$:

а) Ca; б) Zn; в) Ge.

2. Укажите полное число электронов в атоме, валентная структура которого имеет формулу $3d^{10} 4s^2$:

а) 30; б) 18; в) 20.

3. Для атома с массовым числом 36 а.е.м. и порядковым номером 17 в периодические системы укажите число протонов (p) и нейтронов (n) в ядре и число электронов (e) в электронной оболочке нейтрального атома:

а) p=17, n=19, e=17; б) p=19, n=17, e=17; в) p=17, n=17, e=17.

4. Изотопы какого элемента (Ni, Zn, Si) имеют в ядре соответствующее количество протонов (p) и нейтронов (n):

а) p=14, n=14; б) p=14, n=15; в) p=14, n=16?

5. Сколько не спаренных электронов имеет атом марганца Mn в основном состоянии:

а) 7; б) 5; в) 2.

6. Атом какого элемента в основном состоянии содержит три свободных 4d- орбитали:

а) Sc; б) V; в) Zr?

7. Учитывая правило Хунда, определите, атому какого элемента соответствует электронная конфигурация валентной структуры $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$ в высшем энергетическом состоянии:

а) P; б) As; в) Si.

8. Гидроксид какого элемента: Na, Mg или Al является более сильным основанием:

а) Na; б) Mg; в) Al.

9. Гидроксид какого элемента: алюминия (HAlO_2), кремния (H_2SiO_3) или фосфора (H_3PO_4) является более сильной кислотой:

а) Al; б) Si; в) P.

10. Значения первых потенциалов ионизации элементов I группы периодической системы соответственно равны (в вольтах): Li (5,4); Cu (7,7); Ag (9,2). Укажите, у какого элемента металлические свойства выражены сильнее:

- а) Li; б) Cu; в) Ag.

Тема 2. Химическая связь

1. Сколько электронов участвует в образовании химических связей в молекуле аммиака:

- а) 8; б) 6; в) 3.

2. Укажите вещества, имеющие только ковалентные связи:

- а) NaCl, HCl, Cu, H₂O;
б) CO₂, CH₄, H₂SO₄, J₂;
в) SO₂, HNO₂, NaOH, PbO.

3. В каком ряду молекулы расположены в порядке увеличения полярности связей?

- а) HF, HCl, HBr;
б) NH₃, PH₃, AsH₃;
в) H₂Se, H₂S, H₂O.

4. Отметьте формулы соединений с одинаковой степенью окисления азота:

- а) Mg₃N₂; б) NO; в) NO₂; г) NH₃.

5. В каких частицах наблюдается только sp³-гибридизация центрального атома:

- а) NH₃, H₂O, C₂H₄, [Zn(NH₃)₄]²⁺;
б) H₂O, NH₃, C₂H₂, [HgJ₄]²⁻;
в) NH₃, NH₄⁺, CH₄, [Zn(NH₃)₄]²⁺.

Укажите другие типы гибридизации в этих соединениях.

6. Валентность атома азота численно равна его степени окисления в молекуле:

- а) аммиака; б) азотной кислоты; в) азота; г) оксида азота (II).

Раздел 3. Комплексные соединения

Тема 1. Комплексные соединения

1. Из приведенных частиц укажите возможные комплексообразователи: Na⁺, Fe³⁺, Al³⁺, Ba²⁺, J⁻ и объясните почему?

- а) Na⁺, Ba²⁺;
б) Fe³⁺, Al³⁺;
в) Ba²⁺, J⁻

2. Определите степень окисления комплексообразователя в комплексных соединениях: K₂[ZnCl₄], [Ni(NH₃)₄]Cl₂, [Pt(NH₃)₂Cl₂]

- а) +2; б) +3; в) +4

Укажите среди них комплексные катионы, анионы, молекулы.

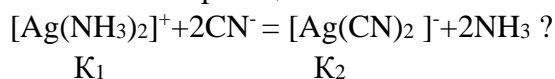
3. Определите электронную конфигурацию комплексообразователя в соединении [Zn(NH₃)₄]Cl₂ и укажите тип его гибридизации.

- а) 3d¹⁰ 4s²;
б) 3d¹⁰ 4s⁰;
в) 3d⁸ 4s².

4. Иодид калия осаждает серебро в виде AgJ из раствора [Ag(NH₃)₂]NO₃ но не осаждает ионов Ag⁺ из раствора K[Ag(CN)₂] той же концентрации. Каково соотношение между значениями констант нестойкости ионов [Ag(NH₃)₂]⁺ (K_{Н1}) и [Ag(CN)₂]⁻ (K_{Н2}.)

- а) K_{Н1} > K_{Н2}; б) K_{Н1} = K_{Н2}; в) K_{Н1} < K_{Н2}

5. Возможно ли образование цианидного комплекса при добавлении в раствор аммиаката серебра иона CN⁻ по реакции:



Если константы устойчивости этих комплексов K₁=1,5·10⁷ и K₂=1·10²¹

а) да; б) нет; в) наступит равновесие

Объяснить почему?

Раздел 4 Межмолекулярное взаимодействие

Тема 1. Межмолекулярное взаимодействие

1. Какова природа преобладающих сил межмолекулярного взаимодействия в системе $\text{H}_2\text{O}_2 - \text{HF}$:

- а) дисперсионное и индукционное;
- б) ориентационное и донорно-акцепторное;
- в) водородное и ориентационное.

2. Укажите как изменяется природа преобладающих сил межмолекулярного взаимодействия в жидких веществах при переходе от CO_2 к H_2S :

- а) от дисперсионного к ориентационному и водородному;
- б) от дисперсионного к индукционному;
- в) от ориентационного к водородному.

3. Объясните, почему такие жидкости, как спирты, уксусная кислота, аммиак, имеют более высокие вязкость и температуры кипения, в отличие от ароматических соединений – нитрофенола и салицилового альдегида:

- а) наличие межмолекулярной водородной связи;
- б) отсутствие межмолекулярной водородной связи;
- в) наличие внутримолекулярной водородной связи.

4. В какой из приведенных систем возможно донорно-акцепторное взаимодействие:

- а) $\text{ZnCl}_2 - \text{NH}_3$;
- б) $\text{ZnCl}_2 - \text{BF}_3$;
- в) $\text{FeCl}_3 - \text{H}_2\text{O}$.

5. На основании типа межмолекулярного взаимодействия в кристаллических веществах NH_3 , CO_2 , CH_3COOH , I_2 укажите их свойства $T_{\text{кип}}$, $T_{\text{пл}}$, прочность, твердость:

- а) высокие;
- б) низкие.

Тема 2. Агрегатные состояния вещества

1. Определите молекулярную массу газа, если 0.824г его занимают объем 0.260л (н.у):

- а) 71г; б) 35,0г; в) 142г.

2. Газообразное соединение азота с водородом содержит 12,5 % водорода (по массе). Плотность соединения по водороду равна 16. Определите молекулярную формулу соединения.

- а) NH_3 ; б) NH_2 ; в) N_2H_4 .

3. Подобно газам, жидкости обладают такими свойствами как:

- а) высокая сжимаемость и низкая плотность;
- б) имеют собственный объем;
- в) не имеет определенной формы;
- г) неограниченно смешиваются друг с другом.

4. Свойства, характерные для веществ с молекулярной кристаллической решеткой:

- а) пластичность, тугоплавкость, электропроводность;
- б) хрупкость; легкоплавкость, изоляторы;
- в) теплопроводность, растворимость в воде, твердость.

5. Какие, из перечисленных ниже веществ, имеют только:

- а) молекулярную; б) атомную кристаллические решетки?
- а) CO_2 , NaCl , BaO , Zn ;
- б) CO_2 , CH_3COOH , I_2 , H_2O ;
- в) SiO_2 , Ge , CaC_2 , ZnS ;
- г) Cu , H_2O , Na_2CO_3 , $\text{C}_{(\text{алмаз})}$.

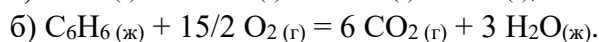
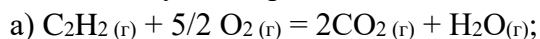
6. Объясните причину, по которой алмаз имеет высокую твердость, а другая аллотропная разновидность углерода – графит – мягкое вещество:

- наличие подвижных электронов π -связей в графите;
- наличие непрочной химической связи;
- наличие слабого межмолекулярного взаимодействия между слоями атомов углерода в кристалле графита.

Раздел 5. Химическая термодинамика

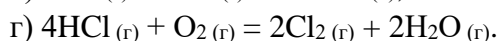
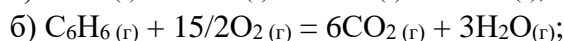
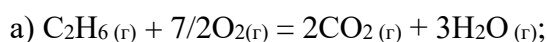
Тема 1. Термохимические законы и термохимические расчеты.

1. Для следующих реакций:

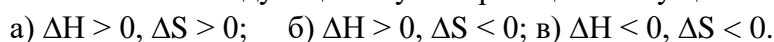


укажите правильное соотношение стандартных изменений энтальпии: $\Delta H_a > \Delta H_b$ или $\Delta H_a < \Delta H_b$.

2. Не производя вычислений, укажите, для каких из приведенных процессов изменение энтропии положительно?



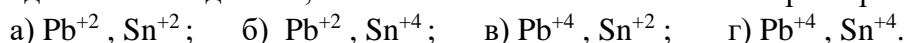
3. В каком из следующих случаев реакция неосуществима при любой температуре?



4. Исходя из знака значения ΔG_{298}^0 следующих реакций:



сделайте вывод о том, какие степени окисления более характерны для свинца и олова:



5. Учитывая, что $NO_2(g)$ окрашен, а $N_2O_4(g)$ бесцветен, и исходя из знака изменения энтропии в реакции $2NO_2(g) = N_2O_4(g)$ предскажите, как изменится окраска в системе $NO_2(g) / N_2O_4(g)$ с ростом температуры:

- усилится;
- ослабеет.

Раздел 6. Химическая кинетика

Тема 1. Кинетика химических процессов и химическое равновесие

1. Как изменится скорость реакции $2 NO(g) + O_2(g) = 2 NO_2(g)$, если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза?

- уменьшится в 4 раза;
- уменьшится в 8 раз;
- возрастет в 4 раза;
- возрастет в 8 раз.

2. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора?

- уменьшением энергии активации;
- увеличением средней кинетической энергии молекул;
- возрастанием числа столкновений;
- ростом числа активных молекул.

3. Какое влияние оказывает увеличение степени дисперсности конденсированной фазы на скорость протекания гетерогенной химической реакции?

- увеличивает скорость реакции;
- не влияет на скорость реакции.

4. При 293К константа скорости некоторой реакции равна 10^{-4} мин^{-1} , а при 323К скорость равна $8 \cdot 10^{-4} \text{ мин}^{-1}$. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции?

а) 2; б) 3; в) 4.

5. Если для двух реакций константа скорости первой больше чем константа скорости второй, то каково соотношение между энергиями активации этих реакций?

а) $E' > E''$; б) $E' < E''$; в) нельзя определить.

6. Какие воздействия на реакцию $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{Cl}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ приведут к смещению равновесия влево?

а) увеличение концентрации кислорода;
б) увеличение концентрации хлора;
в) повышение давления;
г) увеличение объема реакционного сосуда.

7. Для некоторой реакции $\Delta G < 0$. Какие из приведенных утверждений правильны?

а) константа равновесия реакции больше единицы;
б) константа равновесия реакции меньше единицы;
в) в равновесной смеси преобладают исходные вещества;
г) в равновесной смеси преобладают продукты реакции.

8. С ростом температуры значение константы равновесия реакции $\text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{H}_{2(г)} + 1/2 \text{O}_{2(г)}$ возрастает. Каков знак ΔH_{298}^0 этой реакции?

а) $\Delta H_{298}^0 > 0$;
б) $\Delta H_{298}^0 < 0$;
в) по данным задачи нельзя определить.

9. Для некоторой самопроизвольно протекающей реакции $\Delta S < 0$. Как будет изменяться константа равновесия с повышением температуры?

а) увеличиваться;
б) уменьшаться;
в) по данным задачи нельзя определить.

10. Константа равновесия некоторой реакции при 293 К равна $5 \cdot 10^{-3}$, а при 1000 К составляет $2 \cdot 10^{-6}$. Каков знак ΔH^0 этой реакции?

а) $\Delta H^0 > 0$; б) $\Delta H^0 < 0$.

Раздел 7. Общие сведения о растворах

Тема 1. Общие свойства молекулярных растворов

1. Определите сущность химической и физической теории растворов.

2. Дайте понятие растворимости и укажите факторы, влияющие на нее.

3. Определите зависимость растворимости газа в воде от температуры и давления.

4. Охарактеризуйте теплоту растворения.

5. Охарактеризуйте способы выражения состава растворов.

6. Массовая доля какого из растворов больше (плотности растворов принять равными единице): а) 0,01 М CaCl_2 ; б) 0,01 М NaCl ?

7. Вычислите молярную концентрацию каждого из следующих растворов: а) в 200 мл раствора содержится 111 г CaCl_2 ; б) 10 мл 1 М раствора H_2SO_4 разбавили до 200 мл; в) мольная доля HCl равна 0,1; плотность раствора равна 1,1 кг/л.

8. Укажите факторы, приводящие к понижению давления насыщенного пара над раствором.

9. Рассчитайте осмотическое давление одномолярного раствора любого неэлектролита при 0°C .

10. В каких системах можно наблюдать явление осмоса? Приведите примеры природных осмотических явлений.

Тема 2. Ионные растворы

1. Объясните, почему температура замерзания 0,1М раствора NaCl в два раза ниже, чем 0,1М раствора сахара.

2. Какие вещества называются электролитами?

3. Укажите причины электролитической диссоциации.

5. Охарактеризуйте величину степени диссоциации сильного электролита, слабого электролита и неэлектролита.

6. Приведите уравнения реакций электролитической диссоциации веществ: гидроксида магния, карбоната натрия, соляной кислоты.

7. Определите, в каком из растворов – 0,1М HCl или 0,1М HCN концентрация ионов водорода (H^+) больше.

8. Рассчитайте электропроводности растворов: а) 0,01М HCl и 0,1М HCl б) 0,1М CaCl₂ и 0,1М NaCl в) 0,01М HCl и 0,01М HCN. Обсудите результаты.

9. Приведите уравнения реакций диссоциации и выражения соответствующих констант диссоциации для электролитов: HCl, HNO₂, HClO, NaOH, NH₄OH.

10. Приведите уравнения реакции диссоциации и выражения констант диссоциации электролитов: H₂S, Zn(OH)₂, H₃PO₄, Cr(OH)₃.

11. Объясните зависимость степени диссоциации и изотонического коэффициента от разбавления раствора.

12. Приведите значения ионного произведения воды: а) при 25°C, б) при 80°C?

13. Расположите в порядке возрастания значения pH электролиты одинаковой молярной концентрации: а) HF б) CH₃COOH в) HCN г) HCl.

14. Приведите в общем виде выражение, константа равновесия которого называется “произведение растворимости”.

15. Приведите выражения ПР для следующих электролитов: AgI, Ag₂S, Bi₂S₃, BaSO₄.

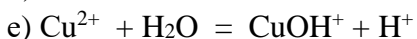
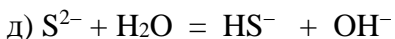
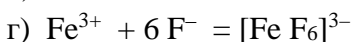
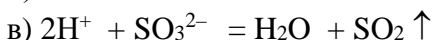
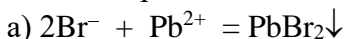
16. К насыщенному раствору AgCl добавили: а) хлорид натрия б) нитрат натрия в) нитрат серебра г) соляную кислоту? В каком случае растворимость AgCl изменится?

18. Как изменятся концентрации всех компонентов равновесного процесса: а) при добавлении сильной кислоты к раствору слабой кислоты, б) при добавлении слабой кислоты к раствору ее соли?

19. Объясните, почему молекулярному уравнению соответствует одно ионное уравнение, тогда как ионному уравнению соответствует целый ряд равновероятных молекулярных уравнений.

20. Составьте уравнения молекулярных и ионно-молекулярных реакций, протекающих в растворах между: а) соляной кислотой и карбонатом кальция; б) азотной кислотой и гидроксидом лития; в) сульфидом натрия и нитратом меди; г) гидроксидом цинка и едким натром; д) бромидом аммония и водой; е) гидросульфитом натрия и водой.

21. Подберите соответствующие молекулярные уравнения к кратким ионным:



22. Какая из солей в равной молярной концентрации имеет наибольшее значение pH: NaBr, NaHS, NaHSO₃, NaF?

Раздел 8. Дисперсные системы

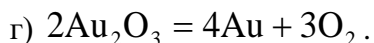
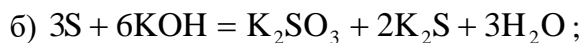
Тема 1. Коллоидные растворы

1. Дисперсными системами являются системы:
а) гетерогенные; б) гомогенные; в) однофазные.
2. Дисперсность системы характеризует:
а) меру раздробленности дисперсной фазы;
б) количество компонентов в системе;
в) природу дисперсионной среды.
3. Коллоидные системы относятся к системам:
а) субмикрогетерогенным;
б) грубодисперсным;
в) молекулярно-дисперсным.
4. Дисперсной фазой называется фаза:
а) которая распределяется;
б) в которой идет распределение другой фазы;
в) растворимая в дисперсионной среде.
5. Агрегативная устойчивость коллоидов определяется:
а) дисперсностью и наличием стабилизатора в системе;
б) только дисперсностью;
в) только наличием стабилизатора в системе.
6. Какая техническая жидкость относится к классу эмульсий?
а) смазочно-охлаждающая жидкость;
б) бензин;
в) дизельное топливо.
7. Какой по знаку заряд несут частицы природного коллоида, имеющего формулу мицеллы $\left\{ [m\text{SiO}_2] \cdot n\text{HSiO}_3^- \cdot x\text{H}^+ \right\} \cdot (n-x)\text{H}^+$?
а) отрицательный; б) положительный; в) нулевой.
8. Какое вещество с увеличением концентрации будет уменьшать поверхностное натяжение водного раствора?
а) любое моющее средство; б) сахар; в) азотная кислота.
9. Какая формула соответствует строению мицеллы золя AgCl, стабилизированного хлористым натрием?
а) $\{ [m\text{AgCl}] \cdot n\text{Cl}^- \cdot x\text{Na}^+ \}^- (n-x)\text{Na}^+$;
б) $\{ [m\text{AgCl}] \cdot n\text{Cl}^- \cdot x\text{Ag}^+ \}^- (n-x)\text{Ag}^+$;
в) $\{ [m\text{NaCl}] \cdot n\text{Cl}^- \cdot x\text{Ag}^+ \}^- (n-x)\text{Na}^+$.
10. Какой ион будет обладать наибольшей коагулирующей способностью для природной коллоидной системы, имеющей формулу мицеллы $\{ [m\text{Al}_2\text{O}_3] \cdot n\text{AlO}_2^- \cdot x\text{H}^+ \}^- \cdot (n-x)\text{H}^+$?
а) Al^{3+} ; б) SO_4^{2-} ; в) PO_4^{3-} .

Раздел 9. Окислительно-восстановительные процессы

Тема 1. Окислительно-восстановительные реакции

1. Укажите, какие из следующих реакций являются окислительно-восстановительными:
а) $2\text{Rb} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{RbOH} + \text{H}_2$;
б) $2\text{CuI}_2 = 2\text{CuI} + \text{I}_2$;
в) $\text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
2. Какие из приведенных реакций являются процессами диспропорционирования?
а) $4\text{KClO}_3 = \text{KCl} + 3\text{KClO}_4$;



3. Какие продукты могут образоваться при окислении воды?



4. Водный раствор H_2S обладает восстановительными свойствами. Какие из перечисленных ионов можно восстановить этим раствором?



5. На раствор сульфата меди (II) действуют хлоридом калия или иодидом калия. В каких случаях медь (II) будет восстанавливаться до меди (I)?

- а) в обоих случаях;
б) при взаимодействии с KCl ;
в) при взаимодействии с KI ;
г) ни в одном из случаев.

6. Какие из приведенных реакций могут самопроизвольно протекать при действии водного раствора перманганата калия на серебро?

- а) $MnO_4^- + Ag = MnO_4^{2-} + Ag^+$;
б) $MnO_4^- + 8H^+ + 5Ag = Mn^{2+} + 5Ag^+ + 4H_2O$;
в) $MnO_4^- + 2H_2O + 3Ag = MnO_2 + 3Ag^+ + 4OH^-$.

7. Какие из приведенных реакций могут самопроизвольно протекать в нейтральном водном растворе?

- а) $MnO_4^- + Cl^- = MnO_2 + Cl_2$;
б) $MnO_4^- + Br^- = MnO_2 + Br_2$;
в) $MnO_4^- + I^- = MnO_2 + I_2$.

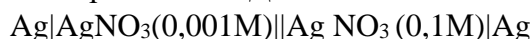
Тема 2. Электродные процессы и электродвижущие силы. Химические источники электрической энергии. Гальванические элементы.

1. Гальванический элемент состоит из металлического цинка, погруженного в 0,1М раствор нитрата цинка, и металлического свинца, погруженного в 0,02М раствор нитрата свинца. Вычислите Э.Д.С. элемента, напишите уравнение электродных процессов, составьте электрохимическую цепь.

2. Вычислите потенциал серебряного электрода в насыщенном растворе $AgBr$ ($K_{sp} = 6 \cdot 10^{-13}$), содержащем кроме того, 0,1 моль/л бромиды калия.

3. Вычислите активность ионов H^+ в растворе, в котором потенциал водородного электрода равен – 82 мВ.

4. Определите Э.Д.С. гальванического элемента



В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи?

5. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь служила бы катодом, а в другом – анодом. Напишите уравнение реакций, происходящих при работе этих элементов, и вычислите значение стандартных Э.Д.С.

6. Вычислите электродные потенциалы магния в растворе его соли при концентрациях иона Mg^{2+} - 0,1; 0,01 и 0,001 моль/л.

7. Опишите работу кадмиево-никелевого аккумулятора с участием $Ni(OH)_2$ и Cd в щелочной среде.

Тема 3. Электролиз

1. Составьте уравнение процессов, протекающих при электролизе расплавов NaOH и NiCl₂ с инертными электродами.
2. Составьте схемы электролиза водного раствора хлорида цинка, если
а) анод – цинковый; б) анод – угольный.
3. Имеется раствор, содержащий KCl и Cu(NO₃)₂. Предложите наиболее простой способ получения практически чистого KNO₃
4. При электролизе раствора CuCl₂ на аноде выделилось 560 мл газа (н.у.). Найдите массу меди, выделившейся на катоде.
5. При электролизе водного раствора Cr₂(SO₄)₃ током силой 2 А масса катода увеличилась на 8г. Сколько времени проводили электролиз?
6. При прохождении через раствор соли трёхвалентного металла тока силой 1,5 А в течение 30 минут на катоде выделилось 1,071 г металла. Вычислите молярную массу атома металла.
7. Вычислите массу серебра, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 6 А через раствор нитрата серебра в течение 30 минут при выходе по току 80%.

Тема 4. Коррозия и защита металлов

1. Опишите коррозионные процессы, протекающие при эксплуатации оцинкованного железа в атмосфере. Приведите формулу электрохимической цепи.
2. Приведите реакции, протекающие в кислой среде при нарушении целостности покрытия: а) оцинкованного железа, б) луженого железа, .
3. Предложите металл, пригодный для использования в качестве протектора цинкового изделия при эксплуатации в нейтральной среде.
4. Что имеется в виду, когда говорят, что для предотвращения коррозии одного металла ему приносят в жертве другой металл?
5. Хромированная деталь автомобиля состоит из железа, покрытого тонким слоем никеля, который в свою очередь покрыт слоем хрома. Расположите эти металлы в ряд по способности к окислению. Какую роль играет никелевое покрытие? Для чего нужен слой хромового покрытия?
6. Определите скорость коррозионного разрушения конструкции в (мм /ч, мм /год) если толщина слоя металла, потерянного за 1 год составила 2 мм.
7. Определите скорость коррозии металлической пластины длиной 1м и шириной 10 см, если потеря массы составила 1 грамм за 0,5 года.

Раздел 10. Конструкционные материалы

Тема 1. Конструкционные металлы

1. Приведите обоснование размещения хрома, молибдена и вольфрама в одной группе и подгруппе периодической системы.
2. Охарактеризуйте свойства марганца, указав строение его атома и положение в периодической системе.
3. Определите массу перманганата калия, необходимую для окисления сульфата железа(II), массой 7,6г в сернокислом растворе.
4. Охарактеризуйте отношение железа, кобальта и никеля к кислотам.
5. Укажите металл, который будет разрушаться первым на поврежденной поверхности никелированного, оцинкованного и луженого железа.
6. Как металлы относятся к элементарным окислителям?
7. Отношение металлов к водным растворам кислот и щелочей, к расплавам щелочей.
8. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов металлов в низших, промежуточных и высших степенях окисления.
9. Какими окислительно-восстановительными свойствами обладают ионы p- и d- металлов в различных степенях окисления?

10. Чем вызвана склонность ионов многих металлов к комплексообразованию?

11. Приведите уравнения реакций:



12. Установите, какие из предложенных восстановителей могут восстанавливать Fe_2O_3 до свободного металла.

а) Zn ; б) Ni; в) Cu.

Тема 2. Полимерные материалы

1. Приведите схемы реакций полимеризации этилена и ацетилена. Сравните электрические свойства полученных полимеров.

2. Напишите уравнение реакции полимеризации пропилена. Приведите изотактическую, синдиотактическую и атактическую структуры полимера. Сравните их возможные фазовые состояния и механическую прочность.

3. Составьте схему реакции полимеризации метилметакрилата. Охарактеризуйте свойства продукта и укажите области его применения.

4. Укажите различие свойств между каучуком и резиной, полученной на его основе.

5. Составьте схему реакции поликонденсации фенола и формальдегида. Предложите метод получения термореактивного полимера.

6. Определите понятие «олигомер» и укажите области использования олигомеров.

7. Вычислите изменение энтальпии реакции полимеризации пропена по величинам энергий связей.

Лабораторный практикум по дисциплине «Химия»

Лабораторная работа №1

Определение молярной массы эквивалента металла

Цель работы: познакомиться с использованием закона эквивалентов для определения молярной массы эквивалента металла.

Рекомендации: при подготовке к работе необходимо уделить внимание понятию эквивалент и закону эквивалентов, а также обозначениям и единицам измерения физических величин.

Важнейшие понятия:

Атом, молекула, ион, относительная атомная масса, молекулярная масса, моль.

Эквивалент фактор эквивалентности (число эквивалентности), молярная масса, молярный объем, молярная масса эквивалентов вещества, эквивалентный объем.

Следует уметь: давать определения важнейшим понятиям; формулировать стехиометрические законы: определять эквивалент вещества в кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакциях; рассчитывать молярные массы эквивалентов веществ; пользоваться для расчетов законом эквивалентов; объяснять, какую информацию несет уравнение химической реакции.

Контрольные вопросы и задания:

1. Дать определения атому, молекуле, иону, эквиваленту.

2. Почему эквивалент является условной частицей? Пояснить термин «фактор эквивалентности».

3. Определить эквивалент серной кислоты, гидроксида натрия, сульфата меди в кислотно-основных реакциях.

4. Рассчитать молярные массы эквивалентов, проявляемые в реакциях обмена, для веществ: $Ca(OH)_2$, $CaCl_2$, H_3PO_4 , $K_2Cr_2O_7$.

5. Вычислить молярную массу эквивалента H_3PO_4 в реакциях обмена, если известно, что образуются только кислые соли.

6. Металл, массой 4,08г, вытесняет из кислоты водород, объемом 1,4л (н.у.). Эта же масса металла вытесняет 12,95г свинца из растворов его солей. Вычислить молярную массу эквивалента свинца.

7. Мышьяк образует два оксида, массовая доля мышьяка в которых соответственно равна 65,2 и 75,7%. Рассчитать молярную массу эквивалента мышьяка в этих оксидах.

Экспериментальная часть

В работе для нахождения молярной массы эквивалента металла используется метод вытеснения водорода из кислоты с последующим измерением его объёма. Необходимо учитывать, что водород собирается вместе с парами воды. Поэтому требуется ввести поправку на парциальное давление водяных паров при температуре проведения опыта.

Методика выполнения опыта

В небольшую пробирку налейте 5 мл разбавленного раствора соляной кислоты при помощи пипетки так, чтобы не смочить кислотой стенки пробирки. Пробирку с кислотой осторожно наклоните и положите навеску металла, следя за тем, чтобы металл преждевременно не попал в кислоту. В таком положении пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, ранее присоединенной к бюретке. Необходимо отметить уровень жидкости в бюретке до начала реакции. Встряхнув пробирку, столкните металл в кислоту. Наблюдайте выделение водорода и вытеснение воды из бюретки в другую бюретку. По окончании реакции, определите и запишите объём выделившегося водорода и условия проведения опыта в табличную форму.

Расчёты и обсуждение результатов

Расчёт $M_э(Me)$ можно выполнить двумя способами.

Первый способ:

1. Применяя уравнение состояния идеального газа Клапейрона-Менделеева $PV = \frac{m}{MRT}$ и, введя поправку на парциальное давление водяного пара (P-h), вычислите массу водорода в измеренном вами объёме.

2. На основании закона эквивалентов вычислите молярную массу эквивалента металла:

$$\frac{m(Me)}{m(H_2)} = \frac{M_э(Me)}{M_э(H_2)}, \quad \text{где } M_э(H_2) = 1 \text{ г/моль.}$$

3. Рассчитайте атомную массу металла, воспользовавшись валентностью металла и, следовательно, фактором эквивалентности:

$M_э(Me) = 1/z \cdot A$, где A – атомная масса металла; z – число электронов, участвующих в реакции.

4. Сравните полученную нами экспериментальную величину молярной массы эквивалента металла с теоретическим ее значением, найденным по периодической системе, вычислите относительную ошибку опыта.

5. Вес табличные и экспериментальные данные занесите в таблицу.

Второй способ:

1. Приведите по уравнению объединенного газового закона:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0} \quad \text{объем выделившегося водорода к н.у. } (V_0(H_2)).$$

2. Замените массу водорода и $M_э(H_2)$ в законе эквивалентов на пропорциональные им объёмные значения и получите расчетную формулу:

$$M_э(Me) = \frac{m(Me) \cdot V_э(H_2)}{V_0(H_2)} \quad \text{где } V_э(H_2) \text{ – эквивалентный объём водорода, равный 11200мл.}$$

Далее расчёт продолжайте с пункта 3 предыдущего способа.

Цель работы: познакомиться со строением и свойствами комплексных соединений.

Рекомендации: при подготовке к работе повторите химические связи и механизмы образования связей; ответьте на контрольные вопросы.

Важнейшие понятия: комплексное соединение, комплексообразователь, лиганд, координационное число, внутренняя и внешняя сферы, ионизация в растворе (первичная и вторичная диссоциация), константы нестойкости и устойчивости.

Следует уметь: характеризовать состав комплексного соединения; давать определение понятиям: комплексообразователь, лиганд, степень окисления и координационное число комплексообразователя. По степени окисления определять электронную конфигурацию комплексообразователя, по числу свободных атомных орбиталей определять координационное число и тип гибридизации комплексообразователя. Выражать уравнениями реакции образования и ионизации комплексных соединений в растворе, записывать выражения $K_{обр}$ (константы устойчивости) и $K_{нестойк.}$ (константы ионизации) комплексных соединений.

Контрольные вопросы и задания

1. Приведены примеры комплексных соединений: $K_2[ZnCl_4]$, $[Zn(OH_2)_4]Cl_2$, $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$, $[Cr(NH_3)_3(OH_2)_3]Cl_3$,

а) отметить внутреннюю и внешнюю сферу комплексных соединений, комплексообразователь и лиганды;

б) определить заряд, степень окисления и координационное число комплексообразователя.

2. Определить степень окисления и электронную конфигурацию комплексообразователя в соединении $K_2[Zn(OH)_4]$. Каков тип гибридизации орбиталей центрального атома?

3. Написать уравнения ионизации $[Cd(NH_3)_4]Cl_2$ и $K_2[Cd(CN)_4]$ в растворе и уравнения ионизации (вторичной диссоциации) комплексных ионов.

Контрольные вопросы и задания

1. Приведены примеры комплексных соединений: $K_2[ZnCl_4]$, $[Zn(OH_2)_4]Cl_2$, $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$, $[Cr(NH_3)_3(OH_2)_3]Cl_3$,

а) отметить внутреннюю и внешнюю сферу комплексных соединений, комплексообразователь и лиганды;

б) определить заряд, степень окисления и координационное число комплексообразователя.

2. Определить степень окисления и электронную конфигурацию комплексообразователя в соединении $K_2[Zn(OH)_4]$. Каков тип гибридизации орбиталей центрального атома?

3. Написать уравнения ионизации $[Cd(NH_3)_4]Cl_2$ и $K_2[Cd(CN)_4]$ в растворе и уравнения ионизации (вторичной диссоциации) комплексных ионов.

4. Привести общие константы устойчивости и нестойкости для комплексных ионов, представленных в задании

5. Составить уравнения реакций получения комплексов, исходя из раствора $AgNO_3$ и взяв в качестве партнеров по реакции растворы NH_3 , $Na_2S_2O_3$, $NaNO_2$ и KCN .

Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение комплексных соединений

В две пробирки, согласно варианту работы, налейте по две – три капли вещества, в состав которого входит комплексообразователь. Затем по каплям добавьте второе вещество до образования осадка и его растворения.

Таблица 2.1

Данные к опыту 1

Вариант	Реакции	Вариант	Реакции
1	$ZnCl_2 + NH_4OH$ *) $CoCl_2 + NH_4SCN$	6	$CuSO_4 + NH_4OH$ $Al(NO_3)_3 + KOH$

2	CuSO ₄ +NH ₄ OH FeCl ₂ +NaF	7	Ni(NO ₃) ₂ +NH ₄ OH CoCl ₂ +NH ₄ SCN
3	Ni(NO ₃) ₂ +NH ₄ OH Hg(NO ₃) ₂	8	CoCl ₂ +NH ₄ OH Hg(NO ₃) ₂ +KI
4	CoCl ₂ +NH ₄ OH Bi(NO ₃) ₃ +KI	9	AgCl+NH ₄ OH CoCl ₂ +KNO ₂
5	ZnCl ₂ +NH ₄ OH FeCl ₃ +NH ₄ SCN	10	CuSO ₄ +NH ₄ OH ZnCl ₂ +KOH

(AgCl получить из AgNO₃ и NaCl. Реагентов взять по одной капле.)

Опыт 2. Разрушение комплексных ионов

К полученному в опыте 2 комплексному соединению добавьте реактив (согласно варианту) до изменения окраски.

Таблица 2.2

Данные к опыту 2

Вариант	Реакция	Вариант	Реакция
1	NaF	6	HCl
2	HCl	7	NaF
3	HNO ₃	8	KNO ₂
4	KNO ₃	9	HNO ₃
5	NaF	10	HCl

Опыт 3. Участие комплексных ионов в реакциях обмена

В пробирку, согласно варианту, внесите две-три капли средней соли. Затем по каплям добавьте комплексное соединение до появления осадка.

Таблица 2.3

Данные к опыту 3

Вариант	Реакция	Вариант	Реакция
1	FeSO ₄ +K ₃ [Fe(CN) ₆]	6	CuCl ₂ +(NH ₄) ₂ [Hg(SCN) ₄] 3 капли CH ₃ COOH
2	KNO ₃ +Na ₃ [Co(NO ₂) ₆]	7	FeSO ₄ +K ₃ [Fe(CN) ₆]
3	CuCl ₂ +K ₄ [Fe(CN) ₆]	8	KNO ₃ +Na ₃ [Co(NO ₂) ₆]
4	ZnCl ₂ +(NH ₄) ₂ [Hg(SCN) ₄]	9	CoCl ₂ +(NH ₄) ₂ [Hg(SCN) ₄]
5	Fe(NO ₃) ₃ +K ₄ [Fe(CN) ₆]	10	CuCl ₂ +K ₄ [Fe(CN) ₆]

Опыт 4. Диссоциация комплексных и двойных солей

Возьмите две пробирки. Проведите качественные реакции на наличие и отсутствие центрального иона в растворе исследуемого вещества. Для этого внесите в пробирку по две – три капли исследуемого вещества и столько же реагента на центральный ион.

Таблица 2.4

Данные к опыту 4

	Исследуемые вещества	Реагент	Исследуемые вещества
1 – 5	KFe(SO ₄) ₂	NH ₄ SCN	Красное окрашивание свидетельствует о наличии Fe ³⁺
	K ₃ [Fe(CN) ₆]	NH ₄ SCN	
6 – 10	(NH ₄) ₂ Fe(SO ₄) ₂	K ₃ [Fe(CN) ₆]	О наличии Fe ²⁺ свидетельствует появление осадка синего цвета
	K ₄ [Fe(CN) ₆]	K ₃ [Fe(CN) ₆]	

Лабораторная работа № 3.

Определение теплового эффекта реакции нейтрализации

Цель работы: освоить методику экспериментального определения теплового эффекта реакции нейтрализации.

Рекомендации: при подготовке к работе необходимо повторить раздел «Химическая термодинамика», ответить на контрольные вопросы.

Важнейшие понятия: система (гомогенная и гетерогенная); термодинамические системы (открытая, закрытая, изолированная); термодинамические параметры состояния (экстенсивные и интенсивные); термодинамические функции состояния, внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса, энтальпия образования, энтальпия сгорания, стандартные состояния и условия, тепловой эффект, экзо- и эндотермические реакции, термодинамическая вероятность системы, термохимия.

Следует уметь: объяснять все важнейшие понятия и их определения; определять тип системы; приводить термохимические уравнения; рассчитывать тепловые эффекты химических и физико-химических процессов;

оценивать термическую устойчивость соединений на основании закона Гесса; рассчитывать изменение внутренней энергии, энтропии и свободной энергии системы в различных процессах; объяснять термодинамические критерии возможности самопроизвольного протекания процесса и состояния равновесия.

Контрольные вопросы и задания:

1. Как изменяется энтальпия системы, если реакция идет с поглощением тепла?
2. Вычислите тепловой эффект реакции: $\text{NaN}_{(к)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)} = \text{NaOH}_{(р)} + \text{H}_2(\text{г})$ по стандартным энтальпиям образования веществ, участвующих в реакции, если $\Delta H_{298}^0(\text{NaN}_{(к)}) = -56,94$ кДж/моль, $\Delta H_{298}^0(\text{NaOH}_{(р)}) = -469,47$ кДж/моль, $\Delta H_{298}^0(\text{H}_2\text{O}_{(ж)}) = -285,84$ кДж/моль.
3. Определите знак изменения энтропии в следующих реакциях:
 - а) $4\text{NH}_{3(\text{г})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 6\text{H}_2\text{O}_{(ж)} + 2\text{N}_{2(\text{г})}$;
 - б) $\text{CH}_{4(\text{ж})} + 4\text{Cl}_{2(\text{г})} = \text{CCl}_{4(\text{ж})} + 4\text{HCl}_{(\text{г})}$;
 - в) $\text{CO}_{(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = \text{CH}_{4(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$.
4. В каком направлении нижеприведенная реакция будет протекать самопроизвольно?
 $\text{N}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{NO}_{2,(\text{к})}$,
 если $\Delta G_{298}^0(\text{NH}_4\text{NO}_2) = 115,94$ кДж/моль, $\Delta G_{298}^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}) = -228,8$ кДж/моль.

Экспериментальная часть

Методика проведения опыта

Тепловой эффект реакции нейтрализации определяется в простейшем калориметре. Объемы растворов исходных веществ приведены в табл.3.1 согласно варианту.

Таблица 3.1

Объемы растворов исходных веществ

Вариант	11	22	33	44	55	66	77
Объем кислоты, мл	660	650	750	770	760	750	555
Объем щелочи, мл	660	655	660	770	665	765	665

При помощи мерного цилиндра поместите раствор одного из реагирующих веществ во внутренний стакан калориметра. Термометром измерьте начальную температуру раствора T_n . После этого через воронку быстро добавьте второй компонент реакции, отмеренный также с помощью мерного цилиндра. После немедленного перемешивания отметьте самую высокую температуру (конечную) T_k . Результаты измерений и расчетов оформите в виде таблицы.

Обработка результатов эксперимента

1. Определите изменение температуры раствора $\Delta T = T_k - T_n$.
2. Рассчитайте количество теплоты Q (Дж), выделившейся в ходе реакции:
 $Q = (m_{\text{кис}} + m_{\text{щел}}) \Delta T \cdot C + W \cdot \Delta T$,

где $m_{\text{кис}}$ и $m_{\text{щел}}$ – массы кислоты и щелочи, равные их объемам ($\rho=1\text{г/см}^3$); C – удельная теплоемкость разбавленного водного раствора (воды) $4,184 \text{ Дж/(г}\cdot\text{К)}$; ΔT – изменение температуры; W – постоянная калориметра ($140,6 \text{ Дж/К}$).

3. Вычислите опытное изменение энтальпии (кДж/моль):

$$\Delta H_{\text{опыт}} = -\frac{Q \cdot 10^{-3}}{V_{\text{H}_2\text{O}}}.$$

4. Рассчитайте относительную погрешность опыта, %: $a = \frac{(\Delta H^0 - \Delta H_{\text{опыт}})}{\Delta H^0} 100\%$.
вероятность самопроизвольного совершения реакции.

Лабораторная работа №4

Химическая кинетика

Цель работы: исследование зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры.

Рекомендации: познакомьтесь с теоретическими основами работы по литературным источникам.

Важнейшие понятия: истинная и средняя скорости реакции, константа скорости, кинетическое уравнение, молекулярность и порядок реакции, энергия активации, кинетические условия самопроизвольных процессов, механизм реакции, обратимые и необратимые реакции, химическое равновесие, смещение равновесия.

Следует уметь: записывать кинетические уравнения для гомогенной и гетерогенной реакции; рассчитывать скорость химической реакции в начальный момент и когда прореагировала часть веществ; определять изменения скорости при изменении концентрации вещества, температуры и давления; рассчитывать энергию активации и константы скорости; записывать выражения константы равновесия; рассчитывать и связывать ее со свободной энергией Гиббса; определять направления смещения равновесия и оптимальные условия протекания процессов, используя принцип Ле Шателье; рассчитывать температуру равновесного состояния системы.

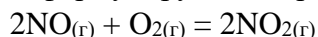
Контрольные вопросы и задания:

1. Какие факторы влияют на скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах?

2. Как влияет химическая природа реагирующих веществ на скорость химических реакций? Приведите примеры.

3. От каких факторов зависит константа скорости химической реакции?

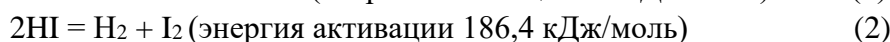
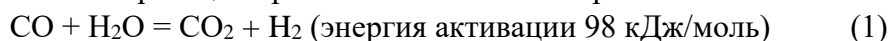
4. Сформулируйте и приведите закон действующих масс для реакции:



5. Почему температура влияет на скорость химических реакций? Как изменяется скорость гомогенной реакции при повышении температуры на 40°C , если температурный коэффициент равен 2?

6. Что называется энергией активации? В каких единицах она выражается?

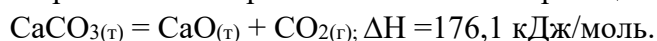
7. Какая реакция протекает с большей скоростью?



8. Что называется состоянием химического равновесия? Приведите примеры для гомогенных и гетерогенных систем.

9. Что называется константой равновесия, и от каких факторов она зависит?

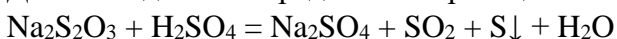
10. Сформулируйте принцип Ле-Шателье. Как влияет изменение внешних условий на состояние равновесия обратимой химической реакции?



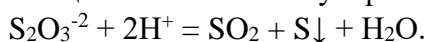
Экспериментальная часть

Опыт 1. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ

Для исследования предлагается реакция:



Реакция в ионно-молекулярном виде:



Прежде чем приступить к выполнению эксперимента, рассмотрите применимость закона действующих масс для данной реакции (для упрощения используйте уравнение реакции в ионно-молекулярном виде). Приведите графически вид зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия, условно обозначив ее как C , $2C$, $3C$ (при постоянной концентрации серной кислоты). Определите порядок реакции по тиосульфатным ионам. Обсудите также вид зависимости скорости реакции от концентрации серной кислоты и изобразите графически вид этой зависимости, если концентрацию тиосульфат-ионов считать постоянной. Укажите порядок реакции по ионам водорода.

Методика выполнения опыта

Приготовьте три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого в три пробирки налейте: в первую – 1 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 2 мл H_2O ; во вторую – 2 мл $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 1 мл H_2O ; в третью – 3 мл того же раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Затем в каждую пробирку добавьте по 1 мл раствора H_2SO_4 и измерьте время в секундах от момента добавления кислоты до появления первых признаков помутнения вследствие выпадения серы. Результаты опыта занесите в таблицу и постройте график зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

Исследуйте эмпирическое правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса, графическое решение которого позволяет определить энергию активации реакции.

Методика выполнения опыта

В три пробирки налейте по 2 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, поставьте в стакан с горячей водой и через 3 – 5 минут измерьте температуру воды термометром. Добавьте в первую пробирку 1 мл раствора H_2SO_4 и отметьте время от момента добавления кислоты до появления первых признаков помутнения. Изменяя температуру системы (доливая холодную или горячую воду), проведите реакцию во второй и третьей пробирках. Результаты опыта внесите в таблицу и постройте график, откладывая по оси ординат относительную скорость, а по оси абсцисс – температуру (t , $t + 10$, $t + 20$).

Рассчитайте средний температурный коэффициент реакции:

$$\gamma_{\text{ср}} = \frac{\gamma_1 + \gamma_2}{2}, \text{ если } \gamma_1 = \frac{v(t+10)}{v_t}; \quad \gamma_2 = \frac{v(t+20)}{v(t+10)}.$$

Для графического расчета энергии активации постройте зависимость $\ln v = f(1/T)$ и по тангенсу угла наклона прямой определите величину энергии активации.

Лабораторная работа №5

Гидролиз солей

Цель работы: изучение процесса гидролиза солей разного типа, установление количественных характеристик процесса гидролиза, изучение влияния различных факторов на степень гидролиза.

Рекомендации: по литературным источникам ознакомьтесь со следующими теоретическими основами - «Ионное произведение воды», «Сильные и слабые электролиты», «Гидролиз солей».

Важнейшие понятия: гидролиз солей, образование многоядерных комплексов, водородный показатель, степень и константа гидролиза.

Следует уметь: сравнивать относительную склонность к гидролизу ионов в зависимости от их заряда и размера, связывать склонность к гидролизу анионов и катионов с силой соответствующих кислот и оснований, значениями $K_{\text{дис}}$ соответствующих ступеней ионизации кислот и оснований. Выражать процесс гидролиза с помощью ионных и молекулярных уравнений. Объяснять влияние температуры, концентрации ионов H^+ и OH^- , одноименных ионов на смещение ионного равновесия.

Контрольные вопросы и задания:

1. Что называется ионным произведением воды, его значение для 298 К?
2. Что называется водородным показателем (рН)? Как его величина связана с гидроксильным показателем (рОН)?
3. Определите значение рН в растворах NaOH и H_2SO_3 при их концентрации 0,001 моль/л.
4. Как можно определить явление гидролиза?
5. Какие соли подвергаются гидролизу по катиону, а какие – по аниону? Какие соли не подвергаются гидролизу? Приведите примеры, записав уравнение гидролиза в ионном виде.
6. Охарактеризуйте понятия «степень гидролиза», «константа гидролиза».
7. От каких факторов зависит степень гидролиза?
8. Рассчитайте константу гидролиза соли NH_4Cl , а также степень гидролиза в растворе с концентрацией 0,001 моль/л.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Реакция среды водного раствора соли

Работа выполняется по вариантам (табл.5.1).

Таблица 5.1

Данные к опыту 1

Вариант	Соли		
	1	2	3
1	ZnCl_2	NaCl	Na_2SO_3
2	Na_2SO_4	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	NaHCO_3
3	MgCl_2	KCl	Na_3BO_3
4	K_2SO_4	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	KNO_2
5	NaNO_3	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	K_2CO_3
6	ZnSO_4	K_2CrO_4	KCl
7	KNO_3	NH_4Cl	Na_2SiO_3
8	MgCl_2	NaH_2PO_4	K_2SO_4
9	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$	CH_3COONa	NaCl
10	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	KBr	Na_2SO_3

Для предложенных солей Вашего варианта определите возможность протекания гидролиза, тип гидролиза – по катиону или по аниону. Для этого воспользуйтесь значениями констант диссоциации слабых кислот и оснований.

Методика выполнения опыта

В трех пробирках растворите в дистиллированной воде несколько кристалликов каждой соли, добавьте 1-2 капли универсального индикатора для измерения рН и сравните цвет раствора со шкалой цветности индикатора. Запишите результаты определения рН и уравнения реакции гидролиза в ионном и молекулярном виде, учитывая специфику гидролиза многозарядных ионов. В выводе отметьте, правильно ли Вы определили тип соли

Опыт 2. Влияние различных факторов на степень гидролиза

Опыт 2.1. Влияние разбавления на степень гидролиза

В сухую пробирку внесите с помощью пипетки 10-15 капель насыщенного раствора ацетата натрия и 1 каплю раствора фенолфталеина. Отметьте появление окраски индикатора,

связанное с гидролизом соли. Содержимое пробирки разделите на две части. Одну часть оставьте для сравнения, во вторую добавьте 5 капель дистиллированной воды. Отметьте, согласуются ли экспериментальные данные с теоретически предлагаемыми. Приведите соответствующие уравнения реакций.

Опыт 2.2. Влияние температуры на степень гидролиза соли

В сухую пробирку внесите 10-15 капель насыщенного раствора ацетата натрия и одну каплю индикатора (раствор фенолфталеина). Отметьте появление окраски индикатора, связанное с гидролизом соли. Содержимое разделите на две пробирки. Одну оставьте без изменений, другую нагрейте, проследите за изменением окраски, сделайте выводы.

Опыт 2.3. Влияние силы кислоты, образующей соль, на степень гидролиза

Определите pH 0,1 М раствора (карбоната натрия) Na_2CO_3 и (сульфата натрия) Na_2SO_4 . Для этого в небольшой объем раствора каждой соли добавьте 1 каплю универсального индикатора.

Определите величину pH, используя стандартную шкалу значений окраски универсального индикатора. Запишите соответствующие уравнения реакций в краткой ионной форме, учитывая ступенчатый характер процесса.

Лабораторная работа № 6 **Коллоидные растворы**

Цель работы: получить конденсационным методом ряд коллоидных растворов, определить знак коллоидных частиц, провести их коагуляцию.

Краткие теоретические основы:

Коллоидным раствором называется система, состоящая из частиц дисперсной фазы и дисперсионной среды. Частицы коллоидного раствора имеют размеры от 1 до 100 нм. По размерам частиц фазы коллоидные растворы занимают промежуточное положение между грубодисперсными системами и истинными растворами, поэтому к получению веществ в коллоидном состоянии можно подойти с двух сторон: либо получать их путем дробления крупных частиц, либо путем образования агрегата из отдельных молекул. Методы получения коллоидных растворов первым способом называются дисперсионными, а вторым – конденсационными. В некоторых случаях, когда молекула вещества очень велика, коллоидный раствор может быть получен непосредственным растворением данного вещества в подходящем растворителе. Диспергирование вещества осуществляется чаще всего в специальных коллоидных мельницах. Конденсационные методы можно осуществлять:

- а) путем конденсации паров вещества;
- б) путем замены растворителя так, чтобы вещество из растворимого становилось нерастворимым;
- в) путем химических реакций в растворах, сопровождающихся образованием малорастворимых веществ.

Свойства коллоидных растворов определяются главным образом размерами коллоидных частиц и величиной их поверхности. Коллоидные частицы, являясь агрегатами из многих молекул, имеют большую поверхность, а поэтому для них характерна избирательная адсорбция из окружающей среды. Вследствие этого коллоидные частицы избирательно поглощают ионы и заряжаются одноименно. Таким образом, для коллоидных растворов характерны электролитические свойства, проявляющиеся в одноименном заряде всех частиц данного золя. В электрическом поле коллоидные частицы движутся только к одному из электродов и возле него разрушаются (электрофорез). Вследствие избирательной адсорбции, коллоидные частицы образуют сольватную, или в случае воды, гидратную оболочку.

Размер коллоидных частиц соизмерим с длиной волны света, поэтому для них характерны оптические свойства, проявляющиеся в светорассеянии (конус Тиндаля) и различной цветности в отраженном и проходящем свете.

Лишая коллоидные частицы заряда или сольватной оболочки, можно вызвать разрушение золя (коагуляцию) и затем осаждение его частиц, т.е. седиментацию. Так, коагуляцию можно вызвать введением электролитов и зольей противоположного заряда. Так как разрушение золя наступает, когда частица лишается заряда, то количество прибавляемого золя или электролита не должно превышать определенного значения, так как в противном случае может произойти перезарядка коллоидных частиц.

Разрушение золя можно вызвать и путем изменения температуры, которая влияет на адсорбцию ионов и молекул растворителя коллоидными частицами. Как правило, повышение температуры ведет к разрушению зольей, однако, известны случаи коагуляции зольей и при понижении температуры.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение золя канифоли

В колбу, содержащую 50 мл воды, добавьте 3 – 4 капли спиртового раствора канифоли, перемешайте и наблюдайте за поведением раствора в проходящем и отраженном свете. К какому методу относится данный способ получения зольей? Сохраните золь для определения знака заряда его частиц.

Опыт 2. Получение золя гидроксида железа

Нагрейте в колбе до кипения 30 мл дистиллированной воды и прибавьте в кипящую воду по каплям концентрированный раствор хлорида железа (III) до получения раствора устойчивого темно-красного цвета. Напишите уравнение реакции, происходящей при этом. Объясните, почему гидроксид железа (III) не образует осадка? Приведите схему строения коллоидной частицы золя гидроксида железа (III). Полученный золь сохраните для дальнейших опытов. Каким методом получен данный золь?

Опыт 3. Капельный метод определения знака заряда коллоидных частиц

В случае положительного заряда коллоидных частиц капля золя, нанесенная на фильтровальную бумагу, расслаивается, так как бумага в воде заряжается отрицательно, и положительно заряженные частицы адсорбируются в центре капли.

В случае отрицательного заряда коллоидных частиц такого резкого расслоения на бумаге не наблюдается.

Нанесите по капле полученных ранее зольей на фильтровальную бумагу. Определите в каждом случае знак заряда коллоидных частиц.

Опыт 4. Коагуляция зольей от действия электролитов

а) в три пробирки налейте одинаковое количество полученного во втором опыте золя гидроксида железа (III) и прилейте в первую пробирку несколько капель раствора хлорида натрия, во вторую – фосфата натрия, в третью – сульфата натрия. Концентрация растворов электролитов должна быть одинаковая.

Через несколько минут посмотрите, что произошло в пробирках. Отметьте, в какой из пробирок быстрее выпадает осадок и почему?

б) в три пробирки налейте одинаковое количество гидрозоля сульфида сурьмы и прилейте в каждую пробирку по несколько капель соответственно растворов хлорида натрия, хлорида кальция и хлорида алюминия одинаковой концентрации. Через несколько минут посмотрите, что произошло в пробирках. Отметьте, в какой из пробирок быстрее выпадает осадок и почему?

В качестве вывода приведите формулы изоэлектрических состояний мицелл.

Опыт 5. Практическое использование явления коагуляции

В две пробирке налейте по 2 – 3 мл мутной воды, содержащей глину или коалин ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). В одну пробирку прилейте 2 – 3 мл раствора алюмокалиевых квасцов $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, а другую пробирку оставьте для сравнения.

Что при этом наблюдаете? Объясните происходящее явление и укажите, возможные области практического использования.

Лабораторная работа № 7 Электрохимические процессы

Цель работы: познакомиться с процессами взаимного превращения химической и электрической энергий.

Рекомендации: повторите теорию окислительно-восстановительных процессов, условия самопроизвольного протекания химических реакций.

Важнейшие понятия:

Электроды, стандартный электродный потенциал, водородная шкала потенциалов, равновесный электродный потенциал, гальванический элемент, электрохимическая схема элемента, электродвижущая сила элемента. Электролиз, анод (инертный и растворимый), катод, последовательность электродных процессов, выход по току, электрохимический эквивалент.

Следует уметь:

Составлять электрохимические схемы элементов с привлечением стандартных потенциалов; записывать уравнение реакций, протекающих на электродах; рассчитывать равновесный потенциал по уравнению Нернста, электродвижущую силу элемента; связывать ее со свободной энергией Гиббса; записывать уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде при электролизе растворов и расплавов; проводить количественные расчеты, используя законы Фарадея.

Контрольные вопросы и задания:

1. Что такое электрод?
2. Каковы причины возникновения электродного потенциала?
3. Почему одни металлы при погружении в раствор собственной соли заряжаются отрицательно, а другие - положительно?
4. Вычислите с помощью формулы Нернста электродный потенциал цинка, опущенного в раствор его соли с концентрацией ионов Zn^{2+} 0,01 моль/л.
5. Определите потенциал водородного электрода, если концентрация ионов H^+ в растворе равна $3,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л.
6. Охарактеризуйте окислительные свойства катионов водорода (H^+) нейтрального, щелочного и кислого растворов по отношению к металлам.
7. Приведите схемы двух гальванических элементов, в одном из которых цинк – отрицательный электрод, в другом – положительный.
8. Составлена концентрационная гальваническая цепь:
 $\text{Pt}, \text{H}_2 / 0,001 \text{ н } \text{HCOOH} \parallel 1 \text{ н } \text{CH}_3\text{COOH} / \text{H}_2, \text{Pt}$.
Константы диссоциации кислот равны: $K_{\text{муравьин}} = 1,77 \cdot 10^{-4}$; $K_{\text{уксусн}} = 1,75 \cdot 10^{-5}$.
Определить ЭДС цепи.
9. Предложите гальванический элемент с максимально возможным ЭДС, пользуясь рядом стандартных электродных потенциалов. Укажите электродные процессы в этом элементе и суммарную окислительно-восстановительную реакцию.
10. Запишите схему электролиза водного раствора ZnSO_4 , анод – инертный.
11. При токе силой 2 А в течение 40 минут выделилось на катоде 4,54 г некоторого металла. Вычислите электрохимический эквивалент этого металла в г/(А · ч).

12. Выход по току при получении металлического кальция при электролизе расплава хлорида кальция равен 70 %. Сколько электричества надо пропустить через электролизер, чтобы получить 200 г кальция?

Экспериментальная часть

Опыт 1. Медно - цинковый гальванический элемент

В два стаканчика налейте 1М растворы: в первый – раствор $ZnSO_4$ и туда же опустить цинковый электрод, во второй – раствор $CuSO_4$ с погруженным в него медным электродом. Гальванометр, встроенный в цепь, покажет наличие электрического тока. Опыт повторите с другой концентрацией катодного раствора (0,1 М).

Опыт 2. Гальванический элемент Вольта

Соберите такую же схему, что и в опыте 1, но в качестве катодного раствора используйте 1М раствора H_2SO_4 . Обеспечьте внутреннюю цепь и убедитесь в наличии электрического тока во внешней цепи.

Опыт 3. Электролиз водного раствора сульфата натрия

В электролизер налейте раствор Na_2SO_4 , погрузите угольные электроды, подключенные к источнику постоянного электрического тока. В катодное пространство электролизера добавьте несколько капель индикатора фенолфталеина и включите прибор. Какие процессы на катоде и аноде протекают при электролизе водного раствора сульфата натрия?

Опыт 4. Электролиз водного раствора йодистого калия

В электролизер поместите раствор KI и опустите угольные электроды. Пропустите электрический ток. Что наблюдаете? Приведите уравнения реакций.

Опыт 5. Электролиз раствора серной кислоты с активным анодом

В электролизер поместите 2М раствор серной кислоты. В качестве катода используйте угольный электрод, а в качестве анода – медный. Пропустите через систему постоянный электрический ток (используйте выпрямитель от внешней сети). Что наблюдаете? Какие процессы протекают на электродах? Приведите уравнения реакций.

Лабораторная работа № 8

Коррозия металлов

Цель работы: изучение важнейших процессов, протекающих при коррозии металлов.

Контрольные вопросы:

1. Каковы особенности электрохимической коррозии? В чем ее отличие от химической коррозии? Какую роль играют оксидные пленки в поведении металлов Zn , Cr , Fe ?
2. Сравните химическую стойкость железа в контактах с алюминием и оловом.
3. Алюминиевая деталь находится в постоянном контакте с медным проводом в условиях повышенной влажности в воздушной среде. Определите анод и катод, запишите электродные процессы.
4. В поверхностном слое стальной отливки находятся вкрапления углерода. Приведите уравнения реакции электродных процессов, протекающих при коррозии стальных изделий, если среда нейтральная.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Исследование относительной скорости коррозии железа в присутствии различных металлов

Коррозия как процесс самопроизвольный, протекает одновременно по всем возможным механизмам. Микроэлемент может возникнуть в любой точке изделия: достаточно попадания капли раствора на место соприкосновения двух металлов.

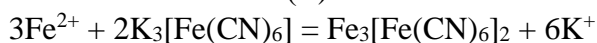
При электрохимической коррозии одни участки поверхности металла служат анодами, другие – катодами. На катодные участки притекают избыточные электроны, которые присоединяются к положительно заряженным ионам металла или нейтральным молекулам

раствора.

Наиболее часто встречаются катодные процессы, связанные с восстановлением ионов водорода ($2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$), или молекул кислорода ($\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = 4\text{OH}^-$ или $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = 4\text{H}_2\text{O}$ в зависимости от характера среды). В первом случае процесс называют коррозией с водородной деполяризацией, а во втором – коррозией с кислородной деполяризацией. Эти процессы могут протекать одновременно.

Роль анода выполняет более активный металл, имеющий меньшую величину электродного потенциала.

Возьмите три одинаковых куска железной проволоки. Один из них покройте медью. Для этого хорошо очистите проволоку наждачной бумагой и поместите на 2 – 3 минуты в раствор соли меди. Затем проволоку промойте водой. Ко второй проволоке прикрепите кусочек цинковой пластинки (или возьмите такой же по размерам кусочек оцинкованного железа). Третью проволоку оставьте без изменений для контроля. Опустите образцы в пробирки, содержащие приблизительно по 1 мл 0,02 N раствора соляной кислоты. Через пять минут проволочки выньте и добавьте к каждому раствору по 2 – 3 капли реактива на ион железа (II) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Реакция обнаружения ионов железа (II):



темно-синяя окраска

По интенсивности окраски индикатора сделайте вывод о количестве растворенного железа и о влиянии меди и цинка на скорость коррозии железа. Составьте схемы гальванических элементов. Запишите уравнения реакций, проходящих на электродах.

Опыт 2. Влияние ионов хлора на процесс коррозии алюминия

В две пробирки налейте по 2 – 3 мл 0,5 M CuSO_4 и в каждую пробирку погрузите по кусочку алюминиевой проволоки. Какие изменения произошли в пробирках? В одну из пробирок внесите кристаллический хлорид натрия. Что наблюдаете? Объясните влияние ионов хлора на процесс коррозии. Напишите реакции коррозии алюминия в растворе CuSO_4 . Назовите вид коррозии и тип катодной деполяризации.

Опыт 3. Изучение защитных свойств металлических покрытий. Коррозия оцинкованного и луженого железа

Коррозия металла, защищенного покрытием, начинается при нарушении целостности покрытия (например, при нанесении глубокой царапины); при этом в контакте с окружающей средой находятся оба металла; и защищаемый, и металл покрытия.

В две пробирки налейте по 4 – 5 мл 0,1 M раствора серной кислоты и по 0,5 мл $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В одну из пробирок погрузите пластинку оцинкованного железа, в другую – пластинку луженого железа. В какой пробирке появляется синее окрашивание? Напишите уравнения реакций коррозии оцинкованного и луженого железа.

Опыт 4. Ингибиторная защита металла от коррозии в кислой среде

На два часовых стекла поместите по грануле цинка и по несколько капель HCl , разбавленной в соотношении 1 : 1. Когда начнется интенсивная реакция, на одно стекло добавьте несколько кристалликов уротропина. Что при этом наблюдается? Запишите уравнение реакции цинка с кислотой. В выводе объясните суть ингибиторной защиты металлов от коррозии.

Лабораторная работа № 9

Общие свойства металлов

Цель работы: изучить химические свойства металлов – важнейших конструкционных материалов. Оценить химическую устойчивость металлов в различных агрессивных средах.

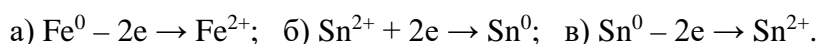
Рекомендации: охарактеризуйте общие свойства металлов, природу металлической связи, возможные степени окисления, зависимость свойств от нахождения в периодической системе элементов; условия самопроизвольного протекания химических реакций.

Важнейшие понятия: стандартный электродный потенциал – как мера окислительно-восстановительной активности металла, ряд напряжений металлов, металлическая связь – как причина особых физико-механических свойств металлов.

Следует уметь: определять относительную химическую активность металла по значению его стандартного электродного потенциала, определять выбор металла в качестве конструкционного материала в тех или иных условиях.

Контрольные вопросы и задания:

1. Почему все металлы обладают восстановительными свойствами?
2. Какие свойства проявляют катионы металлов при взаимодействии с металлами?
3. Охарактеризуйте окислительные свойства катионов водорода (H^+) нейтрального, щелочного и кислого растворов по отношению к металлам.
4. Объясните действие разбавленной и концентрированной серной кислоты на металлы.
5. Приведите реакции, описывающие поведение железа, имеющего свинцовое покрытие, при нарушении целостности покрытия во влажном воздухе при $pH=7$, если $\varphi^0_{Sn^{2+}/Sn^0} = -0,14$ В; $\varphi^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44$ В;)?



Экспериментальная часть

Опыт 1. Ряд напряжений металлов

Установите сравнительную активность некоторых металлов на основании реакций вытеснения металлов из их солей другими металлами. Для этого налейте в пробирки растворы следующих солей: сульфата цинка, нитрата свинца, сульфата железа, сульфата меди и опустите в каждую пробирку по кусочку цинка. Через 2 – 3 минуты наблюдайте изменения, происходящие на поверхности цинка. Аналогичные опыты проделайте с железом, свинцом и медью. Запишите уравнения реакций.

Опыт 2. Действие кислот на металлы

Характер действия кислот на металлы зависит от свойств и концентрации кислоты, а также от химического характера металла, определяемого положением его в ряду напряжений. В две пробирки поместите по кусочку цинка и прилейте в одну пробирку 1–2 мл концентрированной, а в другую – разбавленной серной кислоты. Что наблюдаете? Аналогичные опыты проделайте с металлами: Fe, Cu, Al, Zn. Запишите уравнения реакций.

Опыт 3. Действие щелочей на металлы

Испытайте действие щелочей на следующие металлы: алюминий, цинк и медь. Для этого в отдельные пробирки поместите по кусочку названных металлов и прилейте в каждую концентрированный раствор NaOH. Если реакция не идет, содержимое пробирки нагрейте в пламени спиртовки. Укажите, какие из приведенных металлов растворяются в щелочи. Запишите уравнения соответствующих реакций.