



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

ИНЖЕНЕРНАЯ ШКОЛА

«СОГЛАСОВАНО»

Руководитель ОП
«Инноватика»

 Д. Б. Соловьев

(подпись)

«10» июня 2019 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ
«ХИМИЯ»

направление 27.03.05 Инноватика
профиль Управление инновациями
Форма подготовки: очная

Инженерная школа

Кафедра Инноватики, качества, стандартизации и сертификации

курс 1 семестр 1

лекции 18 час.

практические занятия 18 час.

лабораторные работы 18 час.

в том числе с использованием МАО лек. 12 час

всего часов аудиторной нагрузки 54 час.

самостоятельная работа 54 час.

контрольные работы – не предусмотрено учебным планом

курсовая работа / курсовой проект – не предусмотрено учебным планом

зачет – 1 семестр

экзамен - семестр

Рабочая программа составлена в соответствии с требованиями ОС ВО ДВФУ, утвержденного приказом Ректора ДВФУ от 21 октября 2016 г.

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

Составитель: ст. преподаватель Ткачева М.В.

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)

Аннотация дисциплины «Химия»

Дисциплина разработана для студентов направления 27.03.05 Инноватика, профиль «Управление инновациями». Входит в базовую часть учебного плана: Б1.Б.25. Основой для изучения дисциплины «Химия» является курс химии средней школы, а также некоторые разделы курса физики и математики средней школы.

Освоение дисциплины «Химия» связано и является базовым в целом ряде вопросов при изучении дисциплин: физика, безопасность жизнедеятельности, дисциплины профильной направленности. Дисциплина реализуется на I курсе, в течение 1 семестра. Общая трудоемкость освоения дисциплины составляет 3 зачетных единицы, 108 часов. Учебным планом предусмотрены лекционные занятия (18 часов), практические занятия (18 часов), лабораторные работы (18 часов), самостоятельная работа студентов (54 часа).

Часы на КСР учебным планом не предусмотрены. Форма промежуточного контроля – зачет.

Цель: подготовка студентов к использованию знания о химических процессах и явлениях для решения задач, возникающих при выполнении профессиональной деятельности.

Задачи дисциплины:

– Изучение квантово-механической теории строения атома применительно к описанию характеристик и свойств различных соединений.

– Изучение закономерностей протекания физико - химических процессов.

– Использование основных законов естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применение методов анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования.

Для успешного изучения дисциплины «Химия» у обучающихся должны быть сформированы следующие предварительные компетенции:

– владение навыками работы с различными источниками информации;
– знание основ курсов «Химии» и «Физики», полученных на базе средней школы.

Планируемые результаты обучения по данной дисциплине (знания, умения, владения), соотнесенные с планируемыми результатами освоения обра-

зовательной программы, характеризуют этапы формирования следующих компетенций:

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
ОПК-7 - способностью применять знания математики, физики и естествознания, химии и материаловедения, теории управления и информационные технологии в инновационной деятельности	Знает	основные закономерности протекания химических реакций и физико-химических процессов
	Умеет	использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности.
	Владеет	методами выполнения элементарных лабораторных физико-химических исследований в области профессиональной деятельности.

Для формирования вышеуказанной компетенции в рамках дисциплины «Химия» применяются следующие методы активного обучения: «лекция-беседа», «дискуссия».

стехиометрические и газовые законы. Понятие эквивалента. Закон эквивалентов и его практическое использование.

Раздел 2. Уровни организации вещества (3 час.)

Тема 1. Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева (2 час.)

Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа и типы электронных орбиталей. Электронные конфигурации атомов.

Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.

Тема 2. Химическая связь (1 час.)

Виды и характеристики химической связи. Свойства соединений различных типов связей. Межмолекулярное взаимодействие. Химическая связь и структура твердых тел.

Раздел 3. Закономерности протекания процессов (5 час.)

Тема 1. Химическая термодинамика, энергетика процесса, с использованием метода активного обучения – лекция – беседа (2 час.)

Основные понятия и определения химической термодинамики. Первое начало термодинамики и его применение к химическим системам. Энтальпия, термохимические законы и термохимические расчеты. Законы Гесса и Ломоносова-Лавуазье-Лапласа. Второе начало термодинамики. Энтропия и третье начало термодинамики. Энергия Гиббса и критерии самопроизвольного протекания процессов.

Тема 2. Скорость химических процессов и химическое равновесие (3 час.)

Понятие о скорости и механизме химической реакции. Закон действующих масс. Порядок и молекулярность реакции. Кинетические уравнения реакций с целочисленными кинетическими порядками. Влияние температуры на скорость реакции. Энергия активации. Катализ и каталитические реакции.

Химическое равновесие. Термодинамическое и кинетическое условия равновесия. Способы выражения констант химического равновесия и взаимосвязь между ними. Факторы, влияющие на сдвиг химического равновесия. Термодинамическое обоснование принципа Ле-Шателье.

Раздел 4. Химические системы (5 час.)

Тема 1. Общие свойства растворов (1 час.)

Основные понятия и определения. Гомогенные и гетерогенные системы.

Жидкие системы. Термодинамика процесса растворения. Способы выражения количественного состава растворов. Коллигативные свойства растворов.

Тема 2. Основные виды равновесий в водных растворах электролитов (4 час.), с использованием метода активного обучения – лекция с разбором конкретных ситуаций (2 час.)

Протолитическое равновесие в водных растворах слабых электролитов. Сильные и слабые электролиты, степень и константа диссоциации, их взаимосвязь. Ионное произведение воды, водородный и гидроксильный показатели. Совмещенные протолитические равновесия.

Гетерогенное равновесие в водных растворах малорастворимых электролитов. Понятие растворимости и константа растворимости их количественное соотношение. Условия образования и растворения осадка. Совмещенные гетерогенные равновесия.

Лигандо-обменное равновесие в водных растворах, содержащих комплексные ионы. Константы устойчивости и нестойкости комплексных ионов. Факторы, влияющие на прочность и состав комплексных соединений.

Окислительно-восстановительные равновесия.

Совмещенные равновесия разных типов. Константа совмещенного равновесия.

Раздел 5. Электрохимические системы (3 час.)

Тема 1. Электродные процессы и электродвижущие силы. Химические источники электрической энергии. Процессы электролиза, их характеристики (2 час.)

Окислительно-восстановительные процессы. Электрохимические процессы. Электродный потенциал и уравнение Нернста. Химические источники тока, гальванические элементы. Процессы электролиза растворов и расплавов, последовательность электродных реакций.

Тема 2. Металлы, коррозия и способы защиты металлов от разрушений. (1 час)

Общие свойства металлов. Коррозия, виды коррозионных разрушений и основные характеристики коррозионных процессов. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия, её особенности. Способы защиты металлов от коррозии.

II. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

Лабораторные работы (18 час.)

Лабораторная работа №1. Классы неорганических соединений (2 час.)

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

Лабораторная работа №2. Определение молярной массы эквивалента металла (2 час.), с использованием метода активного обучения – лабораторная работа с использованием частично-исследовательских методов ведения эксперимента (2 час.)

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

Лабораторная работа №3. Определение теплового эффекта химической реакции (2 час.), с использованием метода активного обучения – лабораторная работа с использованием частично-исследовательских методов ведения эксперимента (2 час.)

Экспериментальным путем с помощью калориметра устанавливается энтальпия реакции нейтрализации.

Лабораторная работа №4. Химическая кинетика. (2 час.), с использованием метода активного обучения – лабораторная работа с использованием частично-исследовательских методов ведения эксперимента (2 час.)

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

Лабораторная работа №5. Химическое равновесие (2 час.)

Рассматривается подчинение равновесных систем принципу Ле-Шателье.

Лабораторная работа №6 Равновесие в водных растворах электролитов. (2 час.), с использованием метода активного обучения – лабораторная работа с разбором конкретных ситуаций (2 час.)

Изучаются совмещенные равновесия разных типов в водных растворах электролитов.

Лабораторная работа №7. Коллоидные системы (2 час.)

Рассматриваются основные методы получения коллоидных систем, изучаются их свойства.

Лабораторная работа №8. Электрохимические процессы (2 час.)

Рассматриваются процессы взаимопревращения химической и электрической энергии.

Лабораторная работа №9 Коррозия металлов (2 час.), с использованием метода активного обучения – лабораторная работа с разбором конкретных ситуаций (2 час.)

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

Практические занятия (18 час.)

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

1. Основные понятия и законы химии в свете атомно-молекулярного учения.

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

1. Основные положения квантовой механики, принципы квантования энергии. Порядок распределения электронов в многоэлектронных атомах.

2. Взаимосвязь между строением атома элемента, положением его в Периодической системе Д.И. Менделеева и свойствами элемента.

3. Межмолекулярные взаимодействия.

Занятие 3. Основные термодинамические закономерности протекания химических процессов (2 час.), с использованием метода активного обучения – групповая дискуссия (2 час.).

1. Основные термодинамические функции состояния: обозначение, физический смысл, способы расчета.

2. Основные законы термодинамики: формулировки, математические выражения, применимость к различным системам.

3. Критерии самопроизвольного протекания процессов в различных термодинамических системах.

Занятие 4. Основные кинетические закономерности протекания химических процессов (2 час.)

1. Средняя и истинная скорости химической реакции.

2. Факторы, влияющие на скорость гомогенных и гетерогенных химических реакций.

Занятие 5. Химическое равновесие (2 час.)

1. Термодинамическое и кинетическое условия равновесия. Способы выражения констант химического равновесия и взаимосвязь между ними.

2. Взаимосвязь константы химического равновесия и свободной энергии Гиббса.

3. Факторы, влияющие на сдвиг химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Занятие 6. Совмещенные равновесия разных типов в водных растворах электролитов (2 час.)

1. Основные виды изолированных равновесий в водных растворах электролитов. Константы равновесия.

2. Совмещенные равновесия одного типа. Общая константа совмещенных равновесий одного типа и определение направления процесса.

3. Совмещенные равновесия разных типов. Общая константа совмещенных равновесий разного типа и определение направления процесса.

Занятие 7. Свойства растворов (2 час.)

1. Классификация растворов. Способы выражения состава растворов.

2. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов. Их практическое использование.

Занятие 8. Электрохимические процессы (4 час.), с использованием метода активного обучения – групповая дискуссия (2 часа)

1. Электрохимия как наука, изучающая взаимопревращения химической и электрической энергии. Основное уравнение взаимосвязи химической и электрической энергии. Принципиальное устройство электрохимических систем.

2. Химические источники тока, устройство, принцип действия, ЭДС. Процесс электролиза, последовательность электродных реакций.

3. Коррозия металлов. Виды коррозионных разрушений, виды коррозионных сред и типы коррозионных процессов. Скорость коррозионного разрушения и факторы, влияющие на нее. Способы защиты металлов от коррозии.

III. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

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

план-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине, в том числе примерные нормы времени на выполнение по каждому заданию;

характеристика заданий для самостоятельной работы обучающихся и методические рекомендации по их выполнению;

требования к представлению и оформлению результатов самостоятельной работы;

критерии оценки выполнения самостоятельной работы.

План-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине «Химия»

№ п/п	Дата/сроки выполнения	Вид самостоятельной работы	Примерные нормы времени на выполнение	Формы контроля
1	2-3 неделя	Индивидуальное домашнее задание по теме «Основные	2 час.	Устный опрос (УО-1),

		понятия и законы химии»		письменная работа (ПР-11)
2	4-6 неделя	Составление конспекта по теме «Химическая связь»	2 час.	Конспект (ПР-7)
3	7-9 неделя	Индивидуальное домашнее задание по теме «Основные термодинамические и кинетические закономерности протекания химических реакций»	6 час.	письменная работа (ПР-11)
4	10-11 неделя	Изучение новой темы «Коллигативные свойства растворов» и составление конспекта	2 час.	Конспект (ПР-7), устный опрос (УО-1)
5	12-15неделя	Индивидуальное домашнее задание по теме «Растворы»	3 час.	письменная работа (ПР-11)
6	16-18 неделя	Индивидуальное домашнее задание по теме «Электрохимические процессы»	3 час.	Собеседование (УО-1) или письменная работа (ПР-11)
7	1-18 неделя	Подготовка к практическим занятиям	18 час. (2 акад. час на одно практическое занятие)	устный опрос (УО-1), письменная работа (ПР-11)
8	1-18 неделя	Подготовка к лабораторной работе	18 час. (2 акад. час на каждую лабораторную работу)	устный опрос (УО-1), отчет по лабораторной работе (ПР-6)

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

1. Составление конспекта по темам «Химическая связь», «Коллигативные свойства растворов».

Алгоритм составления конспекта

- внимательно прочитайте текст;
- отметьте новые слова, имена, даты; уточните значение непонятных слов;

- произведите обработку материала: выделите главные мысли, определения понятий, выводы;
 - составьте план, запишите ключевые слова, можно зафиксировать главные мысли в виде схем;
 - при повторном чтении текста обратите внимание на взаимосвязь главных мыслей, на способы их доказательства;
 - записи старайтесь вести своими словами, не переписывая текст; стремитесь к краткости;
 - в конспекте можно использовать сокращения. Особенно удобны опорные сигналы, которые легко запоминаются;
 - запись должна быть компактной (занимать мало места) и в то же время структурированной. Сплошной текст плохо воспринимается и запоминается. Поэтому отступы, пробелы, нумерация, выделение главного подчеркиванием, рамкой или другим цветом сделают ваш конспект более удобным для последующей работы;
 - закончив конспектирование, прочитайте текст еще раз, при необходимости доработайте конспект;
 - попробуйте по конспекту восстановить в памяти изученный материал.
2. Выполнение индивидуальных домашних заданий по темам «Основные понятия и законы химии», «Основные термодинамические и кинетические закономерности протекания химических реакций», «Растворы», «Электрохимические процессы».

«Основные понятия и законы химии»

1. Определите молярную массу эквивалента следующих веществ: а) серной кислоты; б) кальция; в) гидроксида кальция. Приведите соответствующие уравнения реакций.
2. Определите молярный объем эквивалента водорода при 900 мм. рт.ст. и 300⁰С.
3. Определите массу оксида кремния, который растворится в растворе, содержащем 500 г гидроксида калия.

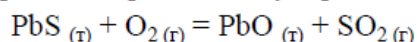
«Основные термодинамические и кинетические закономерности протекания химических реакций»

Для предложенной реакции ответьте на следующие вопросы:

- экзо- или эндотермической является данная реакция; определите тепловой эффект образования 1 кг любого из продуктов реакции в данном процессе;

- как меняется степень беспорядка в ходе реакции;
- возможна ли данная реакция в изолированной системе при стандартных условиях;
- возможна ли данная реакция в открытой системе при 25⁰С и 1000 К. При какой температуре выделяется больше энергии;
- какой фактор (энтропийный или энтальпийный) способствует протеканию процесса;
- запишите выражения кинетической и термодинамической $K_{\text{равновесия}}$, покажите взаимосвязь между ними;
- рассчитайте числовое значение $K_{\text{равновесия}}$ при температуре 25⁰С и 1000 К. При какой температуре полнота протекания реакции выше;
- укажите оптимальные условия протекания реакции, используя принцип Ле Шателье (условия, при которых равновесие смещается в прямом направлении).

Не забудьте уравнять предложенную реакцию.



$$\Delta H^0_{\text{обр}}, \text{кДж/моль} \quad -100,42 \quad 0 \quad -219,28 \quad -296,9$$

$$\Delta G^0, \text{кДж/моль} \quad -98,77 \quad 0 \quad -189,1 \quad -300,21$$

«Растворы»

1. Рассчитайте молярную концентрацию 2% - ного по массе раствора хлорида никеля. Плотность раствора 1,055 г/см³.
2. Сколько граммов сахарозы надо растворить в 100 г воды, чтобы повысить температуру кипения на 1⁰С?
3. Рассчитайте рН следующих растворов: а) 0,03М НВг; б) 0,1 N Н₂Se; в) 0,0008 M CuCl₂.
4. Определите при какой концентрации КОН в растворе концентрация ионов железа (II) будет равна 1·10⁻²⁸. $K_s(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 1 \cdot 10^{-15}$

«Электрохимические процессы»

1. Составить схемы двух гальванических элементов, в одном из которых анодом служил бы железный электрод, а в другом элементе он является катодом. Вычислить ЭДС этих элементов при концентрациях катодных электролитов 0,1 моль/л, а анодных электролитов 0,001 моль/л.
2. При электролизе водного раствора сульфата калия на катоде выделилось 224 л газа. Рассчитать время электролиза, если сила тока была равна 5 А. Привести полную схему электролиза. Рассчитать массу вещества, выделившегося на аноде.

3. Привести схемы гальванических элементов, возникающих при нарушении целостности железного изделия, покрытого никелем, результатом работы которых является процесс коррозии: а) во влажном воздухе; б) в кислой среде. Привести уравнения процессов и указать продукты коррозии.

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.

Перед выполнением лабораторных работ необходимо пройти инструктаж по технике безопасности и расписаться в соответствующем журнале. Только после этого знакомится с порядком выполнения лабораторной работы, готовится к проведению эксперимента. В ходе выполнения работы внимательно наблюдать за изменениями в системе, проводить измерения, и записывать наблюдения. Если требуется, записывать уравнения реакций, делать расчеты. По результатам эксперимента делать выводы. После выполнения лабораторной работы студент оформляет отчет, отдает отчет по лабораторной работе на проверку преподавателю. 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.

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.

IV. КОНТРОЛЬ ДОСТИЖЕНИЯ ЦЕЛЕЙ КУРСА

№ п/п	Контролируемые модули дисциплины	Коды и этапы формирования компетенций		Оценочные средства	
				текущий контроль	промежуточная аттестация
1	Атомно-молекулярное учение	ОК-7 ПК-1	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	зач. вопросы № 1
			умеет:	разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 1
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	
2	Уровни организации вещества	ОК-7 ПК-1	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	зач. вопросы № 2, 3, 4, 5
			умеет:	конспект (ПР-7); разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 1, 2, 3, 4
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	
3	Закономерности протекания	ОК-7	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	зач. вопросы № 6, 7, 8
			умеет:	разноуровневые задачи и	типовые задания

	реакции	ПК-1		задания (ПР-11)	№ 6
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	
4	Химические системы	ОК-7 ПК-1	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	зач. вопросы № 5, 9, 10, 11, 12
			умеет:	конспект (ПР-7); разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 5, 7
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	
5	Электрохимические системы	ОК-7 ПК-1	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	зач. вопросы № 13, 14, 15, 16, 17
			умеет:	разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 8, 9
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	

V. СПИСОК УЧЕБНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Основная литература

1. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для нехимических специальностей вузов/ Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2012. – 749с. <http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:667020&theme=FEFU>
2. 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>
3. Общая химия. Теория и задачи / Н.В. Коровин, Н.В. Кулешов, О.Н. Гончарук, В.К. Камышова. — СПб.: Лань, 2014.— 491 с. http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=51723

Дополнительная литература

1. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/ Я.А. Угай. - М.: Высшая школа, 2007. – 527 с. <http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:353896&theme=FEFU>
2. Вольхин, В.В. Общая химия. Специальный курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 440с. <http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:281661&theme=FEFU>

3. Вольхин, В.В. Общая химия. Избранные главы: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 378с. <http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:281664&theme=FEFU>
4. Гельфман, М.И. Химия / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — СПб.: Лань, 2008.— 472 с. http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4030
5. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. — СПб.: Лань, 2014.— 744 с. http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=50684
6. Краткий справочник физико-химических величин /Под ред. Равделя А.А. и Пономаревой А.М. – СПб.: Специальная литература,1999. – 232с. <https://lib.dvfu.ru:8443/lib/item?id=chamo:363942&theme=FEFU>
7. 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»

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/>
7. поисковая система печатных материалов <http://www.scopus.com>

VI. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОСВОЕНИЮ 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; сдача зачета 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, безусловно, 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 новых незнакомых терминов и названий, формулы и уравнения реакций, математические зависимости и их выводы и т.д. Если есть возможность 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 зачету.

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. 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 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.

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);

- защитить итоги работы.

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

5. К сдаче зачета допускаются студенты, которые выполнили индивидуальные задания по основным разделам курса, выполнили и защитили отчёты по лабораторному практикуму.

VII. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

1. Специализированные лаборатории по химии, оснащенные системой вентиляции, лабораторной мебелью и приборами, необходимыми для выполнения лабораторных работ.

2. Наборы материалов и реактивов необходимых для выполнения лабораторных работ.
3. Лабораторная посуда для проведения опытов: различные пробирки, колбы, пипетки аналитические, бюретки и т.д.

VIII. ФОНДЫ ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

Паспорт фонда оценочных средств по дисциплине «Химия»

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
ОК-1 способность к самоорганизации и самообразованию	Знает	содержание процессов самоорганизации и самообразования, их особенности и технологии реализации
	Умеет	устанавливать приоритеты при выборе решений с учетом условий, средств и личностных возможностей
	Владеет	приемами организации процесса самообразования
ПК-1 способностью анализировать состояние и динамику объектов деятельности с использованием необходимых методов и средств анализа	Знает	основные закономерности протекания химических процессов и способы решения типовых химических задач с использованием необходимых методов и средств анализа
	Умеет	применять базовые химические знания и осуществлять анализ состояния и динамики объектов деятельности с использованием необходимых методов и средств анализа;
	Владеет	навыками решения химических задач и использует их для анализа состояния и динамики объектов деятельности

№ п/п	Контролируемые модули дисциплины	Коды и этапы формирования компетенций		Оценочные средства	
				текущий контроль	промежуточная аттестация
1	Атомно-молекулярное учение	ОК-7 ПК-1	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	зач. вопросы № 1
			умеет:	разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типичные задания № 1
			владеет:	лабораторная работа	

				(ПР-6)	
2	Уровни организации вещества	ОК-7 ПК-1	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	зач. вопросы № 2, 3, 4, 5
			умеет:	конспект (ПР-7); разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 1, 2, 3, 4
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	
3	Закономерности протекания реакции	ОК-7 ПК-1	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	зач. вопросы № 6, 7, 8
			умеет:	тест (ПР-1); разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 6
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	
4	Химические системы	ОК-7 ПК-1	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	зач. вопросы № 5, 9, 10, 11, 12
			умеет:	конспект (ПР-7); разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 5, 7
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	
5	Электрохимические системы	ОК-7 ПК-1	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	зач. вопросы № 13, 14, 15, 16, 17
			умеет:	разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 8, 9
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	

Шкала оценивания уровня сформированности компетенций

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции		критерии	показатели
ОК-1 способность к самоорганизации и самообразованию	Знает (пороговый уровень)	содержание процессов самоорганизации и самообразования, их особенности и технологии реализации	знание основных приемов организации процесса самообразования;	способность аргументированно обосновывать принимаемые решения
	Умеет (продвинутый)	устанавливать приоритеты при выборе решений	умение самостоятельно организовать	способность выполнять стандартные

		с учетом условий, средств и личностных возможностей	процесс овладения информацией	действия (отбор, классификация, составление схем, систематизация данных и т.п.) способность к организации рабочего места;
	Владеет (высокий)	приемами организации процесса самообразования	владение техникой работы с литературными источниками;	способность к систематизации учебного материала, способность к самостоятельному изучению и анализу учебной информации
ПК-1 способностью анализировать состояние и динамику объектов деятельности с использованием необходимых методов и средств анализа	Знает (пороговый уровень)	основные закономерности протекания химических процессов и способы решения типовых химических задач с использованием необходимых методов и средств анализа	знание особенностей и свойств основных химических систем, необходимых; знание основных способов решения типовых химических задач;	способность грамотно оперировать химической терминологией; способность объяснять решение типовых химических задач в профессиональной деятельности
	Умеет (продвинутой)	применять базовые химические знания и осуществлять анализ состояния и динамики объектов деятельности с использованием необходимых методов и средств анализа;	умение выбирать, сравнивать и анализировать полученную химическую информацию в профессиональной деятельности	способность правильно читать химический текст; способность правильно интерпретировать информацию о химических веществах и процессах в профессиональной деятельности
	Владеет	навыками решения	владение основными	способность самостоятельно

	(высокий)	химических задач и применения их для анализа состояния и динамики объектов деятельности	методами решения типовых задач в профессиональной деятельности	выбирать способ и осуществлять решение поставленных теоретических и экспериментальных химических задач в профессиональной деятельности
--	-----------	---	--	--

I. Промежуточная аттестация студентов. Промежуточная аттестация студентов по дисциплине проводится в соответствии с локальными нормативными актами ДВФУ и является обязательной.

К аттестации по дисциплине допускаются студенты, выполнившие все лабораторные и практические работы и защитившие отчеты по ним.

Примерный перечень оценочных средств (ОС)

Устный опрос

1. Зачет – Вопросы к зачету.

Перечень типовых зачетных 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 атома. Квантовые числа. Понятие орбитали. Принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда, правило 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. Комплексообразователи, лиганды, координационное число, внутренняя и внешняя сфера, 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: обозначение, физический смысл, способы расчета. Первый закон термодинамики. Тепловые эффекты изобарных и изохорных процессов. Закон Гесса и его следствия. Термохимические уравнения. Второй закон термодинамики. Энтропия. Энергия Гиббса. Объединенный закон термодинамики. Связь энергии Гиббса с константой равновесия. Условия самопроизвольного протекания процессов в различных системах.

7. Химическая кинетика. Простые и сложные реакции. 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 , K_c и K_a .

9. Общие понятия о растворах. Термодинамика процессов растворения. Растворимость. Способы выражения состава растворов: 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 диссоциации и степень диссоциации. Закон Оствальда. Ионное произведение воды, водородный показатель.

11. Гидролиз солей. Молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза. Константа и степень гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза.

12. Коллоидные растворы. Способы получения. Строение мицеллы. Устойчивость и коагуляция.

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

14. Понятие об электродном потенциале. Уравнение Нернста. Стандартный водородный электрод. 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. Выход по току. Применение электролиза.

17. Коррозия металлов: химическая и электрохимическая. Факторы, влияющие на скорость электрохимической коррозии. Способы защиты металлов от коррозии.

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.

II. Текущая аттестация студентов. Текущая аттестация студентов по дисциплине проводится в соответствии с локальными нормативными актами ДВФУ и является обязательной.

Примерный перечень оценочных средств (ОС)

I. Устный опрос

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

Вопросы для собеседования

по дисциплине «Химия»

Раздел 1. Атомно-молекулярное учение

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

Раздел 2. Уровни организации вещества

1. История развития представлений о строении атома. Квантово-механические представления о строении атома.
2. Периодические закономерности в структуре атомов и изменении свойств атомов. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.
3. Характеристика элемента по его положению в периодической системе.
4. Основные черты и виды химической связи.
5. Основные характеристики химической связи.
6. Особенности метода валентных связей (МВС) и метода молекулярных орбиталей (ММО – ЛКАО).
7. Межмолекулярные взаимодействия

Раздел 3. Закономерности протекания процессов

1. Основные термодинамические функции состояния системы: обозначение, физический смысл, способы расчета.
2. Основные законы термодинамики: формулировки, математические выражения, применение к различным системам.
3. Критерии самопроизвольного протекания процессов в различных системах.
4. Химическая кинетика. Понятие скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость гомогенных и гетерогенных процессов. Закон действующих масс, правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Катализ.
5. Химическое равновесие. Кинетическое и термодинамическое условия равновесия. Виды констант равновесия и взаимосвязь между ними. Термодинамическое обоснование принципа Ле-Шателье.

Раздел 4. Химические системы

1. Классификация растворов.
2. Основные характеристики и свойства растворов неэлектролитов.
3. Основные характеристики и свойства растворов электролитов.

Раздел 5. Электрохимические системы

1. Химические источники тока: гальванические элементы, аккумуляторы,

топливные батареи.

2. Виды коррозионных процессов и способы защиты от коррозии.

Критерии оценки:

___5___ баллов выставляется студенту, если он обстоятельно, с достаточной полнотой излагает соответствующую тему; дает правильные формулировки, точные определения, понятия терминов; может обосновать свой ответ, привести необходимые примеры; правильно отвечает на дополнительные вопросы преподавателя, имеющие целью выяснить степень понимания студентом данного материала;

___4___ балла, если при изложении были допущены 1-2 несущественные ошибки, которые он исправляет после замечания преподавателя; дает правильные формулировки, точные определения, понятия терминов; может обосновать свой ответ, привести необходимые примеры; правильно отвечает на дополнительные вопросы преподавателя, имеющие целью выяснить степень понимания студентом данного материала;

___3___ балла, если: при изложении была допущена 1 существенная ошибка; студент знает и понимает основные положения данной темы, но допускает неточности в формулировке понятий; излагает материал недостаточно логично и последовательно; затрудняется при ответах на вопросы преподавателя;

___0___ баллов, если при изложении были допущены существенные ошибки (в том числе и математические) или студент демонстрирует полное незнание данного материала.

II. Письменные работы

1. Тест (ПР-1) (Система стандартизированных заданий, позволяющая автоматизировать процедуру измерения уровня знаний и умений обучающегося) - Фонд тестовых заданий.

2. Конспект (ПР-7). Продукт самостоятельной работы обучающегося, отражающий основные идеи заслушанной лекции, сообщения и т.д.-

3. Разноуровневые задачи и задания (ПР-11) (Частично регламентированное задание, имеющее нестандартное решение и позволяющее диагностировать умения, интегрировать знания различных областей, аргументировать собственную точку зрения) – Комплект разноуровневых задач.

4. Лабораторная работа (ПР-6) (Средство для закрепления и практического освоения материала по определенному разделу) - Комплект лабораторных работ и заданий к ним.

Тестовые задания

1. В окислительно-восстановительной реакции $8\text{HJ} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{к}) = 4\text{J}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ значение молярной массы эквивалента серной кислоты равно:

- а) $\frac{1}{8}$ 98 г/моль; б) $\frac{1}{1}$ 98 г/моль в) $\frac{1}{2}$ 98 г/моль.

2. В какой молекуле химическая связь более прочная, если стандартная энтальпия образования (ΔH_{298}^0 , кДж/моль) для галогенводородов имеет следующие значения: $\Delta H_{298}^0(\text{HF}) = -270,7$ кДж/моль; $\Delta H_{298}^0(\text{HCl}) = -92,3$ кДж/моль; $\Delta H_{298}^0(\text{HBr}) = -36,3$ кДж/моль?

- а) HF; б) HCl; в) HBr

3. Какой тип химической связи возникает между комплексообразователем и лигандами :

- а) ковалентная по донорно-акцепторному механизму;
б) ковалентная по обменному механизму;
в) ионная

4. Тепловой эффект какой из реакций является стандартной энтальпией образования NO_2 :

- а) $\text{NO}(\text{г}) + 1/2 \text{O}_2(\text{г}) = \text{NO}_2(\text{г})$ $\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = -56,8$ кДж
б) $1/2\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{NO}_2(\text{г})$ $\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = 33,5$ кДж
в) $\text{N}_2(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ $\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = 67$ кДж

5. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы начальная скорость образования NO_2 по реакции: $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ возросла в 8 раз?

- а) в 2 раза; б) в 8 раз; в) в 3 раза.

6. Определить направление реакции $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{HI}(\text{г})$ при 298 К при следующих концентрациях: $C(\text{H}_2) = C(\text{I}_2) = 0,01$ моль/дм³, $C(\text{HI}) = 1,0$ моль/дм³

- а) в обратном направлении; б) в прямом направлении; в) установилось равновесие

7. Какова реакция водного раствора гидрокарбоната натрия:

- а) слабощелочная; б) слабокислая; в) нейтральная?

8. Какова теоретическая последовательность осаждения металлов находящихся в растворе в виде ионов: $\text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Al}^{3+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Au}^{3+}, \text{Ag}^+, \text{Cu}^{2+}$? Концентрация каждого иона равна 1 М. На электролизер подано напряжение 3 В.

- а) $\text{Au}^{3+}, \text{Ag}^+, \text{Fe}^{3+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Cd}^{2+}$, остальные осаждаются не будут;
б) $\text{Cd}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Ag}^+, \text{Au}^{3+}$, далее процесс электролиза воды;
в) $\text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Al}^{3+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Cd}^{2+}$

9. Какие из указанных металлов могут служить протектором для защиты стальных изделий от коррозии в морской воде ($E_{Mg^{2+}/Mg}^0 = -2,17$ В;

$E_{Sn^{2+}/Sn}^0 = -0,14$ В; $E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = +0,34$ В; $E_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44$ В; $E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,76$ В):

а) цинк и магний; б) олово; в) медь.

10. Какой ион будет обладать наибольшей коагулирующей силой для природной коллоидной системы, имеющей формулу мицеллы $\{ [mAl_2O_3] \cdot nAlO_2^- \cdot xH^+ \} \cdot (n-x)H^+$?

а) Al^{3+} б) SO_4^{2-} в) PO_4^{3-}

Темы для конспектирования

по дисциплине «Химия»

1. Химическая связь.
2. Коллигативные свойства растворов.

Критерии оценки:

 3 балла выставляется студенту, если материал изложен в соответствии с планом, проанализирован и переработан, кратко и доступно изложен, работа выполнена в срок;

 2 балл, если материал изложен, но не систематизирован или не соответствует плану, работа выполнена в срок;

 1 баллов, если материал просто переписан, не подвергаясь анализу, или работа не выполнена в срок.

Комплект разноуровневых задач и заданий

по дисциплине «Химия»

Тема. Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева.

Вариант 1

1. Сколько электронов находится на 5p-подуровне атома олова в основном и возбужденном состояниях:

а) 1 и 5; б) 4 и 3; в) 2 и 4; г) 0 и 2?

2. Какой подуровень – 6s или 4f и 5p или 4d – заполняется раньше:

а) 6s и 5p; б) 6s и 4d; в) 4f и 5p; г) 4f и 4d?

3. Сколько свободных 3d – орбиталей в атоме хрома:

а) 0; б) 1; в) 2; г) 3?

4. Атомы каких элементов IV периода содержат наибольшее число неспаренных d-электронов: а) Cr; б) Mn; в) Fe; г) Ni.

5. Какие значения квантовых чисел (n , l , m_l , m_s) возможны для валентного электрона атома калия:

а) 4, 1, -1, $-\frac{1}{2}$; б) 4, 1, 1, $\frac{1}{2}$; в) 4, 0, 0, $\frac{1}{2}$; г) 5, 0, 1, $\frac{1}{2}$.

6. Исходя из положения элемента в периодической системе, определите у какого из гидроксидов более выражены основные свойства:

а) NaOH; б) RbOH; в) Mg(OH)₂; г) Ca(OH)₂

7. Исходя из положения элемента в периодической системе, укажите соединения с наиболее ярко выраженными кислотными свойствами:

а) HF; б) HCl; в) HBr; г) HI.

8. У какого из указанных элементов наиболее ярко выражены восстановительные свойства:

а) P; б) As; в) Sb; г) Bi?

Вариант 2

Дать характеристику химического элемента (фосфор) по следующему плану:

а) положение элемента в периодической системе (порядковый номер, период, группа, подгруппа);

б) электронная конфигурация атома в основном и возбужденных состояниях, возможные валентности и степени окисления элемента в соединениях;

в) наборы квантовых чисел для валентных электронов в основном состоянии;

г) свойства простого вещества элемента;

д) эмпирические и структурные формулы оксидов и гидроксидов элемента в возможных валентных состояниях;

е) кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элемента (привести соответствующие уравнения реакций);

ж) использование элемента и его соединений в технике и быту; биологическая роль элемента.

Тема. Химическая связь

Вариант 1

1. В каком из соединений химическая связь наиболее полярная:

а) KCl; б) BF₃; в) SiF₄; г) F₂?

2. Какой тип гибридизации атомных орбиталей характерен для атома бериллия в возбужденном состоянии:

а) dsp³; б) sp³; в) sp²; г) sp?

3. В каком соединении центральный атом находится в состоянии sp²-гибридизации валентных орбиталей:

а) BeCl₂; б) BF₃; в) NH₃; г) H₂O?

Вариант 2

1. Определить тип межмолекулярного взаимодействия:

а) HCl и C₂H₅OH; б) CO₂ и H₂O

2. Определить тип химической связи и тип кристаллической решетки:

а) Si; б) KCl; в) CCl₄.

3. Охарактеризуйте молекулы по методу валентных связей:
а) BeI_2 ; б) $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$

Тема. Химическая термодинамика, энергетика процесса

Вариант 1

1. Какой из двух оксидов – оксид кальция или оксид фосфора (V) – при стандартных условиях лучше поглощает водяные пары?
2. Теплоты растворения SrCl_2 и $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ составляют соответственно – 47,7 кДж/моль и 31 кДж/моль. Рассчитайте теплоту гидратации SrCl_2 .

Вариант 2

1. При полном сгорании этилена $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ выделилось 6226 кДж тепла. Рассчитайте объём вступившего в реакцию кислорода (н.у.).
2. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$. Ответ мотивируйте, вычислив ΔG^0_{298} прямой реакции.
3. Для обработки твердых сплавов используют абразивные материалы, обладающие большой твердостью. Какой из предложенных материалов – корунд Al_2O_3 ($\Delta H = -1677$ кДж/моль), карборунд SiC ($\Delta H = -73,3$ кДж/моль), карбид бора B_4C ($\Delta H = -38,9$ кДж/моль) – предпочтительнее взять для высокотемпературной обработки сплава, учитывая термодинамическую устойчивость абразива?

Тема. Скорость химических процессов и химическое равновесие

Вариант 1

1. Записать выражение закона действия масс для реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{NOCl}(\text{г})$, указать общий порядок реакции и порядок по каждому, из участвующих в реакции, веществ. Как изменится скорость реакции при увеличении давления в 4 раза; понижении C_{NO} в 50 раз?
2. В каком направлении сместится равновесие в системе $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$, при условии, что $\Delta H^0_{\text{хр}} < 0$: а) при увеличении концентрации N_2 ; б) при увеличении концентрации H_2 ; в) при повышении температуры; г) при уменьшении давления?
3. Как следует изменить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 8 раз ($\gamma=2$)?
4. В системе $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$ равновесные концентрации веществ равны $[\text{NO}] = 0,2$ моль/дм³, $[\text{O}_2] = 0,3$ моль/дм³, $[\text{NO}_2] = 0,4$ моль/дм³. Укажите преимущественное направление реакции.

Вариант 2

1. Реакция при 20°C завершается за 60 с. Сколько для этого потребуется времени при 40°C , если энергия активации равна $33,4\text{ кДж/моль}$?
2. Реакция синтеза метанола протекает по уравнению $\text{CO} + 2\text{H}_2 \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}$, $\Delta H = -110,8\text{ кДж/моль}$. Как надо изменить температуру, давление и концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону образования метанола.
3. Вычислить ΔG° процесса $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$, если $K_{\text{н}} = 1,0 \cdot 10^{-22}$ при 20°C . Укажите, какая реакция протекает самопроизвольно в растворе.
4. Энергия активации реакции разложения некоторого вещества равна 75 кДж/моль , а обратной реакции – 265 кДж/моль . Рассчитайте температурный коэффициент скорости прямой реакции в интервале $60^{\circ} - 80^{\circ}\text{C}$ и стандартную энтальпию реакции.

Тема. Основные виды равновесий в водных растворах электролитов

Вариант 1

1. Определить массовую долю, моляльную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента сульфата алюминия, если в 600 мл раствора находится 5 г сульфата алюминия. Плотность раствора считать равной 1 г/мл .
2. $68,4\text{ г}$ сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ растворено в 1000 г воды. Рассчитайте: а) давление пара, б) осмотическое давление, в) температуру замерзания, г) температуру кипения раствора. Давление пара чистой воды при 20°C равно $2314,9\text{ Па}$. Криоскопическая и эбулиоскопическая постоянные воды равны $1,86$ и $0,52\frac{\text{кгК}}{\text{моль}}$, соответственно.

Вариант 2

1. Для очистки и подготовки металлической поверхности используют способ травления – обработка раствором соли, имеющим кислую реакцию среды (рН 3,5). Какую из солей – ZnCl_2 , NaNO_3 , NaHCO_3 – можно использовать для этих целей.
2. Достаточно ли для очистки 10 л сточных вод от ионов ртути (II) (концентрация ионов ртути равна 10^{-4} моль/л) 100 мл $0,1\text{М}$ раствора сульфата натрия?
3. Термодинамическим расчетом докажите возможность растворения осадка CaC_2O_4 :
а) серной кислотой: $K_{\text{s}}(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,3 \cdot 10^{-9}$, $K_{\text{a}}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 3,98 \cdot 10^{-6}$, $K_{\text{s}}(\text{CaSO}_4) = 2,5 \cdot 10^{-5}$;

б) трилоном Б: $K_s(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,3 \cdot 10^{-9}$, $K_a(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 3,98 \cdot 10^{-6}$,
 $K_{\text{нест.}}(\text{CaT}^{-2}) = 2,6 \cdot 10^{-11}$;

в) сернокислым раствором бихромата калия: $K_s(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,3 \cdot 10^{-9}$,
 $K_s(\text{CaSO}_4) = 2,5 \cdot 10^{-5}$, $E^0(\text{CO}_2|\text{C}_2\text{O}_4^{-2}) = 0,49 \text{ В}$, $E^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}|\text{Cr}^{+3}) = 1,33 \text{ В}$.

Тема. Электрохимические системы

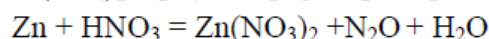
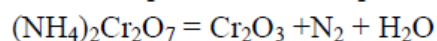
Вариант 1

1. В следующих окислительно-восстановительных реакциях:

а) укажите окислитель и восстановитель, рассчитайте их молярные массы эквивалентов;

б) подберите коэффициенты в уравнениях реакций, используя соответствующие методы подбора;

в) определите направление самопроизвольного протекания реакций:



2. Используя метод ионно-электронного баланса, составьте молекулярные уравнения окислительно-восстановительных процессов в направлении их самопроизвольного протекания для следующих сопряженных пар:

$$E^0_{[\text{M}(\text{OH})_4]^{-1}|\text{M}, 4\text{OH}^{-1}} = -2,31 \text{ В}$$

$$E^0_{2\text{H}_2\text{O}|\text{H}_2, 2\text{OH}^{-1}} = -0,828 \text{ В}$$

3. Вычислить константу равновесия окислительно-восстановительной реакции: $\text{Cu} + \text{Fe}^{+3} = \text{Cu}^{+1} + \text{Fe}^{+2}$

Вариант 2

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

2. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах при электролизе раствора KBr . Какая масса вещества выделяется на катоде и аноде, если электролиз проводить в течение 1 ч 35 мин при силе тока 15 А?

3. Железное изделие покрыли никелем. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в хлороводородной (соляной) кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

Критерии оценки:

___3___ балла выставляется студенту, если решение задачи верное и выбран рациональный путь решения;

___2___ балла, если решение задачи верное, но выбран нерациональный путь решения или есть один – два недочета;

___1___ балл, если ход решения задачи и ответ верный, но было допущено несколько негрубых ошибок

___0___ баллов, если в работе получен неверный ответ, связанный с грубой ошибкой, или, если в работе не получен ответ.

Комплект лабораторных заданий

Лабораторная работа № 1

Тема: Классы неорганических соединений

Цель работы: познакомить студентов с правилами работы в химической лаборатории, мерами предосторожности при работе с агрессивными веществами, средствами противопожарной безопасности, правилами оформления лабораторного отчета. Исследование химических свойств основных классов неорганических соединений.

Следует уметь: составлять ионно-молекулярные уравнения реакций обмена; составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций; объяснять, какую информацию несет уравнение химической реакции.

Контрольные вопросы и задания:

1. Напишите 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 приведите формулы соответствующих гидроксидов.

3. Охарактеризуйте свойства (основные, кислотные, амфотерные) 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. Составьте формулы средних и основных солей для гидроксида железа (III) и гидроксида цинка.

8. Составьте уравнения реакций, приводящих к образованию солей: KHSO_3 , K_2SO_3 , CuOHCl , CuCl_2 .

9. Приведите графические формулы следующих соединений: $\text{Mn}(\text{OH})_2$, KMnO_4 , H_2SeO_4 , K_2HPO_4 , SO_3 .

Экспериментальная часть

Оксиды. Получение и свойства.

Опыт №1. Получение оксида серы (IV).

Поместите небольшое количество порошка серы в ложку для сжигания, нагрейте в пламени спиртовки до воспламенения, внесите в коническую колбу емкостью 250 мл, в которой находится 10 мл дистиллированной воды, и прикройте пробкой. После прекращения горения оксид растворите в воде, встряхивая колбу. Определите реакцию среды, добавив в раствор 2-3 капли метилоранжа. Приведите уравнения реакций.

Опыт №2. Свойства оксида цинка.

Небольшие количества оксида цинка обработайте отдельно 2-3 мл концентрированной щелочи и соляной кислоты. Сделайте вывод о характере оксида цинка, запишите уравнения реакций.

Гидроксиды. Получение и свойства.

Опыт №3. Свойства гидроксида кальция.

Поместите в пробирку порошок оксида кальция и прибавьте 2-3 мл воды, затем – 2-3 капли фенолфталеина. Напишите уравнение реакции.

Опыт №4. Свойства гидроксида хрома (III).

Добавьте в пробирку с раствором хлорида хрома (III) небольшое количество щелочи до образования зеленовато-серого осадка гидроксида хрома (III). Полученный осадок разделите на две пробирки: в одну прибавьте раствор соляной кислоты, в другую – избыток щелочи. Объясните происходящие явления, приведите уравнения реакций. Аналогичные опыты проделайте с растворами хлорида железа (III) и хлорида алюминия.

Кислоты. Получение и свойства.

Опыт №5. Получение кремниевой кислоты.

Раствор силиката натрия обработайте разбавленным раствором соляной кислоты. Что выпадает в осадок? Приведите уравнение реакции.

Соли. Получение и свойства.

Опыт №6. Получение сульфата бария. К раствору хлорида бария прибавьте небольшое количество раствора сульфата натрия до образования осадка. Напишите уравнение реакции.

Опыт №7. Свойства карбонатов. К насыщенному раствором карбоната натрия прибавьте раствор соляной кислоты. Определите, какой газ выделяется. Приведите уравнение реакции.

Лабораторная работа №2

Тема: Определение молярной массы эквивалента металла.

Цель работы: использование закона эквивалентов для определения молярной массы эквивалента металла.

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

Важнейшие понятия: атом, молекула, ион, эквивалент; относительная атомная масса, молекулярная масса, моль, 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. Дайте определения атому, молекуле, иону, эквиваленту.
2. Почему эквивалент является условной частицей? Поясните термин «фактор эквивалентности».
3. Определите фактор эквивалентности серной кислоты и гидроксида натрия в кислотно-основных реакциях.
4. Рассчитайте молярные массы эквивалентов в реакциях обмена, для веществ: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_3BO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
5. Вычислите молярную массу эквивалента H_3PO_4 в реакциях обмена, если известно, что образуются только кислые соли.
6. 4,08г металла вытесняют из кислоты 1,4л водорода, измеренного при н.у. Эта же масса металла вытесняет 12,95г свинца из растворов его солей. Вычислите молярную массу эквивалента свинца.
7. Мышьяк образует два оксида, массовая доля мышьяка в которых соответственно равна 65,2 и 75,7%. Рассчитайте молярную массу эквивалента мышьяка в каждом оксиде.

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 находится в смеси с парами воды, поэтому требуется ввести поправку на парциальное давление водяных паров при температуре проведения опыта.

Методика выполнения опыта

В коническую пробирку налейте 5 мл разбавленного раствора соляной кислоты при помощи дозатора. 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 (1). Необходимо отметить уровень жидкости в бюретке (1) до начала реакции. Встряхнув пробирку, погрузите металл в кислоту. Наблюдайте выделение водорода и вытеснение воды из рабочей бюретки в сообщающуюся с ней напорную бюретку (2). По окончании реакции определите конечный уровень воды в бюретке (1) и рассчитайте объем выделившегося водорода. Результаты эксперимента оформите в виде таблицы (таблица 1).

Расчёты и обсуждение результатов

Расчёт $M(1/z Me)$ можно выполнить двумя способами.

Первый способ:

1. Применяя уравнение состояния идеального газа Клапейрона-

Менделеева $PV = \frac{m}{M}RT$ и, введя поправку на парциальное давление водяного пара ($P - h$), вычислите массу водорода в измеренном вами объёме.

Значения универсальной газовой постоянной $R = 8,314 \frac{Па \cdot м^3}{моль \cdot К} = 8,314$

$$\frac{кПа \cdot л}{моль \cdot К} = 8,314 \frac{Дж}{моль \cdot К} = 8,314 \cdot 10^{-3} \frac{кДж}{моль \cdot К} = 0,082 \frac{атм \cdot л}{моль \cdot К} = 62,36$$

$$\frac{мм.рт.ст. \cdot л}{моль \cdot К} = 1,986 \frac{кал}{моль \cdot К}.$$

2. На основании закона эквивалентов вычислите молярную массу

эквивалента металла: $\frac{m(Me)}{m(H_2)} = \frac{M(\frac{1}{z}Me)}{M(\frac{1}{z}H_2)}$, где $M(1/z H_2) = 1$ г/моль.

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

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

4. Сравните полученную экспериментальную величину молярной массы эквивалента металла с теоретическим ее значением, найденным по периодической системе, вычислите относительную ошибку (Δ) опыта: $\Delta =$

$$\left| \frac{M(\frac{1}{z}Me)_{теор} - M(\frac{1}{z}Me)_{практ}}{M(\frac{1}{z}Me)_{теор}} \right| \cdot 100\%$$

5. Все теоретические и экспериментальные данные занесите в таблицу 1.

Второй способ:

1. Используя уравнение объединенного газового закона $\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$, приведите объем выделившегося водорода к н.у. ($V_0(H_2)$).

2. Замените массу водорода и $M(1/z H_2)$ в законе эквивалентов на пропорциональные им объёмные значения и получите расчетную формулу:

$M(\frac{1}{z}Me) = \frac{m(Me) \cdot V_0(\frac{1}{z}H_2)}{V_0(H_2)}$, где $V_0(1/z H_2)$ – эквивалентный объём водорода, равный 11200мл.

Далее расчёт продолжайте с пункта 3 предыдущего способа.

Отчет оформите по следующей форме:

Студент: ФИО

группа

Отчет к лабораторной работе

Определение молярной массы эквивалента металла

Цель работы: использование закона эквивалентов для определения молярной массы эквивалента металла.

Краткие теоретические основы работы

Эквивалентом называется

Фактор эквивалентности

Молярная масса эквивалента и ее размерность

Закон эквивалентов и его математическое выражение

Расчеты и обсуждение результатов

Исследуемая реакция в молекулярном виде

Уравнение электронного баланса:
окисление _____

восстановление _____

Фактор эквивалентности _____

Теоретическое значение молярной массы эквивалента металла _____

Таблица 1. Экспериментальные данные и результаты расчетов

Измеряемая или расчетная величина	Обозначение	Единица измерения	Значение
Масса металла	$m(\text{Me})$	г	
Температура	T	К	
Исходный уровень воды	V_1	мл	
Конечный уровень	V_2	мл	
Объем газовой смеси	$V = V_2 - V_1$	мл	
Объем водорода (н.у.)	$V_0(\text{H}_2)$	мл	
Атмосферное давление	P	мм. рт. ст.	
Парциальное давление паров воды	h	мм. рт. ст.	
Молярная масса эквивалента водорода	$M(1/z \text{H}_2)$	г/моль	
Молярный объем эквивалента водорода	$V_m(1/z \text{H}_2)$	мл/моль	
Масса водорода	$m(\text{H}_2)$	г	
Экспериментальное значение молярной массы эквивалента металла	$M(1/z \text{Me})$	г/моль	
Валентность металла	z		
Экспериментальное значение молярной массы атомов металла (атомные массы)	$M(\text{Me})_{\text{экс}}$	г/моль	
Теоретическое значение молярной массы эквивалента металла	$M(1/z \text{Me})_{\text{теор}}$	г/моль	
Относительная ошибка	Δ	%	

Выводы:

Лабораторная работа № 3

Тема: Определение теплового эффекта химической реакции

Цель работы: освоить методику экспериментального определения теплового эффекта реакции нейтрализации; использовать закон Гесса для расчетов изменения энтальпии, энтропии и свободной энергии системы.

Рекомендации: при подготовке к работе необходимо повторить раздел «Химическая термодинамика» и ответить на все 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 давать им определения;

определять тип системы; записывать термохимические уравнения; рассчитывать тепловой эффект 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.

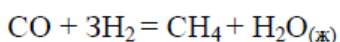
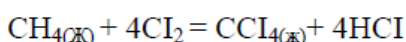
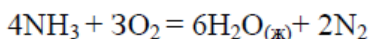
Контрольные вопросы и задания

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:



4. В каком направлении нижеприведенная реакция будет протекать самопроизвольно? $N_2 + 2H_2O = NH_4NO_2$, если $\Delta G_{298}^0(NH_4NO_2) = 115,94$ кДж/моль, $\Delta G_{298}^0(H_2O_{(г)}) = -228,8$ кДж/моль.

Экспериментальная часть

Методика проведения опыта

Тепловой эффект реакции нейтрализации определяется в простейшем калориметре. Объемы исходных веществ приведены в таблице 1 согласно варианту.

Таблица 1. Объемы исходных веществ

Вариант	1	2	3	4	5	6	7
Объем кислоты, мл	60	65	75	70	70	75	55
Объем щелочи, мл	60	65	60	70	65	75	65

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 прилейте второй компонент реакции, отмеренный также с помощью мерного цилиндра. После немедленного перемешивания отметьте самую высокую температуру T_k . Результаты измерений и расчетов оформите в виде таблицы 2.

2. 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, численно 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): $\Delta H_{\text{опытн}} = -\frac{Q \cdot 10^{-3}}{\nu}$, где ν – количество образовавшейся воды.

4. Рассчитайте относительную погрешность опыта, %:
 $\Delta = \left| \frac{\Delta H_{\text{теор}} - \Delta H_{\text{практ}}}{\Delta H_{\text{теор}}} \right| \cdot 100\%$. Сделайте выводы по работе, обсудите источники погрешностей.

Отчет оформите по следующей форме:

Студент: ФИО

группа

Отчет к лабораторной работе

Определение теплового эффекта реакции нейтрализации

Цель работы: освоить методику экспериментального определения теплового эффекта реакции нейтрализации; использовать закон Гесса для расчетов изменения энтальпии, энтропии и свободной энергии системы.

Краткие теоретические основы работы

Тепловым эффектом химической реакции называется

Обозначение: _____ единицы измерения _____

Закон Гесса

$\Delta H_{\text{обр.298}}^0$

Следствие из закона Гесса:

Химическая реакция возможна, если для нее $\Delta G_{\text{x.p.}} < 0$

Взаимосвязь термодинамических функций $\Delta G_{\text{x.p.}} =$ _____ ,

где $\Delta G_{\text{x.p.}}$ - _____ измеряется в _____

$\Delta H_{\text{x.p.}}$ - _____ измеряется в _____

$\Delta S_{\text{x.p.}}$ - _____ измеряется в _____

T - _____

Исследуемая система: кислота _____ ; основание _____

Исследуемая реакция в молекулярном виде

Ионное уравнение реакции

Закон Гесса для исследуемой реакции

_____ Рассчитайте изменения термодинамических функций, используя данные приложения 1.

ΔH^0

хр. _____

$\Delta S^0_{\text{хр.}}$

$\Delta G^0_{\text{хр.}}$

Вывод:

Экспериментальная часть

Таблица 2. Результаты экспериментов и расчетов

Измеренные и расчетные величины	Обозначение	Единица измерения	Значение
Объем кислоты			
Объем щелочи			
Концентрация кислоты			
Концентрация щелочи			
Начальная температура			
Конечная температура			
Удельная теплоемкость воды			
Количество образовавшейся воды			
Тепловой эффект (опытн.)*			
Изменение энтальпии (опытн)**			
Изменение энтальпии (расчетн)			

*)Тепловой эффект реакции рассчитывается по уравнению:
 $Q = (m_1 + m_2) C \cdot \Delta T + W \Delta T$, где m_1 и m_2 – массы кислоты и щелочи

($\rho = 1 \text{ г/см}^3$); C – удельная теплоемкость разбавленного водного раствора (воды) $4,184 \text{ Дж/г}\cdot\text{К}$; ΔT – изменение температуры, W – постоянная калориметра ($140,6 \text{ Дж/К}$).

***) Изменение энтальпии: $\Delta H_{\text{опытн}} = - \frac{Q \cdot 10^{-3}}{n}$ кДж/моль, где Q – тепловой эффект (опытный); n – количество образовавшейся воды.

Вычисление относительной погрешности опыта, %:

$$\Delta = \left| \frac{\Delta H_{\text{теор}} - \Delta H_{\text{практ}}}{\Delta H_{\text{теор}}} \right| \cdot 100\%$$

Погрешность опыта _____

Вывод:

Приложение 1. Стандартные термодинамические величины

Вещество	$\Delta H^0_{\text{обр.}}$, кДж/моль	$S^0_{\text{обр.}}$, Дж/(моль • К)
HCl	-167,46	55,10
HN ₃	-173,20	156,16
NaOH	-469,60	49,66
KOH	-481,15	91,96
KCl	-418,67	157,60
KN ₃	-457,78	248,9
NaCl	-406,12	115,30
NaN ₃	-446,23	206,60
H ₂ O	-285,84	70,10

Лабораторная работа № 4

Тема: Химическая кинетика

Цель работы: исследование зависимости скорости химической реакции: 1) от концентрации реагирующих веществ; 2) от температуры процесса; 3) расчет энергии активации реакции.

Рекомендации: познакомиться с теоретическими основами работы по литературным источникам.

Важнейшие понятия: истинная и средняя скорости, константа скорости, кинетическое уравнение, энергия активации, кинетические условия

самопроизвольного протекания процессов, механизм реакции, обратимые и необратимые реакции.

Следует уметь: записывать кинетическое уравнение для гомогенной и гетерогенной реакции; рассчитывать скорость химической реакции в начальный момент и на момент, когда прореагировала часть веществ; определять изменения скорости при изменении концентрации вещества, температуры и давления; рассчитывать энергию активации и константы скорости;

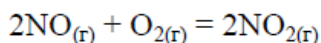
Контрольные вопросы и задания

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

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

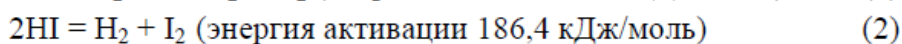
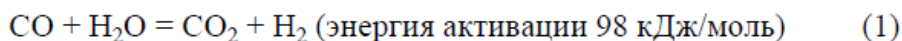
3. От каких факторов зависит константа скорости химической реакции?

4. Сформулировать и записать закон действующих масс для реакции:



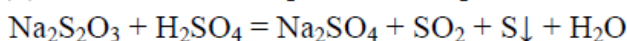
5. Почему температура влияет на скорость химических реакций? Как изменяется скорость гомогенной реакции при повышении температуры на 40°C , если температурный коэффициент равен 2?

6. Что называется энергией активации? В каких единицах она выражается? Какая из двух приведенных реакций протекает с большей скоростью?

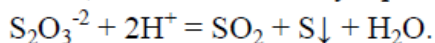


Опыт 1. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ

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). Изобразите графически вид зависимости скорости реакции при увеличении концентрации тиосульфата натрия, условно обозначив ее как 1С, 2С, 3С (при постоянной концентрации серной кислоты). Определите порядок реакции по тиосульфат-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 образования серы. Результаты опытов занесите в таблицу 1 и постройте график зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

Исследуется полуэмпирическое правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса, графическое решение которого позволяет определить величину энергии активации реакции.

Методика выполнения опыта

В четыре пробирки налейте по 2 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, каждую поставьте в стакан с горячей водой, соблюдая интервал температур воды в 10°C , и через 3 – 5 минут измерьте температуру в стаканах термометром. Добавьте в каждую пробирку по 1 мл раствора H_2SO_4 и отметьте время от момента добавления кислоты до появления первых признаков помутнения. Результаты опытов внесите в таблицу 2 и постройте график, откладывая по оси абсцисс – температуру, а по оси ординат относительную скорость (величину, обратную времени).

Рассчитайте средний температурный коэффициент реакции, используя правило Вант-Гоффа в заданном интервале температур.

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

Студент: ФИО

группа

Отчет к лабораторной работе

Химическая кинетика

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

Краткие теоретические основы работы

Скоростью химической реакции называется

Скорость реакции зависит от следующих факторов:

1. _____
2. _____
3. _____
4. _____

Зависимость скорости химической реакции от концентрации исходных веществ описывается:

Влияние температуры описывается:

Порядок реакции

Молекулярность реакции

Энергия активации реакции

измеряется _____

Опыт 1. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ

Исследуемая реакция: _____

В ионном виде: _____

Закон действующих масс: _____

Вид теоретических зависимостей скорости исследуемой реакции от концентрации одного из исходных веществ при постоянстве второго:

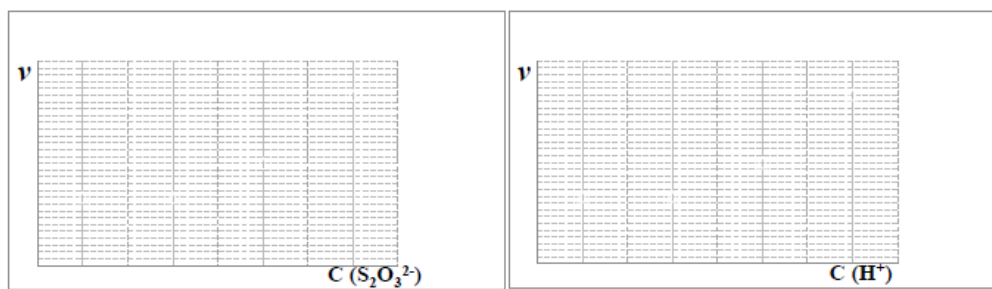


Таблица 1. Результаты эксперимента

Номер системы	Количество мл реагентов			Концентрация $S_2O_3^{2-}$	Время появления муты, τ , с	Относительная скорость $V=100/\tau$, c^{-1}
	$Na_2S_2O_3$	H_2O	H_2SO_4			
1	1	2	1	1C		
2	2	1	1	2C		
3	3	0	1	3C		

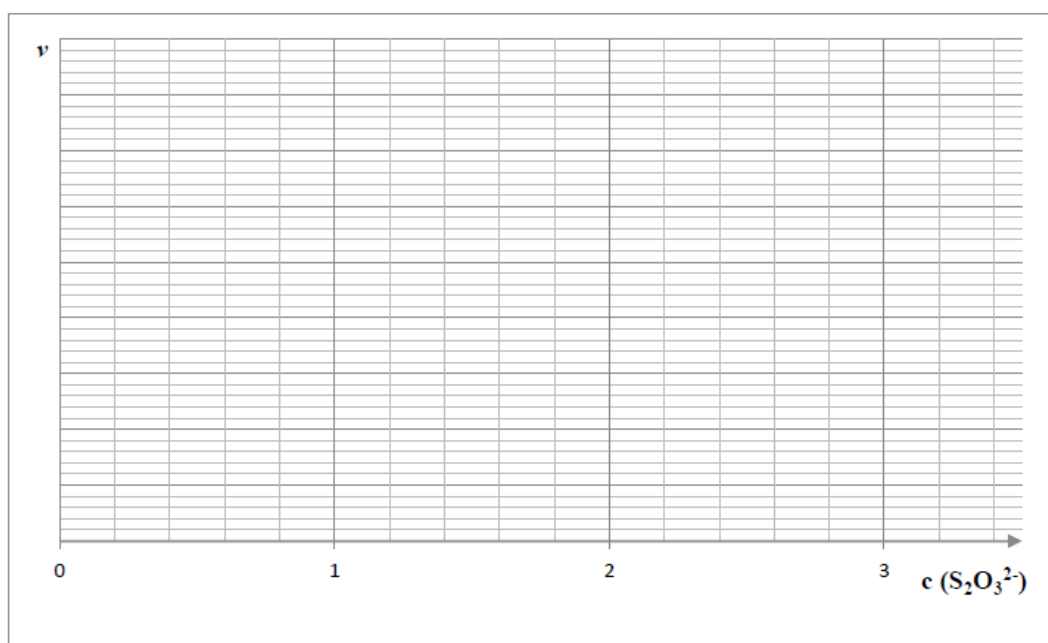


Рис 1. Экспериментальная зависимость скорости реакции от концентрации тиосульфата.

Вывод:

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

Правило Вант-Гоффа: _____

Уравнение Аррениуса: _____

Таблица 2. Результаты эксперимента

Номер системы	Температура		1/T	Время появления мути, τ , с	Относительная скорость $V=100/\tau$, с^{-1}	$\ln v$
	$^{\circ}\text{C}$	К				
1						
2						
3						

Расчет температурного коэффициента:

$$\gamma_{\text{ср}} = \frac{\gamma_1 + \gamma_2 + \gamma_3}{3} = \quad , \text{ если}$$

$\gamma_1 =$

$\gamma_2 =$

$\gamma_3 =$

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

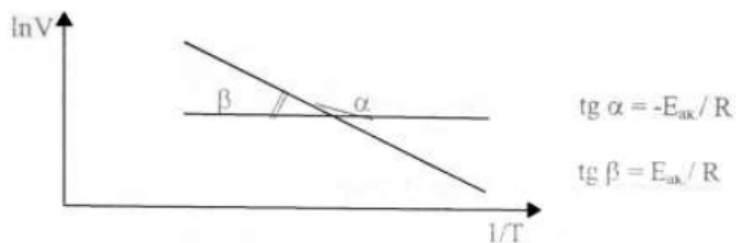


Рис.2 Графическое определение энергии активации

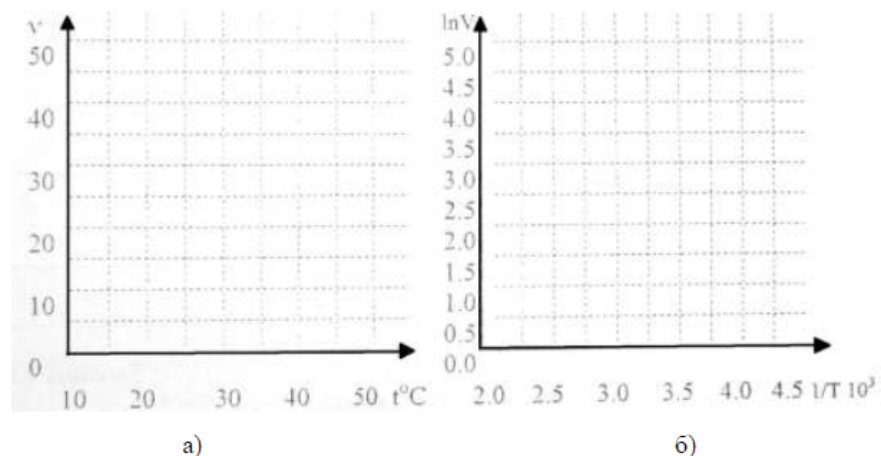


Рис.3. Графики экспериментальной зависимости скорости реакции от температуры, а) - определение температурного коэффициента химической реакции; б) - энергия активации.

Расчет энергии активации:

Вывод:

Лабораторная работа № 5

Тема: Химическое равновесие

Цель работы: изучить влияние различных факторов на состояние равновесия, учиться прогнозировать сдвиг равновесия при действии разных факторов.

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

Важнейшие понятия: химическое равновесие, константа равновесия, уравнения изобары и изотермы реакции.

Следует **уметь:** записывать выражения кинетической и термодинамической констант равновесия; рассчитывать и связывать константу равновесия 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. Что называют химическим равновесием? Укажите термодинамическое и кинетическое условия равновесия.

2. Что называют константой равновесия, и от каких факторов она зависит? Приведите примеры для гомогенных и гетерогенных систем.
3. Сформулируйте принцип Ле-Шателье. Как влияет изменение внешних условий на состояние равновесия обратимой химической реакции?
 $\text{CaCO}_{3(\text{т})} = \text{CaO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$; $\Delta H = 176,1 \text{ кДж/моль}$.
4. Рассчитайте температуру, при которой равновероятны оба направления реакции синтеза аммиака из азота и водорода.
5. Константа равновесия реакции $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})} = 2 \text{NO}_{2(\text{г})}$ при 25°C равна $4,64 \cdot 10^{-3}$. В каком направлении будет идти реакция при следующих концентрациях веществ: $C(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,046 \text{ моль/л}$; $C(\text{NO}_2) = 0,0095 \text{ моль/л}$.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Налейте в пробирку 4-5 мл разбавленного раствора роданида аммония NH_4CNS и добавьте 4-5 мл разбавленного раствора хлорида железа (III) FeCl_3 . Полученный раствор, окраска которого обусловлена образующимся роданидом железа (III), разлейте поровну в четыре пробирки. Затем в первую пробирку добавьте немного концентрированного раствора роданида аммония, во вторую – концентрированного раствора хлорида железа (III), в третью – немного концентрированного раствора хлорида аммония, а четвертую пробирку оставьте для сравнения. Обратите внимание на изменение цвета растворов.

Напишите уравнения реакции в краткой ионной форме и выражение константы равновесия данной реакции. Объясните изменение окраски раствора с точки зрения закона действующих масс. Сделайте вывод о влиянии концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие.

Опыт 2. Соли хромовой кислоты – хроматы окрашены в желтый цвет (цвет иона – CrO_4^{2-}). Соли двуххромовой кислоты – бихроматы окрашены в оранжевый цвет (цвет иона – $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$). В растворах шестивалентного хрома имеет место равновесие $2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ \leftrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$, которое можно смещать, изменяя концентрацию ионов водорода.

В пробирку поместите 3-4 капли 10% раствора бихромата калия и прибавляйте по каплям 2М раствор едкого натрия до перехода оранжевой окраски в желтую. Затем к этому же раствору по каплям прибавляйте 2М раствор серной кислоты до появления оранжевой окраски снова. Объясните изменение окраски раствора, анализируя уравнение изотермы Вант-Гоффа.

Лабораторная работа № 6

Тема: Равновесие в растворах электролитов (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 ознакомиться со следующими теоретическими основами - «Ионное произведение воды», «Сильные и слабые электролиты», «Гидролиз солей».

Важнейшие понятия: гидролиз солей, степень и константа гидролиза, водородный и гидроксильный показатели (рН и рОН).

Следует уметь: сравнивать склонность к гидролизу иона в зависимости от его заряда и размера. Связывать склонность ионов к процессу гидролиза с силой соответствующих кислот и оснований, используя значения $K_{дис}$ соответствующих ступеней ионизации кислот и оснований. Выразить процесс гидролиза с помощью ионных и молекулярных уравнений. Объяснять влияние температуры, концентрации ионов H^+ и OH^- и одноименных ионов на смещение ионного равновесия.

Контрольные вопросы и задания

1. Что называется ионным произведением воды? Каково его значение при 298К?
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. Дайте определение процессу гидролиза.
5. Какие (по природе ионов) соли подвергаются гидролизу по катиону, а какие – по аниону? Какие соли не подвергаются гидролизу? Приведите примеры, записав уравнение реакции гидролиза в ионном и молекулярном виде.
6. Что является следствием процесса гидролиза?
7. Охарактеризуйте понятия «степень гидролиза», «константа гидролиза».
8. От каких факторов зависит степень гидролиза?
9. Рассчитайте константу и степень гидролиза соли NH_4Cl , растворе с концентрацией 0,001 моль/л.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Реакция среды водного раствора соли

Работа выполняется по вариантам (табл.1).

Таблица 1. Данные к опыту 1

Вариант	Соли
---------	------

	1	2	3
1	ZnCl ₂	Na ₂ SO ₃	NaCl
2	Cu(NO ₃) ₂	NaHCO ₃	Na ₂ SO ₄
3	MgCl ₂	Na ₃ BO ₃	KCl
4	Al(NO ₃) ₃	KNO ₂	K ₂ SO ₄
5	Pb(NO ₃) ₂	K ₂ CO ₃	NaNO ₃
6	ZnSO ₄	K ₂ CrO ₄	KCl
7	NH ₄ Cl	Na ₂ SiO ₃	KNO ₃
8	MgCl ₂	NaH ₂ PO ₄	K ₂ SO ₄
9	Ni(NO ₃) ₂	CH ₃ COONa	NaCl
10	Al ₂ (SO ₄) ₃	Na ₂ SO ₃	NaBr

Для предложенных солей данного варианта определите возможность протекания гидролиза и тип гидролиза: по катиону или по аниону. Для этого воспользуйтесь таблицами констант диссоциации слабых кислот и оснований (смотри приложение).

Методика выполнения опыта

В трех пробирках растворите несколько кристалликов каждой соли, добавьте 1 – 2 капли универсального индикатора для определения pH и сравните цвет раствора со шкалой цветности индикатора. Запишите результаты определения области значения pH 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 пробирки. Одну оставьте для сравнения, во вторую добавьте 5 капель дистиллированной воды. В выводе отметьте, согласуются ли экспериментальные данные с теоретической зависимостью. 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 пробирки разлейте на две пробирки. Одну оставьте без изменений, другую нагрейте. В выводе отметьте, согласуются ли экспериментальные данные с

теоретической зависимостью. Приведите соответствующие уравнения реакций.

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

Определите pH 0,1 М растворов Na_2SO_3 и Na_2CO_3 . Для этого к 1 мл раствора каждой соли добавьте 1 каплю универсального индикатора. Измерьте pH. Запишите соответствующие уравнения реакций. Рассчитайте степень и константу гидролиза каждой соли; сделайте соответствующий вывод.

Отчет оформите по следующей форме:

Студент: ФИО

группа

Отчет к лабораторной работе

Равновесие в растворах электролитов (Гидролиз солей)

Цель работы: изучение процесса гидролиза солей разного типа и влияния различных факторов на степень гидролиза.

Краткие теоретические основы работы

Гидролизом называется _____

Соль подвергается гидролизу по катиону, если она образована _____ основанием, _____ кислотой.

Соль подвергается гидролизу по аниону, если она образована _____ основанием, _____ кислотой.

Количественные характеристики гидролиза:

Основные факторы, влияющие на степень гидролиза:

1. _____

2. _____

3. _____

Опыт 1. Реакция среды водного раствора соли

Соль 1. Уравнение диссоциации

соли: _____

Кислота, основание, образовавшие соль _____

Гидролиз идет по _____

Ионное уравнение гидролиза _____

Молекулярное уравнение _____

Реакция среды_и область значений

pH _____

Соль 2. Уравнение диссоциации

соли: _____

Кислота, основание, образовавшие

соль _____

Гидролиз идет

по _____

Ионное уравнение гидролиза

Молекулярное
уравнение _____

Реакция среды и область значений pH

Соль 3. Привести реакцию гидратации соли, не подвергающейся гидролизу при растворении.

Вывод:

Опыт 2. Влияние различных факторов на степень гидролиза

Опыт 2.1. Влияние разбавления на степень гидролиза

Ионное уравнение реакции гидролиза

соли: _____

Зависимость степени гидролиза от концентрации соли

Наблюдения _____

Опыт 2.2. Влияние температуры на степень гидролиза

Ионное уравнение гидролиза

соли: _____

Наблюдение _____

Вывод: _____

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

Соль 1. Ионное уравнение гидролиза: _____

Молекулярное уравнение: _____

Константа гидролиза: _____

Степень гидролиза: _____

Результат эксперимента: _____

Соль 2. Ионное уравнение гидролиза: _____

Молекулярное уравнение: _____

Константа гидролиза: _____

Степень гидролиза: _____

Результат эксперимента: _____

Вывод: _____

Лабораторная работа № 7

Тема: Коллоидные растворы (2 часа)

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

Теоретические основы работы

Коллоидным раствором называется система, состоящая из частиц дисперсной фазы и дисперсионной среды, где частицы фазы являются тонко (высоко)дисперсными. Системы, имеющие размеры частиц дисперсной фазы $10^{-7} - 10^{-9}$ м, могут быть получены двумя способами: конденсацией частиц вещества в гомогенных системах и дроблением крупных частиц до нужной степени дисперсности в гетерогенных системах.

Конденсационный способ образования дисперсных систем связан с выделением новой фазы из гомогенной системы, находящейся в метастабильном состоянии. Химический потенциал вещества в новой (стабильной) фазе меньше, чем в прежней метастабильной фазе ($\mu_2 < \mu_1$). Этот процесс проходит через стадию образования зародышей новой фазы, отделенных от прежней фазы поверхностью раздела. Образование зародышей новой фазы в метастабильной системе происходит в областях, где возникают флуктуации плотности вещества достаточной величины. Размеры образующихся частиц зависят от условий проведения процесса конденсации, т.е. от соотношения между скоростями двух одновременно идущих процессов – образования зародышей и увеличения их размеров. Для получения частиц коллоидных размеров необходимо значительное преобладание скорости образования зародышей.

Конденсационный способ получения включает два метода:

1) Физическая конденсация – это конденсация молекул одного вещества (дисперсной фазы) в другом (дисперсионной среде). Например, метод замены растворителя добавлением спиртовых растворов веществ в воду;

2) Химическая конденсация – получение коллоидных систем в результате протекания химической реакции с образованием трудно растворимого соединения, при этом могут быть использованы реакции любого типа. При получении коллоидов данным методом должны соблюдаться некоторые условия:

- а) один из продуктов реакции должен быть трудно растворимым;
- б) одно из исходных реагирующих веществ – электролит-стабилизатор, должно быть в избыточном количестве, для образования на поверхности кристалла двойного электрического слоя (ДЭС) – основного фактора агрегативной устойчивости;

Размер коллоидных частиц соизмерим с длиной волны света, поэтому для них характерны оптические свойства: 1) светорассеивание (рассеивается более интенсивно коротковолновая часть спектра, поэтому в растворе под действием узконаправленного луча появляется конус Тиндаля и бесцветный раствор золя приобретает различную окраску в отраженном и прямом свете; 2) абсорбция (объемное поглощение) световой волны.

Определить знак заряда коллоидной частицы в окрашенных золях можно простейшим методом капиллярного анализа. Матрица фильтровальной бумаги заряжена отрицательно. При нанесении на фильтровальную бумагу капли золя с положительно заряженными частицами идет адсорбция золя в центре пятна, а золь с отрицательно заряженными частицами дает равномерно окрашенное пятно.

Самопроизвольное разрушение коллоидных систем данной степени дисперсности называется коагуляцией. Любая коллоидная система характеризуется двумя видами устойчивости – агрегативной (способность сохранять данную степень дисперсности) и кинетической (способность сохранять равномерное распределение частиц дисперсной фазы по всему объему системы). Процесс коагуляции состоит из двух стадий: а) в силу изменения каких-либо параметров коллоидной системы (температуры, ионного состава и т.д.) она теряет агрегативную устойчивость, степень дисперсности уменьшается, коллоидные частицы укрупняются - это стадия скрытой коагуляции; б) стадия явной коагуляции является следствием потери системой и кинетической устойчивости. Последнюю стадию можно наблюдать визуально. Скорость коагуляции определяют следующие факторы:

1. Радиус действия сил притяжения. Этот радиус очень мал (порядка размера самих частиц), но всё же различен у частиц различных коллоидов. Увеличение этого радиуса способствует процессу коагуляции.

2. Скорость броуновского движения, которая определяет число столкновений частиц в единицу времени. Отсюда же вытекает и ускоряющее действие повышения температуры на коагуляцию.

3. Концентрация коллоидного раствора. Чем больше частиц находится в единице объёма, тем больше вероятность их столкновения, приводящего к слипанию их, тем выше скорость коагуляции.

4. Концентрация электролита. Наиболее важным фактором является электролитный баланс в системе. Увеличение содержания электролитов в системе приводит к сжатию ДЭС на межфазной границе: частица дисперсной фазы – дисперсионная среда и, следовательно, понижению энергетического барьера, препятствующего слипанию частиц (укрупнению) при их столкновении. Коагуляцию золя вызывает тот ион электролита-коагулятора, у которого знак заряда одноимён со знаком заряда противоиона мицеллы. Порог коагуляции зависит и от валентности коагулирующего иона. Эта зависимость выражается правилом значности (правилом Шульце-Гарди).

Воздействуя на (ДЭС), можно вызвать разрушение золя т.е. коагуляцию и затем отделение фазы от среды, т.е. седиментацию. Так коагуляцию можно вызвать введением электролитов или зольей противоположного знака заряда. 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.

Контрольные вопросы

1. Дайте определение коллоидным растворам. Укажите основные признаки отличия коллоидных растворов от истинных растворов.
2. Проанализируйте структуру мицелл. Что означают применительно к мицелле термины «ядро», «гранула»? В чем различие между потенциалопределяющими ионами и противоионами?
3. Золи кремниевой кислоты получили при взаимодействии растворов силиката калия и соляной кислоты. Составьте формулу мицеллы золя и определите, какой из электролитов был взят в избытке, если противоионы в электрическом поле движутся к катоду?

Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение золя канифоли

Спиртовой раствор канифоли (1 – 2 мл) перенесите в колбу, содержащую 50 мл воды, перемешайте. Что при этом наблюдаете? Рассмотрите полученный раствор в проходящем и отраженном свете. К

какому методу относится данный способ получения золь? Сохраните золь для определения знака заряда его частиц.

Опыт 2. Получение золя гидроксида железа

Нагрейте в колбе до кипения 30 мл дистиллированной воды и добавляйте 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 практически нерастворимый гидроксид железа (III) не выпадает в осадок? Каким методом получен данный золь? Приведите строение коллоидной частицы золя гидроксида железа. Полученный золь сохраните для дальнейших опытов.

Опыт 3. Капельный метод определения знака заряда коллоидных частиц

Нанесите по капле полученных ранее золь на фильтровальную бумагу. Определите в каждом случае знак заряда коллоидной частицы.

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

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

Опыт 4. Коагуляция золь под действием электролитов

а) в три пробирки внесите одинаковое количество полученного во втором опыте золя гидроксида железа и прилейте в первую пробирку несколько капель раствора хлорида натрия, во вторую пробирку – раствор фосфата натрия, в третью пробирку – раствор сульфата натрия. Концентрация растворов электролитов должна быть одинаковой. Через несколько минут наблюдайте, что произошло в пробирках. Отметьте, в какой из них быстрее выпадает осадок. Почему?

б) в три пробирки внесите одинаковое количество гидрозоля сульфида сурьмы и прилейте в каждую по несколько капель определенного раствора. В первую пробирку – хлорида натрия, во вторую – хлорида кальция и в третью – хлорида алюминия. Используйте все растворы одинаковой концентрации. Через несколько минут наблюдайте изменения в пробирках. Отметьте, где быстрее прошла коагуляция и объясните почему?

Опыт 5. Взаимная коагуляция противоположно заряженных золь

Внесите в пробирку золь сульфида сурьмы и при взбалтывании прибавьте по каплям золь гидроксида железа. Что при этом наблюдаете? Влияет ли избыток гидроксида железа и каким образом?

Опыт 6. Коагуляция золь под действием температуры

Налейте в пробирку золь желатина или агар-агара и хорошо охладите в струе воды или в охлаждающей смеси. Что наблюдаете? Объясните наблюдаемое явление.

Опыт 7. Защитное действие золь

Налейте в две пробирки одинаковое количество разбавленного раствора соляной кислоты. В одну из них прибавьте 0,5 % раствора желатина и перемешайте растворы. Затем в обе пробирки прибавьте по каплям разбавленный раствор нитрата серебра. Что при этом наблюдаете? В чем заключается защитное действие золь? Объясните происходящее явление.

Опыт 8. Практическое использование явления коагуляции

В две пробирки налейте по 2 – 3 мл мутной воды, содержащей глину или каолин $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$. В одну пробирку прилейте 2 – 3 мл раствора алюмокалиевых квасцов $KAl(SO_4)_2$, а другую пробирку оставьте для сравнения.

Что при этом наблюдаете? Объясните происходящее явление и укажите, где оно находит практическое использование?

Лабораторная работа № 8

Тема: Электрохимические процессы

Цель работы: познакомиться с процессами превращения химической энергии окислительно-восстановительной реакции и электрической друг в друга.

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

Важнейшие понятия: электрод, типы электродов, 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: определять тип электрода; 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 и каковы причины возникновения электродного потенциала?
2. Почему одни металлы при погружении в раствор собственной соли заряжаются отрицательно, а другие положительно?
3. Вычислите с помощью формулы Нернста электродный потенциал цинка, погруженного в раствор его соли с концентрацией ионов Zn^{2+} 0,01 моль/л.
4. Определите потенциал водородного электрода, если концентрация ионов H^+ в растворе равна $3,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л.
5. Охарактеризуйте окислительные свойства катионов водорода (H^+) по отношению к металлам в нейтральной, щелочной и кислой средах.
6. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых цинк – отрицательный электрод, в другом – положительный.
7. Предложите гальванический элемент с максимально возможным ЭДС, пользуясь рядом стандартных электродных потенциалов. Укажите электродные процессы и приведите суммарную токообразующую реакцию.
8. Запишите схему электролиза водного раствора $ZnSO_4$, с использованием: а) инертных электродов; б) цинковых электродов.
9. При токе силой 2 А в течение 40 минут на катоде выделилось 4,54 г некоторого металла. Вычислите электрохимический эквивалент этого металла в г/(А ч).
10. Выход по току при получении металлического кальция при электролизе расплава хлорида кальция составил 70 %. Какое количество электричества надо пропустить через электролизер, чтобы получить 200 г кальция?

Экспериментальная часть

Опыт 1. Медно - цинковый гальванический элемент

В два микростакана налейте 1М растворы: в первый – раствор $ZnSO_4$ и туда же поместите зачищенный цинковый электрод, во второй – раствор $CuSO_4$ с помещенным в него зачищенным медным электродом. Гальванометр, встроенный в цепь, покажет наличие электрического тока. Опыт повторите с концентрацией раствора в катодной области 0,1 М.

Опыт 2. Гальванический элемент Вольта

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

Опыт 3. Электролиз водного раствора сульфата натрия

В электролизер налейте раствор Na_2SO_4 , поместите в него угольные электроды, подключенные к источнику электрического тока (выпрямителю от сети). В катодное пространство электролизера добавьте несколько капель фенолфталеина и включите выпрямитель. Опишите наблюдения. Какие процессы на катоде и аноде протекают при электролизе раствора сульфата натрия?

Опыт 4. Электролиз водного раствора йодистого калия

В электролизер налейте раствор KI и поместите в него угольные электроды. Пропустите через систему электрический ток. Что наблюдаете?

Опыт 5. Электролиз раствора серной кислоты с активным анодом

В электролизер поместите 2М раствор серной кислоты. В качестве катода используйте угольный электрод, а анода – медный. Включите выпрямитель. Какие процессы протекают на электродах? Что наблюдаете?

Отчет оформите по следующей форме:

Студент: **ФИО**

группа

Отчет к лабораторной работе

Электрохимические процессы

Цель работы: знакомство с электрохимическими процессами на примере работы гальванических элементов и электролиза водных растворов.

Краткие теоретические основы работы

Электрохимический (окислительно-восстановительный) процесс

Потенциал электрода _____

обусловлен _____

ЭДС окислительно-восстановительной реакции _____

Катод _____

Анод _____

Гальванический элемент _____

Взаимосвязь ЭДС элемента и свободной энергии Гиббса _____

Электролиз _____

При электролизе на катоде наиболее вероятен процесс, которому отвечает _____ электродный потенциал окислителя, а на аноде – процесс с _____ электродным потенциалом восстановителя.

Опыт 1. Медно - цинковый гальванический элемент

Стандартные потенциалы окислительно-восстановительных систем:

Электрохимическая схема элемента _____

Анод _____, катод _____

Реакции, протекающие на электродах:

Анод _____

Катод _____

Токообразующая реакция в ионном виде: _____

Равновесные значения потенциалов электродов _____

Расчетная ЭДС элемента _____

Наблюдения: _____

Вывод: _____

Опыт 2. Гальванический элемент Вольта

Стандартные потенциалы окислительно-восстановительных систем:

Электрохимическая схема элемента _____

Анод _____

Катод _____

Реакции, протекающие на электродах:

Анод _____

Катод _____

Токообразующая реакция в ионном виде: _____

Равновесные значения потенциалов электродов _____

Расчетная ЭДС элемента _____

Наблюдения: _____

Вывод: _____

Опыт 3. Электролиз водного раствора сульфата натрия

Уравнение диссоциации соли: _____

Схема электролиза:

Катод (-)

Анод (+)

Наиболее вероятный восстановитель: _____

Наиболее вероятный окислитель: _____

Электродные процессы.

К: _____

А: _____

Продукты электролиза: _____
Наблюдения: _____
Вывод: _____

Опыт 4. Электролиз водного раствора йодистого калия

Уравнение диссоциации соли: _____

Схема электролиза:

Катод (-)

Анод (+)

Наиболее вероятный восстановитель: _____

Наиболее вероятный окислитель: _____

Электродные процессы.

К: _____

А: _____

Продукты электролиза: _____

Наблюдения: _____

Вывод: _____

Опыт 5. Электролиз раствора серной кислоты с активным анодом.

Уравнение диссоциации кислоты: _____

Схема электролиза:

Катод (-)

Анод (+), Cu

Наиболее вероятный восстановитель: _____

Наиболее вероятный окислитель: _____

Электродные процессы.

К: _____

А: _____

Продукты электролиза: _____

Наблюдения: _____

Вывод: _____

Лабораторная работа № 9

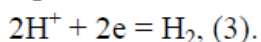
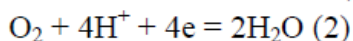
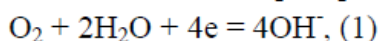
Тема: Коррозия металлов

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

Теоретические основы работы

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. Роль анода выполняет более активный металл, имеющий меньшую величину электродного потенциала. На анодных участках происходит окисление металла и электроны перемещаются на катодные участки, где происходит деполяризация окислителя агрессивной среды. Наиболее часто встречаются катодные процессы, связанные с деполяризацией кислорода (схемы 1 и 2) или ионов водорода, (схема 3) в зависимости от значения pH среды.



Контрольные вопросы и задания:

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 токопроводом в условиях повышенной влажности в воздушной среде. Определите анод и катод, напишите электродные процессы.
4. В поверхностном слое стальной отливки находятся вкрапления углерода. Рассмотрите электродные процессы, протекающие в ходе коррозии изделия в нейтральной и кислой среде.

Форма отчета по лабораторной работе

Коррозия металлов

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

Краткие теоретические основы работы

Коррозия металлов _____

По механизму протекания различают: _____

Химическая коррозия _____

Электрохимическая коррозия _____

Изменение термодинамических функций процесса коррозии:

Разрушение металла при электрохимической коррозии происходит в результате: _____

Количественные характеристики процесса коррозии: _____

Коррозия с водородной деполяризацией _____

Коррозия с кислородной деполяризацией _____

Коррозия со смешанной деполяризацией _____

Условия протекания электрохимической коррозии: _____

Основные способы защиты металлов от коррозии:

легирование _____

защитные покрытия _____

электрохимическая защита _____

изменение свойств коррозионной среды _____

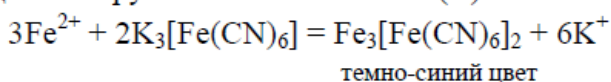
рациональное конструирование изделий _____

Экспериментальная часть

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

Возьмите три одинаковых образца железа (гвозди). Один из них покройте медью. Для этого очистите образец наждачной бумагой и погрузите на 2 – 3 минуты в раствор соли меди, затем выньте его из раствора и промойте водой. Ко второму образцу прикрепите кусочек цинковой пластинки (или используйте пластину оцинкованного железа). Третий образец оставьте для контроля. Поместите все образцы в пробирки, содержащие по 1 мл 0,02 N раствора соляной кислоты.

Через двадцать минут растворы перенесите в чистые пробирки и добавьте к каждому по 2 – 3 капли реактива на ион железа (II) $K_3[Fe(CN)_6]$. Реакция обнаружения ионов железа (II):



По интенсивности окраски продукта реакции ($Fe_3[Fe(CN)_6]_2$) сделайте вывод о количестве растворенного железа и о влиянии контакта с медью и цинком на коррозию железа. Составьте схемы гальванических элементов. Запишите электродные уравнения реакций.

Опыт 2. Влияние ионов хлора на процесс коррозии алюминия

В две пробирки налейте по 2 – 3 мл 0,5 M раствора $CuSO_4$ и в каждую поместите по образцу алюминиевой стружки. Какие изменения произошли в пробирках? В одну из пробирок внесите кристаллы хлорида натрия. Что наблюдаете? Объясните влияние ионов хлора на процесс коррозии. Напишите реакции коррозии алюминия в контакте с медью.

Опыт 3. Изучение защитных свойств металлических покрытий.

Коррозия металла, защищенного покрытием, происходит 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 $K_3[Fe(CN)_6]$. В одну из пробирок погрузите пластинку оцинкованного железа, в другую – пластинку луженого железа. В какой пробирке появляется синее окрашивание, свидетельствующее о появлении ионов Fe^{2+} ? Приведите уравнения реакций коррозии оцинкованного и луженого железа.

Опыт 4. Ингибиторная защита металла от коррозии в кислых средах

На два часовых стекла поместите по грануле цинка и по несколько капель HCl , разбавленной в соотношении 1 : 1. Когда реакция станет

интенсивной, на одно из стекол добавьте несколько кристаллов уротропина. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции взаимодействия цинка с кислотой. В выводе объясните суть ингибиторной защиты металлов от коррозии.

Критерии оценки:

___3___ балла выставляется, если лабораторная работа выполнена в полном объеме, оформлена согласно всем требованиям, а студент может ответить на все дополнительные вопросы, имеет полное представление о проделанных действиях;

___2___ балла, если лабораторная работа выполнена, но есть замечания по выполнению работы или оформлению отчета, или есть один – два недочета, негрубые ошибки в содержании при ответе на дополнительные вопросы;

___1___ балл, если лабораторная работа выполнена частично, есть замечания по оформлению отчета, или студент не может дать ответы на дополнительные вопросы;

___0___ баллов, если студент не готов к лабораторной работе и, соответственно, не допущен к ее выполнению.

Критерии оценки знаний умений и навыков при текущей проверке

1. 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 учителя, 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 учителя.
2. Допущены существенные ошибки.
3. Решение и объяснение построены не верно.

III. Оценка письменных работ:

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

Обязательным условием оценки лабораторных работ является выполнение экспериментальной части и защита письменного отчета.

Критерии выставления оценки студенту на зачете по дисциплине «Химия»

Баллы рейтинговой оценки	Оценка зачета	Требования к сформированным компетенциям
100 - 86	зачтено	Оценка «зачтено» выставляется студенту, если он глубоко и прочно усвоил программный материал, последовательно, четко и логически стройно его излагает, умеет тесно увязывать

		теорию с практикой, свободно справляется с задачами, вопросами и другими видами применения знаний, причем не затрудняется с ответом при видоизменении заданий, использует в ответе материал справочной литературы, правильно обосновывает принятое решение, владеет разносторонними навыками и приемами выполнения практических задач.
85 -76	зачтено	Оценка «зачтено» выставляется студенту, если он твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос, правильно применяет теоретические положения при решении практических вопросов и задач, владеет необходимыми навыками и приемами их выполнения
75 - 51	зачтено	Оценка «зачтено» выставляется студенту, если он имеет знания только основного материала, но не усвоил его деталей, допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, нарушения логической последовательности в изложении программного материала, испытывает затруднения при выполнении практических работ.
Менее 50	незачтено	Оценка «незачтено» выставляется студенту, который не знает значительной части программного материала, допускает существенные ошибки, неуверенно, с большими затруднениями выполняет практические работы.