



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

ИНЖЕНЕРНАЯ ШКОЛА

«СОГЛАСОВАНО»

Руководитель ОП
Озерова Г.П.
(подпись) (Ф.И.О. рук. ОП)
«15» сентября 2017 г.

«УТВЕРЖДАЮ»

Заведующий кафедрой
общей, неорганической
и элементоорганической химии
к.х.н., доцент Капустина А.А.
(подпись) (Ф.И.О. зав. каф.)
«15» сентября 2017 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ
«ХИМИЯ»

Направление подготовки 15.03.03 Прикладная механика

профиль «Математическое и компьютерное моделирование механических систем и процессов»

Форма подготовки очная

курс 1 семестр 1

лекции 18 час.

практические занятия 18 час.

лабораторные работы 18 час.

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

всего часов аудиторной нагрузки 54 час.

в том числе с использованием МАО 12 час.

самостоятельная работа 54 час.

в том числе на подготовку к экзамену - час.

контрольные работы (количество) -

курсовая работа/ курсовой проект не предусмотрены

зачет 1 семестр

экзамен семестр

Рабочая программа составлена в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта высшего образования Дальневосточного федерального университета, принятый решением Ученого совета ДВФУ, протокол от 25.02.2016 № 02-16, введен в действие приказом ректора ДВФУ от 10.03.2016 № 12-13-391

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры общей, неорганической и элементоорганической химии ШЕН, протокол № 1 от «15» сентября 2017 г.

Заведующий кафедрой общей, неорганической и элементоорганической химии _____ к.х.н., доцент Капустина А.А.
Составитель: _____ к.х.н., доцент Черныш О.Н.,
к.х.н., доцент Минаевская Л.В.

Оборотная сторона титульного листа РПУД

I. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры:

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

Заведующий кафедрой _____

(подпись)

(И.О. Фамилия)

II. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры:

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

Заведующий кафедрой _____

(подпись)

(И.О. Фамилия)

ABSTRACT

Bachelor's degree in 15.03.03 Applied mechanics.

Study profile Program “Mathematical and computer design of the mechanical systems and processes”

Course title: Chemistry

Basic part of Block, 3 credits

Instructor: Chernysh O. N.

At the beginning of the course a student should be able to use mathematics, chemistry and physics knowledge in the size of school program.

Learning outcomes: GPC- 2 the ability to provide an adequate level of knowledge of the modern scientific picture of the world based on the main provisions of the knowledge of the laws and methods of the natural sciences and mathematics.

Course description: the doctrine of the structure of matter and the periodicity of the properties of chemical elements and their compounds; elements of chemical thermodynamics and kinetics; chemical systems: solutions, dispersion systems, electrochemical systems, catalysts and catalyst systems.

Main course literature:

1. Glinka, N.L. General Chemistry: textbook for non-chemical specialties universities / N.L. Glinka. – M.: KnoRus, 2012. – 749 p.
<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:667020&theme=FEFU>

2. Glinka, N.L. Tasks and exercises in general chemistry: textbook for non-chemical specialties universities / N.L. Glinka; ed. V.A. Rabinovich, J.M. Rubina. – M.: KnoRus, 2014. – 240 p.
<https://lib.dvfu.ru:8443/lib/item?id=chamo:729121&theme=FEFU>

3. General chemistry. Theory and problems / N.V. Korovin [et al.] – SPb.: Lan, 2014. – 491 p. http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=51723

4. Volkhin, V.V. General chemistry. Basic course: a textbook for high schools in the field of engineering and technology / V.V. Volkhin. - SPb.: Lan, 2008. - 464 p. <http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:281662&theme=FEFU>

Form of final knowledge control: exam

Аннотация дисциплины

«Химия»

Дисциплина «Химия» предназначена для изучения в рамках направления подготовки 15.03.03 «Прикладная механика», профиль «Математическое и компьютерное моделирование механических систем и процессов». Дисциплина входит в базовую часть Блока 1 Дисциплины (модули) учебного плана (Б1.Б13).

Общая трудоемкость составляет 108 часов (3 зачетные единицы). Учебным планом предусмотрены лекционные занятия (18 часов), лабораторные занятия (18 часов), практические занятия (18 часов) и самостоятельная работа студента (54 часа). Дисциплина реализуется на 1 курсе в 1 семестре. Форма промежуточной аттестации – зачет.

Дисциплина «Химия» логически связана с дисциплинами «Физика», «Материаловедение». Содержание дисциплины составляют учения о строении вещества и периодичности свойств химических элементов и их соединений, направлении и скорости химических процессов. Изучаются основные законы природы, в том числе периодический закон Д.И. Менделеева; электронное строение атомов, природа химической связи, закономерности, определяющие взаимосвязь состав – структура – свойства веществ; элементы химической термодинамики, термохимические законы, условия протекания реакций, элементы химической кинетики, вопросы образования и устойчивости дисперсных систем.

Целью изучения дисциплины является: формирование у студентов знаний о законах развития материального мира, о химической форме движения материи, о взаимосвязи строения и свойств вещества; овладение навыками и методами экспериментальных исследований; формирование естественнонаучного мировоззрения, навыков экологической грамотности и системного видения окружающего мира; формирование умений для решения научно-технических задач в профессиональной деятельности и для самосовершенствования специалиста.

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 образовательной программы, характеризуют этапы формирования следующих компетенций:

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
ОПК-2 способностью представлять адекватную современному уровню знаний научную картину мира на основе знания основных положений, законов и методов естественных наук и математики	Знает	роль химии в материальном мире, ее связь с другими естественными науками, важнейшие химические понятия, основные законы и теории химии, вещества и материалы, широко используемые в практике.
	Умеет	определять: валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, заряд иона, пространственное строение молекул, тип кристаллической решетки, характеризовать: элементы по их положению в Периодической системе Д.И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных классов неорганических и органических соединений.
	Владеет	Навыками: расчетов по химическим формулам и уравнениям реакций; поиска химической информации с использованием различных источников; навыками безопасной работы с веществами в лаборатории, быту и

		на производстве
--	--	-----------------

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

I. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

Раздел 1. Атомно-молекулярное учение (2 час.)

Тема1. Основные понятия и законы химии (1 час.)

Основные положения атомно-молекулярного учения. Основные стехиометрические и газовые законы.

Тема2. Эквивалент. Закон эквивалентов (1час.)

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.), с использованием метода активного обучения - лекция – беседа (2 часа).

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 (2 час.), с использованием метода активного обучения - лекция с разбором

конкретных ситуаций, (2 часа).

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 (2 час.), с использованием метода активного обучения - лекция – беседа (2 часа).

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 (3 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 процессы (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.)

Занятие 1. Классы неорганических соединений (2 час.)

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

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

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

Занятие 3. Определение теплового эффекта химической реакции (2 час.)

Экспериментальным путем с помощью калориметра устанавливается энтальпия реакции нейтрализации.

Занятие 4. Химическая кинетика. (2 час.)

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

Занятие 5. Химическое равновесие (2 час.)

Рассматривается подчинение равновесных систем принципу Ле-Шателье.

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

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

Занятие 7. Коллоидные системы. (2 час)

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

Занятие 8. Электрохимические процессы (2 час)

Рассматриваются процессы взаимопревращения химической и электрической энергии.

Занятие 9. Коррозия металлов (2 час)

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

Практические занятия (9 час.)

Занятие 1. 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 2. Закономерности протекания процессов (2 час.), с использованием метода активного обучения – групповая дискуссия (2 часа).

1. Основные законы термодинамики: формулировки, математические выражения, применение к различным системам. Критерии самопроизвольного протекания процессов в различных системах.

2. Средняя и истинная скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость гомогенных и гетерогенных химических реакций.

3. Химическое равновесие. Термодинамическое и кинетическое условия равновесия. Термодинамический и кинетический методы оценки возможности, направления и условий протекания химических процессов.

Занятие 3. Равновесия в растворах электролитов (2 час.), с использованием метода активного обучения – групповая дискуссия (2 часа).

1. Классификация растворов. Способы выражения состава растворов.

2. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов.

3. Основные виды равновесий в водных растворах электролитов.

4. Совмещенные равновесия разных типов. Константы совмещенных равновесий.

Занятие 4. Электрохимические процессы (3 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. Термодинамика и кинетика процессов химической и электрохимической коррозии. 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 в Приложении 1 и включает в себя:

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

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

требования к представлению и оформлению результатов самостоятельной работы;

критерии оценки выполнения самостоятельной работы.

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	ОПК-2	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	Вопрос к экзамену № 1

			<p>- требования к проведению лабораторного эксперимента и составлению отчетов;</p> <p>умеет: - находить источники информации, необходимые для подготовки к занятиям и выполнения самостоятельной работы;</p> <p>- пользоваться методическими указаниями при выполнении эксперимента и проводить необходимые расчеты и вычисления;</p> <p>- составлять отчет по проведенным исследованиям и делать необходимые выводы;</p>		
			<p>владеет: - навыками работы с учебной, справочной литературой по химии;</p> <p>- навыками решения химических задач;</p> <p>- навыками обращения с химическими веществами, химическим оборудованием.</p>	разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 1
			<p>знает: - правила работы с литературными источниками и интернет-ресурсами;</p> <p>- способы решения расчетных химических задач;</p> <p>- требования к проведению лабораторного эксперимента и составлению отчетов;</p>	лабораторная работа (ПР-6)	
2	Уровни организации вещества	ОПК-2	<p>умеет: - находить источники информации, необходимые для подготовки к занятиям и выполнения самостоятельной работы;</p> <p>- пользоваться методическими указаниями при</p>	<p>собеседование (УО-1);</p> <p>тест (ПР-1)</p>	<p>вопросы к экз № 2, 3, 4, 5</p>
			<p>- требования к проведению лабораторного эксперимента и составлению отчетов;</p>	<p>конспект (ПР-7);</p> <p>разноуровневые задачи и задания (ПР-11)</p>	<p> типовые задания № 1, 2, 3, 4</p>

			<p>выполнении эксперимента и проводить необходимые расчеты и вычисления;</p> <ul style="list-style-type: none"> - составлять отчет по проведенным исследованиям и делать необходимые выводы; 		
			<p>владеет: - навыками работы с учебной, справочной литературой по химии;</p> <ul style="list-style-type: none"> - навыками решения химических задач; - навыками обращения с химическими веществами, химическим оборудованием 	лабораторная работа (ПР-6)	
3	Закономерности протекания реакции	ОПК-2	<p>знает: - правила работы с литературными источниками и интернет-ресурсами;</p> <ul style="list-style-type: none"> - современное состояние химической науки и ее возможности для использования в технике и технологии; - способы решения расчетных химических задач; - требования к проведению лабораторного эксперимента и составлению отчетов; 	<p>собеседование (УО-1);</p> <p>тест (ПР-1)</p>	<p>вопросы к экз № 6, 7, 8</p>
			<p>умеет: - находить источники информации, необходимые для подготовки к занятиям и выполнения самостоятельной работы;</p> <ul style="list-style-type: none"> - пользоваться методическими указаниями при выполнении эксперимента и проводить необходимые расчеты и вычисления; - характеризовать направление процесса, используя кинетические и термодинамические зависимости; - составлять отчет по 	<p>тест (ПР-1);</p> <p>разноуровневые задачи и задания (ПР-11)</p>	<p>типové задания № 6</p>

			<p>проведенным исследованиям и делать необходимые выводы;</p> <p>владеет: - навыками работы с учебной, справочной литературой по химии;</p> <p>- навыками решения химических задач;</p> <p>-навыками обращения с химическими веществами, химическим оборудованием.</p>	лабораторная работа (ПР-6)	
4	Химические системы	ОПК-2	<p>знает: - правила работы с литературными источниками и интернет-ресурсами;</p> <p>- способы решения расчетных химических задач;</p> <p>-современное состояние химической науки и ее возможности для использования в технике и технологии;</p> <p>- требования к проведению лабораторного эксперимента и составлению отчетов;</p>	<p>собеседование (УО-1);</p> <p>тест (ПР-1)</p>	<p>вопросы к экз.№ 5, 9, 10, 11, 12</p>
			<p>умеет: - находить источники информации, необходимые для подготовки к занятиям и выполнения самостоятельной работы;</p> <p>- пользоваться методическими указаниями при выполнении эксперимента и проводить необходимые расчеты и вычисления;</p> <p>- составлять отчет по проведенным исследованиям и делать необходимые выводы;</p>	<p>конспект (ПР-7);</p> <p>разноуровневые задачи и задания (ПР-11)</p>	<p> типовые задания № 5, 7</p>
			<p>владеет: - навыками работы с учебной, справочной литературой по химии;</p> <p>- навыками решения химических задач;</p>	лабораторная работа (ПР-6)	

			-навыками обращения с химическими веществами, химическим оборудованием.		
5	Электрохимические системы	ОПК-2	<p>знает: - правила работы с литературными источниками и интернет-ресурсами;</p> <p>- способы решения расчетных химических задач;</p> <p>-современное состояние химической науки и ее возможности для использования в технике и технологии;</p> <p>- требования к проведению лабораторного эксперимента и составлению отчетов;</p>	<p>собеседование (УО-1);</p> <p>тест (ПР-1)</p>	<p>вопросы к экз.№ 13, 14, 15, 16, 17</p>
			<p>умеет: - находить источники информации, необходимые для подготовки к занятиям и выполнения самостоятельной работы;</p> <p>- пользоваться методическими указаниями при выполнении эксперимента и проводить необходимые расчеты и вычисления;</p> <p>- составлять отчет по проведенным исследованиям и делать необходимые выводы;</p>	<p>разноуровневые задачи и задания (ПР-11)</p>	<p> типовые задания № 8, 9</p>
			<p>владеет: - навыками работы с учебной, справочной литературой по химии;</p> <p>- навыками решения химических задач;</p> <p>-навыками обращения с химическими веществами, химическим оборудованием.</p>	<p>лабораторная работа (ПР-6)</p>	

Типовые контрольные задания, методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений и навыков и (или) опыта

деятельности, а также критерии и показатели, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и характеризующие этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы, представлены в Приложении 2.

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> 20

2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии : учебное пособие / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной.-Москва : Интеграл-Пресс, 2009, 240 с.
<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:381494&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. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 464с. <http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:281662&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> 6

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> 6

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

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; посещение лекций, консультаций; сдача экзамена по курсу.

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

Лекционные занятия предназначены для обсуждения наиболее важных тем, вызывающих затруднения при самостоятельном изучении учебного материала. Они помогают наметить план самостоятельного изучения дисциплины, определяют темы, на которые необходимо обратить особое внимание. Проработку лекций, 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 экзамену.

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

4. Мультимедийные аудитории со следующим оборудованием:

Акустическая система для потолочного монтажа с низким профилем,
Extron SI 3CT LP (пара)

Врезной интерфейс с системой автоматического втягивания кабелей TLS
TAM 201 Standart III

Документ-камера AVervision CP355AF

Комплект удлинителей DVI по витой паре (передатчик/приёмник),
Extron DVI 201 Tx/Rx

Матричный коммутатор DVI 4x4. Extron DXP 44 DVI PRO

Микрофонная петличная радиосистема УВЧ диапазона Sennheiser EW
122 G3 в составе рэкового приёмника EM 100 G3, передатчика SK 100 G3,
петличного микрофон ME 4 с ветрозащитой и антенн (2 шт.)

Мультимедийный проектор, Mitsubishi EW330U, 3000 ANSI Lumen,
1280x800

Расширение для контроллера управления Extron IPL T CR48

Сетевая видеокамера Multipix MP-HD718

Сетевой контроллер управления Extron IPL T S4

Усилитель мощности, Extron XPA 2001-100V

Цифровой аудиопроцессор, Extron DMP 44 LC

Шкаф настенный 19" 7U, Abacom VSP-W960SG60

Экран проекционный ScreenLine Trim White Ice, 50 см черная кайма
сверху, размер рабочей области 236x147 см



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

ИНЖЕНЕРНАЯ ШКОЛА

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ
РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ**

по дисциплине «Химия»

Направление подготовки 15.03.03 Прикладная механика

профиль «Математическое и компьютерное моделирование механических систем и процессов»

Форма подготовки очная

**Владивосток
2016**

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

№ п/п	Дата/сроки выполнения	Вид самостоятельной работы	Примерные нормы времени на выполнение	Формы контроля
1	2-3 недели	Индивидуальное домашнее задание по теме «Основные понятия и законы химии»	1 час.	устный опрос (УО-1), письменная работа (ПР-11)
2	4-6 неделя	Составление конспекта по теме «Химическая связь»	1 час.	конспект (ПР-7)
3	7-9 неделя	Индивидуальное домашнее задание по теме «Основные термодинамические и кинетические закономерности протекания химических реакций»	2 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»	2 час.	письменная работа (ПР-11)
6	16-18 неделя	Индивидуальное домашнее задание по теме «Электрохимические процессы»	2 час.	собеседование (УО-1) или письменная работа (ПР-11)
7	1-18 неделя	Подготовка к практическим занятиям	12 час.	устный опрос (УО-1), письменная работа (ПР-11)
8	1-18 неделя	Подготовка к лабораторной работе	14 час.	устный опрос (УО-1), отчет по лабораторной работе (ПР-6)
9	Сессия	Подготовка к экзамену	27 час.	Устный опрос. Вопросы к экзамену

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 сортировку материала: выделите главные мысли, определения понятий, выводы и второстепенный материал, без которого можно обойтись.
- На черновике можно составить план, сделать выписки, записать ключевые слова, можно зафиксировать главные мысли в виде схем, рисунков, знаков (опорных сигналов).
- 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.
- Не забудьте о логической взаимосвязи отдельных частей конспекта.
- 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 3000 С.
 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 Кравновесия, покажите взаимосвязь между ними;
- рассчитайте числовое значение Кравновесия 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 уравнивать предложенную реакцию.

$$\text{PbS}_{(т)} + \text{O}_{2(г)} = \text{PbO}_{(т)} + \text{SO}_{2(г)}$$

$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	- 100,42	0	- 219,28	- 296,9
ΔG^0 , кДж/моль	- 98,77	0	- 189,1	- 300,21

• «Раств

оры»

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 НВr; б) 0,1 N Н₂Se; в) 0,0008 M CuCl₂.
 4. При какой концентрации гидроксида калия в растворе концентрация ионов железа (II) будет равна 1·10⁻²⁸. K_s (Fe(OH)₂) = 1·10⁻¹⁵
- «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.



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

ИНЖЕНЕРНАЯ ШКОЛА

**ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
по дисциплине «Химия»**

Направление подготовки 15.03.03 Прикладная механика
профиль «Математическое и компьютерное моделирование механических систем и процессов»
Форма подготовки очная

**г. Владивосток
2016**

Паспорт фонда оценочных средств

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
ОПК-2 способность представлять адекватную современному уровню знаний научную картину мира на основе знания основных положений, законов и методов естественных наук и математики	Знает	<ul style="list-style-type: none"> • Правила работы с литературными источниками и интернет - ресурсами; • Способы решения расчетных химических задач; • Требования к проведению лабораторного эксперимента и составлению отчетов;
	Умеет	<ul style="list-style-type: none"> • Находить источники информации, необходимые для подготовки к занятиям и выполнения самостоятельной работы; • Пользоваться методическими указаниями при выполнении эксперимента и проводить необходимые расчеты и вычисления; • Составлять отчет по проведенным исследованиям и делать необходимые выводы;
	Владеет	<ul style="list-style-type: none"> • Навыками работы с учебной, справочной литературой по химии; • Навыками решения химических задач; • Навыками изложения теоретического и практического материала в соответствии с возрастными особенностями и уровнем подготовки.

№ п/п	Контролируемые модули дисциплины	Коды и этапы формирования компетенций	Оценочные средства	
			текущий контроль	промежуточная аттестация
1	Атомно-молекулярное учение	<p>ОПК-2</p> <p>знает: - правила работы с литературными источниками и интернет-ресурсами; -зависимость свойств веществ от их состава и строения. - способы решения расчетных химических задач; - требования к проведению лабораторного эксперимента и составлению отчетов;</p> <p>умеет: - находить источники информации, необходимые для подготовки к занятиям и</p>	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	Вопрос к экзамену № 1
			разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 1

			<p>выполнения самостоятельной работы;</p> <ul style="list-style-type: none"> - пользоваться методическими указаниями при выполнении эксперимента и проводить необходимые расчеты и вычисления; - составлять отчет по проведенным исследованиям и делать необходимые выводы; 		
			<p>владеет:</p> <ul style="list-style-type: none"> - навыками работы с учебной, справочной литературой по химии; - навыками решения химических задач; - навыками обращения с химическими веществами, химическим оборудованием. 	лабораторная работа (ПР-6)	
2	Уровни организации вещества	ОПК-2	<p>знает:</p> <ul style="list-style-type: none"> - правила работы с литературными источниками и интернет-ресурсами; - способы решения расчетных химических задач; - требования к проведению лабораторного эксперимента и составлению отчетов; 	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	вопросы к экз № 2, 3, 4, 5
			<p>умеет:</p> <ul style="list-style-type: none"> - находить источники информации, необходимые для подготовки к занятиям и выполнения самостоятельной работы; - пользоваться методическими указаниями при выполнении эксперимента и проводить необходимые расчеты и вычисления; - составлять отчет по проведенным исследованиям и делать необходимые выводы; 	конспект (ПР-7); разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 1, 2, 3, 4
			<p>владеет:</p> <ul style="list-style-type: none"> - навыками работы с учебной, 	лабораторная работа	

			справочной литературой по химии; - навыками решения химических задач; -навыками обращения с химическими веществами, химическим оборудованием	(ПР-6)	
3	Закономерности протекания реакции	ОПК-2	знает: - правила работы с литературными источниками и интернет-ресурсами; -современное состояние химической науки и ее возможности для использования в технике и технологии; - способы решения расчетных химических задач; - требования к проведению лабораторного эксперимента и составлению отчетов;	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	вопросы к экз.№ 6, 7, 8
			умеет: - находить источники информации, необходимые для подготовки к занятиям и выполнения самостоятельной работы; - пользоваться методическими указаниями при выполнении эксперимента и проводить необходимые расчеты и вычисления; - характеризовать направление процесса, используя кинетические и термодинамические зависимости; - составлять отчет по проведенным исследованиям и делать необходимые выводы;	тест (ПР-1); разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 6
			владеет: - навыками работы с учебной, справочной литературой по химии; - навыками решения химических задач;	лабораторная работа (ПР-6)	

			-навыками обращения с химическими веществами, химическим оборудованием.		
4	Химические системы	ОПК-2	<p>знает: - правила работы с литературными источниками и интернет-ресурсами;</p> <p>- способы решения расчетных химических задач;</p> <p>-современное состояние химической науки и ее возможности для использования в технике и технологии;</p> <p>- требования к проведению лабораторного эксперимента и составлению отчетов;</p>	<p>собеседование (УО-1);</p> <p>тест (ПР-1)</p>	<p>вопросы к экз № 5, 9, 10, 11, 12</p>
			<p>умеет: - находить источники информации, необходимые для подготовки к занятиям и выполнения самостоятельной работы;</p> <p>- пользоваться методическими указаниями при выполнении эксперимента и проводить необходимые расчеты и вычисления;</p> <p>- составлять отчет по проведенным исследованиям и делать необходимые выводы;</p>	<p>конспект (ПР-7);</p> <p>разноуровневые задачи и задания (ПР-11)</p>	<p> типовые задания № 5, 7</p>
			<p>владеет: - навыками работы с учебной, справочной литературой по химии;</p> <p>- навыками решения химических задач;</p> <p>-навыками обращения с химическими веществами, химическим оборудованием.</p>	<p>лабораторная работа (ПР-6)</p>	
5	Электрохимические системы	ОПК-2	<p>знает: - правила работы с литературными источниками и интернет-ресурсами;</p> <p>- способы решения</p>	<p>собеседование (УО-1);</p> <p>тест (ПР-1)</p>	<p>вопросы к экз № 13, 14, 15, 16, 17</p>

		<p>расчетных химических задач;</p> <p>-современное состояние химической науки и ее возможности для использования в технике и технологии;</p> <p>- требования к проведению лабораторного эксперимента и составлению отчетов;</p>		
		<p>умеет:</p> <ul style="list-style-type: none"> - находить источники информации, необходимые для подготовки к занятиям и выполнения самостоятельной работы; - пользоваться методическими указаниями при выполнении эксперимента и проводить необходимые расчеты и вычисления; - составлять отчет по проведенным исследованиям и делать необходимые выводы; 	разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 8, 9
		<p>владеет:</p> <ul style="list-style-type: none"> - навыками работы с учебной, справочной литературой по химии; - навыками решения химических задач; -навыками обращения с химическими веществами, химическим оборудованием. 	лабораторная работа (ПР-6)	

Шкала оценивания уровня сформированности компетенций

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции		Критерии	Показатели
ОПК-2 способностью представлять адекватную современному уровню знаний научную картину мира на основе знания основных	Знает (пороговый уровень)	<ul style="list-style-type: none"> - правила работы с литературными источниками и интернет-ресурсами; - требования к проведению лабораторного 	<ul style="list-style-type: none"> - уметь работать с учебной, методической, справочной литературой; - понимать требования, предъявляемые 	<ul style="list-style-type: none"> - способность работать с оглавлением, схемами, таблицами, данными в учебной и справочной литературе;

положений, законов и методов естественных наук и математики		эксперимента и составлению отчетов; - способы решения расчетных химических задач;	к содержанию и последователь ности лабораторных исследований; - знать основные способы решения расчетных химических задач	- способность соблюдать правила техники безопасности при работе в химической лаборатории - способность решать типовые задачи;
	Умеет (продви нутый)	- находить источники информации, необходимые для подготовки к занятиям и выполнения самостоятельной работы; - пользоваться методическими указаниями при выполнении эксперимента и проводить необходимые расчеты и вычисления; - составлять отчет по проведенным исследованиям и делать необходимые выводы;	- уметь самостоятельн о проводить литературный поиск; - уметь соблюдать правила техники безопасности при работе в химической лаборатории; - уметь использовать математически й аппарат для обработки результатов исследования; - уметь выбирать, сравнивать и анализировать полученную информацию;	- способность самостоятельно подбирать литературу к занятиям и выполнения самостоятельн ой работы; - способность к организации безопасного рабочего места; - способность проводить лабораторный эксперимент по предложенным методикам; - способность грамотно обрабатывать полученные данные, используя математический аппарат, и делать соответствующ ие выводы; - способность составлять отчет о проделанной работе
	Владеет (высоки й)	- навыками работы с учебной, справочной литературой по	- владеть техникой работы с литературными источниками;	- способность к систематизации учебного материала, используя

		химии; - навыками решения химических задач; - навыками изложения теоретического и практического материала в соответствии с возрастными особенностями и уровнем подготовки;	- владеть основными методами решения типовых задач; - владеть способностью представлять результаты литературного поиска и лабораторных исследований;	различные литературные источники; - способность самостоятельно выбирать способ решения поставленных задач; - способность представлять полученную информацию разными способами.
--	--	--	---	--

Методические рекомендации, определяющие процедуры оценивания результатов освоения дисциплины

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

По данной дисциплине предусмотрен экзамен. К сдаче экзамена допускаются студенты, которые выполнили индивидуальные задания по основным разделам курса, выполнили и защитили отчёты по лабораторному практикуму. Как правило, экзаменационный билет предполагает собой письменную работу, состоящую из трех вопросов по основным разделам курса: один вопрос – теоретический, два других – практические задачи. В течение двух академических часов студенты группы выполняют письменную работу, отвечая на вопросы и используя справочную литературу. Затем все работы сдаются на проверку преподавателю, оценив их, он сообщает результаты зачета студентам. При необходимости даются комментарии выполненным работам.

Примерный перечень оценочных средств (ОС)

Устный опрос

1. Экзамен – Вопросы к экзамену. Примерные экзаменационные билеты

Перечень типовых экзаменационных вопросов

1. Предмет изучения химии. Связь с другими науками. Роль достижений химии в народном хозяйстве.
2. Атомно-молекулярное учение на современном этапе. Количественные соотношения в химии. Закон сохранения материи как фундаментальный закон естествознания. Закон эквивалентов.
3. Вещество, как основная химическая система. Классификация веществ.
4. Структурные уровни организации веществ. Дискретность и непрерывность в природе.

5. Квантово-механическая модель атома. Корпускулярно-волновой дуализм.

6. Заполнение АО электронами. Принцип Паули. Правило Хунда. Принцип наименьшей энергии. Электронная емкость энергетических уровней.

7. Периодический закон Д.И. Менделеева, его физическое обоснование. Периодичность как фундаментальное свойство материи.

8. Ковалентная связь с позиций метода ВС. Направленность и насыщенность ковалентной связи. Гибридизация. Геометрия молекул, Изоморфизм. Полиморфизм.

9. Надмолекулярный уровень организации вещества. Типы межмолекулярных взаимодействий.

10. Уровень макроформ в структурной организации вещества. Типы кристаллических решеток, их сравнительная характеристика.

11. Химическая термодинамика. Термодинамические системы, процессы, параметры. Функции состояния, их физический смысл, размерность и порядок изменения в химических процессах и фазовых переходах.

12. Законы термохимии, как следствие I начала термодинамики. Их использование в химии.

13. Термодинамический и статистический подход к трактовке понятия “энтропия”. Вероятность как атрибут сложных систем. О соотношении порядка и беспорядка в природе.

14. Условия самопроизвольного протекания химических реакций. Изменение свободной энергии Гиббса как мера химического сродства.

15. Скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость. Основные зависимости, их математическое выражение

16. Энергия активации, ее роль. Понятие активированного комплекса. Энергетические диаграммы.

17. Условия химического равновесия. Константа химического равновесия, ее физический смысл. Способы смещения равновесия.

18. Растворы. Классификация растворов. Способы выражения состава растворов. Термодинамика процесса растворения.

19. Коллигативные свойства растворов. Использование коллигативных свойств в технологиях.

20. Электролитическая диссоциация, ее причины. Сильные и слабые электролиты. Закон разведения Оствальда. Влияние одноименных и разноименных ионов на степень диссоциации.

21. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель среды pH. Измерение pH.

22. Гидролиз. Степень и константа гидролиза. Подавление и усиление гидролиза.

23. Понятие о дисперсных системах. Коллоиды, факторы, стабилизирующие коллоидные системы. Коллоиды в природе и технологических системах.

24. Окислительно-восстановительные процессы. Водородная шкала потенциалов. Определение направления протекания окислительно-восстановительных процессов.

25. Классификация электродов по механизму установления электродного потенциала. Уравнение Нернста.

26. Химические источники тока. Устройство и принцип действия. Принципиальное различие и общие закономерности. Достоинства и недостатки. Перспективы использования.

27. Электролиз. Последовательность разрядки ионов и молекул на электродах. Применение электролиза. Хемотроника.

28. Коррозия металлов, классификация коррозионных процессов. Кинетика и термодинамика коррозии.

29. Основные принципы защиты металлов от коррозии. Ингибиторы. Несовместимость материалов в конструкциях.

Типовые задания к экзаменационным вопросам:

1. Классифицировать химические соединения.

2. Определять состав атома, его строение, влияние электронной структуры атомов на кислотно-основные и окислительно-восстановительные 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.

Образцы экзаменационных билетов

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования

«Дальневосточный федеральный университет»

Школа инженерная (ИШ) _____

ОП15.03.03 Прикладная механика

Дисциплина _____ Химия _____

Форма обучения _____ очная _____

Семестр _____ осенний _____ 2016 - 2017 учебного года

Реализующая кафедра общей, неорганической и элементоорганической
ХИМИИ

Экзаменационный билет № 1

1. Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа и типы электронных орбиталей.

2. Какая из реакций более вероятна?

а) $\text{CaO}_{(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{Ca}(\text{OH})_{2(т)}$, б) $\text{P}_2\text{O}_5_{(т)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(г)} = 2\text{H}_3\text{PO}_{4(т)}$? Ответ обосновать термодинамическими расчетами.

3. Какие соли подвергаются гидролизу? Расположите в порядке убывания pH водные растворы сульфата меди, силиката натрия, нитрата бария. Напишите уравнения гидролиза в ионном и молекулярном видах по стадиям.

Зав. кафедрой _____

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования

«Дальневосточный федеральный университет»

Школа инженерная ___ (ИШ) _____

ОП15.03.03 Прикладная механика

Дисциплина _____ Химия _____

Форма обучения _____ очная _____

Семестр _____ осенний _____ 2016 - 2017 учебного года

Реализующая кафедра общей, неорганической и элементоорганической
химии

Экзаменационный билет № 2

1. Ковалентная связь с позиций метода В.С. Характеристики ковалентной связи. Геометрия молекул.
2. При какой температуре наступит состояние равновесия в системе:
 $2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) = 4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$?
3. Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, другая – медью, находятся во влажном воздухе. На какой из них быстрее появится ржавчина? Приведите уравнения электродных процессов и укажите состав продуктов коррозии.

Зав. кафедрой _____

I. 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.
3. Закон эквивалентов. Молярные массы и молярные объёмы эквивалентов.

Раздел 2

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 виды и характеристики химической связи.
5. Особенности метода валентных связей (МВС)
6. 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.
4. Дисперсные системы (коллоидные растворы)

Раздел 5. Электрохимические системы

1. Химические источники тока: гальванические элементы, аккумуляторы, топливные батареи.
2. Процесс электролиза, последовательность электродных реакций, электролиз растворов и расплавов.
3. Виды коррозионных процессов и способы защиты от коррозии.

Критерии оценки:

___5___ баллов выставляется студенту, если он с достаточной полнотой излагает соответствующую тему; дает правильные формулировки, точные

определения и 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 и 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;

___2___ 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 $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{к}) = 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ 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

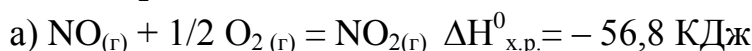
следующие значения: $\Delta H^0_{298}(\text{HF}) = -270,7$ кДж/моль; $\Delta H^0_{298}(\text{HCl}) = -92,3$ кДж/моль; $\Delta H^0_{298}(\text{HBr}) = -36,3$ кДж/моль?

- 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 :



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

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

6. Определить направление реакции $\text{H}_{2(г)} + \text{I}_{2(г)} \rightarrow 2\text{HI}_{(г)}$ 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) слабокислотная; 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 ($E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -2,17$ В;

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

- а) цинк и магний; б) олово; в) медь.

10. Какой ион будет обладать наибольшей коагулирующей силой для природной коллоидной системы, имеющей формулу мицеллы $\{ [m\text{Al}_2\text{O}_3] \cdot n\text{AlO}_2^- \cdot x\text{H}^+ \} \cdot (n-x)\text{H}^+$?



Темы для конспектирования
по дисциплине «Химия»

1. Строение атома;
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___ балла, если материал изложен, но не систематизирован или не соответствует плану, работа выполнена в срок;

___1___ балл, если не проанализированный материал просто переписан, или работа не выполнена в срок.

Комплект разноуровневых задач и заданий
по дисциплине «Химия»

Тема 1. 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 2. 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) BeI₂; б) Na₃[Al(OH)₆]

Тема 3. Элементы химической термодинамики

Вариант 1

1. Какой из двух оксидов – оксид кальция или оксид фосфора (V) – при стандартных условиях лучше поглощает водяные пары?

2. Теплоты растворения SrCl₂ и SrCl₂·6H₂O составляют соответственно – 47,7 кДж/моль и 31 кДж/моль. Рассчитайте теплоту гидратации SrCl₂.

Вариант 2

1. При полном сгорании этилена C₂H_{4 (г)} + 3O_{2 (г)} = 2CO_{2 (г)} + 2H₂O_(ж) выделилось 6226 кДж тепла. Рассчитайте объем 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 4. Химическая кинетика и 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 $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ 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 кДж/моль?

2. Реакция синтеза метанола протекает по уравнению $\text{CO} + 2\text{H}_2 \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}$, $\Delta H = -110,8$ 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.

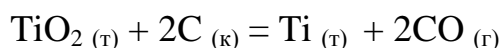
4. Энергия активации реакции разложения некоторого вещества равна 75 кДж/моль, а обратной реакции – 265 кДж/моль. Рассчитайте температурный коэффициент скорости прямой реакции в интервале $60^\circ - 80^\circ\text{C}$ и стандартную энтальпию реакции.

Тема 5. Основные термодинамические и кинетические закономерности протекания химических процессов

Вариант 1

Для предложенной реакции ответьте на следующие вопросы:

- экзо- или эндотермической является данная реакция; определите тепловой эффект образования 1 кг любого из продуктов реакции;
- 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).



$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-944,8	0	0	-110,5
S^0 , Дж/моль·К	50	5,7	30,6	197,6

Вариант 2

Ориентируясь на уравнение реакции $\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{т}) + 3\text{CO} (\text{г}) = 2\text{Fe} (\text{т}) + 3\text{CO}_2 (\text{г})$ определите:

- молекулярность и порядок реакции;
- изменение скорости прямой реакции при увеличении давления в 3 раза;
- энтальпию образования Fe_2O_3 , если изменение энтальпии реакции равно – 28,4 кДж, а энтальпии образования CO_2 и CO равны соответственно – 393,6 и – 110,6 кДж/моль;
- направление процесса в закрытой и открытой системах при температурах 25⁰С и 1000 К, учитывая, что энтропии веществ равны: $S^0 (\text{Fe}_2\text{O}_3) = 87,4$ Дж/моль·К, $S^0 (\text{Fe}) = 27,1$ Дж/моль·К, $S^0 (\text{CO}_2) = 213,6$ Дж/моль·К, $S^0 (\text{CO}) = 198,0$ Дж/моль·К;
- направление смещения равновесия при понижении температуры (анализ изобары реакции);
- необходимость повышения или понижения температуры для оптимального прохождения процесса, учитывая энтальпию реакции и значения констант скорости реакции: $k_1 = 4,04 \cdot 10^{-5}$ л/моль·с при 237 К, $k_2 = 7,72 \cdot 10^{-5}$ л/моль·с при 280 К.

Тема 6. Равновесия в 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. Сахароза массой 68,4 г, $C_{12}H_{22}O_{11}$ растворена 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 Па. Криоскопическая и эбуллиоскопическая постоянные воды равны 1,86 и $0,52 \frac{K}{\text{моль}}$, 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 М раствора сульфата натрия?

3. Термодинамическим расчетом докажите возможность растворения осадка CaC_2O_4 :

а) серной кислотой: $K_s(CaC_2O_4) = 2,3 \cdot 10^{-9}$, $K_a(H_2C_2O_4) = 3,98 \cdot 10^{-6}$, $K_s(CaSO_4) = 2,5 \cdot 10^{-5}$;

б) трилоном Б: $K_s(CaC_2O_4) = 2,3 \cdot 10^{-9}$, $K_a(H_2C_2O_4) = 3,98 \cdot 10^{-6}$, $K_{\text{нест.}}(CaT^{-2}) = 2,6 \cdot 10^{-11}$;

в) сернокислым раствором бихромата калия: $K_s(CaC_2O_4) = 2,3 \cdot 10^{-9}$, $K_s(CaSO_4) = 2,5 \cdot 10^{-5}$, $E^0(CO_2|C_2O_4^{-2}) = 0,49$ В, $E^0(Cr_2O_7^{-2}|2Cr^{+3}) = 1,33$ В.

Тема 7. Электрохимия

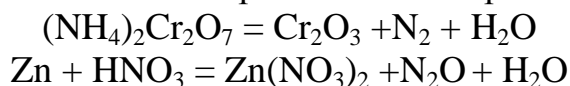
Вариант 1

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:

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

$$E^0_{2H_2O|H_2,2OH^{-1}} = -0,828$$

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

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, привести уравнения электродных процессов, составить электрохимическую цепь.

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

3. Железное изделие покрыли никелем. Определите вид покрытия – анодное или катодное? 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?

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 , $Cu(OH)_2$, H_3AsO_4 , $HMnO_4$, $Al(OH)_3$.

2. Для оксидов CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 приведите формулы соответствующих гидроксидов.

3. Охарактеризуйте свойства (основные, кислотные, амфотерные) следующих соединений: ZnO , $Cr(OH)_3$, $Ba(OH)_2$, 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: $Cu(OH)_2$, $NaOH$, $Al(OH)_3$?

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 объём 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. Применив 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.

$$\begin{aligned} \text{Значения универсальной газовой постоянной } R &= 8,314 \frac{\text{Па} \cdot \text{м}^3}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 8,314 \\ \frac{\text{кПа} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}} &= 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 8,314 \cdot 10^{-3} \frac{\text{кДж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 0,082 \frac{\text{атм} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 62,36 \\ \frac{\text{мм.рт.ст.} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}} &= 1,986 \frac{\text{ккал}}{\text{моль} \cdot \text{К}}. \end{aligned}$$

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

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: Δ

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. ($V_0(\text{H}_2)$).

2. Замените массу водорода и $M(1/z \text{ H}_2)$ в законе эквивалентов на пропорциональные им объёмные значения и получите расчетную формулу:

, где $V(1/z \text{ H}_2)$ – 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	$V(1/z \text{H}_2)$	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: Комплексные соединения

1. **Цель работы:** познакомиться со строением и свойствами комплексных соединений.

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

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

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

5. Контрольные вопросы и задания

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

7. а) отметьте внутреннюю и внешнюю сферу комплексных соединений, комплексообразователь и лиганды;

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

8. Определите степень окисления и электронную конфигурацию комплексообразователя в соединении $K_2[Zn(OH)_4]$. Какой тип гибридизации можно приписать орбиталям центрального атома?

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

10. Приведите общие константы устойчивости и нестойкости для комплексных ионов, представленных в задании

15. Составьте уравнения реакций получения комплексов, исходя из раствора AgNO_3 и взяв в качестве партнеров по реакции растворы NH_3 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, NaNO_2 и KCN .

Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение комплексных соединений

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

Таблица 1. Данные к опыту 1

Вариант	Реакции	Вариант	Реакция
1	$\text{ZnCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH}$ *) $\text{CoCl}_2 + \text{NH}_4\text{SCN}$	6	*) $\text{CuSO}_4 + \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{KOH}$
2	*) $\text{CuSO}_4 + \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{FeCl}_3 + \text{NaF}$	7	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{OH}$ *) $\text{CoCl}_2 + \text{NH}_4\text{SCN}$
3	*) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{OH}$	8	*) $\text{CoCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI}$
4	*) $\text{CoCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{KI}$	9	**) $\text{AgCl} + \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{CoCl}_2 + \text{KNO}_2$
5	$\text{ZnCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH}$ *) $\text{FeCl}_3 + \text{NH}_4\text{SCN}$	10	*) $\text{CuSO}_4 + \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{ZnCl}_2 + \text{KOH}$

*) продукт реакции сохранить для опыта 2;

**) AgCl получить из AgNO_3 и NaCl . Реагентов взять по одной капле.

Опыт 2. Разрушение комплексных ионов

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

Таблица 2. Данные к опыту 2

Вариант	Реакция	Вариант	Реакция
1	NaF	6	HCl
2	HCl	7	NaF
3	HNO_3	8	KNO_2
4	KNO_2	9	HNO_3
5	NaF	10	HCl

Опыт 3. Участие комплексных ионов в реакциях обмена

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

Таблица 3. Данные к опыту 3

Вариант	Реакция	Вариант	Реакция
1	$\text{FeSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	6	$\text{CuCl}_2 + (\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$ (добавьте 3 капли)

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

Отчет оформите по следующей форме:

Студент: ФИО

группа

Отчет к лабораторной работе

Комплексные соединения

Цель работы: познакомиться со строением, некоторыми свойствами и способами получения комплексных соединений.

Краткие теоретические основы работы

Комплексным соединением называется

Комплексообразователь

Лиганды

Координационное число

Типы химической связи в комплексных соединениях

Ионизация комплексов в растворе (первичная диссоциация)

Диссоциация комплексного иона (вторичная)

Константа нестойкости комплексного иона

Константа устойчивости

Комплексный ион тем прочнее, чем

Опыт 1. Получение комплексных соединений

Реакция 1

Молекулярное уравнение образования комплекса

Ионно-молекулярное уравнение

Ионизация комплекса в растворе

Уравнение диссоциации комплексного иона

Выражение константы нестойкости

Наблюдаемое явление

Реакция 2.

Молекулярное уравнение образования комплекса

Ионно-молекулярное уравнение

Ионизация комплекса в растворе

Уравнение диссоциации комплексного иона

Выражение константы нестойкости

Наблюдаемое явление

Опыт 2. Разрушение комплексного иона
Молекулярное уравнение

Ионное уравнение

Наблюдаемые явления

Обоснование образования нового комплекса

Опыт 3. Образование комплексных ионов в реакциях обмена
Молекулярное уравнение

Ионное уравнение

Наблюдаемые явления

Заряд комплексообразователя

Координационное число комплексообразователя

Лабораторная работа № 4.

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;

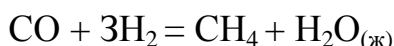
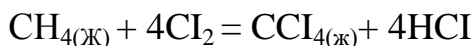
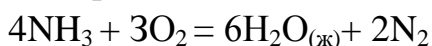
рассчитывать изменение внутренней энергии, энтропии и свободной энергии системы в различных процессах; объяснять термодинамические критерии возможности самопроизвольного протекания процесса и состояния равновесия.

Контрольные вопросы и задания

1. Как изменяется энтальпия системы, если реакция идет с поглощением тепла?

2. Вычислите тепловой эффект реакции $\text{NaN}_{(к)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)} = \text{NaOH}_{(р)} + \text{H}_2(г)$ 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? $\text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{NO}_2$,

если $\Delta G_{298}^0(\text{NH}_4\text{NO}_2) = 115,94$ кДж/моль, $\Delta G_{298}^0(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) = -228,8$ 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. 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):

, где v – количество образовавшейся воды.

4. Рассчитайте относительную погрешность опыта, %: Δ

8. 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

$\Delta H^0_{\text{обр.298}}$

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

x.p. _____

 $\Delta S^0_{\text{х.р.}}$

 $\Delta G^0_{\text{х.р.}}$

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: кДж/моль , где Q – тепловой эффект (опытный); ν – количество образовавшейся воды.

Вычисление относительной погрешности опыта, %:

Δ

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
HNO ₃	-173,20	156,16
NaOH	-469,60	49,66
KOH	-481,15	91,96
KCl	-418,67	157,60
KNO 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 № 5

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;

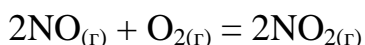
Контрольные вопросы и задания

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.

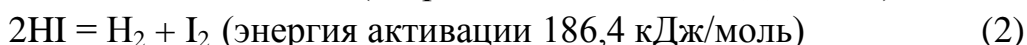
3. От каких факторов зависит константа скорости химической реакции?

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 2мл 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.

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

Пример экспериментального определения энергии активации:

1) во всех системах исследовался раствор тиосульфата натрия с концентрацией равной 1С; в каждую систему добавлялся раствор серной кислоты объемом 1 мл;

2) по соответствующей методике проводился эксперимент, данные которого приведены в таблице 3, интервал температуры между измерениями должен составлять 10°C ;

Таблица 3

Экспериментальные данные $v = f(T)$ или $\ln(v) = f(1/T)$

№ системы	Температура		$(1/T) \cdot 10^3$	Время (τ) появления голубого окрашивания, с	Относительная скорость $\dot{v} = 1/\tau$, с ⁻¹	$-\ln(\dot{v})$
	t, °C	T, K				
1	70	343	2,91	3	0,333	1,11
2	60	333	3,00	6	0,166	1,78

3	50	323	3,10	12	0,111	2,45
---	----	-----	------	----	-------	------

3) на основании экспериментальных данных строится графическая зависимость $\ln(\dot{v}) = f(1/T)$ (рис. 3);

4) тангенс угла наклона ($\text{tg}\alpha$) этой зависимости к оси абсцисс равен множителю перед аргументом ($1/T$) в уравнении Аррениуса, т.е.

$$\text{tg}\alpha = -E_A/R.$$

R – газовая постоянная равная $8,31 \cdot 10^{-3}$ кДж/моль.

Тангенс α рассчитываем как отношение противолежащего катета к прилежащему в выделенном на графической зависимости прямоугольном треугольнике: $\text{tg}\alpha = a/b$, где a и b определяются по графику. В данном примере:

$$a = -(\ln(\dot{v})_{\max} - \ln(\dot{v})_{\min})$$

$$a = -(2,45 - 1,11) = -1,34.$$

$$b = [(1/T)_{\max} - (1/T)_{\min}] = [3,1 - 2,91] \cdot 10^{-3} = 0,19 \cdot 10^{-3},$$

$$\text{tg}\alpha = -1,34/0,19 \cdot 10^{-3} = 7,05 \cdot 10^3, \quad -E_A/R = -1,34/0,19 \cdot 10^{-3}.$$

Энергия активации будет равна:

$$E_A = 7,05 \cdot 10^3 \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} = 58,58 \text{ кДж/моль.}$$

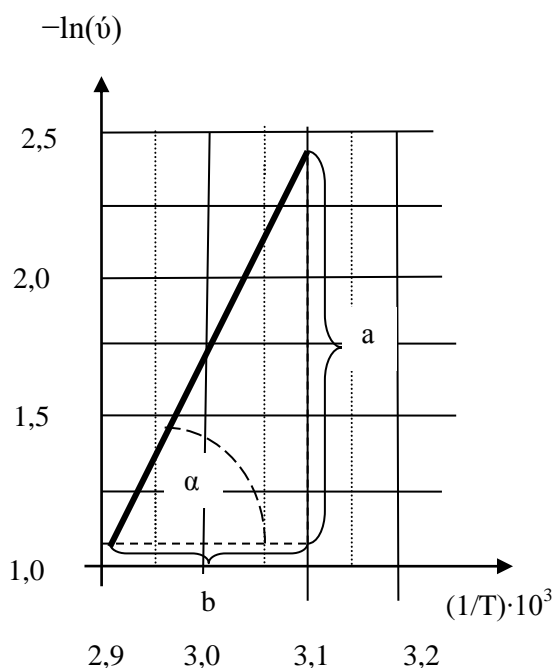


Рис. 3. Экспериментальная графическая зависимость $\ln(\dot{v}) = f(1/T)$

Расчет температурного коэффициента (коэффициента Вант-Гоффа - γ).

$$\gamma_1 = \dot{v}_3 / \dot{v}_2, \quad \gamma_2 = \dot{v}_2 / \dot{v}_1, \quad \gamma_{\text{сред}} = (\gamma_1 + \gamma_2)/2.$$

Отчет оформите по следующей форме:

Студент:

ФИО

группа

Отчет к

лабораторной работе

Химическая

кинетики

Скоростью химической

реакции (v) называется:

_____.

Скорость реакции зависит от следующих факторов:

1. _____

2. _____

3. _____

4. _____

Зависимость скорости химической реакции от концентрации (C) реагирующих веществ описывается **Законом**.....

Кинетическое уравнение (как частный случай Закона действующих масс) это функциональная зависимость: _____

Константа скорости: _____, численное значение константы скорости определяется: _____.

Влияние температуры на скорость реакции описывается: 1) эмпирическим правилом Вант-Гоффа (формулировка и математическая запись) _____

_____;

2) уравнением Аррениуса (логарифмическая и экспоненциальная формы уравнения) _____

Энергия активации (E_A) это –

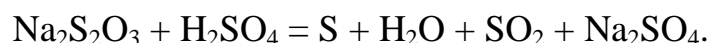
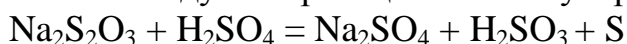
_____.

Единицы измерения E_A : _____.

Опыт 1. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

$$v = f(C)$$

Исследуемая реакция в молекулярном виде:



Ионный вид уравнения: $(\text{S}_2\text{O}_3)^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 + (\text{SO}_4)^{2-}$.

Кинетическое уравнение (закон действующих масс) для данной реакции при переменной концентрации реагирующих веществ имеет вид:

_____ .

Кинетические уравнения и вид теоретических графических зависимостей при постоянстве концентрации одного из реагирующих веществ:

а) $C(\text{H}^+) = \text{const}$, $v =$ _____ ;

б) $C(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = \text{const}$, $v =$

Таблица 1

Экспериментальные данные $v = f(C)$

№ систем ы	Объём реагентов, мл			$C(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$	Время (τ) появления голубого окрашивания, с	Относительна я скорость $\dot{v} = 1/\tau$, c^{-1}
	А	Б	В			
1	1	2	1	1C		
2	2	1	1	2C		
3	3	0	1	3C		

Реагенты: А- тиосульфат натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), Б- вода (H_2O), В – серная кислота (H_2SO_4)

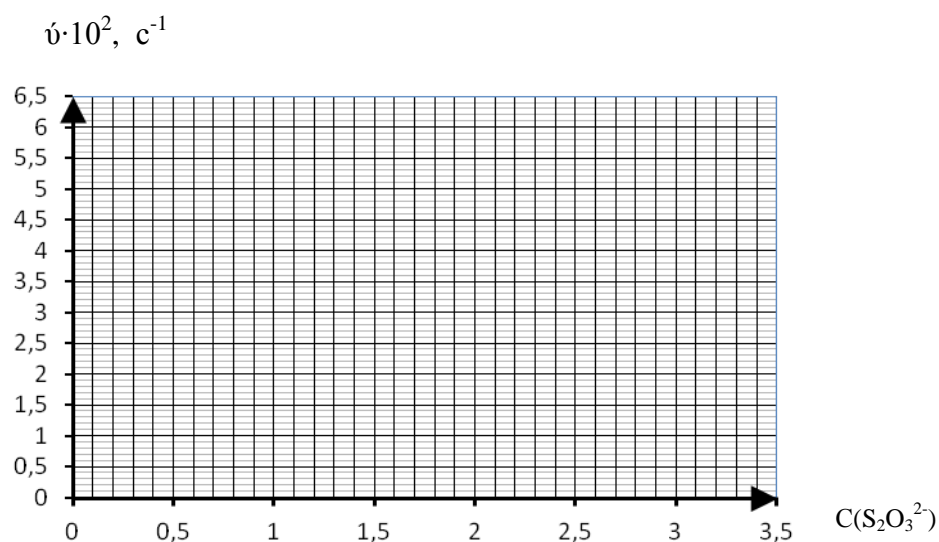


Рис.1. Экспериментальная зависимость скорости реакции от концентрации тиосульфат иона

$$v = f(T) \text{ или } \ln(v) = f(1/T)$$

Исходные концентрации реагирующих веществ во всех системах $C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ и $C(\text{H}_2\text{SO}_4)$ одинаковы.

Математическая запись правила Вант-Гоффа

Уравнение Аррениуса в логарифмическом виде это уравнение прямой линии:

$$\ln(v) = -\frac{E_A}{R} \cdot \frac{1}{T} + \ln k$$

Таблица 2

Экспериментальные данные: $v = f(T)$ или $\ln(v) = f(1/T)$

№ системы	Температура		$(1/T) \cdot 10^3$	Время (τ) появления голубого окрашивания, с	Относительная скорость $v = 1/\tau$, с^{-1}	$-\ln(v)$
	$t, ^\circ\text{C}$	T, K				
1						
2						
3						

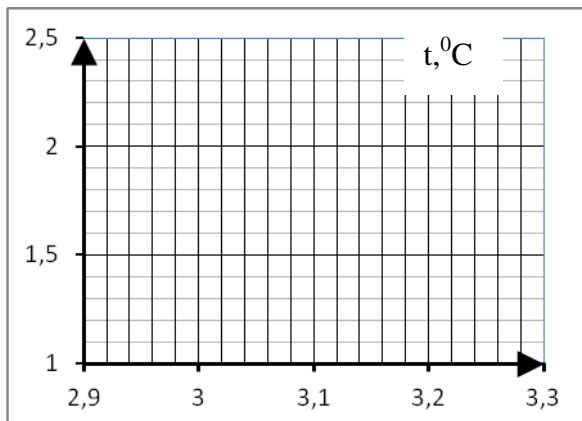
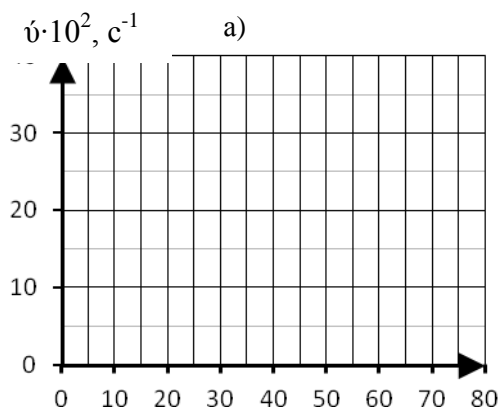


Рис. 2. Графики экспериментальных зависимостей: а) $\nu = f(T)$; б) $\ln(\dot{\nu}) = f(1/T) \cdot 10^3$

Расчет температурного коэффициента (коэффициента Вант-Гоффа - γ).

$$\gamma_1 = \dot{\nu}_3 / \dot{\nu}_2, \quad \gamma_2 = \dot{\nu}_2 / \dot{\nu}_1, \quad \gamma_{\text{сред}} = (\gamma_1 + \gamma_2) / 2.$$

Выводы по работе:

1. _____

2. _____

3. _____

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 $K_{\text{дис}}$ соответствующих ступеней ионизации кислот и оснований. Выражать процесс гидролиза с помощью ионных и молекулярных уравнений. Объяснять влияние температуры, концентрации ионов H^+ и OH^- и одноименных ионов на смещение ионного равновесия.

Контрольные вопросы и задания

1. Что называется ионным произведением воды? Каково его значение при 298K?
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: Химические источники токи

Цель работы: познакомиться с процессами превращения химической энергии окислительно-восстановительной энергии в электрическую.

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.

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

Химические источники тока

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

Рекомендации: повторить 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.

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: _____

Лабораторная работа № 8.

Тема: Электролиз

Цель работы: познакомиться с процессами превращения электрической энергии в химическую.

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

Важнейшие понятия: электрод, типы электродов, стандартный электродный потенциал, водородная шкала потенциалов, равновесный электродный потенциал электролиз, анод (инертный и растворимый), катод, последовательность электродных процессов, выход по току электрохимический эквивалент.

Следует уметь: определять тип электрода; электродвижущую силу элемента и её связь со свободной энергией Гиббса; записывать уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде при электролизе растворов и расплавов; проводить количественные расчеты, используя законы Фарадея.

Контрольные вопросы и задания

1. Что такое электрод?
2. Какие процессы происходят на электродах под действием электрического тока от внешнего источника?
3. Охарактеризуйте последовательность процессов окисления и восстановления под действием электрического тока от внешнего источника.
4. Запишите схему электролиза водного раствора $ZnSO_4$, с использованием: а) инертных электродов; б) цинковых электродов.
5. 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).
6. 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?

Отчет оформите по следующей форме:

Студент: ФИО

группа

Отчет к лабораторной работе

Электролиз

Цель работы: знакомство с процессами электролиза водных растворов на инертных и активных электродах.

Краткие теоретические основы работы

Электрохимический (окислительно-восстановительный) процесс

Потенциал электрода _____
обусловлен _____

Катод _____

Анод _____

Электролиз _____

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

Законы Фарадея _____

Выход по току: _____

Опыт 1. 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 2. 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 3. 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.

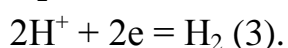
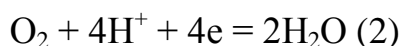
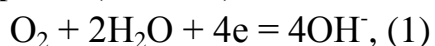
Тема: Коррозия металлов

Цель работы: изучение важнейших процессов, протекающих при коррозии металлов; способы защиты 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 являются анодными, другие – катодными. 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 в нейтральной среде.

3. Алюминиевая деталь находится в постоянном контакте с медным проводом 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.

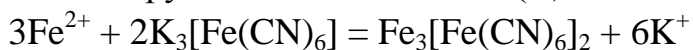
Методика проведения эксперимента

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):



темно-синий цвет

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

Опыт 2. Влияние ионов хлора на процесс коррозии алюминия

В две пробирки налейте по 2 – 3 мл 0,5 М 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?

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 М 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+} ?

Опыт 4. Ингибиторная защита металла от коррозии в кислых средах

На два часовых стекла поместите по грануле цинка и по несколько капель разбавленной соляной кислоты (HCl). Когда реакция станет интенсивной, на одно из стекол добавьте несколько кристаллов уротропина. Что наблюдаете?

Отчет оформите по следующей форме:

Студент: ФИО

группа

Отчет к 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

Составьте схемы соответствующих гальванических элементов.

Запишите электродные уравнения реакций _____

Электрохимическая схема элемента _____

Анод _____, катод _____

Реакции, протекающие на электродах:

Анод _____

Катод _____

Расчетная ЭДС элемента _____

Вывод: _____

Опыт 2. Влияние ионов хлора на процесс коррозии алюминия

Объясните влияние ионов хлора на процесс коррозии. Напишите реакции коррозии алюминия в контакте с медью _____

Опыт 3. Изучение защитных свойств металлических покрытий.

Приведите уравнения реакций коррозии оцинкованного и луженого железа _____

Опыт 4. Ингибиторная защита металла от коррозии в кислых средах

Запишите уравнение реакции взаимодействия цинка с кислотой. В выводе объясните суть ингибиторной защиты металлов от коррозии _____

Критерии оценки знаний умений и навыков при текущей проверке

I. Оценка устных ответов:

Отметка "Отлично"

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

Отметка "Хорошо"

- 1, 2, 3, 4 – аналогично отметке "Отлично".
5. Допущены 2-3 несущественные ошибки, исправленные по требованию 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.