

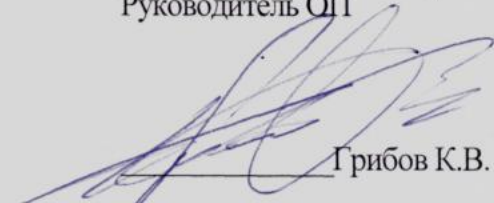


МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК


«СОГЛАСОВАНО»

Руководитель ОП


Грибов К.В.
«6» 07 2018 г.

«УТВЕРЖДАЮ»

Заведующая кафедрой общей, неорганической
элементоорганической химии


Капустина А.А.
«06» 07. 2018 г.

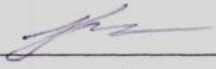
РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ
ХИМИЯ

Направление подготовки: 26.03.02 Кораблестроение, океанотехника и системотехника объектов морской
инфраструктуры
Профиль: Кораблестроение
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. 8/ пр. 4 /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 зачету 27 час.
контрольные работы - нет
экзамен 1 семестр

Рабочая программа составлена в соответствии с требованиями образовательного стандарта высшего образования ДВФУ, который принят решением Ученого совета, протокол от 31.03.2016 № 03-16, и введен в действие приказом ректора № 12-13-718 от 19 апреля 2016 г.

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры общей, неорганической и элементоорганической химии, протокол № 15 от «06» июля 2018 г.

Заведующая кафедрой  к.х.н. профессор Капустина А.А.

Составитель:  к.х.н., доцент Минаевская Л.В.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 2 из 138

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

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 3 из 138

Bachelor's degree in 26.03.02 "Shipbuilding, Ocean Engineering and systems engineering facilities of the marine infrastructure".

Study profile (“Shipbuilding”, “Marine power and equipment”)

Course title: (CHEMISTRY)

Basic part of Block, I credits (includes 3 credit units: 18 hours – lectures, 18 hours – laboratory work, 18 hours – of practical lessons and 54 hours– independent work of students).

Instructor: (Minaevskaya L.V.)

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

Knows: 1) the role and place of chemistry in cognizing in modern production technology products and designs; 2) chemistry of the elements and the basic laws of chemical processes; 3) properties of chemical elements and their compounds, forming the basis of materials and structures;

Can: 1) Use the methods of theoretical and experimental research in chemistry, basic research methods of chemical substances and compounds; 2) Make right conclusions and establish a causal link in chemical study or in the calculation of the system parameters; 3) Apply the knowledge in chemistry when studying other disciplines and practices.

Learning outcomes:

Owens: 1) Methods for calculating thermodynamic and kinetic characteristics of chemical processes; 2) Information on the appointment and application areas basic chemical elements and their compounds; 3) Skills with chemical reagents and laboratory equipment; 4) The basic knowledge obtained in the Lecture course of chemistry needed to perform theoretical and experimental research that will help solve modern issues of engineering and energy technology.

Main course literature:

1. General chemistry. Theory and problems / N.V. Korovin [et al.] - SPb.: Lan, 2014.- 491 p. http://e.lanbook.com/books/element.php?p11_id=51723

2. Gel'fman, M.I. Chemistry / M.I. Gel'fman, V.P. Yustratov - SPb.: Lan, 2008.- 472 p. http://e.lanbook.com/books/element.php?p11_id=4030

3. Akhmetov, N.S. General and inorganic chemistry /N.S. Akhmetov. - SPb.: Lan, 2014.- 744 p.

http://e.lanbook.com/books/element.php?p11_id=50684

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>

5. Glinka, N.L. General Chemistry: Textbook for Universities / N.L. Glinka; ed. A.I. Ermakova. - M.: Integral-Press, 2008. - 728 p. <https://lib.dvfu.ru:8443/lib/item?id=chamo:384127&theme=FEFU>

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 4 из 138

6. 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. - М.: KnoRus, 2014. – 240.

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

Form of final knowledge control: exam

АННОТАЦИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ХИМИЯ

Дисциплина «Химия», разработанная для студентов направлений 26.03.02 «Кораблестроение, океанотехника и системотехника объектов морской инфраструктуры». Основой для изучения дисциплины «Химия» является курс химии средней школы, а также некоторые разделы курса физики средней школы. Дисциплина «Химия» включена в состав федерального компонента цикла математических и естественных наук.

Знания, полученные при изучении дисциплины «Химия» являются базовыми в целом ряде вопросов при изучении дисциплин: «Безопасность жизнедеятельности», «Физическая кинетика», «Физика», «Экология», «Материаловедение», «Теория сварочных процессов», «Материаловедение и технология конструкционных материалов», «Термодинамика», «Техническая термодинамика», «Физико-химия наночастиц и наноматериалов», «Процессы получения наночастиц и наноматериалов, нанотехнологии». Дисциплина «Химия» изучается в течение одного семестра; включает 3 зачетные единицы: 18 часов – лекции, 18 часов – лабораторные работы, 18 – часов практические занятия и 54 часа – самостоятельная работа студента. Курс завершается зачетом, к которому допускается студент, выполнивший полностью лабораторный практикум.

Цель:

1. Формирование у студентов знаний: о законах развития материального мира, о химической форме движения материи, о взаимосвязи строения и свойств вещества.
2. Формирование химических, а также обще-познавательных умений как для решения научно-технических задач и плодотворной профессиональной деятельности бакалавра по направлению: 26.03.02 так и для фундаментальной подготовки и самосовершенствования специалиста.
3. Формирование естественно - научного мировоззрения, навыков экологической грамотности, системного видения окружающего мира.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 5 из 138

Задачи дисциплины:

1. Использование знаний о квантово-механической теории строения атома применительно к описанию характеристик и свойств различных соединений, включая надмолекулярные структуры.

2. Изучение закономерностей протекания физико-химических процессов, как в части основополагающих законов термодинамики, так и в части кинетики и равновесия в гомогенных и гетерогенных системах.

3. Использование фундаментальных знаний о поведении молекулярных и ионных растворов для решения как научных, так и практических задач.

4. Изучение закономерностей окислительно-восстановительных процессов, как в гомогенных, так и в гетерогенных системах с целью их практического использования в химических источниках тока, процессах электролиза и в решении проблем защиты металлических конструкций от коррозии.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 6 из 138

В результате изучения данной дисциплины у студентов формируется компетенция:

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
ОПК-3 способность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования	Знает	<ul style="list-style-type: none"> • Основные химические и газовые законы; • Основные закономерности протекания химических процессов
	Умеет	<ul style="list-style-type: none"> • Использовать методы теоретического и экспериментального исследования в химии, элементарные методы химического исследования веществ и соединений; • Применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин и в практической деятельности.
	Владеет	<ul style="list-style-type: none"> • Методами стехиометрических расчетов и расчетов термодинамических и кинетических характеристик химических процессов; • Навыками работы с химическими реактивами и лабораторным оборудованием; • Информацией о назначении и областях применения основных химических элементов и их соединений; • Основными знаниями, полученными в лекционном курсе химии, необходимые для выполнения теоретического и экспериментального исследования, которые в дальнейшем помогут решать на современном уровне вопросы машиностроительных и энергетических технологий.

I. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

Раздел 1. Атомно-молекулярный уровень организации вещества

Строение вещества, уровни его организации (2 час).

Тема 1. Атомно-молекулярное учение

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

Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Общая характеристика элементов s-, p-, d-, f- электронных семейств

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементорганической химии
			Лист 7 из 138

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

Тема 3. Молекулярный уровень организации вещества. Химическая связь, её разновидности, строение молекул

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

Раздел 2. Надмолекулярный уровень организации вещества

Межмолекулярное взаимодействие (2 часов)

Тема 1. Надмолекулярный уровень организации вещества

Тема 2. Комплексные соединения, природа химической связи в них, строение и свойства

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

Раздел 3. Закономерности протекания химических процессов

Химическая термодинамика (4 часов)

Тема 1. I закон термодинамики. Термохимические законы, термохимические расчеты

Тема 2. II закон термодинамики

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

Тема 3. Термодинамический метод описания химических процессов. Возможность протекания и направленность процесса

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

Химическая кинетика (2 часов)

Тема 4. Кинетика процесса и факторы, регулирующие скорость реакций

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

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 8 из 138

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

Тема 5. Химическое равновесие

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

Раздел 4. Растворы

Общие сведения о растворах (4 часов)

Тема 1. Физико-химические свойства растворов

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

Тема 2. Растворы электролитов

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

Раздел 5. Дисперсные системы

Тема 1. Коллоидные растворы

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

Раздел 6. Основы электрохимии (4)

Окислительно–восстановительные процессы

Тема 1. Окислительно–восстановительные реакции

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

Тема 2. Гетерогенные окислительно-восстановительные процессы

I род электродных процессов. Электродные процессы и электродвижущие силы в гальванических элементах.

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

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 9 из 138

Тема 3. Электролиз

Тема 4. Коррозия и защита металлов

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

II. СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОЙ И ЛАБОРАТОРНОЙ ЧАСТИ КУРСА

Практические занятия (18 час.)

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

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

Занятие 2. Химическая связь (2 час.)

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

3. Межмолекулярные взаимодействия.

Занятие 3. Энергетика процессов (2 час.)

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

Занятие 4. Кинетика и равновесия (2 час.)

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

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

Занятие 5. Растворы неэлектролитов и электролитов (2 час.)

Классификация растворов. Способы выражения состава растворов.

Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов.

Занятие 6. Равновесия в водных растворах электролитов. (2 час.)

Совмещенные равновесия разных типов. Константы совмещенных равновесий.

Занятие 7. Электрохимические процессы, гальваника (2 час.)

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

Занятие 8. Процессы электролиза (2 час.)

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

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 10 из 138

Занятие 9. Коррозия (2 час.)

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.

Лабораторные работы (18 час)

№ работы	Тема и содержание работы	в часах	Форма контроля
1	Классы неорганических соединений	2	О, КВ
2	Определение молярной массы эквивалента металла	2	О, КВ
3	Определение теплового эффекта химической реакции	2	О, КВ
4	Химическая кинетика.	2	О, КВ
5	Химическое равновесие	2	О, КВ
6	Гидролиз солей.	2	О, КВ
7	Коллоидные системы.	2	О, КВ
8	Электрохимические процессы	2	О, КВ
9	Коррозия металлов	2	О, КВ

О – отчет по лабораторной работе; **КВ** – выполнение контрольных вопросов по лабораторной работе

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 разделы/темы дисциплины	Коды формирования компетенций	Оценочные средства - наименование		
			Текущий контроль	Промежуточная аттестация	
1.	Строение вещества, его организации	ОПК-3	<p>Знает: Химию элементов и структуру периодической системы элементов; Свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу материалов и конструкций</p> <p>Умеет: Делать верные выводы и устанавливать причинно-следственную связь в химическом исследовании или в расчетах параметров системы;</p> <p>Владеет: Информацией о назначении и областях применения основных химических элементов и их соединений. Методами стехиометрических расчетов</p>	выполнение ИДЗ №№ 1,2, сдача отчета по лабораторным работам №1,2	экз. вопросы № 1-5
2.	Химическая термодинамика энергетика процесса, химическая кинетика и равновесие	ОПК-3	<p>Знает: Основные химические и газовые законы; Основные закономерности протекания химических процессов</p> <p>Умеет: Делать верные выводы о возможности и пределе протекания химических процессов и устанавливать причинно-следственную связь в химическом исследовании или в расчетах параметров системы;</p> <p>Владеет: Методами расчетов термодинамических и кинетических характеристик химических процессов;</p>	выполнение ИДЗ №№3,4, сдача отчета по лабораторным работам №№ 3,4	экз. вопросы № 6-10
3.	Жидкие системы – растворы	ОПК-3	<p>Знает: Классификацию растворов и их количественные характеристики.</p> <p>Умеет: Применять полученные знания по истинным растворам и дисперсным системам при изучении других дисциплин и в</p>	выполнение ИДЗ №5, сдача отчета по лабораторным работам №№ 5,6	экз. вопросы № 11-13

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 12 из 138

			практической деятельности.		
			Владеет: Информацией о назначении и областях применения истинных растворов и дисперсных систем		
4.	Окислительно-восстановительные процессы	ОПК-3	Знает: Классификацию электрохимических процессов и их количественные характеристики Умеет: Использовать методы теоретического и экспериментального исследования электрохимических процессов Владеет: Знаниями о химических источниках электрического тока, о методах защиты от коррозии	выполнение ИДЗ № 6, сдача отчета по лабораторным работам №№ 7,8	экс. вопросы № 14-18
5.	Конструкционные материалы. Химическая идентификация веществ	ОПК-3	Знает: Роль и место химии в познании окружающего мира, в современной технологии производства изделий и конструкций; Умеет: Использовать элементарные методы химического исследования веществ и соединений. Применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин и в практической деятельности Владеет: Основными знаниями, полученными в лекционном курсе химии, необходимые для выполнения теоретического и экспериментального исследования, которые в дальнейшем помогут решать на современном уровне вопросы машиностроительных и энергетических технологий	ЭКР, сдача отчета по лабораторной работе № 9	экс. вопросы № 19,20

Контрольно-измерительные материалы по дисциплине «Химия» представлены экзаменационными вопросами и вариантами тестовых заданий, предусмотренных РПУД в качестве промежуточной аттестации контроля освоения теоретической и лабораторно-практической составляющих дисциплины. Тестовые задания приведены в **приложении 2**. Итоговая аттестация проходит в виде экзамена, согласно учебному плану. Экзаменационные билеты состоят из трех вопросов: теоретического задания и двух расчетных задач.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б.14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 13 из 138

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. 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
2. 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
3. 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
4. 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>
5. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728с. <https://lib.dvfu.ru:8443/lib/item?id=chamo:384127&theme=FEFU>
6. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для нехимических специальностей вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: КноРус, 2014. – 240с. <https://lib.dvfu.ru:8443/lib/item?id=chamo:729121&theme=FEFU>

Дополнительная литература

1. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/ Я.А. Угай. – М.: Высшая школа, 2007. – 527 с. <http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:353896&theme=FEFU>
2. Вольхин, В.В. Общая химия. Специальный курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 440с. <http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:281661&theme=FEFU>
3. Вольхин, В.В. Общая химия. Избранные главы: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 378с. <http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:281664&theme=FEFU>
4. Краткий справочник физико-химических величин /Под ред. Равделя А.А. и Пономаревой А.М. – СПб.: Специальная литература,1999. – 232с. <https://lib.dvfu.ru:8443/lib/item?id=chamo:363942&theme=FEFU>

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 14 из 138

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

Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»

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 необходимо совмещать с изучением теоретического материала по учебникам и учебным пособиям. Чтобы лучше запомнить и усвоить изучаемый материал, следует составлять краткий конспект, содержащий формулировки законов и основных понятий химии, значения незнакомых терминов, формулы и уравнения реакций, математические зависимости и их выводы. Следует систематизировать материал: составьте графики, схемы, таблицы. Они значительно облегчают запоминание и уменьшают объем конспектируемого материала. Краткий конспект курса будет полезен при повторении материала в период подготовки к экзамену.

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

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 15 из 138

задач по соответствующим разделам. Решение задач – лучший способ прочного усвоения и закрепления теоретического материала. На практическом занятии главное – уяснить связь решаемых задач с теоретическими положениями. При решении предложенной задачи нужно стремиться не только получить правильный ответ, но и усвоить общий метод решения подобных задач. Для ведения записей на практических занятиях обычно заводят отдельную тетрадь.

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

При выполнении письменных работ необходимо соблюдать следующие правила:

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

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

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

При подготовке к лабораторным занятиям студент должен:

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

Рекомендации по планированию и организации времени, отведенного на изучение дисциплины; методические указания по выполнению лабораторного

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 16 из 138

практикума; бланки отчетов по выполнению лабораторных работ приведены в ПРИЛОЖЕНИИ 3.

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.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 17 из 138

Приложение 1
к Рабочей Программе Учебной Дисциплины



**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ**

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования

**«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)**

ИНЖЕНЕРНАЯ ШКОЛА

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ
САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ
по дисциплине «ХИМИЯ»**

Направление подготовки 26.03.02

**КОРАБЛЕСТРОЕНИЕ, ОКЕАНОТЕХНИКА И СИСТЕМОТЕХНИКА ОБЪЕКТОВ
МОРСКОЙ ИНФРАСТРУКТУРЫ**

Профиль: **Кораблестроение**

Форма подготовки очная

**Владивосток
2018**

План график выполнения самостоятельной работы:

№ п/п	Дата / сроки выполнения	Вид самостоятельной работы	Примерные нормы времени на выполнение	Форма контроля
1		Изучение ТМ (раздел 1), выполнение ИДЗ (АМУ) №1, оформление отчета по лабораторной работе №1	6 часа	УО, ЭКР, проверка ИДЗ
2		Изучение ТМ (раздел 2), оформление отчета по лабораторной работе №2	7 часа	УО, ЭКР
3		Изучение ТМ (раздел 3), выполнение ИДЗ №3 (термохимия), оформление отчета по лабораторной работе №3	10 часа	УО, ЭКР, проверка ИДЗ
4		Изучение ТМ (раздел 3), выполнение ИДЗ №4 (кинетика), в оформление отчета по лабораторной работе №4	9 часа	УО, ЭКР проверка ИДЗ
5		Изучение ТМ (раздел 4), выполнение ИДЗ №5 (растворы), оформление отчета по лабораторной работе №5	6 часа	УО, ЭКР проверка ИДЗ
6		Изучение ТМ (раздел 5), оформление отчета по лабораторной работе №6	6 часа	УО, ЭКР
7		Изучение ТМ (раздел 6), выполнение ИДЗ №6 (электрохимия и коррозия), оформление отчета по лабораторной работе №7	6 часа	УО, ЭКР проверка ИДЗ
8		Изучение ТМ (раздел 6), оформление отчета по лабораторной работе № 8	8 часа	УО, ЭКР проверка ИДЗ
9		Изучение ТМ (раздел 7), оформление отчета по лабораторной работе №9	8 часа	УО, ЭКР
10	сессия	Подготовка к сдаче экзамена	27 час.	письменная работа

*ТМ – теоретический материал; ИДЗ – индивидуальное домашнее задание

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 19 из 138

Критерии оценки выполнения самостоятельной работы

Оценка	Описание
5	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. Все требования, предъявляемые к заданию, выполнены. Студент показывает полное понимание проблемы.
4	1, 2, 3, 4 – аналогично отметке "Отлично". 5. Допущены 2-3 незначительные ошибки, исправленные по требованию, наблюдалась "шероховатость" в изложении материала. Все требования, предъявляемые к заданию, выполнены. Студент показывает значительное понимание проблемы.
3	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. Большинство требований, предъявляемых к заданию, выполнены. Студент показывает частичное понимание проблемы.
2	1. Незнание или непонимание большей или наиболее существенной части учебного материала. 2. Допущены существенные ошибки, которые не исправляются после уточняющих вопросов, материал изложен несвязно. Многие требования, предъявляемые к заданию, не выполнены.
1	Студент показывает непонимание проблемы.
0	Не было попытки решения задания.

Задания для самостоятельного решения и примеры решения задач

Раздел 1. Атомно-молекулярный уровень организации вещества Основы атомно-молекулярного учения

При рассмотрении этой темы **основное внимание уделить разделам:**

1. Газовые законы;
2. Закон эквивалентов.

Усвоить основные понятия: моль, молярная масса, молярный объем газа, эквивалент, молярная масса эквивалента, молярный объем эквивалента вещества.

1. Состояние газа характеризуется его температурой T , давлением P и объемом V . Нормальные условия для газов $P^0 = 101,3 \text{ кПа} = 1 \text{ атм} = 760 \text{ мм. рт.ст.}$, $T^0 = 0^0\text{C} = 273 \text{ К}$.

Закон Авогадро: В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Следствия из закона Авогадро:

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б.14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементорганической химии
			Лист 20 из 138

I. Одинаковое число молекул различных газов при одинаковых физических условиях (Т, Р) занимает одинаковый объем.

Если число молекул равно числу Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ (1 моль газа), то при нормальных условиях они занимают объем 22,4 л ($22,4 \cdot 10^{-3}, \text{м}^3$)

$$V_m^0 = 22,4 \text{ л/моль.}$$

Плотность любого газа можно рассчитать по формуле $\rho = \frac{M}{V_m}$,

где М - молярная масса газа (г/моль);

V_m - молярный объем газа (л/моль).

II. Относительная плотность одного газа (1) по другому (2) равна отношению их молярных масс при заданном давлении и температуре:

$$D_{2(1)} = \frac{M(1)}{M(2)}$$

Относительная плотность газа по водороду $D_{H_2}(X) = \frac{M(X)}{M(H_2)}$.

$$M(X) = D_{H_2}(X) \cdot M(H_2) = D_{H_2} \cdot 2$$

Относительная плотность газа по воздуху $D_{\text{воздух}}(X) = \frac{M(X)}{M(\text{воздух})}$.

$$M(X) = D_{\text{воздух}}(X) \cdot M(\text{воздуха}) = D_{\text{воздух}} \cdot 29$$

При низких температурах и высоких давлениях газы неидеальны и не подчиняются закону Авогадро.

Объединенный газовый закон: Для данной массы газа произведение давления на объем, деленное на абсолютную температуру, есть величина

постоянная. $\frac{PV}{T} = \text{const}$ или $\frac{P^0 V^0}{T^0} = \frac{PV}{T}$

P^0, V^0, T^0 - соответственно давление, объем и температура данной массы газа при н. у.

Уравнение Менделеева – Клапейрона: $PV = \frac{m(x)}{M(X)} RT$

P- давление газа; T- температура (K); V- объем газа; M(X)- молярная масса газа (г/моль); m(x)- масса газа (г); R- универсальная газовая постоянная =

$$8,314 \frac{\text{Па} \cdot \text{м}^3}{\text{моль} \cdot \text{K}} = 8,314 \frac{\text{кПа} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{K}} = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{K}} = 8,314 \cdot 10^{-3} \frac{\text{кДж}}{\text{моль} \cdot \text{K}} =$$

$$0,082 \frac{\text{атм} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{K}} = 62,36 \frac{\text{мм.рт.ст.} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{K}} = 1,986 \frac{\text{ккал}}{\text{моль} \cdot \text{K}}.$$

Закон Дальтона: Общее давление смеси газов, химически не взаимодействующих друг с другом, равно сумме давлений газов, составляющих смесь: $P = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n$,

где P- общее давление; $p_1, p_2, p_3, \dots, p_n$ - парциальные давления газов 1,2,3,...,n.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 21 из 138

Парциальным давлением газа в смеси называется давление, которое производил бы данный газ, если бы он один занимал весь объем, занимаемый смесью газов, при данной температуре.

Закон эквивалентов

Эквивалент $f_{\text{экв. X}}$ X - некая реальная или условная частица вещества X, которая может присоединять или высвобождать один ион водорода в кислотно-основных реакциях или один электрон в окислительно-восстановительных реакциях.

Фактор эквивалентности $f_{\text{экв. X}}$ - число, показывающее какая доля реальной или условной частицы вещества X эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

$f_{\text{экв. X}} = \frac{1}{z}$, где z- либо число ионов водорода, участвующих в реакции (для кислот); - либо число гидроксогрупп, участвующих в реакции (для оснований); - либо число ионов водорода, способных заместиться катионами, входящими в состав соли (для солей); - либо число, принятых или отданных электронов в окислительно-восстановительной реакции.

Эквивалент и фактор эквивалентности зависят от реакции, в которой участвует соединение.



$$f_{\text{экв. X}} : \quad 1/3 \quad 1/1 \quad 1/3 \quad 1/2;$$



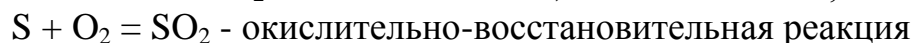
$$f_{\text{экв. X}} : \quad 1/2 \quad 1/1 \quad 1/2 \quad 1/2;$$



$$f_{\text{экв. X}} : \quad 1/1 \quad 1/1 \quad 1/1 \quad 1/2;$$



$$f_{\text{экв. X}} : \quad 1/2 \quad 1/1 \quad 1/2 \quad 1/2$$



$$f_{\text{экв. X}} : \quad 1/4 \quad 1/4 \quad 1/4$$



Молярный объем эквивалента вещества X: $V_m\left(\frac{1}{z}X\right)$ – это объем одного моль эквивалента газообразного вещества X: $V_m\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{1}{z}V_m(X)$.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 22 из 138

Молярная масса эквивалента вещества X: $M\left(\frac{1}{z}X\right)$ – это масса одного моль эквивалента вещества X, равная произведению фактора эквивалентности $\frac{1}{z}$ на молярную массу этого вещества: $M\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{1}{z} M(X)$.

Количество вещества эквивалента $n\left(\frac{1}{z}X\right)$ – это число моль вещества эквивалента: $n\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{m(x)}{M\left(\frac{1}{z}X\right)}$.

Закон эквивалентов: Вещества взаимодействуют друг с другом в строго эквивалентных количествах. $n\left(\frac{1}{z}X\right) = n\left(\frac{1}{z}Y\right)$

$$\frac{m(x)}{M\left(\frac{1}{z}X\right)} = \frac{m(y)}{M\left(\frac{1}{z}Y\right)} \text{ или } \frac{m(x)}{m(y)} = \frac{M\left(\frac{1}{z}X\right)}{M\left(\frac{1}{z}Y\right)},$$

где $m(x)$, $m(y)$ – массы взаимодействующих без остатка веществ;

$M\left(\frac{1}{z}X\right)$, $M\left(\frac{1}{z}Y\right)$ – соответствующие молярные массы эквивалентов.

Для веществ, взаимодействующих в растворе, закон эквивалентов может иметь вид $C\left(\frac{1}{z}X\right) \cdot V(X) = C\left(\frac{1}{z}Y\right) \cdot V(Y)$,

где: $C\left(\frac{1}{z}X\right)$ – молярная концентрация эквивалента вещества X; $C\left(\frac{1}{z}Y\right)$ – молярная концентрация эквивалента вещества Y; $V(X)$, $V(Y)$ – объемы соответствующих растворов.

Примеры решения задач и задания для самостоятельного решения Основы атомно-молекулярного учения

Пример 1. Какой объем при н.у. занимают: а) 0,5 моль водорода; б) 32 г оксида азота (II)?

Дано:	Решение
$n(\text{H}_2) = 0,5$ моль;	На основании закона Авогадро (I следствие)
$m(\text{NO}) = 32$ г;	а) $V_0(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_{0(m)}$
н.у., $V_{0(m)} = 22,4$	$V_0(\text{H}_2) = 0,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 11,2 \text{ л}$
л/моль	
Найти:	б) $n(\text{NO}) = \frac{m(\text{NO})}{M(\text{NO})}$; $n(\text{NO}) =$

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 23 из 138

$V_0(\text{H}_2) \text{ } \} ?$ $V_0(\text{NO}) \text{ } \} ?$	$\frac{m(\text{NO})}{M(\text{NO})} = \frac{V_0(\text{NO})}{V_{0(m)}}; \quad M(\text{NO}) = 30 \text{ г/моль};$ $V_0(\text{NO}) = \frac{m(\text{NO})}{M(\text{NO})} \cdot V_{0(m)};$ $V_0(\text{NO}) = \frac{32 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л/моль}}{30 \text{ г/моль}} = 23,9 \text{ л.}$ <p>Ответ: $V_0(\text{H}_2) = 11,2 \text{ л}; V_0(\text{NO}) = 23,9 \text{ л}$</p>
---	--

Пример 2. Вычислить объем, занимаемый 7 г оксида углерода (II) при 7⁰С и 103974 Па.

Дано: $m(\text{CO}) = 7 \text{ г};$ $t = 7^0\text{C} = (7+273) = 280\text{K};$ $T = 280\text{K};$ $P(\text{CO}) = 103974 \text{ Па};$ $M(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль}$	<p style="text-align: center;">Решение</p> <p>На основании уравнения Менделеева – Клапейрона</p> $P(\text{CO}) \cdot V(\text{CO}) = \frac{m(\text{CO})}{M(\text{CO})} RT,$ $V(\text{CO}) = \frac{m(\text{CO})RT}{M(\text{CO})P(\text{CO})} = \frac{7 \cdot 8,314 \cdot 280}{28 \cdot 103974} = 0,0056 \text{ м}^3$ $= 5,6 \text{ л}$ <p>Ответ: $V(\text{CO}) = 5,6 \text{ л.}$</p>
Найти: $V(\text{CO}) \text{ } \} ?$	

Пример 3. Определить парциальные давления азота и кислорода в смеси объемом 7л, если общее давление в смеси равно 8,2МПа, а объемы смешиваемых газов равны 2л и 5л соответственно.

Дано: $V_{\text{смеси}}(\text{N}_2+\text{O}_2) = 7 \text{ л};$ $P_{\text{общ.}} = 8,2 \text{ МПа};$ $V(\text{N}_2) = 2 \text{ л};$ $V(\text{O}_2) = 5 \text{ л}$	<p style="text-align: center;">Решение</p> <p>На основании закона Дальтона</p> <p>а) объемные доли газовых компонентов $N_{\text{об}} = V_i / V_{\text{общ.}}$:</p> $N_{\text{об}}(\text{N}_2) = 2/7, \quad N_{\text{об}}(\text{O}_2) = 5/7;$ <p>б) парциальные давления газов $P_i = N_{\text{об}(i)} \cdot P_{\text{общ}}$</p> $P(\text{N}_2) = (2/7) \cdot 8,2 = 2,34 \text{ МПа},$ $P(\text{O}_2) = (5/7) \cdot 8,2 = 5,86 \text{ МПа.}$
Найти парциальные давления:	

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 24 из 138

P(N ₂)}?	Ответ: P (N ₂) = 2,34 МПа, P (O ₂) = 5,86 МПа.
P(O ₂)}?	

Пример 4. Двухвалентный металл массой 0,604 г вытеснил из кислоты 581 мл водорода, собранного над водой при 18 °С и давлении 105,6 кПа. Давление насыщенного водяного пара при 18 °С составляет 2,1 кПа. Найдите молярную массу эквивалента металла, укажите металл.

Дано:	Решение
m(Ме) = 0,604 г	Схема процесса: $Me + 2HCl \rightarrow MeCl_2 + H_2$
V = 2	На основании объединенного газового закона с
V(H ₂) = 581 мл = 0,581 л	поправкой на давление водяного пара
t = 18 °С	находим объем выделившегося водорода при н.у. V ₀ (
T = (273+18)К	$H_2) = \frac{(P - h) \cdot V \cdot T_0}{T \cdot P_0} = \frac{103,5 \cdot 0,581 \cdot 273}{291 \cdot 101,3} = 0,557 \text{ л.}$
h = 2,1 кПа	Согласно закону эквивалентов $\frac{m(Ме)}{M_э(Ме)} = \frac{V_0(H_2)}{V_э(H_2)} \Leftrightarrow$
P = 105,6 кПа	$M_э(Ме) = \frac{m(Ме) \cdot V_э(H_2)}{V_0(H_2)} = \frac{0,604 \cdot 11,2}{0,557} =$
н. у., на основании	= 12,15 г/моль. Молярная (атомная, А) масса металла
закона Авогадро	определяется:
V _э (H ₂) = 11,2 л	A(Ме) = V · M _э (Ме) = 2 · 12,15 = 24,3 г/моль.
T ₀ = 273К	Ответ: искомый металл – магний Mg
P ₀ = 101,3 кПа	
Найти:	
M _э (Ме) - ?	
A(Ме) - ?	

Пример 5. При сжигании 1,635г цинка в струе кислорода получено 2,035г оксида цинка. Вычислите молярную массу эквивалента цинка.

Дано:	Решение
m(Zn) = 1,635 г	Уравнение процесса: $2Zn + O_2 = 2 ZnO,$
m(ZnO) = 2,035	Находим массу присоединенного кислорода (закон

г	=	8	сохранения массы) $m(\text{O}) = m(\text{ZnO}) - m(\text{Zn}) = 2,035\text{г} - 1,635\text{г} = 0,400\text{ г.}$
г/моль			
Найти:			Согласно закону эквивалентов $\frac{m(\text{Zn})}{m(\text{O})} = \frac{M_{\text{э}}(\text{Zn})}{M_{\text{э}}(\text{O})} \Rightarrow$
$M_{\text{э}}(\text{Zn})$ -?			$M_{\text{э}}(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn}) \cdot M_{\text{э}}(\text{O})}{m(\text{O})} = \frac{1,635 \cdot 8}{0,400} = 32,700\text{ г/моль.}$
			Ответ: $M_{\text{э}}(\text{Zn}) = 32,7\text{ г/моль}$

Задания для самостоятельного решения:

1. Что такое явление аллотропии и чем оно вызвано?
2. Какое количество атомарного кислорода (O) содержится в угольной кислоте (H_2CO_3) количеством 1 моль?
3. Руда содержит 90% FeS_2 и 10% FeAsS . Найдите массу серы (S), содержащейся в 1 тонне руды.
4. Какой объём газа, измеренный при нормальных условиях, выделится при растворении алюминия массой 10,8 г в избытке раствора соляной (HCl) кислоты?
5. Выведите формулу кристаллогидрата хлорида бария, если известно, что при прокаливании 36,6г соли потеря в массе составляет 5,4г.
6. Одинаковое ли число молекул в 0,5г азота (N_2) и 0,5г метана (CH_4)?
7. Выведите формулу кристаллогидрата фосфата натрия, если известно, что массовая доля соли в нём составляет 84,2% ?
8. Определите плотность по водороду газовой смеси, состоящей из 5л аргона (Ar) и 2л азота (N_2).
9. Какие массы алюминия (Al) и оксида железа (Fe_2O_3) следует взять для получения железа массой 140г ?
10. Оксид углерода (IV) (CO_2), полученный при сжигании угля массой 50г, пропустили через раствор гидроксида бария ($\text{Ba}(\text{OH})_2$). Какая масса осадка образовалась, если массовая доля углерода в угле составляет 90%?
11. Что называется относительной атомной массой? Укажите относительные атомные массы азота (N_2), хрома (Cr) и железа (Fe).
12. Какое количество атомарного бора содержится в 2 моль тетрабората натрия ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$)?
13. Определите плотность по водороду аммиака.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 26 из 138

14. Какой объём водорода может быть получен при действии на 20г цинка (Zn) 100мл 30% раствора соляной кислоты (HCl)?
15. Выведите истинную формулу углеводорода, плотность которого по водороду составляет 15, а массовое соотношение углерода к водороду составляет 4:1.
16. Дайте определение понятию моль. Сколько частиц содержит:
 - а) 1 моль атомов водорода; б) 1 моль молекул кислорода; в) 1 моль ионов хлора?
17. Определите плотность по водороду паров гексана (C₆H₁₄).
18. Выведите истинную формулу вещества, содержащего 93,75% углерода (C) и 6,25% водорода (H), если плотность его по воздуху составляет 4,41.
19. Какую массу оксида кальция (CaO), можно получить при прокаливании 1 тонны известняка, содержащего 80% карбоната кальция (CaCO₃)?
20. Сплав содержит 85% магния (Mg) и 15% меди (Cu). Навеску сплава массой 8,52г обработали избытком соляной кислоты (HCl). Вычислите объём (при н.у.) выделившегося газа.

Контрольные вопросы:

1. Какие величины характеризуют газовое состояние вещества?
2. Каковы единицы измерения массы, объема, давления и температуры?
3. Что называется парциальным давлением газа? Как формулируется закон парциальных давлений Дальтона?
4. Что называется идеальным газом? При каких условиях газовые законы, выведенные для идеальных газов, могут быть без большой погрешности применены к реальным газам?
5. Если масса газа остается постоянной, какая зависимость существует между объемом, занимаемым данной массой газа, температурой и давлением?
6. Что называется универсальной газовой постоянной? Каков ее физический смысл? В каких единицах она измеряется?
7. Что называется абсолютной и относительной плотностью газа?
8. Какова зависимость между молекулярной массой газа и его относительной плотностью по водороду?
9. Что называется эквивалентом вещества? Что называется фактором эквивалентности вещества?
10. Является ли эквивалент постоянной характеристикой элемента?
12. Что называется моль вещества?
13. Перечислите методы определения молярной массы эквивалента.
14. Как вычислить молярную массу эквивалента сложного вещества (кислоты, основания, соли, оксида) в кислотно-основных реакциях?
15. Как вычислить фактор эквивалентности вещества, участвующего в окислительно-восстановительной реакции?
16. Дать формулировку закона эквивалентов и привести его математическое выражение.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 27 из 138

Раздел 3 Закономерности протекания химических процессов

Элементы химической термодинамики

Знать:

1. Основные термодинамические функции: теплоту, работу, внутреннюю энергию, энтальпию, энтропию, изобарно-изотермический и изохорно-изотермический потенциалы;
2. Виды термодинамических процессов;
3. Сущность первого закона термодинамики, его математическое выражение и применение к различным процессам;
4. Причины возникновения тепловых эффектов, сущность закона Гесса и следствий из него, тепловые эффекты различных процессов;
5. Сущность и математические выражения второго закона термодинамики;
6. Сущность энтропии и ее статистическую природу;
7. Критерии самопроизвольного протекания процессов в различных системах;
8. Уравнение изотермы химической реакции и возможность его использования;
9. Уравнение изобары химической реакции и его применение.

Уметь рассчитывать:

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

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

Термодинамическими функциями состояния являются:

внутренняя энергия U характеризует общий запас энергии в системе, исключая кинетическую энергию системы как целого и ее потенциальную энергию в поле внешних сил $\Delta U = U_{\text{кон}} - U_{\text{исх}} > 0$ внутренняя энергия системы возрастает;

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

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

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

энтропия S характеризует степень беспорядочности частиц в системе

$\Delta S > 0$ степень беспорядка возрастает;

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б.Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 28 из 138

$\Delta S < 0$ степень беспорядка уменьшается;

свободная энергия Гиббса G или изобарно-изотермический потенциал характеризует часть энергии, идущую на совершение полезной работы при постоянных давлении и температуре

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

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

свободная энергия Гельмгольца F или изохорно-изотермический потенциал характеризует часть энергии, идущую на совершение полезной работы при постоянных объеме и температуре.

$\Delta F > 0$ энергия поглощается, $\Delta F < 0$ энергия выделяется.

В соответствии с законом Гесса:

$$\Delta G_{\text{реакции}} = \sum(v\Delta G_{\text{обр}}^0)_{\text{продуктов}} - \sum(v\Delta G_{\text{обр}}^0)_{\text{исходных веществ}}$$

$$\Delta H_{\text{реакции}} = \sum(v\Delta H_{\text{обр}}^0)_{\text{продуктов}} - \sum(v\Delta H_{\text{обр}}^0)_{\text{исходных веществ}}$$

$$\Delta S_{\text{реакции}} = \sum(vS^0)_{\text{продуктов}} - \sum(vS^0)_{\text{исходных веществ}}$$

Объединенный термодинамический закон

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

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

Если $\Delta G < 0$, то такой процесс термодинамически возможен. Чем более отрицательно значение ΔG , тем в большей степени реакция протекает в направлении образования продуктов реакции.

Если $\Delta G > 0$, то процесс приводит к увеличению энергии Гиббса и такая реакция термодинамически невозможна.

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

Критериями самопроизвольного протекания процессов являются

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

Элементы химической термодинамики

Примеры решения задач и задания для самостоятельного решения

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

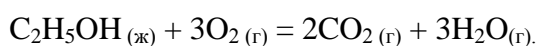
Дано:

$$m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 920 \text{ г}$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46 \text{ г/моль}$$

Решение:

Процесс горения этанола:



Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 29 из 138
--------------------------------	---	---------	---	----------------

ΔH_{298}^0 $(C_2H_5OH) = -$ 277,6 кДж/моль	На основании I следствия из закона Гесса $\Delta H_{X.P.} = 2 \Delta H_{298}^0(CO_2) + 3 \Delta H_{298}^0(H_2O_{(г)}) - \Delta H_{298}^0(C_2H_5OH),$ $\Delta H_{X.P.} = 2(-393,5) + 3(-285,8) - (-277,6) =$ $- 1366,8 \text{ кДж/моль},$ Находим количество молей (ν) C_2H_5OH в 920 г:
ΔH_{298}^0 $(CO_2) =$ -393,5 кДж/моль	$\nu(C_2H_5OH) = \frac{m(C_2H_5OH)}{M(C_2H_5OH)} = \frac{920}{46} = 20 \text{ моль}.$
ΔH_{298}^0 $(H_2O_{(г)}) = -$ 285,8 кДж/моль	Количество теплоты (Q_p), выделяющееся при сжигании 20 моль этанола, будет равно: $Q_p = -\Delta H = -\Delta H_{X.P.} \cdot \nu(C_2H_5OH) = 1366,8 \cdot 20 = 27336 \text{ кДж}.$ $\Delta H = -27336 \text{ кДж}.$ Термохимическое уравнение можно записать следующим образом: $C_2H_5OH_{(ж)} + 3O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 3H_2O_{(г)}, \Delta H_{X.P.}$ $C_2H_5OH_{(ж)} + 3O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 3H_2O_{(г)} + 1366,8 \text{ кДж}.$
Найти: ΔH -? Q_p ?	Ответ: выделится 27336 кДж тепла

Пример 2. С помощью термодинамических расчетов на примере реакций:

а) $SnO_{2(к)} + Sn_{(к)} = 2SnO_{(к)}$; б) $PbO_{2(к)} + Pb_{(к)} = 2PbO_{(к)}$ ответьте на вопрос об устойчивых степенях окисления олова и свинца в открытой системе при температуре 300 К. Принять, что ΔH и ΔS от температуры не зависят. Энтальпии образования простых веществ равны нулю.

Дано:

ΔH_{298}^0 $(SnO_{2(к)}) = -581$ кДж/моль	ΔH_{298}^0 $(SnO_{(к)}) = -286$
---	--

Решение:

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

Для реакции а):

$\Delta H_{X.P.} = 2$	ΔH_{298}^0 $(SnO_{(к)}) -$	ΔH_{298}^0 $(SnO_2$
-----------------------	---	------------------------------------

$$\Delta H_{298}^0$$

$$(\text{PbO}_{2(\text{к})}) = -277$$

$$\Delta H_{298}^0$$

$$(\text{PbO}_{(\text{к})}) = -219$$

$$T = 300\text{K}$$

$$\Delta H, \Delta S \neq f(T)$$

$$S_{298}^0$$



(к))

$$\frac{\text{Дж}}{\text{моль}\cdot\text{К}}$$

$$= 52,3$$

$$S_{298}^0 (\text{SnO}_{(\text{к})}) = 56,5 \frac{\text{Дж}}{\text{моль}\cdot\text{К}}$$

$$S_{298}^0$$

$$\frac{\text{Дж}}{\text{моль}\cdot\text{К}}$$

$$(\text{Sn}_{(\text{к})}) = 51,6$$

$$S_{298}^0$$

$$\frac{\text{Дж}}{\text{моль}\cdot\text{К}}$$

$$(\text{PbO}_{2(\text{к})}) = 72$$

$$S_{298}^0$$

$$\frac{\text{Дж}}{\text{моль}\cdot\text{К}}$$

$$(\text{PbO}_{(\text{к})}) = 66$$

$$S_{298}^0 (\text{Pb}_{(\text{к})}) = 65 \frac{\text{Дж}}{\text{моль}\cdot\text{К}}$$

(к)

$\Delta H_{\text{X.P.}} = 2(-286) - (-581) = 9 \text{ кДж} > 0$ – тепло поглощается, эндотермическая реакция;

$$\Delta S_{\text{X.P.}} = 2S_{298}^0 (\text{SnO}_{(\text{к})}) - S_{298}^0 (\text{SnO}_{2(\text{к})}) - S_{298}^0 (\text{Sn}_{(\text{к})})$$

$$\Delta S_{\text{X.P.}} = 2 \cdot 56,5 - 52,3 - 51,6 = 9,1 \text{ Дж/К} =$$

$$9,1 \cdot 10^{-3} \text{ кДж/К. Т.к. } \Delta S > 0 \text{ степень беспорядка}$$

в системе возрастает.

$\Delta G_{300}^0 = 9 - 300 \cdot 9,1 \cdot 10^{-3} = 6,27 \text{ кДж} > 0$ – энергия поглощается в ходе реакции; в закрытых и открытых системах самопроизвольно прямая реакция протекать не может, термодинамически возможна обратная реакция, т.е. в указанных условиях более устойчив оксид олова (IV) SnO_2 .

Для реакции б):

$$\Delta H_{298}^0$$

$$\Delta H_{298}^0$$

$$\Delta H_{\text{X.P.}} = 2$$



(к))

$\Delta H_{\text{X.P.}} = 2(-219) - (-277) = -161 \text{ кДж} < 0$ – тепло выделяется, экзотермическая реакция;

$$\Delta S_{\text{X.P.}} = 2S_{298}^0 (\text{PbO}_{(\text{к})}) - S_{298}^0 (\text{PbO}_{2(\text{к})}) - S_{298}^0 (\text{Pb}_{(\text{к})})$$

$\Delta S_{\text{X.P.}} = 2 \cdot 66 - 72 - 65 = -5 \text{ Дж/К} = -5 \cdot 10^{-3} \text{ кДж/К}$ – степень беспорядка в системе уменьшается.

$\Delta G_{300}^0 = -161 - 300 \cdot (-5 \cdot 10^{-3}) = -159,5 \text{ кДж} < 0$ – энергия выделяется, в закрытых и открытых системах термодинамически возможен прямой процесс, т.е. в указанных условиях более устойчив

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 31 из 138

	оксид свинца (II) PbO.
Найти: ΔG_{300}^0 (а, б) ?	Ответ: в указанных условиях устойчивой степенью окисления для олова является степень окисления +4, для свинца – +2.

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

<p>Дано:</p> <p>$K_{p(1)} = 3,34$</p> <p>$K_{p(2)} = 0,079$</p> <p>$T_1 = 727 + 273 = 1000\text{K}$</p> <p>$T_2 = 927 + 273 = 1200\text{K}$</p>	<p style="text-align: center;">Решение:</p> <p>Величину ΔG_T^0 рассчитаем по уравнению химического сродства в стандартном состоянии: $\Delta G_T^0 = -RT \ln K_p$</p> <p>$\Delta G_{1000}^0 = -8,314 \cdot 10^{-3} \cdot 1000 \cdot \ln 3,34 = -10,026 \text{ кДж/моль};$</p> <p>$\Delta G_{1200}^0 = -8,314 \cdot 10^{-3} \cdot 1200 \cdot \ln 0,079 = 25,3 \text{ кДж/моль}.$</p> <p>Т.к. $\Delta G_{1000}^0 < 0$, следует при $T = 1000\text{K}$ реакция самопроизвольно протекает в прямом направлении, а при 1200 К – в обратном направлении ($\Delta G_{1200}^0 > 0$).</p> <p>Величину ΔH_{cp}^0 определим по уравнению изобары Вант Гоффа в интегральном виде:</p> $\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right).$ $\Delta H_{\text{cp}}^0 = \frac{R \cdot T_1 \cdot T_2 \cdot \ln \frac{K_2}{K_1}}{T_2 - T_1} =$ $\frac{8,314 \cdot 10^{-3} \cdot 10^3 \cdot 1,2 \cdot 10^3 \cdot \ln \frac{0,079}{3,34}}{1200 - 1000} =$ <p style="text-align: center;">$= -186,8 \text{ кДж/моль}.$</p>
---	--

Найти:

 $\Delta G^0_T, \Delta H^0_{cp} ?$ Ответ: $\Delta G^0_{1000} = -10$ кДж/моль – реакция самопроизвольно

протекает в прямом направлении;

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

направлении;

 $\Delta H^0_{cp} = -186,8$ кДж/моль – реакция экзотермическая.**Задачи для самостоятельного решения**

- Для реакции $MgO_{(к)} + H_2O_{(ж)} = Mg(OH)_{2(к)}$ указать условие (P-const или V-const), при котором тепловой эффект реакции будет большим. Возможен ли этот процесс в стандартных условиях? Ответ подтвердить расчетом.
- Определите изменение внутренней энергии при испарении 250 г воды при 290 К, допуская, что пары воды подчиняются законам идеальных газов. Удельная теплота парообразования при данной температуре составляет 2451 Дж/г.
- Определите изменение энтропии при плавлении 82 г NaF (фтористый натрий), если энтальпия плавления равна 33,45 кДж/моль, а температура плавления 996 °С.
- Возможно ли устойчивое существование оксида меди (II) в атмосфере водорода? Ответ подтвердить термодинамическим расчетом.
- При взаимодействии метана и сероводорода образуются газообразный водород и жидкий сероуглерод (CS_2). Вычислить изменение энтальпии и энтропии процесса в стандартных условиях. Определить ориентировочную температуру начала прямой реакции.
- Вычислить изменение внутренней энергии при испарении 32 г метанола при температуре кипения 65,7 °С, если удельная теплота испарения составляет 1,104 кДж/г.
- Возможно ли восстановление в стандартных условиях оксида алюминия водородом? При какой температуре эта реакция теоретически становится возможной?
- Какая степень окисления для свинца наиболее устойчивая при стандартных условиях в системе: $PbO_{(к)} + 0,5O_{2(г)} = PbO_{2(к)}$. Доказать расчетом.
- Возможно ли существование в природных условиях Земли свободного металлического натрия? Ответ подтвердить термодинамическим расчетом.
- Какое количество тепла поглощается или выделяется в час на обогатительной фабрике при обжиге сульфидной руды цинка (ZnS) до получения оксида цинка, если производительность фабрики составляет 100 кг руды в час?

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 33 из 138

11. Рассчитайте изменение внутренней энергии при испарении 1 кг воды при 423 К, если теплота испарения при этой температуре равна 2110 кДж/кг. Считать пар идеальным газом.

12. При какой температуре начинается процесс разложения карбоната кальция на оксид кальция и углекислый газ? Возможен ли этот процесс при стандартной температуре

Контрольные вопросы:

1. Какие из следующих термодинамических функций относятся к функциям состояния: теплота, энтропия, свободная энергия Гиббса, работа расширения газа, энтальпия, изохорно-изотермический потенциал?

2. Какой смысл имеют знаки "плюс" или "минус" перед термодинамическими функциями: теплотой, энтальпией, свободной энергией Гиббса?

3. Какие выводы можно сделать о конкретной химической реакции, если изменение следующих термодинамических функций отрицательно: а) энтальпии; б) энтропии; в) свободной энергии Гиббса?

4. В каком случае для оценки теплового эффекта реакции используется: а) первое следствие закона Гесса; б) второе следствие закона Гесса?

5. Как связаны между собой тепловой эффект и изменение энтальпии процесса? Укажите знак ΔH для экзо- и эндотермической реакции.

6. Подтвердите физический смысл энтропии математическими формулами и примерами.

7. Каким образом производят расчет свободной энергии Гиббса: а) по величинам свободных энергий образования веществ; б) по энтальпийному и энтропийному факторам; в) по величине электродвижущей силы процесса; г) по константе химического равновесия при заданной температуре?

8. Почему введены три критерия направления самопроизвольных процессов ΔS , ΔG , ΔF ?

Химическая кинетика

Выучить понятия:

1. скорость химической реакции: истинная и средняя

2. константа скорости химической реакции

3. порядок и молекулярность реакции

4. температурный коэффициент скорости реакции

5. энергия активации

Необходимо знать:

1. кинетические уравнения химических реакций разного порядка

2. зависимость константы скорости химической реакции от различных факторов

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 34 из 138

3. правило Вант-Гоффа
4. уравнение Аррениуса
5. связь между энтальпией реакции и энергией активации прямой и обратной реакций.

Скорость химической реакции определяется изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени (τ , с).

$$\text{Для гомогенной реакции } v = \pm \frac{\Delta v(x)}{\Delta \tau} \quad \left[\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}} \right]$$

$$\text{Для гетерогенной реакции } v = \pm \frac{\Delta v(x)}{\Delta S \Delta \tau} \quad \left[\frac{\text{моль}}{\text{м}^2 \cdot \text{с}} \right]$$

Важнейшие факторы, влияющие на скорость химических реакций: природа и концентрация реагирующих веществ, температура процесса, наличие катализатора.

Зависимость скорости химической реакции от концентрации выражается **законом действия масс:** при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна действующим массам – молярным концентрациям реагирующих веществ, взятым в степени соответствующих стехиометрических коэффициентов (для простых реакций) или в степени определяемой опытным путем (для сложных реакций).

Например, для простой реакции $aA + bB = cC + dD$

$$v = k C_A^a C_B^b, \quad n_{\text{общ}} = a + b$$

для сложной реакции $aA + bB = cC + dD$

$$v = k C_A^\alpha C_B^\beta, \quad n_{\text{общ}} = \alpha + \beta$$

Сумма показателей степеней в кинетическом уравнении называется **общим порядком реакции** (n).

Частный порядок или **порядок по данному веществу** определяется как показатель степени концентрации этого вещества:

$$\text{для простой реакции } n_A = a, \quad n_B = b$$

$$\text{для сложной реакции } n_A = \alpha, \quad n_B = \beta$$

Порядок – эмпирический параметр, показывающий зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Он может принимать любые значения (целые, дробные, ноль, положительные, отрицательные).

Молекулярность реакции – число молекул одновременно участвующих в элементарном акте реакции. Принимает значения 1, 2, 3. Определяется по самой медленной стадии процесса, без знания механизма реакции молекулярность определить невозможно.

В случае гетерогенных процессов в выражение закона действия масс не входит концентрация веществ, находящихся в конденсированной фазе, поскольку реакция протекает лишь на их поверхности.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б.Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 35 из 138

Константа скорости реакции k – фундаментальный кинетический параметр, не зависящий от концентраций реагентов, а потому остающийся неизменным в течение реакции.

Константа скорости численно равна скорости химической реакции при концентрациях всех реагирующих веществ равных 1 моль/л.

Константа скорости зависит от природы реагирующих веществ, температуры, наличия в реакционной среде катализатора.

Зависимость скорости химической реакции от температуры выражается

уравнением Вант-Гоффа: $v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$,

где v_2 - скорость реакции при температуре T_2 ;

v_1 - скорость реакции при температуре T_1 ;

γ - температурный коэффициент скорости реакции, равный для большинства гомогенных процессов 2 ~ 4.

Уравнение Вант-Гоффа показывает, что при повышении температуры на каждые 10°C скорость химической реакции возрастает в 2 ~ 4 раза.

Более точную зависимость скорости химической реакции от температуры

устанавливает **уравнение Аррениуса:** $k = k_0 e^{-\frac{E_a}{RT}}$,

где k – константа скорости реакции при температуре T ; k_0 - предэкспоненциальный множитель, пропорциональный числу столкновений реагирующих частиц; E_a - энергия активации (кДж/моль) реакции, то избыточное количество энергии которым должна обладать молекула в момент столкновения, чтобы быть способной к химическому взаимодействию; R – универсальная газовая постоянная, ее значение $8,314 \cdot 10^{-3} \frac{\text{кДж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$.

Уравнение Аррениуса для температурного интервала от T_1 до T_2 имеет следующий вид:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad \text{или} \quad \lg \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{2,3R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right),$$

где k_1 - константа скорости реакции при температуре T_1 ; k_2 - константа скорости реакции при температуре T_2 .

На скорость химических реакций существенное влияние оказывают **катализаторы** – вещества, ускоряющие данную реакцию за счет образования промежуточных соединений с реагентами и выходящие из химического процесса без изменения. Уравнение Аррениуса для каталитического процесса

имеет вид $\frac{k_{\text{кат}}}{k} = \frac{k_0 e^{-\frac{E_a - \text{кат}}{RT}}}{k_0 e^{-\frac{E_a}{RT}}} = e^{\frac{E_a - E_{A-\text{кат}}}{RT}}$,

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 36 из 138

где $k_{кат}$ - константа скорости каталитической реакции с энергией активации $E_{а\text{кат}}$; k – константа скорости некаталитической реакции с энергией активации E_a .

Примеры решения задач и задания для самостоятельного решения

Пример 1. Определить, как изменится скорость прямой реакции $2\text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{CO}_{2(г)}$, если общее давление в системе увеличить в 4 раза.

<p>Дано:</p> $2\text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{CO}_{2(г)}$ $P_2 = 4P_1$	<p>Решение:</p> <p>Увеличение давления в системе в 4 раза вызовет уменьшение объема системы в 4 раза, а концентрации реагирующих веществ возрастут в 4 раза. Согласно закону действия масс для гомогенных реакций начальная скорость реакции равна $v_1 = k \cdot C_{\text{CO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$. После увеличения давления:</p> $v_2 = k \cdot (4C_{\text{CO}})^2 \cdot 4C_{\text{O}_2} = k \cdot 4^3 \cdot C_{\text{CO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2} = 64 k \cdot C_{\text{CO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$ $\frac{v_2}{v_1} = \frac{64kC_{\text{CO}}^2C_{\text{O}_2}}{kC_{\text{CO}}^2C_{\text{O}_2}} = 64.$
<p>Найти:</p> $\frac{v_2}{v_1} \text{ - ?}$	<p>Ответ: после увеличения давления в 4 раза скорость реакции возросла в 64 раза</p>

Пример 2. При 150°C некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Через какое время закончится эта реакция при 80°C ? Как изменится скорость реакции?

<p>Дано:</p> $t_1 = 80^\circ\text{C}$ $t_2 = 150^\circ\text{C}$ $\tau_2 = 16 \text{ мин}$ $\gamma = 2,5$	<p>Решение:</p> <p>Согласно правилу Вант Гоффа: $\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$;</p> $\frac{v_2}{v_1} = 2,5^{\frac{80 - 150}{10}} = 2,5^7 = 610,35.$ <p>Скорость реакции при температуре 150°C в 610,35 раз выше, чем при 80°C. Зная, что скорость реакции и время её протекания обратно пропорциональны, заменяем соотношение скоростей</p>
--	--

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 37 из 138

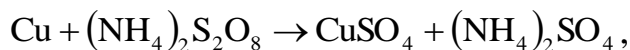
соотношением времен $\frac{v_2}{v_1} = \frac{\tau_1}{\tau_2}$.

Следует: $\tau_1 = \frac{v_2}{v_1} \cdot \tau_2$, $\tau_1 = 610,35 \cdot 16 = 9765,6$ мин = 162,76 ч = 6,78 сут.

Найти:
 τ_1 - ?

Ответ: при 80^0 С реакция закончится через 6,78 суток; скорость реакции уменьшится в 610,35 раз.

Пример 3. Определите энергию активации реакции



если константа скорости с температурой меняется следующим образом:

T, К.....	293,2	313,2	333,2
$k \cdot 10^3$, л/(моль · мин).....	9,60	18,16	39,96.

Дано:

$$\begin{aligned} T_1 &= 293,2\text{К} \\ T_2 &= 313,2\text{К} \\ T_3 &= 333,2\text{К} \\ k_1 &= 9,60 \cdot 10^{-3} \\ k_2 &= 18,16 \cdot 10^{-3} \\ k_3 &= 39,96 \cdot 10^{-3} \end{aligned}$$

Решение:

Используя уравнение Аррениуса для различных температурных

интервалов $\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_A}{R} \cdot \frac{T_2 - T_1}{T_1 T_2}$, находим:

1) для температурного интервала от 293,2 до 313,2 К

$$E_{A(1)} = \frac{\ln(18,16 \cdot 10^{-3} / 9,6 \cdot 10^{-3}) \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 293,2 \cdot 313,2}{313,2 - 293,2} = 24,33 \text{ кДж/моль};$$

2) для интервала температур от 313,2 до 333,2 К

$$E_{A(2)} = \frac{\ln(39,96 \cdot 10^{-3} / 18,16 \cdot 10^{-3}) \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 313,2 \cdot 333,2}{333,2 - 313,2} = 34,21 \text{ кДж/моль}$$

3) для интервала температур от 293,2 до 333,2 К

$$E_{A(3)} = \frac{\ln(39,96 \cdot 10^{-3} / 9,6 \cdot 10^{-3}) \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 293,2 \cdot 333,2}{333,2 - 293,2} = 28,95 \text{ кДж/моль};$$

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 38 из 138

$$E_{A(\text{СРЕДН})} = \frac{24,33 + 34,21 + 28,95}{3} = 29,16 \text{ кДж/моль}$$

Найти: E_A (средн.) -?	Ответ: $E_{A(\text{СРЕДН})} = 29,16 \text{ кДж/моль}$
-----------------------------	---

Задания для самостоятельного решения:

1. Записать выражение закона действия масс для данной реакции, указать общий порядок реакции и порядок по каждому, из участвующих в реакции, веществ. Как изменится скорость реакции при условии: а); б).

	уравнение реакции	а	б
1	$2\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} = 2\text{NOCl}_{(г)}$	повысить Р в 4 раза	понизить C_{NO} в 50 раз
2	$2\text{CO}_{(г)} = \text{CO}_{2(г)} + \text{C}_{(к)}$	понизить Р в 5 раз	повысить С в 4 раза
3	$\text{N}_2\text{O}_{4(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$	повысить Р в 8 раз	понизить С в 7 раз
4	$\text{NO}_{2(г)} + \text{CO}_{(г)} = \text{NO}_{(г)} + \text{CO}_{2(г)}$	понизить Р в 4 раза	повысить С в 80 раз
5	$\text{H}_{2(г)} + \text{Cl}_{(г)} = \text{HCl}_{(г)} + \text{H}_{(г)}$	повысить Р в 2 раза	понизить С в 20 раз
6	$\text{Cl}_{2(г)} + \text{H}_{(г)} = \text{HCl}_{(г)} + \text{Cl}_{(г)}$	понизить Р в 7 раз	повысить С в 55 раз
7	$2\text{NO}_{2(г)} = \text{N}_2\text{O}_{4(г)}$	повысить Р в 10 раз	понизить С в 99 раз
8	$\text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)} = \text{CaCO}_{3(к)}$	понизить Р в 6 раз	повысить С в 4 раза
9	$\text{HCl}_{(г)} = \text{H}_{(г)} + \text{Cl}_{(г)}$	повысить Р в 8 раз	понизить С в 12 раз
10	$\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{(г)} = \text{NO}_{2(г)}$	понизить Р в 9 раз	повысить С в 56 раз
11	$(\text{CH}_3)_2\text{CO}_{(г)} = \text{C}_2\text{H}_{6(г)} + \text{CO}_{(г)}$	повысить Р в 2 раза	понизить С в 98 раз
12	$2\text{H}_2\text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + \text{O}_{2(г)}$	понизить Р в 5 раз	повысить С в 65 раз

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б.14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 39 из 138

*P - давление в системе; C – концентрация вещества

2. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3,2. Как изменится скорость реакции, если повысить температуру на 40⁰?
3. Как следует изменить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 8 раз ($\gamma=2$)?
4. За какое время пройдет реакция при 60⁰ C, если при 20⁰ C она заканчивается за 40 с, а температурный коэффициент равен 2,3?
5. Вычислить температурный коэффициент скорости реакции, если понижение температуры на 40 K вызывает уменьшение скорости реакции в 140 раз.
6. При 140⁰ C реакция заканчивается за 30 с. Сколько времени потребуется для данной реакции при 20⁰ C, если $\gamma=2$?
7. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. Как изменится скорость реакции при уменьшении температуры с 125⁰ до 55⁰ C?
8. При повышении температуры на 20⁰ C скорость реакции возросла в 9 раз. Чему равен температурный коэффициент этой реакции и во сколько раз увеличится ее скорость при повышении температуры с 20⁰ до 100⁰ C?
9. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5. Как изменится ее скорость: а) при охлаждении реакционной смеси от 50⁰ до 30⁰ C; б) при повышении температуры на 60⁰ C?
10. При повышении температуры от 20⁰ до 40⁰ C скорость реакции увеличилась в 6 раз. Вычислить температурный коэффициент и энергию активации реакции.
11. Вычислить температурный коэффициент скорости реакции гидролиза сахарозы в кислом водном растворе (10⁰-50⁰ C), $E_a = 107$ кДж/моль.
12. Как изменится скорость реакции при повышении температуры с 600 до 650 K, если энергия активации равна 26,6 кДж/моль?
13. Как изменится скорость реакции при повышении температуру до 50⁰C, если энергия активации равна 125,5 кДж/моль?
14. После удаления катализатора из системы, энергия активации реакции возросла на 40 кДж/моль при температуре 37⁰C. Как изменилась скорость реакции?
15. Реакция при 20⁰C завершается за 60 с. Сколько для этого потребуется времени при 40⁰C, если энергия активации равна 33,4 кДж/моль?

Контрольные вопросы:

1. Что называют скоростью химической реакции? В чем отличие понятий средней и истинной скоростей реакции? Какова размерность скорости химической реакции?

2. Какова формулировка основного закона химической кинетики – закона действия масс?
3. Какие факторы влияют на скорость химической реакции? В чем заключается различие кинетики гомогенных и гетерогенных химических реакций?
4. Что такое константа скорости химической реакции, от каких факторов она зависит?
5. Что такое порядок и молекулярность химической реакции? Как на основе этих понятий классифицируются химические реакции? Что называется общим и частным порядком реакции?
6. Что отражает кинетическое уравнение реакции? Написать уравнения реакции I, II, III порядков.
7. Какова зависимость скорости реакции от температуры? Что такое температурный коэффициент скорости реакции, в каких пределах он изменяется?
8. Что такое энергия активации реакции? Написать выражение зависимости скорости реакции от температуры и энергии активации (уравнение Аррениуса). Что такое катализ? Каковы представления о механизме катализа? Влияет ли на энергию активации процесса введение катализатора?

Раздел 4. Растворы

Способы выражения состава растворов

Знать:

Растворами называют гомогенные системы, состоящие из двух и более компонентов. Компонент, агрегатное состояние которого не изменяется при образовании раствора, принято называть **растворителем**, а другой компонент – **растворенным веществом**. При одинаковом агрегатном состоянии компонентов растворителем считают то вещество, которое преобладает в растворе.

Способы выражения состава раствора:

Массовая доля $C_{\%}(X)$ или $W(X)$ – число граммов растворенного вещества, содержащееся в 100 г раствора.

$$C_{\%}(X) = \frac{m(X)}{m(\text{раствора})} 100\% \quad \text{или} \quad C_{\%}(X) = \frac{m(X)}{V_{p-pa} \rho_{p-pa}} 100\%,$$

где $m(X)$ – масса растворенного вещества X, г

$m(\text{раствора})$ - масса раствора, г

V_{p-pa} - объем раствора, см³

ρ_{p-pa} - плотность раствора, г/см³.

Молярная концентрация C_M или $C(X)$ – число моль растворенного вещества X, содержащееся в 1 дм³ или 1 л раствора (молярность M).

$$C(X) = \frac{n(X)}{V} \quad \text{или} \quad C(X) = \frac{m(X)}{M(X)V} \left[\frac{\text{моль}}{\text{дм}^3} \right],$$

где $n(X)$ – количество растворенного вещества, моль

V – объем раствора, дм^3 или л

$M(X)$ – молярная масса растворенного вещества, г/моль.

Раствор, содержащий 1 моль растворенного вещества в 1 дм^3 , называется одномолярным (1М), содержащий 0,1 моль вещества – децимолярным (0,1М), содержащий 0,01 моль вещества – сантимольным (0,01М) и т.д..

Молярная концентрация эквивалента C_H или $C\left(\frac{1}{z}X\right)$ – число моль эквивалентов растворенного вещества, содержащееся в 1 дм^3 или 1 л раствора (нормальность раствора Н).

$$C\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{n\left(\frac{1}{z}X\right)}{V} \quad \text{или} \quad C\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{m(X)}{M\left(\frac{1}{z}X\right)V},$$

где $n\left(\frac{1}{z}X\right)$ – количество эквивалентов вещества X, моль;

V – объем раствора, дм^3 (л);

$M\left(\frac{1}{z}X\right)$ – молярная масса эквивалента вещества X, г/моль.

Раствор, содержащий 1 моль эквивалентов растворенного вещества в 1 дм^3 раствора, называется однонормальный (1Н), содержащий 0,1 моль эквивалентов – децинормальный (0,1Н) и т.д..

Для перевода одного способа выражения концентрации раствора в другой используются соотношения:

$$C(X) = \frac{10 \cdot W \cdot \rho}{M(X)}; \quad C\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{10 \cdot W \cdot \rho}{M\left(\frac{1}{z}X\right)}; \quad C\left(\frac{1}{z}X\right) = z C(X).$$

Молярная доля – отношение числа моль данного вещества к сумме числа моль всех веществ, находящихся в растворе.

$$\chi = \frac{n(X)}{N(X)},$$

где $n(X)$ – количество вещества X в растворе, моль

$N(X)$ – общее количество всех веществ в растворе, моль.

Молярная концентрация C_m – число моль растворенного вещества X приходящееся на 1 кг чистого растворителя.

$$C_m = \frac{n(X)}{m(p\text{-ля})}, \left[\frac{\text{моль}}{\text{кг}} \right]$$

Если для расчетов используются массы всех веществ в граммах, то формула имеет вид

$$C_m = \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m_{p\text{-ля}}}, \left[\frac{\text{моль}}{\text{кг}} \right]$$

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементорганической химии	Лист 42 из 138

Пример 1. Вычислить массу гидроксида натрия и воды, необходимые для приготовления 2 л 10% раствора гидроксида натрия (плотность раствора равна 1,109 г/мл).

Решение: а) Зная объем и плотность, находим массу раствора, который необходимо приготовить $m_{\text{раствора}} = V_{\text{раствора}} \rho_{\text{раствора}}$

$$m_{\text{раствора}} = 2000 \text{ мл} \cdot 1,109 \text{ г/мл} = 2218 \text{ г}$$

10% раствор NaOH в 100 г раствора содержит 10 г NaOH, следовательно в 2218 г раствора содержится x г NaOH

$$x = \frac{10 \cdot 2218}{100} = 221,8 \text{ (г)}$$

Массу воды, в которой необходимо растворить 221,8 г NaOH, находим по формуле $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{NaOH}) = 2218 - 221,8 = 1996,2 \text{ (г)}$.

б) Задачу можно решить, используя формулу массовой доли

$$C_{\%}(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{V_{\text{р-ра}} \rho_{\text{р-ра}}} 100\%, \text{ откуда}$$

$$m(\text{NaOH}) = \frac{C_{\%}(\text{NaOH}) \cdot V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}}{100\%}$$

$$m(\text{NaOH}) = \frac{10\% \cdot 2000 \text{ мл} \cdot 1,109 \text{ г/мл}}{100\%} = 221,8 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{NaOH}) = 2000 \text{ мл} \cdot 1,109 \text{ г/мл} - 221,8 \text{ г} = 1996,2$$

г.

Ответ: 221,8 г NaOH и 1996,2 г H₂O

Пример 2. К 200 мл 28 % раствора соляной кислоты (плотность раствора равна 1,142 г/мл) добавили 500 мл воды. Вычислить молярную концентрацию полученного раствора и определить массовую долю HCl в растворе.

Решение: Находим массу 28 % раствора соляной кислоты

$$m_{\text{раствора}} = V_{\text{раствора}} \rho_{\text{раствора}} = 200 \text{ мл} \cdot 1,142 \text{ г/мл} = 228,4 \text{ г}$$

$$\text{Исходя из формулы массовой доли } C_{\%}(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{m(\text{раствора})} 100\%,$$

$$\text{находим } m(\text{HCl}) = \frac{C_{\%}(\text{HCl}) m(\text{раствора})}{100\%} = \frac{28\% \cdot 228,4 \text{ г}}{100\%} = 63,952 \text{ г.}$$

После добавления 500 мл воды количество HCl не изменилось.

$$C(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl}) \cdot V} = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl}) \cdot (V_{\text{р-раHCl}} + V_{\text{H}_2\text{O}})}$$

$$C(\text{HCl}) = \frac{63,952 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль} \cdot (0,2 \text{ л} + 0,5 \text{ л})} = 2,5 \text{ моль/л}$$

В 1 л раствора соляной кислоты содержится 2,5 моль HCl.

Массовую долю HCl в полученном растворе находим по формуле

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б.Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 43 из 138

$$C_{\%}(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{m(\text{исх. р} - \text{ра}) + m(\text{воды})} 100\%, = \frac{63,952\text{г}}{228,4\text{г} + 500\text{г}} 100\% = 8,78 \%, \text{ в т.ч.}$$

$$m(\text{воды}) = V(\text{воды}) \rho(\text{воды}) = 500 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 500 \text{ г.}$$

В 100 г полученного раствора содержится 8,78 г HCl.

Ответ: $C(\text{HCl}) = 2,5$ моль/л, $C_{\%}(\text{HCl}) = 8,78 \%$

Пример 3. Сколько мл 96 % серной кислоты (плотность равна 1,84 г/мл) нужно взять для приготовления 500 мл 0,1 Н раствора серной кислоты?

Решение: Исходя из формулы молярной концентрации эквивалента,

$$C\left(\frac{1}{z} \text{H}_2\text{SO}_4\right) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M\left(\frac{1}{z} \text{H}_2\text{SO}_4\right)V}$$

рассчитываем массу серной кислоты в 0,1 Н растворе

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = C\left(\frac{1}{z} \text{H}_2\text{SO}_4\right) \cdot M\left(\frac{1}{z} \text{H}_2\text{SO}_4\right) \cdot V$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 49 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ л} = 2,45 \text{ г}$$

$$M\left(\frac{1}{z} \text{H}_2\text{SO}_4\right) = \frac{1}{z} M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} 98 \text{ г/моль} = 49 \text{ г/моль}$$

Из определения массовой доли следует, что в 100 г раствора содержится 96 г H_2SO_4 , а необходимая нам масса кислоты 2,45 г содержится в x г 96 % раствора.

$$\begin{array}{ll} 100 \text{ г раствора} & - \quad 96 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4 \\ x \text{ г раствора} & - \quad 2,45 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4 \end{array}$$

$$x = \frac{100\text{г} \cdot 2,45\text{г}}{96\text{г}} = 2,55 \text{ г раствора } 96 \%, \text{ H}_2\text{SO}_4. \text{ Разделив массу раствора на}$$

его плотность, получим объем 96 % раствора H_2SO_4 .

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m(\text{раствора})}{\rho(\text{раствора})} = \frac{2,55}{1,84} = 1,39 \text{ мл}$$

Если для решения использовать формулу массовой доли

$$C_{\%}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}} 100 \%, \text{ то } V_{\text{р-ра}} = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{C(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho_{\text{р-ра}}} 100 \%$$

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{2,55 \cdot 100}{96 \cdot 1,84} = 1,39 \text{ мл}$$

Ответ: нужно взять 1,39 мл 96 % раствора H_2SO_4 и разбавить водой до 500 мл.

Пример 4. Для нейтрализации раствора, содержащего 0,04 г гидроксида натрия, потребовалось 10 мл раствора соляной кислоты. Вычислить молярную концентрацию эквивалента соляной кислоты.

Решение: $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Согласно закону эквивалентов, число моль эквивалентов всех веществ, участвующих в химической реакции одинаково: $n\left(\frac{1}{z} \text{NaOH}\right) = n\left(\frac{1}{z} \text{HCl}\right)$

или
$$C\left(\frac{1}{z} \text{NaOH}\right) \cdot V(\text{NaOH}) = C\left(\frac{1}{z} \text{HCl}\right) \cdot V(\text{HCl}).$$

Отсюда
$$C\left(\frac{1}{z} \text{HCl}\right) = \frac{C\left(\frac{1}{z} \text{NaOH}\right)V(\text{NaOH})}{V(\text{HCl})} = \frac{n\left(\frac{1}{z} \text{NaOH}\right)}{V(\text{HCl})}.$$

Зная массу гидроксида натрия, определяем
$$n\left(\frac{1}{z} \text{NaOH}\right) = \frac{m(\text{NaOH})}{M\left(\frac{1}{z} \text{NaOH}\right)} =$$

$$= \frac{0,04\text{г}}{\frac{1}{1} 40\text{г/моль}} = 0,001 \text{ моль}.$$

Следовательно,
$$C\left(\frac{1}{z} \text{HCl}\right) = \frac{0,001\text{моль}}{0,01\text{л}} = 0,1 \text{ моль/л}.$$

Ответ:
$$C\left(\frac{1}{z} \text{HCl}\right) = 0,1 \text{ моль/л}$$

Задания для самостоятельного решения:

1. Сколько граммов воды нужно взять для растворения 1 кг сахара, чтобы получить его 5 % раствор?
2. Определить молярную концентрацию эквивалента 8 % раствора серной кислоты (плотность раствора равна 1,06 г/мл).
3. Плотность 30 % раствора хлорида натрия равна 1,18 г/мл. Выразить состав раствора в мольных долях и в молях на 1 л раствора.
4. Плотность 2,3 % раствора аммиака равна 0,99 г/мл. Рассчитать молярную и моляльную концентрации раствора.
5. Сколько хлороводорода растворено в 50 мл 10 % раствора соляной кислоты (плотность раствора равна 1,05 г/мл)? Найти молярную концентрацию эквивалента соляной кислоты.
6. Сколько мл 70 % раствора нитрата калия (плотность раствора равна 1,6 г/мл) нужно взять, чтобы приготовить 500 мл раствора нитрата калия с молярной концентрацией 0,2 моль/л?
7. Вычислить массовую долю гидроксида калия в растворе с молярной концентрацией эквивалента 4,2 моль/л и плотностью 1,176 г/мл.
8. В каком объеме 0,2 Н раствора содержится 16 г сульфата меди (II)?
9. Смешали 100 мл 20 % раствора (плотность равна 1,1г/мл) и 200 мл 10 % раствора соляной кислоты (плотность равна 1,06 г/мл). Вычислить массовую долю и молярную концентрацию полученного раствора соляной кислоты.
10. Какова массовая доля азотной кислоты в растворе с молярной концентрацией 14,8 моль/л и плотностью 1,4 г/мл?
11. К 40 г фосфата натрия прилили 500 г 5 % раствора этого вещества. Вычислить массовую долю фосфата натрия в полученном растворе.
12. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента 30 % раствора фосфорной кислоты (плотность раствора равна 1,18 г/мл).

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 45 из 138

Равновесия в растворах электролитов

Электролитами называют вещества, расплавы и растворы которых проводят электрический ток. Неэлектролиты электрический ток не проводят. Электролиты делят на две большие группы: сильные и слабые. Сильные электролиты в растворах ионизированы полностью



а слабые – частично



Количественными характеристиками процесса диссоциации слабого электролита являются степень диссоциации α и константа диссоциации $K_{дис}$

$$\alpha = \frac{\text{число продиссоциировавших молекул}}{\text{общее число молекул}}, \quad (0 \leq \alpha \leq 1); \quad K_{дис} = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]}.$$

Связь между степенью диссоциации и константой диссоциации описывается уравнением Оствальда: $K_{дис} = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}$,

где C – молярная концентрация электролита, моль/л.

Для очень слабых электролитов уравнение преобразуется в более простое $K_{дис} = \alpha^2 C$, откуда $\alpha = \sqrt{\frac{K_{дис}}{C}}$.

В растворах электролитов существует взаимное влияние ионов: одноименные по заряду ионы отталкиваются, а разноименные – притягиваются. В результате часть ионов оказывается в связанном состоянии. Это приводит к изменению свойств растворов, уменьшению концентрации кинетически самостоятельных частиц, как бы к снижению диссоциации электролита. Для количественного определения этого влияния используют величину ионной силы раствора (I):

$$I = \frac{1}{2} (C_1 z_1^2 + C_2 z_2^2 + \dots + C_n z_n^2),$$

где C_1, C_2, \dots, C_n - молярные концентрации ионов в растворе, моль/л; z_1, z_2, \dots, z_n - заряды ионов, соответственно.

Ионная сила является аддитивной величиной, т.е. каждый электролит вносит свой вклад в величину I независимо от других.

Для каждого иона определенному значению ионной силы соответствует свой коэффициент активности f , который показывает, какая часть ионов от их общего числа находится в активном, т. е. несвязанном состоянии.

Состав растворов электролитов часто характеризуют эффективной концентрацией, называемой активностью (a). Активность связана с молярной концентрацией соотношением: $a = f C$. При уменьшении концентрации коэффициент активности f стремится к единице и, следовательно, активность практически равна молярной концентрации.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 46 из 138

В растворах слабых электролитов, где значение ионной силы низкое, и для разбавленных растворов сильных электролитов, можно принять $a = C$.

Пример 1. Рассчитать, как изменится рН раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,05 моль/л при введении в него 0,05 моль/л хлорида натрия.

Решение:

а) Находим рН раствора чистой щелочи. Согласно уравнению диссоциации $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ $C_{\text{OH}^-} = C_{\text{NaOH}} = 0,05$ моль/л.

Ионная сила данного раствора:

$$I = \frac{1}{2}(C_{\text{Na}^+} Z_{\text{Na}^+}^2 + C_{\text{OH}^-} Z_{\text{OH}^-}^2) = \frac{1}{2}(0,05 \cdot 1^2 + 0,05 \cdot 1^2) = 0,05.$$

По таблице находим коэффициент активности для однозарядных ионов

$$f = 0,85. \text{ Тогда, } a_{\text{OH}^-} = f_{\text{OH}^-} \cdot C_{\text{OH}^-} = 0,85 \cdot 0,05 = 0,0425 \text{ моль/л и}$$

$$\text{pOH} = -\lg a_{\text{OH}^-} = -\lg 0,0425 = 1,37, \text{ рН} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,37 = 12,63.$$

б) Рассчитаем рН после добавления в раствор щелочи соли хлорида натрия. Хлорид натрия диссоциирует полностью $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$, давая в раствор 0,05 моль/л ионов Na^+ и 0,05 моль/л ионов Cl^- . Следовательно, ионная сила такого раствора станет равной 0,1.

$$I = \frac{1}{2}(C_{\text{Na}^+} z_{\text{Na}^+}^2 + C_{\text{OH}^-} z_{\text{OH}^-}^2 + C_{\text{Cl}^-} z_{\text{Cl}^-}^2) = \frac{1}{2}(0,1 \cdot 1^2 + 0,05 \cdot 1^2 + 0,05 \cdot 1^2) = 0,1$$

При такой ионной силе $f_{\text{OH}^-} = 0,8$ (см. таблицу).

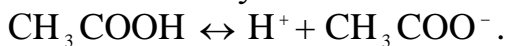
$$\text{pOH} = -\lg a_{\text{OH}^-} = -\lg 0,8 \cdot 0,05 = -\lg 0,04 = 1,4; \text{ рН} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,4 = 12,6$$

Таким образом, рН уменьшится с 12,63 до 12,6.

Ответ: рН уменьшится с 12,63 до 12,6

Пример 2. Вычислить концентрацию ионов водорода H^+ и степень диссоциации уксусной кислоты в растворе с молярной концентрацией эквивалента кислоты 0,001 моль/л.

Решение: Уксусная кислота - слабый электролит

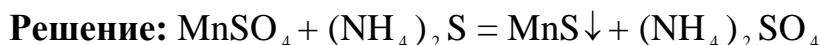


$$C_{\text{H}^+} = \alpha C_{\text{CH}_3\text{COOH}}, \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дисCH}_3\text{COOH}}}{C_{\text{CH}_3\text{COOH}}}}, \quad K_{\text{дисCH}_3\text{COOH}} = 1,8 \cdot 10^{-5},$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,001}} = 0,134, \quad C_{\text{H}^+} = 0,134 \cdot 0,001 = 1,34 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Ответ: $C_{\text{H}^+} = 1,34 \cdot 10^{-4}$ моль/л.; $\alpha = 0,134$

Пример 3. Выпадет ли осадок при смешивании равных объемов сульфата марганца с $C(\text{MnSO}_4) = 0,01$ моль/л и раствора сульфида аммония с $C((\text{NH}_4)_2\text{S}) = 0,02$ моль/л?



Осадок будет образовываться только в том случае, если $[\text{Mn}^{+2}] \cdot [\text{S}^{-2}] > \text{IP}_{\text{MnS}}$.

При сливании равных объемов растворов концентрации уменьшились вдвое, т.е. концентрация сульфата марганца стала 0,005 моль/л, а концентрация сульфида аммония – 0,01 моль/л.



$$[\text{Mn}^{+2}] = [\text{MnSO}_4] = 0,005 \text{ моль/л}, \quad [\text{S}^{-2}] = [(\text{NH}_4)_2\text{S}] = 0,01 \text{ моль/л},$$

$$[\text{Mn}^{+2}] \cdot [\text{S}^{-2}] = 0,005 \cdot 0,01 = 5 \cdot 10^{-5}, \quad \text{IP}_{\text{MnS}} = 1,1 \cdot 10^{-5} \text{ (справочная величина)},$$

$$[\text{Mn}^{+2}] \cdot [\text{S}^{-2}] > \text{IP}_{\text{MnS}}, \text{ осадок будет выпадать.}$$

Ответ: осадок будет выпадать

Пример 4. Можно ли приготовить раствор гидроксида кальция с молярной концентрацией 0,002 моль/л?

Решение: Определим молярную концентрацию ионов в заданном растворе из уравнения диссоциации $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{+2} + 2\text{OH}^{-}$,

$$[\text{Ca}^{+2}] = C_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}, \quad [\text{OH}^{-}] = 2C_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 2 \cdot 2 \cdot 10^{-3} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л},$$

$$[\text{Ca}^{+2}][\text{OH}^{-}]^2 = 2 \cdot 10^{-3} (4 \cdot 10^{-3})^2 = 32 \cdot 10^{-9} = 3,2 \cdot 10^{-8}$$

Полученная величина произведения концентраций меньше справочного значения константы растворимости ($K_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 6 \cdot 10^{-6}$) следовательно, вещество растворится полностью и раствор с концентрацией $(\text{Ca}(\text{OH})_2)$ равной 0,002 моль/л приготовить можно.

Ответ: можно

Ответ: среда кислая, pH = 3,57

Задания для самостоятельного решения:

Написать уравнение гидролиза соли, по всем возможным ступеням и выражение для констант гидролиза по этим ступеням. Рассчитать pH раствора соли, учитывая только первую ступень гидролиза (концентрация соли указана в столбце 4а). Указать реакцию среды раствора. Определить, как будет изменяться pH раствора при нагревании и почему?

	формула вещества				Концентрация соли, моль/л
	1	2	3	4	
1	NaOH	H ₂ SO ₃	AgCl	MnI ₂	0,06
2	HCl	NH ₄ OH	PbSO ₄	Zn(NO ₃) ₂	0,01
3	LiOH	H ₂ CO ₃	CdS	FeCl ₃	0,04

4	HNO ₃	HNO ₂	CaF ₂	KCN	0,007
5	HBr	H ₃ BO ₃	Ag ₂ S	NaHCO ₃	0,05
6	KOH	H ₂ Se	BaSO ₄	CuBr ₂	0,001
7	H ₂ SO ₄	NH ₄ OH	PbCl ₂	(NH ₄) ₂ SO ₄	0,005
8	HClO ₄	HClO	ZnS	Na ₂ S	0,03
9	Ba(OH) ₂	H ₃ PO ₄	PbI ₂	Ni(NO ₃) ₂	0,004
10	RbOH	H ₂ S	Ag ₃ PO ₄	K ₂ SiO ₃	0,7
11	HNO ₃	HCOOH	Fe ₂ S ₃	NH ₄ Cl	0,002
12	HI	H ₂ SiO ₃	Cu ₂ S	Na ₃ PO ₄	0,06

Коллигативные свойства растворов

Свойства растворов, которые не зависят от природы растворенных частиц, а зависят только от их концентрации, называются **коллигативными**.

Закон Рауля - основной закон, определяющий коллигативные свойства. Он устанавливает, что относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно молярной доле растворенного вещества:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N \quad \text{или} \quad \frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{v_1}{v_1 + v_2},$$

где P_0 – давление насыщенного пара над чистым растворителем;

P – давление насыщенного пара над раствором;

N - молярная доля растворенного вещества;

v_1, v_2 – количество молей растворенного вещества и растворителя.

Закон Рауля имеет ряд важных следствий:

I. Понижение температуры замерзания раствора по сравнению с температурой замерзания чистого растворителя прямо пропорционально молярной концентрации растворенного вещества.

$$\Delta T_{\text{зам}} = K_{\text{криос}} C_m = K_{\text{криос}} \frac{m(X) \cdot 10^3}{M(X) \cdot m_{\text{(РАСТВОРИТЕЛЯ)}}},$$

где $\Delta T_{\text{зам}} = T_{\text{зам}}(\text{растворителя}) - T_{\text{зам}}(\text{раствора})$, C_m - молярная концентрация, моль/кг, $m(X)$ – масса растворенного вещества X , г, $m_{\text{(РАСТВОРИТЕЛЯ)}}$ - масса растворителя, г, $K_{\text{криос}}$ - криоскопическая постоянная растворителя, которая показывает на сколько градусов ниже замерзает раствор, содержащий 1 моль растворенного вещества на 1000 г растворителя по сравнению с температурой замерзания чистого растворителя.

Анализ уравнения показывает, что:

а) водные растворы с одинаковой молярностью разных нелетучих неэлектролитов замерзают при одинаковой температуре;

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 49 из 138

б) понижение температуры замерзания растворов с одинаковой моляльностью одного и того же нелетучего неэлектролита в разных растворителях зависит только от химической природы этого растворителя.

II. Повышение температуры кипения раствора по сравнению с температурой кипения растворителя прямо пропорционально моляльной концентрации раствора.

$$\Delta T_{\text{кип}} = E_{\text{эбул}} C_m = E_{\text{эбул}} \frac{m(X) \cdot 10^3}{M(X) \cdot m_{\text{(РАСТВОРИТЕЛЯ)}}},$$

где $\Delta T_{\text{кип}} = T_{\text{кип}}(\text{раствора}) - T_{\text{кип}}(\text{растворителя})$, $E_{\text{эбул}}$ - эбулиоскопическая постоянная растворителя, которая показывает на сколько градусов выше кипел бы раствор, содержащий 1 моль растворенного вещества в 1000 г растворителя по сравнению с температурой кипения чистого растворителя.

Закон Вант-Гоффа. Осмотическое давление в разбавленных растворах неэлектролитов прямо пропорционально молярной концентрации раствора и абсолютной температуре.

$$P_{\text{осм}} = C(X)RT,$$

где $C(X)$ – молярная концентрация вещества X, моль/л, R – универсальная газовая постоянная (8,314 кПа·л/моль·К), T – температура, К.

Законы Рауля и Вант-Гоффа можно использовать для количественного описания свойств электролитов, если в их выражение ввести поправочный коэффициент i (изотонический коэффициент).

$$\Delta T_{\text{зам}} = i K_{\text{криос}} C_m; \quad \Delta T_{\text{кип}} = i E_{\text{эбул}} C_m; \quad P_{\text{осм}} = i C(X)RT.$$

Изотонический коэффициент (i) показывает, во сколько раз число частиц в растворе электролита больше общего числа растворенных молекул. Зная изотонический коэффициент i , можно для данного раствора электролита установить относительную долю молекул, распавшихся на ионы, т.е. степень диссоциации электролита (α): $i = 1 + \alpha (n-1)$, $\alpha = \frac{i-1}{n-1}$,

где n – число ионов, образующих молекулу электролита.

Пример 1. Вычислить осмотическое давление при 27°C раствора, в 500 мл которого содержится 20 г сахара.

Решение: Сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$ – неэлектролит, поэтому осмотическое давление раствора сахарозы рассчитываем по уравнению:

$$P_{\text{осм}} = C(C_{12}H_{22}O_{11})RT,$$

$$C(C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{m(C_{12}H_{22}O_{11})}{M(C_{12}H_{22}O_{11})V} = \frac{20}{342 \cdot 0,5} = 0,117 \text{ моль/л}$$

$$R = 8,314 \frac{\text{кПа} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}}, \quad T = 27 + 273 = 300 \text{ К}$$

$$P_{\text{осм}} = 0,117 \cdot 8,314 \cdot 300 = 291,8 \text{ кПа}$$

Ответ: $P_{\text{осм}} = 291,8 \text{ кПа}$

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б.14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементорганической химии	Лист 50 из 138

Пример 2. Давление пара воды 23,8 мм.рт.ст. при 25⁰ С. Какое будет давление пара над раствором, содержащим 17,1 г сахара в 90 г воды при той же температуре?

Решение: Находим количество моль сахара и воды.

$$M(H_2O) = 18 \text{ г/моль: } n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{90\text{г}}{18\text{г/моль}} = 5 \text{ моль}$$

$$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342 \text{ г/моль: } n(C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{m(C_{12}H_{22}O_{11})}{M(C_{12}H_{22}O_{11})} = \frac{17,1}{342} = 0,05 \text{ моль}$$

Используя закон Рауля, находим давление насыщенного пара над чистым растворителем:

$$P = P_0 \left(1 - \frac{n_1}{n_1 + n_2}\right) = 23,8 \left(1 - \frac{0,05}{0,05 + 5}\right) = 23,56 \text{ (мм. рт. ст.)}$$

Ответ: P = 23,56 мм. рт.ст.

Пример 3. Определить молярную массу глицерина, если 4,4 % раствор его в воде кипит на 0,26⁰ С выше, чем чистая вода.

Решение: Глицерин является неэлектролитом, поэтому молярную массу находим из формулы $\Delta T_{\text{кип}} = E_{\text{эбул}} C_m = E_{\text{эбул}} \frac{m(\text{глицерин})1000}{M(\text{глицерин})m(H_2O)}$. Откуда,

$$M(\text{глицерина}) = \frac{E_{\text{эбул}} \cdot m(\text{глицерина}) \cdot 10^3}{\Delta T_{\text{кип}} \cdot m(H_2O)} = \frac{0,52 \cdot 4,4 \cdot 10^3}{0,26 \cdot 95,6} = 92 \text{ г/моль.}$$

Ответ: M (глицерина) = 92г/моль

Пример 4. Раствор, содержащий 25,5 г BaCl₂ в 750 мл воды, замерзает при - 0,756⁰ С. Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли.

Решение: BaCl₂ → Ba⁺² + 2Cl⁻¹ - сильный электролит.

Вычисляем понижение температуры замерзания без учета ионизации соли.

$$\Delta T_{\text{зам}} = K_{\text{криос}} C_m = K_{\text{криос}} \frac{m(BaCl_2)1000}{M(BaCl_2)m(H_2O)},$$

$$M(BaCl_2) = 137 + 35,5 \cdot 2 = 208 \text{ г/моль}$$

$$m(H_2O) = V(H_2O) \rho(H_2O) = 750 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 750 \text{ г}$$

$$K_{\text{криос}}(H_2O) = 1,86 \text{ К} \cdot \text{кг/моль.}$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = \frac{1,86 \cdot 25,5 \cdot 10^3}{208 \cdot 750} = 0,3 \text{ К}, \quad i = \frac{\Delta T_{\text{зам_эсп}}}{\Delta T_{\text{зам_теор}}} = \frac{0,756}{0,3} = 2,52.$$

$$\text{Из формулы } i = 1 + \alpha(n-1) \text{ выражаем } \alpha = \frac{i-1}{n-1}, \quad \alpha = \frac{2,52-1}{3-1} = 0,76.$$

Ответ: α = 0,76 или 76%

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 51 из 138

Задания для самостоятельного решения:

1. Сколько граммов воды нужно взять для растворения 1 кг сахара, чтобы получить его 5 % раствор?
2. Определить молярную концентрацию эквивалента 8 % раствора серной кислоты (плотность раствора равна 1,06 г/мл).
3. Плотность 30 % раствора хлорида натрия равна 1,18 г/мл. Выразить состав раствора в мольных долях и в молях на 1 л раствора.
4. Плотность 2,3 % раствора аммиака равна 0,99 г/мл. Рассчитать молярную и моляльную концентрации раствора.
5. Сколько хлороводорода растворено в 50 мл 10 % раствора соляной кислоты (плотность раствора равна 1,05 г/мл)? Найти молярную концентрацию эквивалента соляной кислоты.
6. Сколько мл 70 % раствора нитрата калия (плотность раствора равна 1,6 г/мл) нужно взять, чтобы приготовить 500 мл раствора нитрата калия с молярной концентрацией 0,2 моль/л?
7. Вычислить массовую долю гидроксида калия в растворе с молярной концентрацией эквивалента 4,2 моль/л и плотностью 1,176 г/мл.
8. В каком объеме 0,2 Н раствора содержится 16 г сульфата меди (II)?
9. Смешали 100 мл 20 % раствора (плотность равна 1,1 г/мл) и 200 мл 10 % раствора соляной кислоты (плотность равна 1,06 г/мл). Вычислить массовую долю и молярную концентрацию полученного раствора соляной кислоты.
10. Какова массовая доля азотной кислоты в растворе с молярной концентрацией 14,8 моль/л и плотностью 1,4 г/мл?
11. К 40 г фосфата натрия прилили 500 г 5 % раствора этого вещества. Вычислить массовую долю фосфата натрия в полученном растворе.
12. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента 30 % раствора фосфорной кислоты (плотность раствора равна 1,18 г/мл).

Раздел 6. Основы электрохимии

Выучить следующие понятия:

1. окислитель, восстановитель, окисление, восстановление;
2. катод, анод;
3. электродный потенциал;
4. ЭДС гальванического элемента;
5. константа окислительно-восстановительного процесса.

Знать:

1. механизм возникновения электродного потенциала;
2. устройство гальванических элементов, их условную запись;
3. порядок разрядки ионов на электродах при электролизе;
4. уравнение Нернста;
5. законы Фарадея.

Уметь:

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б.14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 52 из 138

1. составлять ионно- электронные уравнения процессов окисления и восстановления;
2. записывать схемы гальванических элементов;
3. рассчитывать ЭДС, ΔG , K_{Red-Ox} окислительно-восстановительных процессов;
4. определять направление окислительно-восстановительных процессов.

Процессы в гальванических элементах

Пример 1. Определить для стандартных условий возможность протекания окислительно- восстановительной реакции между ионами олова (Sn^{2+}) и церия (Ce^{4+}), если $\varphi_{Sn^{4+}/Sn^{2+}}^0 = 0,15$ В; $\varphi_{Ce^{4+}/Ce^{3+}}^0 = 1,74$ В.

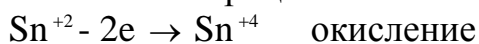
Решение: Термодинамическим условием самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции в водном растворе в прямом направлении является положительное значение ЭДС.

$$\Delta\varphi^0 = \varphi_{ок-ля}^0 - \varphi_{вос-ля}^0 > 0; \text{ это возможно в том случае, если } \varphi_{ок}^0 > \varphi_{вос}^0.$$

$\varphi_{Ce^{4+}/Ce^{3+}}^0 > \varphi_{Sn^{4+}/Sn^{2+}}^0$, значит, окислитель необходимо искать в паре $Ce^{+4} | Ce^{+3}$, а восстановитель – в паре $Sn^{+4} | Sn^{+2}$.

Окислитель должен принимать электроны, а восстановитель – отдавать. Значит Ce^{+4} - окислитель, Sn^{+2} - восстановитель.

Составляем процессы окисления, восстановления.



$Sn^{+2} + 2Ce^{+4} = Sn^{+4} + 2Ce^{+3}$ - суммарное ионное уравнение окислительно-восстановительной реакции



ЭДС данной реакции рассчитываем по формуле:

$$\Delta\varphi^0 = \varphi_{Ce^{4+}/Ce^{3+}}^0 - \varphi_{Sn^{4+}/Sn^{2+}}^0 = 1,74 - 0,15 = 1,59 \text{ (В).}$$

$\Delta\varphi^0 > 0$, следовательно, процесс протекает самопроизвольно.

Ответ: реакция возможна между Ce^{+4} и Sn^{+2}

Пример 2. Покажет ли амперметр ток во внешней цепи гальванического элемента $Pb|Pb^{+2}||Cu^{+2}|Cu$, если $C_{Pb^{+2}} = 10^{-2}$ моль/л, а $C_{Cu^{+2}} = 10^{-1}$ моль/л.

Для реакции, лежащей в основе работы гальванического элемента, рассчитайте энергию Гиббса и значение константы равновесия.

Решение: В гальваническом элементе $Pb|Pb^{+2}||Cu^{+2}|Cu$ электродные реакции описываются следующими уравнениями:



ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б.Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 53 из 138

Рассчитаем значения электродных потенциалов, пользуясь уравнением Нернста:

$$\varphi_{Pb^{+2}/Pb} = \varphi_{Pb^{+2}/Pb}^0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg C_{Pb^{+2}} = -0,13 + \frac{2,3 \cdot 8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \lg 10^{-2} =$$

$$= -0,13 + \frac{0,059}{2} (-2) = -0,13 - 0,059 = -0,189 \text{ (В)},$$

$$\varphi_{Cu^{+2}/Cu} = \varphi_{Cu^{+2}/Cu}^0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg C_{Cu^{+2}} = 0,34 + \frac{2,3 \cdot 8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \lg 10^{-1} =$$

$$= 0,34 + \frac{0,059}{2} (-1) = 0,34 - 0,0295 = 0,3105 \text{ (В)}.$$

ЭДС (E, В) рассчитываем через электродные потенциалы $E = \varphi_{к} - \varphi_{а}$,

$E = 0,3105 - (-0,189) = 0,4995 \text{ (В)}$, т.к. $E > 0$, следовательно, амперметр ток покажет.

Изменение энергии Гиббса для токообразующей реакции рассчитываем по уравнению $\Delta G = -nF\Delta E$.

$$\Delta G = -2 \cdot 96500 \cdot 0,4995 = -96403,5 \text{ Дж} = -96,4 \text{ кДж},$$

$\Delta G < 0$, токообразующая реакция протекает самопроизвольно.

Значение константы равновесия находим по формуле

$$K_{Red \rightarrow Ox}^0 = 10^{\frac{nFE^0}{2,3RT}}, \text{ где } n - \text{число электронов, участвующих в реакции,}$$

E^0 - стандартное значение ЭДС.

$$E^0 = \varphi_{Cu^{+2}/Cu}^0 - \varphi_{Pb^{+2}/Pb}^0 = 0,34 - (-0,13) = 0,47 \text{ (В)},$$

$$K_{Red \rightarrow Ox}^0 = 10^{\frac{2 \cdot 96500 \cdot 0,47}{2,38 \cdot 314 \cdot 298}} = 10^{15,9} = 10^{0,9} \cdot 10^{15} = 8,3 \cdot 10^{15} \gg 10^4$$

Столь большое значение константы равновесия говорит о том, что процесс практически протекает полностью.

Ответ: амперметр покажет ток во внешней цепи.

Пример 3. Определите концентрацию ионов Fe^{+3} в растворе, при которой потенциал железного электрода $Fe|Fe^{+3}$ при $25^{\circ}C$ равен потенциалу водородного электрода в растворе с $pH = 2$.

Решение: По условию задачи $\varphi_{Fe^{+3}/Fe} = \varphi_{2H^{+1}/H_2, Pt}$. Находим потенциал водородного электрода при $25^{\circ}C$: $\varphi_{2H^{+1}/H_2, Pt} = -0,059pH = -0,059 \cdot 2 = -0,118 \text{ В}$.

Следовательно, $\varphi_{Fe^{+3}/Fe} = -0,118 \text{ В}$.

По уравнению Нернста $\varphi_{Fe^{+3}/Fe} = \varphi_{Fe^{+3}/Fe}^0 + \frac{0,059}{3} \cdot \lg C_{Fe^{+3}}$. Отсюда выражаем концентрацию ионов железа $-0,118 = -0,04 + \frac{0,059}{3} \cdot \lg C_{Fe^{+3}}$,

$$-0,118 + 0,04 = \frac{0,059}{3} \cdot \lg C_{Fe^{+3}}, \quad -0,078 = 0,0197 \cdot \lg C_{Fe^{+3}}, \quad -3,96 = \lg C_{Fe^{+3}},$$

$$C_{Fe^{+3}} = 10^{-3,96} = 10^{-4} \cdot 10^{0,04} = 1,1 \cdot 10^{-4} \text{ (моль/л)}.$$

Ответ: $C_{Fe^{+3}} = 1,1 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$.

Задания для самостоятельного решения:

1. а) Составьте схемы работающих гальванических элементов, используя предложенные электроды;
- б) Напишите уравнения процессов, протекающих на аноде и катоде в данных элементах, уравнения токообразующих реакций;
- в) Рассчитайте значения электродных потенциалов при заданных условиях;
- г) Рассчитайте значение электродвижущей силы гальванического элемента и энергию Гиббса токообразующей реакции;
- д) Сравните полноту протекания токообразующих реакций в гальванических элементах.

№	Схемы электродов	$C_{\text{катодного}}$ электролита, моль/л	$C_{\text{анодного}}$ электролита, моль/л	T
1	Fe Fe ⁺² , Zn Zn ⁺² , Pt, H ₂ 2H ⁺¹	0,1	0,01	18 °C
2	Ni Ni ⁺² , Cu Cu ⁺² , Pt Fe ⁺³ , Fe ⁺²	0,01	10 ⁻⁴	25 °C
3	Sn Sn ⁺² , Ag Ag ⁺¹ , Pt, O ₂ 2OH ⁻¹	10 ⁻³	10 ⁻⁵	273 K
4	Mg Mg ⁺² , Cr Cr ⁺³ , Fe Fe ⁺²	10 ⁻¹	10 ⁻²	293 K
5	Al Al ⁺³ , Pt, H ₂ 2H ⁺¹ , V V ⁺²	10 ⁻⁶	0,1	298 K
6	Pb Pb ⁺² , Fe Fe ⁺³ , Ag AgCl, Cl ⁻¹	10 ⁻²	0,01	291 K
7	Cr Cr ⁺² , Ag Ag ⁺¹ , Pt Pt ⁺²	0,1	0,001	20 °C
8	Cd Cd ⁺² , Zn Zn ⁺² , Pt, H ₂ 2H ⁺¹	10 ⁻⁴	10 ⁻¹	300 K
9	Al Al ⁺³ , Pb Pb ⁺² , Mn Mn ⁺²	10 ⁻³	10 ⁻⁶	18 °C
10	Cu Cu ⁺² , Pt, Cl ₂ 2Cl ⁻¹ , Co Co ⁺²	0,01	0,1	25 °C
11	Au Au ⁺³ , Sn Sn ⁺² , Zn Zn ⁺²	10 ⁻⁴	10 ⁻²	291 K
12	Mg Mg ⁺² , Cu Cu ⁺² , Ag Ag ⁺¹	10 ⁻⁵	10 ⁻²	310 K

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементорганической химии	Лист 55 из 138

Процессы электролиза

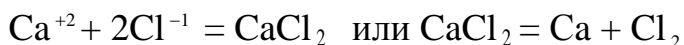
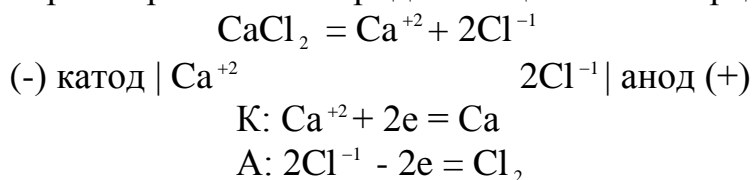
Электролизом называют окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении постоянного электрического тока через расплав или раствор электролита.

Пример 1. Будут ли отличаться по составу продукты электролиза расплава и водного раствора хлорида кальция? Электроды графитовые.

Решение: При электролизе на катоде происходит процесс восстановления вещества за счет электронов из внешней электрической цепи, а на аноде происходит процесс окисления – отдача электронов в цепь.

При прохождении тока через расплав хлорида кальция катионы кальция Ca^{+2} движутся к отрицательно-заряженному электроду (катоде), на котором восстанавливаются. Анионы хлора Cl^{-1} перемещаются к положительно-заряженному электроду (аноду) и, отдавая электроны, окисляются.

Электролиз расплава хлорида кальция можно представить схемой:



б) На ход электролиза из водных растворов большое влияние оказывают растворитель и материал электродов. При выборе наиболее вероятного процесса на аноде и катоде следует исходить из положения, что будет протекать та реакция, для которой требуется наименьшая затрата энергии. Используют следующие правила:

На катоде:

1) катионы металлов со стандартным электродным потенциалом большим, чем $\varphi_{2\text{H}^{+}/\text{H}_2}^0$ почти полностью восстанавливаются и выделяются в виде металла $\text{Me}^{+n} + ne = \text{Me}$;

2) катионы металлов с малой величиной стандартного электродного потенциала (металлы начала ряда Li^{+1} , Na^{+1} , K^{+1} ... до Al^{+3} включительно) не восстанавливаются, в этом случае восстанавливается водород из воды по уравнению $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{+2e} \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$;

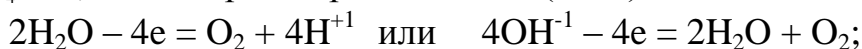
3) катионы металлов, характеризующиеся средними значениями стандартных электродных потенциалов ($\varphi_{\text{Al}^{+3}/\text{Al}}^0 < \varphi_{\text{Me}^{+n}/\text{Me}}^0 < \varphi_{2\text{H}^{+}/\text{H}_2}^0$) восстанавливаются одновременно с молекулами воды.

На аноде:

1) нерастворимые аноды (графитовые, платиновые и т.д.) не претерпевают окисления в ходе электролиза, растворимые – могут окисляться и переходить в раствор в виде ионов;

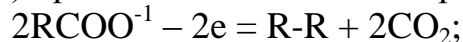
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 56 из 138
--------------------------------	---	---------	---	----------------

2) при электролизе растворов, содержащих в своем составе анионы F^{-1} , SO_4^{-2} , NO_3^{-1} , PO_4^{-3} ..., а также растворов щелочей (OH^{-1}) выделяется кислород;

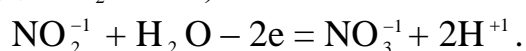


3) при окислении анионов Cl^{-1} , Br^{-1} , I^{-1} выделяются Cl_2 , Br_2 , I_2 ;

4) при окислении анионов органических кислот происходит процесс



5) анионы, содержащие неметалл в промежуточной степени окисления (SO_3^{-2} , NO_2^{-1} и т.п.) сами окисляются на аноде: $SO_3^{-2} + H_2O - 2e = SO_4^{-2} + 2H^{+1}$,

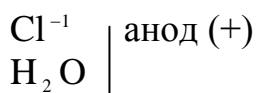


Электролиз водного раствора хлорида кальция можно представить схемой:



$$\varphi_{Ca^{+2}|Ca}^0 = - 2,9 \text{ В}$$

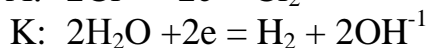
$$\varphi_{2H_2O|H_2, 2OH^{-1}}^0 = - 0,82 \text{ В}$$



$$\varphi_{Cl_2|2Cl^{-1}}^0 = 1,36 \text{ В}$$

$$\varphi_{O_2, 4H^{+1}|2H_2O}^0 = 1,5 \text{ В}$$

На катоде разряжается самый сильный окислитель (с максимальным значением потенциала), на аноде – самый сильный восстановитель (с минимальным значением потенциала): А: $2Cl^{-1} - 2e = Cl_2$



Молекулярное уравнение электролиза: $CaCl_2 + 2H_2O = Cl_2 + H_2 + Ca(OH)_2$.

Ответ: продукты электролиза расплава и водного раствора хлорида кальция различаются.

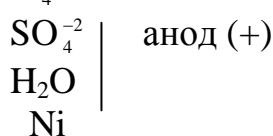
Пример 2. Как изменилась масса анода при электролизе раствора сульфата никеля с электродами из никеля, если через этот электролит пропускали ток в 0,5 А в течение 5 ч?

Решение: Схема электролиза водного раствора сульфата никеля с растворимыми никелевыми электродами:



$$\varphi_{Ni^{+2}|Ni}^0 = - 0,25 \text{ В}$$

$$\varphi_{2H_2O|H_2, 2OH^{-1}}^0 = - 0,82 \text{ В}$$



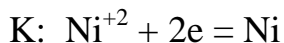
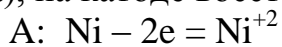
$$\varphi_{S_2O_8^{2-}|2SO_4^{-2}}^0 = 2,05 \text{ В}$$

$$\varphi_{O_2, 4H^{+1}|2H_2O}^0 = 1,23 \text{ В}$$

$$\varphi_{Ni^{+2}|Ni}^0 = - 0,25 \text{ В}$$

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б.Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 57 из 138

Самый вероятный восстановитель на аноде – металлический никель (материал анода), на катоде восстанавливается самый сильный окислитель Ni^{+2} .



Используя закон Фарадея, рассчитываем массу никеля, растворившегося на аноде $m(\text{Ni}) = \frac{M(\text{Ni})\tau}{zF} = \frac{59 \cdot 0,5 \cdot 18000}{2 \cdot 96500} = 2,75 \text{ г.}$

Ответ: масса анода уменьшилась на 2,75 г.

Задания для самостоятельного решения:

Для водного раствора данного электролита:

- напишите уравнения процессов, идущих на электродах при электролизе;
- рассчитайте, сколько и каких веществ выделится на катоде и аноде, если электролиз вести при силе тока I в течение времени (τ , ч);
- будет ли меняться рН в приэлектродном пространстве в процессе электролиза;
- как изменится анодный процесс, если анод заменить на другой анод, выполненный из ...

№	электролит	электроды	I , А	τ , ч	материал анода при замене
1	ZnSO_4	платиновые	2	0,5	цинка
2	MgCl_2	магниевые	1,5	3	графита
3	AgNO_3	графитовые	1	2	серебра
4	NiSO_4	никелевые	3	1,5	графита
5	SnCl_2	платиновые	2,75	6	олова
6	H_2SO_4	графитовые	5	1	цинка
7	$\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$	графитовые	0,1	10	кадмия
8	CuBr_2	золотые	1	3	меди
9	$\text{Co}(\text{NO}_2)_2$	платиновые	0,7	5	железа
10	FeI_3	железные	6	0,9	графита
11	K_2SO_4	графитовые	2	0,5	меди
12	BaCl_2	графитовые	1,3	4	серебра

Коррозия металлов

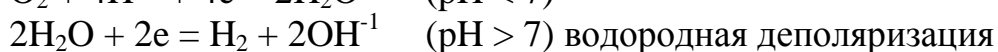
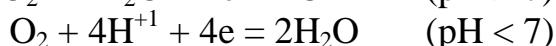
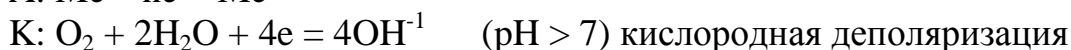
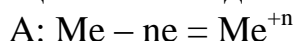
Коррозией называют процесс самопроизвольного окисления металла в результате его физико-химического взаимодействия с окружающей средой ($\Delta G < 0$). По механизму протекания различают:

- химическую коррозию в средах, не проводящих электрический ток (газовая коррозия, коррозия в неэлектролитах);

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементорганической химии	Лист 58 из 138

б) электрохимическую коррозию в средах, имеющих ионную проводимость (коррозия в электролитах, в атмосфере влажного воздуха, в почве).

При электрохимической коррозии разрушение металла происходит в результате работы огромного количества коррозионных микроэлементов. При этом на более активном металле, с меньшим значением потенциала, протекает анодная реакция (окисление), а на участках металла с большим значением потенциала – катодное восстановление окислителя:



Возможность протекания коррозии может быть определена по знаку ЭДС (E) коррозионного элемента: $E = \varphi_{\text{катод}} - \varphi_{\text{анод}}$ или $E = \varphi_{\text{окисл.}} - E_{\text{восстан.}}$. Коррозия возможна, если $E > 0$.

Равновесный потенциал кислородного электрода при 298 К описывается уравнением $\varphi_{O_2|2OH^{-1}} = 1,227 + 0,0147 \lg P_{O_2} - 0,059 \text{ pH}$, а потенциал водородного электрода определяется уравнением $\varphi_{2H^{+1}/H_2} = -0,059 \text{ pH} - 0,0295 \lg P_{H_2}$.

Пример 1. Какие из металлов (Au, Sn, Mn) могут быть окислены кислородом при 298 К, pH = 7 и стандартных состояниях всех веществ?

Решение: Окисление металла возможно при условии $\varphi_{\text{окисл.}} > \varphi_{\text{восст.}}$, т.е. $\varphi_{O_2|2OH^{-1}} > \varphi_{Me^{+n}/Me}$.

Потенциал кислородного электрода при 298 К, $P_{O_2} = 1 \text{ атм}$ и $pH = 7$ равен 0,814 В. $\varphi_{O_2|2OH^{-1}} = 1,227 + 0,0147 \lg 1 - 0,059 \cdot 7 = 0,814 \text{ (В)}$

Стандартные потенциалы металлов равны $\varphi_{Sn^{+2}|Sn}^0 = -0,136 \text{ В}$, $\varphi_{Mn^{+2}|Mn}^0 = -1,18 \text{ В}$ и $\varphi_{Au^{+3}|Au}^0 = 1,5 \text{ В}$. Отсюда следует, что указанное выше условие соблюдается для олова и марганца, которые могут быть окислены кислородом при $pH = 7$.

Ответ: олово и марганец могут быть окислены.

Пример 2. Рассмотрите коррозию изделия из алюминиевой бронзы: а) в дистиллированной воде; б) в сильнощелочной азрированной среде (раствор гидроксида натрия). Предложите протектор для защиты изделия из алюминиевой бронзы от коррозии во влажном воздухе. Приведите уравнения протекающих процессов.

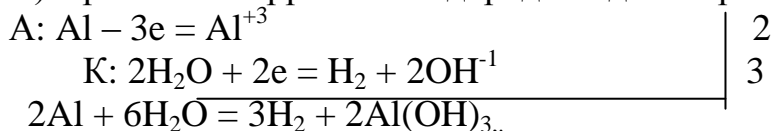
Решение: Алюминиевая бронза – сплав меди с алюминием.

Так как $\varphi_{Cu^{+2}|Cu}^0 = 0,34 \text{ В} > \varphi_{Al^{+3}|Al}^0 = -1,7 \text{ В}$, то зерна меди будут катодными участками, а алюминия – анодными участками. Последние и будут

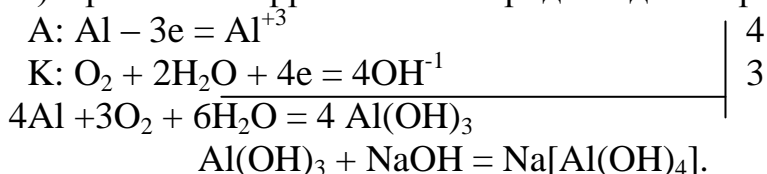
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 59 из 138
--------------------------------	---	---------	---	----------------

подвергаться коррозии. Катодные процессы определяются характером коррозионной среды.

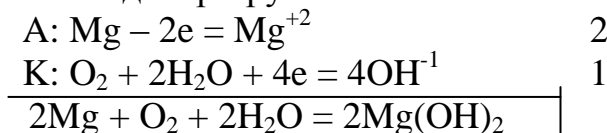
а) Протекает коррозия с водородной деполяризацией:



б) Протекает коррозия с кислородной деполяризацией



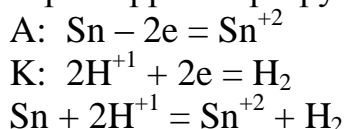
Протектор, согласно принципу его действия, должен иметь потенциал более отрицательный, чем потенциал меди и алюминия, например магний ($\varphi_{\text{Mg}^{+2}|\text{Mg}}^0 = -2,37 \text{ В}$). В образующемся гальваническом элементе он будет выступать в качестве анода и разрушаться.



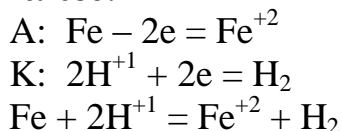
Пример 3. К какому типу покрытий относятся олово на меди и на железе? Какие процессы будут протекать при коррозии указанных пар в кислой среде?

Решение: $\varphi_{\text{Cu}^{+2}|\text{Cu}}^0 = 0,34 \text{ В}$; $\varphi_{\text{Fe}^{+2}|\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}$; $\varphi_{\text{Sn}^{+2}|\text{Sn}}^0 = -0,14 \text{ В}$.

а) Т. к. $\varphi_{\text{Sn}^{+2}|\text{Sn}}^0 = -0,14 \text{ В} < \varphi_{\text{Cu}^{+2}|\text{Cu}}^0 = 0,34 \text{ В}$, значит олово является анодным покрытием на меди. При коррозии разрушается металл покрытия:



б) Т. к. $\varphi_{\text{Sn}^{+2}|\text{Sn}}^0 = -0,14 \text{ В} > E_{\text{Fe}^{+2}|\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}$, значит, олово является катодным покрытием железа. При нарушении целостности покрытия корродировать будет основной металл – железо.



Задания для самостоятельного решения:

1. Коррозия – процесс самопроизвольного разрушения металлов вследствие физико-химического взаимодействия с окружающей средой. Изменение свободной энергии Гиббса в этом случае: а) $\Delta G > 0$; б) $\Delta G = 0$; в) $\Delta G < 0$.

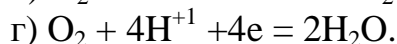
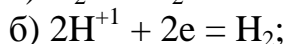
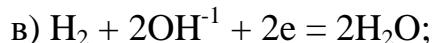
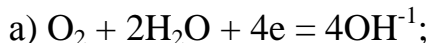
2. Какой из процессов протекает на корродирующем металле:

а) $\text{Me}^{+n} + n\text{e} = \text{Me}$ восстановление;

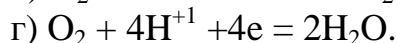
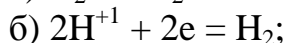
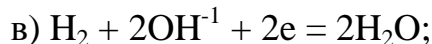
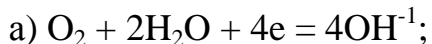
б) $Me - ne = Me^{+n}$ восстановление;

в) $Me - ne = Me^{+n}$ окисление.

3. Какие процессы возможны при коррозии в кислой среде на катодных участках:



4. Какие процессы возможны при коррозии в щелочной среде на катодных участках:



5. Склепаны два металла. Какой из металлов будет подвергаться коррозии:

а) Zn – Fe;

ж) Cu – Cd;

б) Pb – Sn;

з) Ag – Pb;

в) Zn – Ag;

и) Al – Ni;

г) Al – Fe;

к) Fe – Sn;

д) Pd – Mn;

л) Fe – Cd;

е) Fe – Ni;

м) Cr – Ni.

6. Составьте уравнения электродных процессов, происходящих при коррозии вышеуказанных пар металлов:

а) в атмосфере влажного воздуха;

б) в дистиллированной воде;

в) в кислой среде.

7. Приведите примеры катодных и анодных покрытий для

а) меди;

ж) железа;

б) никеля;

з) свинца;

в) цинка;

и) олова;

г) хрома;

к) кадмия;

д) серебра;

л) алюминия;

е) марганца;

м) кобальта.

8. Возможна ли электрохимическая коррозия:

а) Sn в водном растворе при pH = 6 в контакте с воздухом;

б) Zn в дистиллированной воде;

в) Fe в атмосфере влажного воздуха;

г) Cu в деаэрированном растворе при pH = 2;

д) Cd в азрированном растворе при pH = 10;

е) Fe в нейтральной среде pH = 7;

ж) Ni в водном растворе при pH = 1;

з) Pb в морской воде (pH = 8) в контакте с воздухом;

и) Al в деаэрированном растворе при pH = 3;

Приведите уравнения электродных процессов.

Контрольные вопросы

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 61 из 138

1. Что такое окислитель; восстановитель? Приведите примеры типичных окислителей и восстановителей.
2. Какой процесс называется окислением; восстановлением?
3. Как рассчитать ЭДС окислительно-восстановительной реакции?
Каковы критерии самопроизвольного протекания окислительно-восстановительного процесса? Как связана ЭДС с изменением энергии Гиббса?
4. Как рассчитать молярную массу эквивалента вещества, участвующего в окислительно-восстановительном процессе?
5. В чем заключается механизм возникновения электродного потенциала?
6. Привести уравнение Нернста для расчета электродного потенциала. Какие факторы влияют на величину потенциала? Что называют стандартным электродным потенциалом?
7. Какой электрод называют катодом; анодом?
8. Что называют гальваническим элементом? Какой гальванический элемент называют концентрационным? Как вычислить ЭДС гальванического элемента?
9. Что такое электролиз? Указать порядок разрядки ионов на электродах при электролизе.
10. Сформулировать законы Фарадея. Определить понятие электрохимического эквивалента.

Контрольно-измерительные материалы по дисциплине «Химия» представлены экзаменационными вопросами и вариантами тестовых заданий, предусмотренных РПУД в качестве промежуточной аттестации контроля освоения теоретической и лабораторно-практической составляющих дисциплины. Тестовые задания приведены в **приложении 2**. Итоговая аттестация проходит в виде экзамена, согласно учебному плану. Экзаменационные билеты состоят из трех вопросов: теоретического задания и двух расчетных задач.

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**

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 62 из 138

Приложение 2
к Рабочей Программе Учебной Дисциплины



**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ**

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования

**«Дальневосточный федеральный университет»
(ДФУ)**

ИНЖЕНЕРНАЯ ШКОЛА

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

Направление подготовки 26.03.02

**КОРАБЛЕСТРОЕНИЕ, ОКЕАНОТЕХНИКА И СИСТЕМОТЕХНИКА ОБЪЕКТОВ
МОРСКОЙ ИНФРАСТРУКТУРЫ**

Профиль: **Кораблестроение**

Форма подготовки очная

Владивосток 2018

Паспорт ФОС

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
<p style="text-align: center;">ОПК-3</p> <p>способность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и математического (компьютерного) моделирования, теоретического и экспериментального исследования.</p>	Знает	<ul style="list-style-type: none"> *основные закономерности протекания химических реакций; *особенности и свойства основных химических систем; *способы решения расчетных химических задач; *правила работы с литературными источниками; *требования к проведению лабораторного эксперимента и правила безопасной работы в химических лабораториях.
	Умеет	<ul style="list-style-type: none"> *осуществлять выбор оптимальной модели химического процесса с учетом реальной практической ситуации; *находить источники информации, необходимые для подготовки к занятиям и выполнения самостоятельной работы *проводить лабораторный эксперимент по предложенным методикам и делать необходимые расчеты и вычисления; *составлять отчет по проведенным исследованиям и делать необходимые выводы;
	Владеет	<ul style="list-style-type: none"> *навыками решения химических задач *навыками работы с учебной и справочной

		<p>литературой по химии;</p> <p>*навыками изложения теоретического и практического материала в соответствии уровнем подготовки;</p> <p>*навыками обращения с химическими реагентами и проведения определенных химических исследований.</p>
--	--	--

Шкала оценивания уровня сформированности компетенций

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	критерии	показатели	баллы
Код и формулировка компетенции ОПК-3 Способность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы теоретического и экспериментального исследования	Знает	<ul style="list-style-type: none"> Роль и место химии в познании окружающего мира, в современной технологии производства изделий и конструкций; Химию элементов и структуру периодической системы элементов; Свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу материалов и конструкций 	Отлично Полное владение информацией об основных понятиях и законах предметной области исследования; Хорошо Не достаточно уверенное, хотя и сформированное, владение умениями и навыками в данной области Удовлетворительно Неполные представления о	95-100
	Умеет	<ul style="list-style-type: none"> Делать верные выводы и устанавливать причинно-следственную связь в химическом исследовании или в расчетах параметров системы; Применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин и в практической деятельности. 		80-85
	Владеет	<ul style="list-style-type: none"> Информацией о назначении и областях применения основных химических элементов и их соединений; Основными знаниями, 		60-65

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 65 из 138

		полученными в лекционном курсе химии, необходимые для выполнения теоретического и экспериментального исследования, которые в дальнейшем помогут решать на современном уровне вопросы машиностроительных и энергетических технологий.	необходимыми для выполнения теоретического и экспериментального исследования, которые в дальнейшем помогут решать на современном уровне вопросы машиностроительных и энергетических технологий.	структуре периодической системы; о свойствах элементов и их соединений. Не достаточно сформированное владение умениями и навыками в данной области Неудовлетворительно Фрагментарные представления о структуре периодической системы; энергетике и кинетике процессов Неумение применить имеющиеся знания на практике.	Менее 60
--	--	--	---	--	-------------

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 незначительные ошибки, исправленные по требованию, наблюдалась "шероховатость" в изложении материала.

Отметка "Удовлетворительно"

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

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 66 из 138

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.

Тестовые задания

Атомно-молекулярное учение

1. Для газов нормальными условиями считаются:
 - а) 101,3 кПа, 273 К; б) 1 кПа, 0⁰ С; в) 100 Па, 25⁰ С.
2. Значение универсальной газовой постоянной R в международной системе единиц СИ равно:

$$\text{а) } 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} ; \quad \text{б) } 62,36 \frac{\text{л} \cdot \text{мм.рт.ст.}}{\text{моль} \cdot \text{К}} ; \quad \text{в) } 0,082 \frac{\text{л} \cdot \text{атм}}{\text{моль} \cdot \text{К}} .$$

3. Какой из газов занимает наибольший объем при одинаковых условиях, если их массы равны?

$$\text{а) } \text{H}_2, M(\text{H}_2) = 2 \frac{\text{г}}{\text{моль}} ; \quad \text{б) } \text{H}_2\text{S}, M(\text{H}_2\text{S}) = 34 \frac{\text{г}}{\text{моль}} ; \quad \text{в) } \text{SO}_2, M(\text{SO}_2) = 64$$

$$\frac{\text{г}}{\text{моль}} .$$

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 67 из 138

4. Смесь, состоящая из 3 моль O_2 и 7 моль N_2 , при нормальных условиях занимает объем:
а) 224 л; б) 22,4 л; в) 11,2 л.
5. Число молекул, содержащихся в смеси, состоящей из 0,1 моль хлора и 0,9 моль водорода равно
а) $6,23 \cdot 10^{23}$; б) $1,5 \cdot 10^{25}$; в) $2,28 \cdot 10^{24}$.
6. Какие газы с указанной массой занимают равные объемы при одинаковых условиях:
а) 8 г O_2 и 1 г He; б) 17 г NH_3 и 22 г CO_2 ; в) 22 г CO_2 и 8 г O_2 ;
 $M(O_2) = 32 \frac{г}{моль}$; $M(NH_3) = 17 \frac{г}{моль}$; $M(CO_2) = 44 \frac{г}{моль}$; $M(He) = 4 \frac{г}{моль}$.
7. Какова формула газа, если относительная плотность газа по водороду равна 22?
а) CO_2 ; б) O_2 ; в) NH_3 .
8. Какова относительная молекулярная масса газа, если этот газ тяжелее воздуха в 2,2 раз ($M(\text{воздуха}) = 29 \text{ г/моль}$)
а) 63,8; б) 26,1; в) 58.
9. В каком из приведенных соединений массовая доля кислорода составляет 50 % ?
а) SO_2 ; б) CO; в) H_2O_2 .
10. В кристаллогидрате сульфата кальция число атомов кислорода в 1,5 раза больше числа атомов водорода. Формула кристаллогидрата:
а) $CaSO_4 \cdot 2H_2O$; б) $2CaSO_4 \cdot H_2O$; в) $CaSO_4 \cdot H_2O$.

Строение атома. Периодическая система

1. Укажите элемент, которому соответствует электронная формула атома $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^{10}, 4s^2 4p^2$
а) Ge; б) Ca; в) Zn.
2. Укажите полное число электронов в атоме, у которого электронная валентная структура имеет формулу $3d^{10}, 4s^2$.
а) 30; б) 18; в) 20.
3. Для атома с массовым числом 36 а.е.м. и порядковым номером 17 в периодической системе укажите число протонов, нейтронов в ядре и число электронов в электронной оболочке нейтрального атома.
а) 17, 19, 17; б) 19, 17, 17; в) 17, 17, 17.
4. Изотопы, какого элемента имеют в ядре 14 протонов?
а) Si; б) Ni; в) Zn.
5. Сколько неспаренных электронов имеет атом марганца Mn в основном состоянии?
а) 5; б) 7; в) 2.
6. Атом какого элемента в основном состоянии содержит три свободных 4d орбиталей?

а) Zr б) Sc; в) V.

7. Атому, какого элемента, находящемуся в высшем энергетическом состоянии, соответствует электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$?

а) Si; б) P; в) As.

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

а) Na; б) Mg; в) Al.

9. Гидроксид какого элемента: Al, Si, P является более сильной кислотой?

а) P; б) Al; в) Si.

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

а) Li; б) Cu; в) Ag.

Химическая связь

1. Связь, осуществляемая благодаря образованию общих электронных пар, называется:

а) ковалентной; б) ионной; в) водородной.

2. Связь, обусловленная электростатическим притяжением ионов, называется:

а) ионной; б) ковалентной полярной; в) ковалентной неполярной,

3. Ковалентная полярная связь возникает между атомами элементов:

а) Cl и H; б) K и Cl; в) N и H.

4. Ионная связь возникает между атомами элементов:

а) Na и F; б) H и N; в) Na и Na.

5. В образовании координационной связи могут участвовать:

а) BF_3 и F^- ; б) NH_3 и H_2O ; в) NH_3 и Zn.

6. Какие из свободных атомов совершенно лишены способности к химическому взаимодействию:

а) Ne; б) Na; в) H_2 .

7. Энергия химической связи наибольшая в молекуле...

а) H_2O ; б) H_2S ; в) H_2Se .

8. Какая из молекул является неполярной:

а) CO_2 ; б) H_2O ; в) NH_3 .

9. Какая из связей характеризуется наибольшей степенью ионности, если электроотрицательность элементов Cl (3,0); K (0,91); Ge (2,0); P (2,2):

а) K – Cl; б) Ge – Cl; в) P – Cl.

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

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б.Б.14 2018	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 69 из 138

- а) HF; б) HCl; в) HBr.

Химическая термодинамика

1. Тепловой эффект реакции $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{C}(\text{к}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г})$ можно рассчитать используя стандартные энтальпии образования по уравнению:

- а) $\Delta\text{H}^0 = 2\Delta\text{H}^0(\text{Fe}) + 3\Delta\text{H}^0(\text{CO}) - \Delta\text{H}^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) - 3\Delta\text{H}^0(\text{C})$;
 б) $\Delta\text{H}^0 = 2\Delta\text{H}^0(\text{Fe}) + 3\Delta\text{H}^0(\text{CO})$;
 в) $\Delta\text{H}^0 = \Delta\text{H}^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) - 3\Delta\text{H}^0(\text{CO})$.

2. Какая из реакций является более эндотермической?

- а) $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{C}(\text{к}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г}) \quad \Delta\text{H}^0_{\text{х.р.}} = 490,7 \text{ кДж}$;
 б) $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \quad \Delta\text{H}^0_{\text{х.р.}} = 96,6 \text{ кДж}$;
 в) $2\text{FeO}(\text{к}) + \text{C}(\text{к}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) \quad \Delta\text{H}^0_{\text{х.р.}} = 136,1 \text{ кДж}$.

3. Тепловой эффект какой реакции является стандартной энтальпией образования NO_2 ?

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

4. Какая из реакций поставляет живому организму больше энергии?

- а) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{к}) + 12\text{O}_2(\text{г}) = 12\text{CO}_2(\text{г}) + 11\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \quad \Delta\text{H}^0_{\text{х.р.}} = -5648 \text{ кДж}$;
 б) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{к}) + 6\text{O}_2(\text{г}) = 6\text{CO}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \quad \Delta\text{H}^0_{\text{х.р.}} = -2815,8 \text{ кДж}$;
 в) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{к}) = 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж}) + 2\text{CO}_2(\text{г}) \quad \Delta\text{H}^0_{\text{х.р.}} = 30,8 \text{ кДж}$.

5. Определите, какая из реакций протекает самопроизвольно:

- а) $\text{NO}(\text{г}) + 1/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{NO}_2(\text{г}) \quad \Delta\text{G}^0_{\text{х.р.}} = -34,9 \text{ кДж}$;
 б) $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}(\text{г}) \quad \Delta\text{G}^0_{\text{х.р.}} = 173,2 \text{ кДж}$;
 в) $\text{N}_2(\text{г}) + 1/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{N}_2\text{O}(\text{г}) \quad \Delta\text{G}^0_{\text{х.р.}} = 104,1 \text{ кДж}$.

6. Дано термохимическое уравнение реакции в стандартных условиях

$2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO} + 324 \text{ кДж}$. Энтальпия образования оксида меди при этом составляет...

- а) -324 кДж/моль; б) -162 кДж/моль; в) +162 кДж/моль.

7. Количественной мерой неупорядоченности системы является термодинамическая функция...

- а) Энтропия; б) Свободная энергия Гиббса; в) Энтальпия.

8. Не производя вычислений, определите, для какой из реакций энтропия будет иметь наибольшее значение

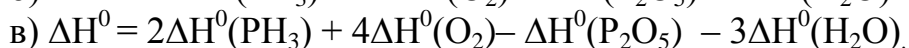
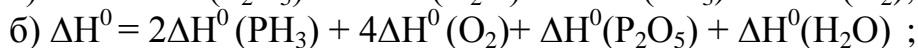
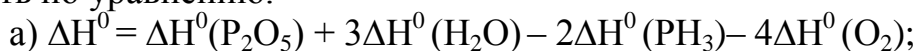
- а) $2\text{NH}_3(\text{г}) = \text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$;
 б) $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$;
 в) $2\text{NH}_3(\text{г}) + 4\text{O}_2(\text{г}) = \text{N}_2\text{O}_5(\text{г}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$.

9. Какие из водородных соединений: $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, $\text{H}_2\text{S}(\text{г})$, $\text{H}_2\text{Se}(\text{г})$, можно получить непосредственно из элементов, если энергия Гиббса образования веществ соответственно равны: -228,8 кДж/моль; -33,02 кДж/моль; 71,13 кДж/моль.

- а) $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, $\text{H}_2\text{S}(\text{г})$; б) $\text{H}_2\text{Se}(\text{г})$, $\text{H}_2\text{S}(\text{г})$; в) $\text{H}_2\text{Se}(\text{г})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 70 из 138

10. Тепловой эффект реакции $2\text{PH}_{3(\text{г})} + 4\text{O}_{2(\text{г})} = \text{P}_2\text{O}_{5(\text{к})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ можно рассчитать по уравнению:



Химическая кинетика и равновесие

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

а) увеличить в 2 раза; б) увеличить в 4 раза; в) увеличить в 8 раз.

2. Как влияет катализатор на скорость прямой и обратной реакции: $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(\text{г})}$

а) не влияет на равновесие;

б) уменьшает скорость обратной реакции;

в) увеличивает скорость прямой реакции.

3. Какое значение имеет температурный коэффициент скорости, если повышение температуры на 50°C увеличивает скорость этой реакции в 1024 раза?

а) 4; б) 3; в) 2.

4. Кинетическое уравнение прямого направления процесса

$\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(\text{г})}$ имеет вид...

$$-\frac{\Delta\text{C}(\text{N}_2)}{\Delta\tau} = k \cdot \text{C}(\text{N}_2) \cdot \text{C}(\text{O}_2)$$

$$-\Delta\text{C}(\text{N}_2)/\Delta\tau = k \cdot \text{C}^2(\text{NO})$$

5. Какое значение имеет энергия активации реакции, если при повышении температуры от 20 до 30°C , скорость ее возрастает в 3 раза?

а) 81 кДж/моль; б) $53,6$ кДж/моль; в) $162,5$ кДж/моль.

6. Что характеризует энергия активации?

а) среднюю энергию переходного состояния; б) энергетический барьер;

в) энергию разрыва химических связей.

7. Константа равновесия реакции $3\text{Fe}_{(\text{к})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})} + 4\text{H}_{2(\text{г})}$, выраженная через равновесные концентрации веществ в системе, имеет вид...

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 71 из 138

8. С ростом температуры значение константы равновесия реакции

$\text{H}_2\text{O}_{(г)} \leftrightarrow \text{H}_{2(г)} + 1/2\text{O}_{2(г)}$ возрастает. Каков знак ΔH^0_{298} прямого направления этой реакции?

$\Delta\text{H}^0_{298} > 0$

$\Delta\text{H}^0_{298} < 0$

по данным задания нельзя определить

9. Равновесная смесь, состоящая при 570°C из FeO и продуктов его распада - железа Fe и магнетит Fe_3O_4 состоит из:

а) трех фаз; б) одной фазы; в) двух фаз.

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

а) в обратном направлении; б) в прямом направлении;

в) установилось равновесие.

Растворы неэлектролитов

1. Какую массу метанола (CH_3OH) должен содержать раствор с концентрацией 0,1 моль/л, если объем раствора составляет 0,5 литра?

а) 1,6 г; б) 32 г; в) 3,2 г.

2. Какую массу этанола ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) должен содержать раствор с концентрацией 1 моль/кг, если масса растворителя составляет 0,25 кг?

а) 11,5 г; б) 46 г; в) 23 г.

3. При растворении 98 г H_2SO_4 в 800 г воды температура повысилась на 22,4 К. Определить энтальпию растворения H_2SO_4 , если удельная теплоемкость составляет 3,76 Дж/(г·К).

а) – 75,6 кДж/моль; б) – 37,8 кДж/моль; в) + 37,8 кДж/моль.

4. Изотоническими называются растворы...

а) с одинаковым осмотическим давлением; б) с одинаковым давлением пара; в) с одинаковой молярной концентрацией.

5. Для повышения температуры кипения раствора следует...

а) увеличить молярную концентрацию; б) понизить внешнее давление; в) разбавить раствор.

6. Чему равно отношение масс формалина (НСОН) и глюкозы ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) в растворах с равными объемами при одинаковой температуре и с одинаковым осмотическим давлением?

а) 1:6; б) 1:1; в) 2:1.

7. Раствор, содержащий 133,5 г AlCl_3 в 500 г воды, закипает при $t = 103,64^\circ\text{C}$. Определить кажущуюся степень диссоциации (α).

а) 0,88; б) 0,95; в) 0,70.

8. В 180 г воды содержится 34,2 г сахарозы ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$). Найти давление насыщенного пара над раствором при 100°C , если $P^0(\text{H}_2\text{O})$ составляет 101,3 кПа.

а) 100,297 кПа; б) 10,13 кПа; в) 90,3 кПа.

9. Водный раствор неэлектролита закипает при температуре 373,52 К. Какова молярная концентрация этого раствора?

- а) 1 моль/кг; б) 0,1 моль/кг; в) 0,01 моль/л.

10. Водный раствор неэлектролита закипает при температуре 101,04 К. Какова молярная концентрация этого раствора?

- а) 2 моль/кг; б) 0,1 моль/кг; в) 0,01 моль/кг.

Растворы электролитов

1. Чему равна концентрация ионов калия в 0,1 М растворе сульфата калия, если степень диссоциации соли равна 0,75?

- а) 0,15 М; б) 1,5 М; в) 0,75 М.

2. Какова концентрация ионов водорода в 0,1 М растворе HCN, если константа диссоциации кислоты равна $7,2 \cdot 10^{-10}$?

- а) $8,5 \cdot 10^{-6}$ М; б) $8,5 \cdot 10^{-5}$ М; в) $8,5 \cdot 10^{-8}$ М.

3. Рассчитать степень диссоциации и константу диссоциации в 0,06 М растворе слабого бинарного электролита, если 0,055 М молекул остались недиссоциированными.

- а) 8,3 %; $4,1 \cdot 10^{-4}$; б) 9 %; $4,9 \cdot 10^{-4}$; в) 92 %; $5,1 \cdot 10^{-2}$.

4. Что такое рН раствора?

- а) $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$; б) $\text{pH} = \lg [\text{H}^+]$; в) $\text{pH} = -\lg [\text{OH}^-]$.

5. Если рН изменится на две единицы, во сколько раз изменится концентрация ионов водорода?

- а) в 10^2 раз; б) в два раза; в) в 0,5 раза.

6. У какого из растворов наибольшее значение рН?

- а) $[\text{OH}^-] = 10^{-4}$ М; б) $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ М; в) $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$ М.

7. Чему равна концентрация ионов водорода, если в растворе $\text{pH} = 10$?

- а) 10^{-10} М; б) 10^{-7} М; в) 10^{-4} М.

8. Чему равен гидроксильный показатель (рОН) в $5 \cdot 10^{-4}$ М растворе H_2SO_4 ?

- а) 11; б) 3; в) 7.

9. Определить степень диссоциации NaOH в 0,01 М растворе, если рН раствора равен 11,97.

- а) 0,93; б) 0,95; в) 0,98.

10. Чему окажется равен рН, если смешать равные объемы 0,005 М раствора гидроксида натрия и 0,01 М раствора азотной кислоты?

- а) 2,6; б) 2,85; в) 9,7.

Ионообменные реакции

1. Закончите уравнение, указав в ответе значение молекулярной массы газообразного продукта реакции: $\text{HNO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$

- а) 44; б) 101; в) 18.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 73 из 138

2. Закончите уравнение, указав в ответе значение молекулярной массы малорастворимого продукта реакции: $\text{AgNO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$
а) 143,5; б) 170; в) 164.
3. Какие пары ионов могут быть использованы при составлении молекулярного уравнения, которому отвечает ионное уравнение
 $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$?
а) Cs^+ и NO_3^- ; б) K^+ и S^{2-} ; в) Ca^{2+} и Cl^- .
4. С каким из веществ вступит в реакцию обмена в водном растворе бромид бария?
а) CuSO_4 ; б) HNO_3 ; в) LiOH .
5. Какие ионы могут одновременно находиться в водном растворе:
а) Fe^{2+} , NO_3^- , SO_4^{2-} , Na^+ , NH_4^+ ; б) Cu^{2+} , Br^- , S^{2-} , Ag^+ , NO_3^- ;
в) Zn^{2+} , Cl^- , Fe^{2+} , Ca^{2+} , OH^- .
6. Какова реакция водного раствора гидрокарбоната натрия?
а) слабощелочная; б) слабокислая; в) нейтральная.
7. Какая из перечисленных солей подвергается полному гидролизу?
а) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; б) AlCl_3 ; в) BaCl_2 .
8. При равных молярных концентрациях, какая соль имеет большую степень гидролиза?
а) FeCl_3 ; б) FeCl_2 ; в) ZnCl_2 .
9. Какое вещество можно добавить, чтобы увеличить степень гидролиза хлорида аммония?
а) Na_2S ; б) NH_4NO_3 ; в) HCl .
10. Приведите значение молекулярной массы соли, образующейся на первой стадии гидролиза Na_2CO_3 .
а) 84; б) 106; в) 40.

Дисперсные и коллоидные системы

- Дисперсными системами являются системы...
а) гетерогенные; б) гомогенные; в) однофазные.
- Дисперсность системы характеризует...
а) меру раздробленности дисперсной фазы; б) количество компонентов в системе; в) природу дисперсионной среды.
- Коллоидные системы относятся к системам...
а) субмикрогетерогенным; б) грубодисперсным;
в) молекулярно-дисперсным.
- Дисперсной фазой называется фаза,...
а) которая распределяется; б) в которой идет распределение другой фазы; в) являющаяся растворимой в дисперсионной среде.
- Агрегативная устойчивость коллоидов определяется ...

а) дисперсностью и наличием стабилизатора в системе; б) только дисперсностью; в) только наличием стабилизатора в системе.

6. Какая техническая жидкость относится к классу эмульсий?

а) смазочно-охлаждающая жидкость; б) бензин; в) дизельное топливо.

7. Какой по знаку несут заряд частицы природного коллоида, имеющего формулу мицеллы $\{[mSiO_2] \cdot nHSiO_3^- \cdot xH^+\} \cdot (n-x)H^+$?

а) отрицательный; б) положительный; в) нулевой.

8. Какое вещество с увеличением концентрации будет уменьшать поверхностное натяжение водного раствора?

а) любое моющее средство; б) сахароза; в) азотная кислота.

9. Какая формула соответствует строению мицеллы золя $AgCl$, стабилизированного хлористым натрием?

а) $\{ [mAgCl] \cdot nCl^- \cdot xNa^+ \} \cdot (n-x)Na^+$;

б) $\{ [mAgCl] \cdot nCl^- \cdot xAg^+ \} \cdot (n-x)Ag^+$;

в) $\{ [mNaCl] \cdot nCl^- \cdot xAg^+ \} \cdot (n-x)Na^+$.

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

а) Al^{3+} ; б) SO_4^{2-} ; в) PO_4^{3-} .

Окислительно-восстановительные процессы

1. Укажите, какая из предложенных частиц: NH_3 , I_2 , F_2 проявляет свойства только окислителя.

а) F_2 ; б) NH_3 ; в) I_2 .

2. Определите, к какому типу окислительно-восстановительных процессов относится реакция: $2FeCl_3 + H_2S = 2FeCl_2 + S + 2HCl$.

а) реакция межмолекулярного окисления-восстановления;

б) реакция диспропорционирования;

в) реакция внутримолекулярного окисления-восстановления.

3. Укажите, какая из предложенных частиц: I^- , MnO_4^- , ClO^- проявляет только свойства восстановителя.

а) I^- ; б) MnO_4^- ; в) ClO^- .

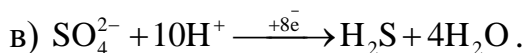
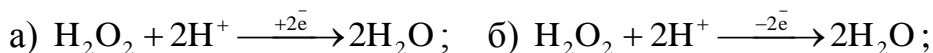
4. Определите, атомы какого элемента подвергаются окислительно-восстановительному диспропорционированию в реакции: $Cl_2 + 2KOH = KOCl + KCl + H_2O$.

а) Cl ; б) O ; в) K .

5. До каких продуктов может быть окислена вода?

а) до O_2 и H^+ ; б) до OH^- и H^+ ; в) до OH^- и H_2 .

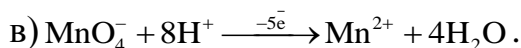
6. Укажите, какая ионно-электронная схема процесса восстановления будет справедлива для самопроизвольно протекающей реакции:
 $\text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$.



7. Количественным критерием самопроизвольного протекания любого окислительно-восстановительного процесса является...

а) отрицательное значение изменения изобарно-изотермического потенциала системы ($\Delta G < 0$); б) положительное значение $\Delta G > 0$; в) $\Delta G = 0$.

8. Укажите, какая ионно-электронная схема процесса окисления будет справедлива для самопроизвольно протекающей реакции:



9. Редокс-потенциал (φ , В) любой окислительно-восстановительной системы в стандартных условиях можно рассчитать по уравнению Нернста, которое имеет вид ...

а) $\varphi_{\text{ox/red}} = \varphi_{\text{ox/red}}^0 + 0,059/n \cdot \lg([\text{ox}]/[\text{red}])$; б) $\varphi_{\text{ox/red}} = \varphi_{\text{ox/red}}^0 + 0,059/n \cdot \lg([\text{red}]/[\text{ox}])$;

в) $\varphi_{\text{ox/red}} = \varphi_{\text{ox/red}}^0 + \lg([\text{ox}]/[\text{red}])$.

10. Для какой системы с данным значением стандартного потенциала: $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ ($\varphi^0 = +0,77$ В), $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$ ($\varphi^0 = +0,15$ В), $\text{Co}^{3+}/\text{Co}^{2+}$ ($\varphi^0 = +1,81$ В), бром $\text{Br}_2/2\text{Br}^-$ ($\varphi^0 = +1,07$ В) не является окислителем?

а) $\text{Co}^{3+}/\text{Co}^{2+}$; б) $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$; в) $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$.

Электрохимические процессы

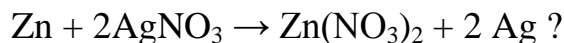
1. Гальваническим элементом называется устройство, в котором...

а) происходит преобразование химической энергии окислительно-восстановительного процесса в электрическую энергию; б) происходит преобразование тепловой энергии в механическую работу; в) происходит преобразование химической энергии окислительно-восстановительного процесса в тепловую энергию.

2. Каким типом проводимости должен обладать материал электрода в гальваническом элементе и при электролизере?

а) электронной проводимостью; б) дырочной проводимостью; в) ионной проводимостью.

3. Какая схема будет соответствовать гальваническому элементу, в основе работы которого лежит токообразующая реакция



- а) (-) Zn | Zn(NO₃)₂ || AgNO₃ | Ag (+);
 б) (+) Zn | Zn(NO₃)₂ || AgNO₃ | Ag (-);
 в) (-) Zn | AgNO₃ || Zn(NO₃)₂ | Ag (+).

4. Чем является платина в гальваническом элементе



а) токопроводящим материалом; б) окислителем; в) восстановителем.

5. Уравнение Нернста для стандартных расчетов потенциала электрода имеет вид:

$$\text{а) } \varphi_{\text{OX/RED}} = \varphi^0_{\text{OX/RED}} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{OX}]}{[\text{RED}]}; \quad \text{б) } \varphi_{\text{OX/RED}} = \varphi^0_{\text{OX/RED}} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{RED}]}{[\text{OX}]};$$

$$\text{в) } \varphi_{\text{OX/RED}} = \varphi^0_{\text{OX/RED}} + \frac{RT}{n} \lg \frac{[\text{OX}]}{[\text{RED}]}.$$

6. Электродвижущая сила гальванического элемента определяется...

- а) максимальной разностью потенциалов катода и анода;
 б) максимальной разностью потенциалов анода и катода;
 в) минимальной разностью потенциалов электродов.

7. Изменение стандартного изобарно-изотермического потенциала (ΔG^0_{298}) системы связано со стандартным значением электродвижущей силы (E^0) гальванической цепи соотношением:

$$\text{а) } \Delta G^0_{298} = -nFE^0; \quad \text{б) } \Delta G^0_{298} = -RT \lg K_p; \quad \text{в) } \Delta G^0_{298} = \Delta H - T\Delta S.$$

8. Какой процесс протекает на аноде в гальваническом элементе



- а) $\text{Ni} \xrightarrow{-2e^-} \text{Ni}^{2+}$; б) $\text{H}_2 \xrightarrow{-2e^-} 2\text{H}^+$; в) $\text{Pt} \xrightarrow{-2e^-} \text{Pt}^{2+}$.

9. Какое значение имеет стандартная электродвижущая сила (E^0) в гальваническом элементе Ni | Ni²⁺ (1M) || H⁺ (1M) | H₂, Pt, если: $\varphi^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,24 \text{ В}$; $\varphi^0(2\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ В}$?

- а) + 0,24 В; б) + 1,43 В; в) - 0,24 В.

10. Электролизом называется:

а) Как называется совокупность окислительно-восстановительных процессов на электродах при прохождении электрического тока от внешнего источника через раствор или расплав электролитов?

б) процессы окисления и восстановления в растворах электролитов;

в) преобразование энергии окислительно-восстановительных процессов в электрическую энергию.

11. Правило катодного восстановления при электролизе формулируется следующим образом...

а) в первую очередь на катоде восстанавливается система с максимальным значением потенциала;

б) в первую очередь на катоде восстанавливается система с минимальным значением потенциал;

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементорганической химии
			Лист 77 из 138

в) в первую очередь на катоде окисляется система с наибольшим значением потенциала.

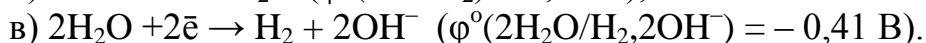
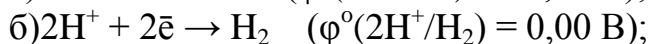
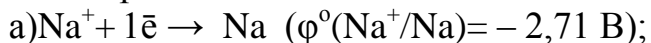
12. Правило анодного окисления при электролизе формулируется следующим образом...

а) в первую очередь на аноде окисляется система с наименьшим значением потенциала;

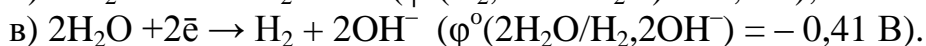
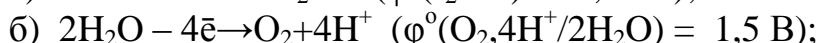
б) в первую очередь на аноде восстанавливается система с максимальным значением потенциал;

в) в первую очередь на аноде окисляется система с наибольшим значением потенциала.

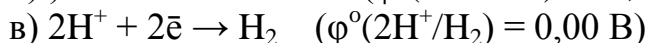
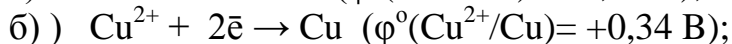
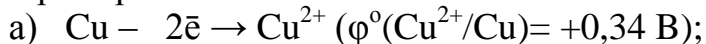
13. При электролизе водного раствора сульфата натрия на катоде протекает процесс...



14. При электролизе водного раствора соли KI на аноде протекает процесс...



15. Какой процесс протекает на медном аноде при электролизе водного раствора серной кислоты...



16. Чем определяется ЭДС гальванического элемента



а) разностью стандартных потенциалов катода и анода ;

б) суммой потенциалов катода и анода;

в) разностью потенциалов анода и катода.

17. Какова теоретическая последовательность осаждения металлов находящихся в растворе в виде ионов: Na⁺, K⁺, Al³⁺, Fe³⁺, Cd²⁺, Au³⁺, Ag⁺, Cu²⁺, если концентрация каждого иона равна 1 М, а потенциал катода 3 В.

а) Au³⁺, Ag⁺, Fe³⁺, Cu²⁺, Cd²⁺, остальные осаждаются не будут;

б) Cd²⁺, Cu²⁺, Fe³⁺, Ag⁺, Au³⁺, далее процесс электролиза воды;

в) Na⁺, K⁺, Al³⁺, Fe³⁺, Cd²⁺.

18. В каком случае выделяется больше серебра: при электролизе расплава или водного раствора AgNO₃ (время электролиза и сила тока одинаковы):

а) одинаковое количество; б) в случае электролиза расплава;

в) в случае электролиза водного раствора.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 78 из 138

19. Какой металл серебро, медь или висмут, находящийся в растворе своей соли в стандартных условиях, приобретает больший положительный заряд ($\varphi^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 \text{ В}$, $\varphi^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,8 \text{ В}$, $\varphi^0_{\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}} = +0,23 \text{ В}$):

а) серебро; б) медь; в) висмут.

20. Почему суммарные окислительно-восстановительные реакции электролиза протекают в направлении увеличения энергии Гиббса:

а) процесс является принудительным;

б) процесс является самопроизвольным;

в) система находится в состоянии равновесия .

Коррозия

1. Укажите тип коррозионного процесса бронзовых деталей (сплав медь-олово) во влажной атмосфере...

а) электрохимическая; б) химическая; в) биохимическая.

2. Какой вид коррозии стали вызывает горение жидкого топлива, содержащего примеси серы?

а) химическую; б) электрохимическую; в) биохимическую.

3. Почему активный металл Al не корродирует на воздухе? Назовите другие металлы с аналогичными свойствами.

а) из-за гидроксидной пленки на поверхности; Zn, Mg, Cr, Ti;

б) из-за низкого потенциала; Mg, Cr, K;

в) из-за пассивации металла; Zn, Cr, Fe.

4. Какое значение pH должна иметь среда при эксплуатации латуни (сплав цинк-медь)? В чем причина?

а) pH=7, т.к. образуется на поверхности гидроксид цинка, устойчивый в нейтральной среде;

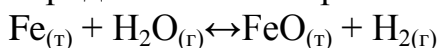
б) pH>7; образуется гидроксид цинка, устойчивый в щелочной среде;

в) pH<7; образуется гидроксид цинка, устойчивый в кислой среде.

5. Термодинамическим условием возможности протекания коррозии является:

а) $\Delta G < 0$; б) $\Delta G = 0$; в) $\Delta G > 0$.

6. Определите термодинамическую возможность газовой коррозии изделия из углеродистой стали при 900 °С, протекающей по реакции:



а) не протекает, т.к. $\Delta G^0_{\text{x.p.}} = 9,4 \text{ кДж/моль}$

б) протекает, т.к. $\Delta G^0_{\text{x.p.}} = -9,4 \text{ кДж/моль}$;

в) протекает, т.к. $\Delta G^0_{\text{x.p.}} = -15,7 \text{ кДж/моль}$;

г) не протекает, т.к. $\Delta G^0_{\text{x.p.}} = -9,4 \text{ кДж/моль}$.

7. Какую газовую атмосферу наиболее целесообразно выбрать для обработки титанового изделия при 800 градусов Цельсия? Ответ подтвердите расчетом $\Delta G_{x.p.}^0$.

- а) аргон; $\Delta G_{x.p.}^0 = 0$ кДж/моль; б) кислород; $\Delta G_{x.p.}^0 = - 882,8$ кДж/моль;
в) азот; $\Delta G_{x.p.}^0 = - 229,5$ кДж/моль;

8. При коррозии сплава, содержащего свинец и олово, на влажном воздухе при рН=2 будет протекать катодная реакция...

- а) $O_2 + 4H^+ + 4e \rightarrow 2H_2O$; б) $2H^+ + 2e \rightarrow H_2$; в) $O_2 + 2H_2O + 4e \rightarrow 4OH^-$.

9. Какой металл будет разрушаться при нарушении целостности свинцового покрытия на железе во влажном воздухе при рН=7, если $\varphi^0(Sn^{2+}/Sn) = - 0,14$ В; $\varphi^0(Fe^{2+}/Fe) = - 0,44$ В;)?

- а) $Fe^0 - 2e \rightarrow Fe^{2+}$; б) $Sn^{2+} + 2e \rightarrow Sn^0$; в) $Sn^0 - 2e \rightarrow Sn^{2+}$.

10. С каким из металлов конструкционный контакт стальной детали является наиболее опасным, если $\varphi^0(Fe^{2+}/Fe) = - 0,44$ В; $\varphi^0(Sn^{2+}/Sn) = - 0,14$, В; $\varphi^0(Ag^+/Ag) = 0,80$, В; $\varphi^0(Zn^{2+}/Zn) = - 0,76$, В ?

- а) с серебром; б) с цинком; в) с оловом.

11. Укажите металлы, которые могут корродировать с выделением водорода в растворах при рН=2...

- а) цинк; б) медь; в) серебро.

12. Какие продукты коррозии образуются при нарушении никелевого покрытия на стали во влажном воздухе, если $\varphi^0(Fe^{2+}/Fe) = - 0,44$ В; $\varphi^0(Ni^{2+}/Ni) = - 0,25$, В ?

- а) $Fe(OH)_2$; б) $Ni(OH)_2$; в) $Fe(OH)_3$.

13. Какое железо корродирует в кислой почве быстрее – находящееся в контакте с оловом или медью, если $\varphi^0_{Fe^{2+}/Fe} = - 0,44$, В; $\varphi^0_{Sn^{2+}/Sn^0} = - 0,12$, В; $\varphi^0_{Cu^{2+}/Cu} = + 0,34$, В?

- а) с медью; б) с оловом; в) не корродирует.

14. При нарушении оловянного покрытия на стальном изделии в морской воде (рН=8) на катоде протекает реакция...

- а) $O_2 + 2H_2O + 4e \rightarrow 4OH^-$; б) $O_2 + 4H^+ + 4e \rightarrow 2H_2O$; в) $2H^+ + 2e \rightarrow H_2$.

15. Присадки какого металла не вызывают коррозии алюминия в нейтральной среде? Ответы подтвердите схемой возникающего гальванического элемента ($\varphi^0_{Al^{3+}/Al} = - 1,67$, В; $\varphi^0_{Mg^{2+}/Mg} = - 2,17$, В; $\varphi^0_{Cu^{2+}/Cu} = + 0,34$, В; $\varphi^0_{Zn^{2+}/Zn} = - 0,76$, В).

- а) магния; $Mg | Mg(OH)_2, O_2, H_2O | Al$;
б) меди; $Al | Al(OH)_3, O_2, H_2O | Cu$;
в) цинка; $Al | Al(OH)_3, O_2, H_2O | Zn$.

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

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 80 из 138

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

а) цинк и магний; б) олово; в) медь.

17. Для защиты медных изделий от коррозии во влажном воздухе в качестве катодного покрытия используется металл... ($\varphi^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34, В;$ $\varphi^0_{Ni^{n+}/Ni} = -0,25, В;$ $\varphi^0_{Ag^{n+}/Ag} = 0,80, В;$ $\varphi^0_{Cr^{3+}/Cr} = -0,71, В)$:

а) серебро; б) хром; в) никель.

18. Для защиты стальных изделий в качестве анодного покрытия используются металлы... ($\varphi^0_{Cr^{3+}/Cr} = -0,71, В;$ $\varphi^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34, В;$ $\varphi^0_{Zn^{n+}/Zn} = -0,76, В;$ $\varphi^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44, В)$

а) хром и цинк; б) медь и цинк; в) хром и медь.

19. Какой метод защиты от коррозии в морской воде стального корпуса плавучего крана при $pH \approx 7$ используется на причалах ($\varphi^0(Zn^{2+}/Zn) = -0,76, В;$ $\varphi^0(Fe^{2+}/Fe) = -0,44 В)$...

а) протекторная защита; Zn – протектор; б) покрытие из цинка;
в) катодная защита.

С учебными материалами учебно-методического комплекса дисциплины, с рабочей учебной программой и индивидуальными домашними заданиями можно ознакомиться на сайте: nacl.ucoz.ru

Приводятся типовые оценочные средства для текущей аттестации и критерии оценки к ним (по каждому виду оценочных средств) в соответствии с Положением о фондах оценочных средств образовательных программ высшего образования – программ бакалавриата, специалитета, магистратуры ДВФУ, утвержденным приказом ректора от 12.05.2015 №12-13-850.

Оценочные средства для промежуточной аттестации Перечень типовых экзаменационных вопросов

1. Характеристика свойств элемента и его соединений по электронной формуле и по положению в периодической системе элементов.
2. Строение и свойства молекул по типу химических связей.
3. Состав и природа сил взаимодействия частиц на каждом уровне организации вещества. Взаимосвязь между свойствами образующихся структур и характером сил взаимодействия внутри этих структур.
4. Закономерности протекания химических процессов. Термохимические законы и расчеты. Термодинамические функции состояния системы.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементорганической химии
			Лист 81 из 138

5. Условия самопроизвольного протекания процесса. Уравнение энергетического баланса системы. Термодинамика фазовых переходов.
6. Кинетика и механизмы химических реакций. Скорость химической реакции. Влияние различных факторов на скорость. Закон действующих масс.
7. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Катализ.
8. Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Термодинамический и кинетический подход. Смещение равновесия. Принцип Ле-Шателье.
9. Общие свойства растворов. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Растворы сильных электролитов.
10. Количественные характеристики растворов слабых электролитов. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Условие образования осадка, произведение растворимости плохо растворимых соединений.
11. Обменные реакции в растворах, гидролиз, количественные характеристики гидролиза.
12. Поверхностные явления. Адсорбция на различных межфазных границах. Дисперсные системы. Коллоидное состояние вещества. Поверхностный слой и поверхностные явления. Электрокинетические и оптические явления. Устойчивость и коагуляция дисперсных систем.
13. Окислительно-восстановительные реакции. Направление реакций.
14. Электрохимические системы и процессы. Классификация электрохимических процессов. Электрохимические энергоустановки.
15. Электролиз. Электрохимическая коррозия. Методы защиты.
16. Характеристика свойств s-, p-, d-, f- элементов и их соединений: комплексообразующих, кислотно-основных, окислительно-восстановительных.
17. Общая химическая характеристика металлических конструкционных материалов. Физико-химические методы исследования металлических сплавов.
18. Общая химическая характеристика полимерных конструкционных материалов.

Экзаменационные билеты состоят из трех вопросов:

теоретический «**Дальневосточный федеральный университет**»

Школа: *Инженерная.*

ОП: 26.03.02

Дисциплина: *Химия.*

Форма обучения: *очная.*

Семестр: *осенний*, 20 -20 учебного года

Реализующая кафедра: *Общей, неорганической и элементорганической химии.*

Экзаменационный билет №

1. Характеристика свойств элемента и его соединений по электронной формуле и по положению в периодической системе элементов.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106)	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии
			Лист 82 из 138

2. Найдите константу равновесия системы, в которой протекает процесс:
 $2\text{Fe}^{3+} + \text{Sn}^{2+} \leftrightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{Sn}^{4+}$, если известно:
 $\varphi^0(\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}) = +0,77\text{В}$; $\varphi^0(\text{Sn}^{4+}, \text{Sn}^{2+}) = +0,15\text{В}$. Приведите процессы окисления,
восстановления.

3. Определите изменение внутренней энергии системы при испарении 250 г.
воды при 290К, допуская, что пары воды подчиняются законам идеальных газов.
Удельная теплота парообразования воды при этой температуре составляет
2451 Дж/г.

Зав. кафедрой _____.

кого задания и двух расчетных задач.

Образец экзаменационного билета

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 83 из 138

Приложение 3
к Рабочей Программе Учебной Дисциплины



**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ**

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования

**«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)**

ИНЖЕНЕРНАЯ ШКОЛА

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

по дисциплине «ХИМИЯ»

Направление подготовки 26.03.02

**КОРАБЛЕСТРОЕНИЕ, ОКЕАНОТЕХНИКА И СИСТЕМОТЕХНИКА ОБЪЕКТОВ
МОРСКОЙ ИНФРАСТРУКТУРЫ**

Профиль: **Кораблестроение**

**Владивосток
2018**

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 84 из 138

Рекомендации по планированию и организации времени, отведенного на изучение дисциплины

Для понимания материала и качественного его усвоения рекомендуется последовательность действий:

1. После лекции, при подготовке к занятиям следующего дня, необходимо осмыслить содержание прослушанной лекции (10-15 минут).
2. При подготовке к лекции, необходимо просмотреть предшествующую лекцию (10-15 минут).
3. В течение недели выбрать время для работы с литературой в библиотеке, выполнения индивидуального домашнего задания и оформления отчета по лабораторной работе (3 – 5 часов)
4. При подготовке к лабораторным занятиям, необходимо ознакомиться с теорией по данной теме (0,5 – 1 час).

Рекомендации по работе с литературой

Теоретический материал курса лучше усваивается, если дополнительно к прослушиванию лекции, используется рекомендуемая литература. Легче освоить курс, придерживаясь одного из основных учебных пособий в сочетании с конспектом лекций. Рекомендуется добиться состояния понимания изучаемой темы. С этой целью следует выполнить несколько заданий на данную тему.

Лабораторные работы

(18 часов, в том числе 18 часов с использованием методов активного обучения)

Лабораторная работа №1

Классы неорганических соединений

Студент: фамилия , и. о.

группа

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.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 85 из 138

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

Контрольные вопросы и задания:

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

Экспериментальная часть

Оксиды. Получение и свойства.

Опыт №1. Получение оксида серы (IV).

Поместите небольшое количество порошка серы в ложку для сжигания, нагрейте в пламени спиртовки до воспламенения, внесите в

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 86 из 138

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 солей. Свойства карбонатов.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 87 из 138

К насыщенному раствору карбоната натрия прибавьте раствор соляной кислоты. Определите, какой газ выделяется. Приведите уравнение реакции.

Лабораторная работа №2

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.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 88 из 138

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).

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 89 из 138

Расчёты и обсуждение результатов

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

Первый способ:

1. Применяя уравнение состояния идеального газа Клапейрона-Менделеева и, введя поправку на парциальное давление водяного пара ($P - h$), вычислите массу водорода в измеренном вами объёме.

Значения универсальной газовой постоянной $R = 8,314 \cdot 10^{-3} \text{ кДж/моль} \cdot \text{К}$
 $= 0,082 \text{ (атм} \cdot \text{л)/(моль} \cdot \text{К)} = 62,36 \text{ (мм.рт.ст.} \cdot \text{л)/(моль} \cdot \text{К)} = 1,986 \text{ кал/(моль} \cdot \text{К)}$.

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

, где $M(1/z H_2) = 1 \text{ г/моль}$.

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

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

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

$\delta = \frac{|M_{\text{теор}} - M_{\text{эксп}}|}{M_{\text{теор}}} \cdot 100\%$.

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

Второй способ:

1. Используя уравнение объединенного газового закона, приведите объем выделившегося водорода к н.у. ($V_0(H_2)$).

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементорганической химии	Лист 91 из 138

Закон эквивалентов и его математическое выражение

Расчеты и обсуждение результатов

Исследуемая реакция в молекулярном виде

Уравнение электронного баланса:

окисление _____

восстановление

Фактор эквивалентности металла: $f_{\text{Э}} = 1/z$

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 92 из 138

Теоретическое значение молярной массы эквивалента металла:

$$M_3 (1/z \text{ Me})_{\text{теор}} = f_{\text{Э}} \cdot A(\text{Me})$$

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	$M_3 (1/z \text{ H}_2)$	г/моль	
Молярный объем эквивалента водорода	$V_3 (1/z \text{ H}_2)$	мл/моль	
Масса водорода	$m(\text{H}_2)$	г	
Экспериментальное значение молярной массы эквивалента металла	$M_3 (1/z \text{ Me})$	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	$M_3 (1/z \text{ Me})_{\text{теор}}$	г/моль	
Относительная ошибка	Δ	%	

Выводы:

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 93 из 138

Лабораторная работа №3

Определение теплового эффекта химической реакции

Цель работы: используя следствие из закона Гесса, рассчитать изменения энтальпии, энтропии и свободной энергии системы; экспериментально определить тепловой эффект реакции нейтрализации; рассчитать ошибку эксперимента.

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

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 94 из 138

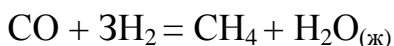
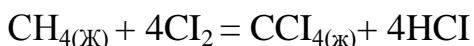
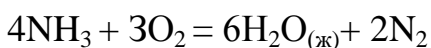
термодинамические критерии возможности самопроизвольного протекания процесса и состояния равновесия.

Контрольные вопросы и задания

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

2. Вычислите тепловой эффект реакции $\text{NaN}_{(к)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)} = \text{NaOH}_{(р)} + \text{H}_2(\text{г})$ по стандартным энтальпиям образования веществ, участвующих в реакции, если $\Delta H_{298}^{\circ}(\text{NaN}_{(к)}) = -56,94$ кДж/моль, $\Delta H_{298}^{\circ}(\text{NaOH}_{(р)}) = -469,47$ кДж/моль, $\Delta H_{298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_{(ж)}) = -285,84$ 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 $\Delta G_{298}^{\circ}(\text{NH}_4\text{NO}_2) = 115,94$ кДж/моль, $\Delta G_{298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) = -228,8$ 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	6 5	75	70	70	7 5	5
Объем щелочи,	60	6	60	70	65	7	6

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 95 из 138

мл		5				5	5
----	--	---	--	--	--	---	---

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.

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) $4,2 \text{ Дж/г}\cdot\text{К}$; 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, %:

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

8. Сделайте выводы по работе, обсудите источники погрешностей.

Студент: фамилия, и.,о.

группа

Отчет к лабораторной работе

Определение теплового эффекта реакции нейтрализации

Цель работы: используя следствие из закона Гесса, рассчитать изменения энтальпии, энтропии и свободной энергии системы;

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементорганической химии	Лист 96 из 138

экспериментально определить тепловой эффект реакции нейтрализации;
рассчитать ошибку эксперимента.

Краткие теоретические основы работы

Тепловым эффектом химической реакции называется

Обозначение: _____ единицы измерения _____

Закон Гесса

$\Delta H^0_{обр.298}$

Следствие из закона Гесса:

Химическая реакция возможна, если для нее $\Delta G_{х.р.} < 0$

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 97 из 138

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

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

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

$\Delta S_{x.p.}$ - _____ 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 справочные значения из табл.1

ΔH^0

x.p. _____

$\Delta S^0_{x.p.}$

$\Delta G^0_{x.p.}$

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 98 из 138

Стандартные термодинамические величины

Вещество	$\Delta H^0_{обр.}$, кДж/моль	$S^0_{обр.}$, 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

Выводы по теоретическим расчетам:

Экспериментальная часть

Таблица 3

Результаты экспериментов и расчетов

Измеренные и расчетные величины	Обозначен ие	Единица измерения	Знач ение
Объем кислоты; масса кислоты			
Объем щелочи; масса щелочи			
Концентрация кислоты			
Концентрация щелочи			
Начальная температура			

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 99 из 138

Конечная температура			
Удельная теплоемкость воды			
Количество образовавшейся воды			
Тепловой эффект (опытн.)*			
Изменение энтальпии (опытн)**			
Изменение энтальпии (расчетн)			

1) Количество теплоты ($Q_{\text{эксп}}$), которое выделяется при реакции, рассчитывается по уравнению:

$$Q_{\text{эксп}} = (m_1 + m_2) \cdot C^{\text{уд}} \cdot \Delta T + W \cdot \Delta T,$$

где: m_1 и m_2 – массы кислоты и щелочи ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$); $C^{\text{уд}}$ – удельная теплоемкость разбавленного водного раствора (воды) $4,2 \text{ Дж/(г}\cdot\text{К)}$; ΔT – изменение температуры, W – постоянная калориметра ($140,6 \text{ Дж/К}$).

2) Экспериментальное изменение энтальпии:

кДж/моль , где $Q_{\text{эксп}}$ – тепловой эффект (опытный); ν – количество образовавшейся воды.

Вычисление относительной погрешности (δ) опыта, %:

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

Погрешность опыта _____

Вывод:

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 100 из 138

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;

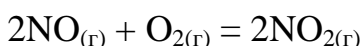
Контрольные вопросы и задания

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?

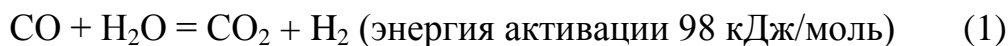
4. Сформулировать и записать закон действующих масс для реакции:



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

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 101 из 138

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:



Рассмотрите применимость закона действующих масс для данной реакции в ионно-молекулярном виде. Изобразите графически вид зависимости скорости реакции при увеличении концентрации тиосульфата натрия, условно обозначив ее как 1С, 2С, 3С (при $C_{\text{H}^+} = \text{const}$). Обсудите также вид зависимости скорости реакции от концентрации серной кислоты и Изобразите графически вид зависимости скорости реакции от концентрации

серной кислоты, если

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 появления голубого окрашивания раствора

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 102 из 138

вследствие образования микрокристаллов 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 три пробирки налейте по 1 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и в каждую добавьте по 2 мл воды. В три конические пробирки налейте по 1 мл раствора H_2SO_4 . В большой стакан налейте горячую воду (водяная баня), поставьте в водяную баню одну пробирку с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и одну пробирку с раствором H_2SO_4 . Дайте растворам в пробирках прогреться в течение 1,5 мин, измерьте точно температуру водяной бани, запишите ее в таблицу. Далее не вытаскивая пробирку с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, берете прогретую пробирку с раствором H_2SO_4 и вливаете кислоту в пробирку с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. При сливании растворов включаете секундомер и замеряете время появления голубого окрашивания раствора. Затем, разбавляя горячую воду в водяной бане холодной водой понижаете температуру на 10 градусов. Помещаете в баню следующую пару пробирок (с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и с раствором H_2SO_4), прогреваете и проводите те же действия, что и в первом случае. Третью пару пробирок помещаете в водяную баню после понижения температуры (разбавлением холодной водой) еще на 10 градусов, прогреваете и проводите те же действия. 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.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 103 из 138

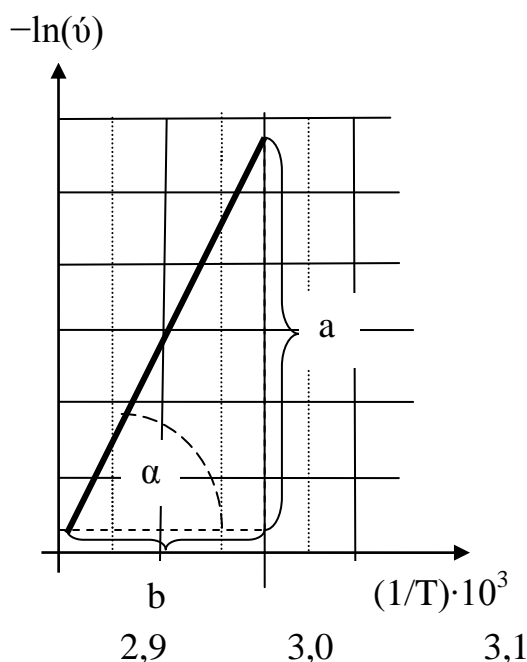


Рис. 1. Экспериментальная графическая зависимость $\ln(v) = f(1/T)$

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

$$\gamma_1 = v_3 / v_2, \quad \gamma_2 = v_2 / v_1, \quad \gamma_{\text{сред}} = (\gamma_1 + \gamma_2) / 2.$$

Для графического расчета энергии активации постройте зависимость $\ln v = f(1/T)$ и по тангенсу угла наклона прямой определите энергию активации данной реакции. Щеголихина Н.А., Минаевская Л.В., Ткачева М.В.

Пример
экспериментального определения

энергии активации:

1) во всех системах исследовался раствор тиосульфата натрия с концентрацией равной 1С; 2) 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 10⁰С;

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

№ системы	Температура		$(1/T) \cdot 10^3$	Время (τ, с) появления голубого окрашивания	Относительная скорость $v = 1/\tau, \text{ с}^{-1}$	$-\ln(v)$
	t, ⁰ С	T, К				
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	10,11	2,45

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

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

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 104 из 138

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

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: $\operatorname{tg} \alpha = a/b$, где a и b определяются по координатным осям.

В данном примере:

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

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

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

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

Энергия активации будет равна: $E_A = 7,05 \cdot 10^3 \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} = 58,58$ кДж/моль.

Студент: фамилия, и.,о.

группа

Отчет к лабораторной работе

Химическая кинетика

Цель работы: исследование зависимости скорости химической реакции:

- 1) от концентрации реагирующих веществ;
- 2) от температуры процесса;
- 3) расчет энергии активации реакции.

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: _____

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 105 из 138

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 –

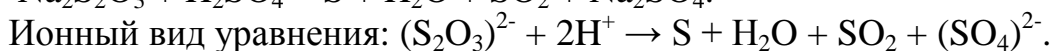
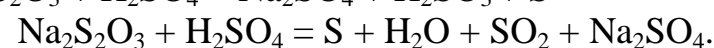
_____.

Единицы измерения E_A : _____.

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

$$v = f(C)$$

Исследуемая реакция в молекулярном виде:



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

Кинетические уравнения и вид теоретических графических зависимостей (рис.2, рис.3) при постоянстве концентрации одного из реагирующих веществ:

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

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

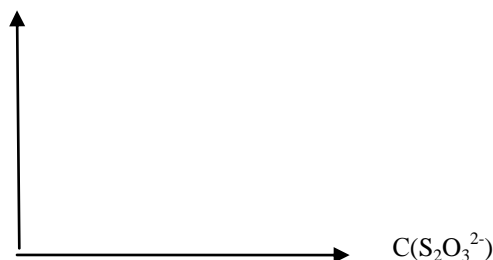


Рис.2. $v = f(C(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}))$

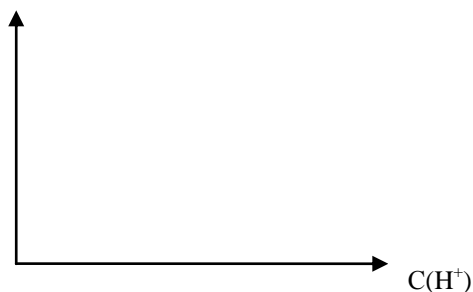


Рис.3. $v = f(C(\text{H}^+))$

Таблица 2

Экспериментальные данные $v = f(C)$

№	Объём реагентов, мл			$C(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$	Время (τ , с) появления голубого	Относительная скорость
	А	Б	В			

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 106 из 138

системы					окрашивания	$\dot{v} = 1/\tau, \text{c}^{-1}$
1	1	2	1	1С		
2	2	1	1	2С		
3	3	0	1	3С		

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

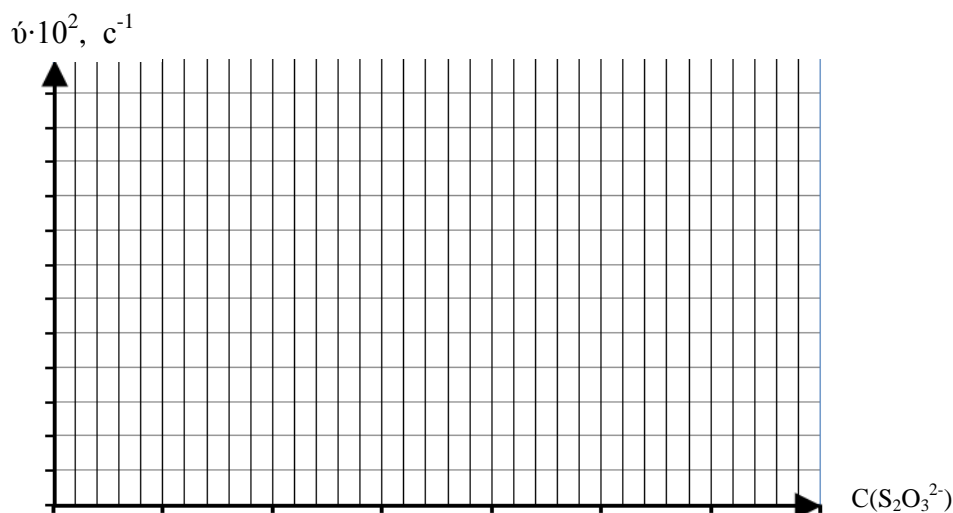


Рис.4. Экспериментальная зависимость скорости реакции от концентрации тиосульфат иона

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры.

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

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:

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

Таблица 3

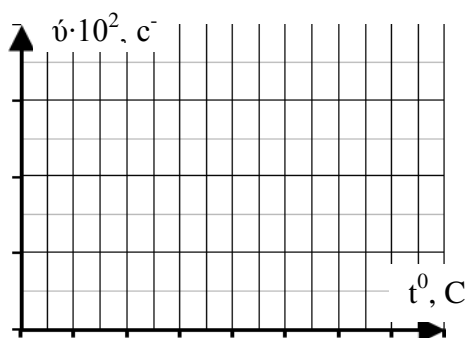
Экспериментальные данные: $v = f(T)$ или $\ln(\dot{v}) = f(1/T)$

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

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементорганической химии	Лист 107 из 138

2						
3						

а)



б)

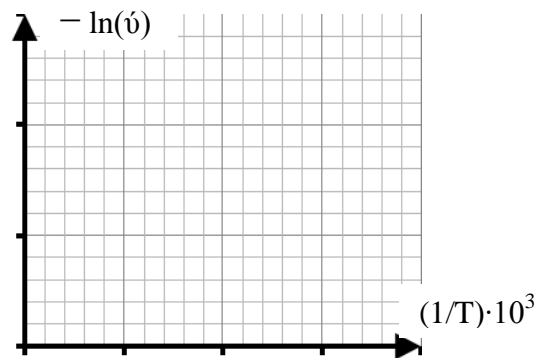


Рис.5. Графики экспериментальных зависимостей: а) $v = f(T)$; б) $\ln(v) = f(1/T) \cdot 10^3$

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

$$\gamma_1 = v_3 / v_2, \quad \gamma_2 = v_2 / v_1, \quad \gamma_{\text{сред}} = (\gamma_1 + \gamma_2) / 2.$$

Выводы по работе:

1. _____
- _____
2. _____
- _____
3. _____
- _____

Студент: фамилия, и.,о.

группа

Лабораторная работа № 5

Химическое равновесие

(выполняется для бакалавриата)

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 108 из 138

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

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

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

Следует уметь: приводить выражения кинетической и термодинамической констант равновесия; рассчитывать и связывать константу равновесия со свободной энергией Гиббса; определять направления смещения равновесия и оптимальные условия протекания процессов, используя принцип Ле- Шателье; рассчитывать температуру равновесного состояния системы.

Краткая теоретическая часть

Устойчивое равновесное состояние термодинамических систем характеризуется следующими общими условиями:

- 1) неизменностью равновесного состояния системы при сохранении внешних условий;
- 2) подвижностью равновесия (самопроизвольным восстановлением равновесия после прекращения внешнего воздействия, вызвавшего незначительное отклонение системы от положения равновесия);
- 3) динамическим характером равновесия, т.е. установлением и сохранением его вследствие равенства скоростей прямого и обратного процессов;
- 4) возможностью подхода к состоянию равновесия с двух противоположных сторон;

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 109 из 138

5) минимальным значением изменения изобарно-изотермического или изохорно-изотермического потенциалов ($\Delta G = 0; \Delta F \rightarrow 0$). Выражением этих условий является закон действия масс (константы равновесия).

Для химической реакции в общем виде $aA + bB = dD + rR$, протекающей в газовой фазе в изобарно-изотермических условиях, константа

равновесия имеет вид:
$$K_C = \frac{C_D^d \cdot C_R^r}{C_A^a \cdot C_B^b}; \quad K_P = \frac{P_D^d \cdot P_R^r}{P_A^a \cdot P_B^b};$$

где C и P - равновесные значения концентраций веществ (в моль/л), парциальных давлений в кПа, соответственно.

Константа равновесия, выраженная через парциальные давления компонентов газовой смеси, связана с константой K_C соотношением: $K_P = K_C (RT)^{\Delta \nu}$, где $\Delta \nu$ - изменение числа молей газа в реакции, $\Delta \nu = (d + r) - (a + b)$.

В основе термодинамического расчета констант равновесия и равновесных выходов продуктов лежит уравнение изотермы химической

реакции Вант-Гоффа:
$$\Delta G_{P,T} = RT \ln \frac{P_D^d \cdot P_R^r}{P_A^a \cdot P_B^b} - RT \ln K_P,$$
 где

$P_A, P_B, P_D, P_R, C_A, C_B, C_D, C_R$ - произвольные парциальные давления и молярные концентрации начальных веществ и продуктов реакции.

Для стандартного состояния системы, уравнения химического сродства имеют вид: $\Delta G^0 = -RT \ln K_P$.

Для расчета константы равновесия можно применить уравнение изобары

Вант-Гоффа
$$\ln \frac{K_{P,2}}{K_{P,1}} = \frac{\Delta H_{298}^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right).$$

Примеры решения типовых задач

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 110 из 138

Пример 1. Константа равновесия реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} = 2 \text{HI}_{(\text{г})}$ при 693 К $K_C = 50,25$. Вычислите массу образующегося иодида водорода, если в сосуд вместимостью 1 л введено 846 г йода и 21,2 г водорода.

<p>Дано:</p> <p>$K_C = 50,25$</p> <p>$V = 1 \text{ л}$</p> <p>$m(\text{I}_2) = 846 \text{ г}$</p> <p>$m(\text{H}_2) = 21,2 \text{ г}$</p>	<p style="text-align: center;">Решение.</p> <p>Уравнение процесса: $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} = 2 \text{HI}_{(\text{г})}$.</p> <p>Определим количество молей исходных веществ по формуле ($v = m/M$): $v_0(\text{H}_2) = 21,2/2 = 0,0106$ моль, $v_0(\text{I}_2) = 846/254 = 0,0033$ моль.</p> <p>Число молей иодида водорода в исходном состоянии равно нулю ($v_0(\text{HI})=0$). Изменение числа молей к моменту равновесия йода и водорода ($\Delta v(\text{H}_2) = \Delta v(\text{I}_2) = x$) будет одинаковым (исходя из уравнения процесса), а равновесное число молей HI будет определяться удвоенным изменением числа молей H_2 или I_2: $v_{\text{равн.}}(\text{HI}) = 2 \cdot \Delta v = 2x$. Равновесное число молей остальных веществ в системе составит:</p> <p>$v_{\text{равн.}}(\text{H}_2) = v_0(\text{H}_2) - x = (10,6 \cdot 10^{-3} - x)$ моль,</p> <p>$v_{\text{равн.}}(\text{I}_2) = v_0(\text{I}_2) - x = (3,33 \cdot 10^{-3} - x)$ моль.</p> <p>Находим:</p> <p>,</p> $50,25 = \frac{(v_{\text{HI}}/V)^2}{(v_{\text{H}_2}/V) \cdot (v_{\text{I}_2}/V)} = \frac{(2x/1)^2}{[(10,6 \cdot 10^{-3} - x)/1] \cdot [(3,33 \cdot 10^{-3} - x)/1]}$ <p>Решение этого уравнения дает:</p>
---	--

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 111 из 138

	$46,25x^2 - 0,70x + 1,77 \cdot 10^{-3} = 0.$ <p>Откуда: $x_{1,2} = \frac{0,70 \pm \sqrt{0,70^2 - 4 \cdot 1,77 \cdot 10^{-3} \cdot 46,25}}{2 \cdot 46,25} = \frac{0,70 \pm 0,41}{92,50},$</p> $x_1 = 11,96 \cdot 10^{-3}, \quad x_2 = 3,21 \cdot 10^{-3}.$ <p>Первый корень уравнения не имеет физического смысла, так как величина x_1 не может быть больше $v_0(\text{H}_2)$, т.е. $10,6 \cdot 10^{-3}$ моль. Следовательно, равновесное количество полученного йодистого водорода будет составлять:</p> $m_{\text{HI}} = 2x \cdot M_{\text{HI}} = 2 \cdot 3,21 \cdot 10^{-3} \cdot 128 = 0,82 \text{ г.}$
Найти: $m(\text{HI})?$	Ответ: $m(\text{HI}) = 0,82 \text{ г.}$

Пример 2. В закрытый сосуд вместимостью $0,05 \text{ м}^3$ введено 10 моль вещества А и 1 моль вещества В. В результате реакции $2\text{A} + \text{B} = \text{D}$ установилось равновесие с общим давлением в системе 485 кПа. Вычислите равновесные количества всех веществ в системе при 298 К. Чему равно значение K_p, K_c при этой температуре? Система подчиняется законам идеального газа.

Дано:	Решение.
$V = 0,05 \text{ м}^3$	<p>Уравнение процесса: $2\text{A}_{(\Gamma)} + \text{B}_{(\Gamma)} = \text{D}_{(\Gamma)}$. Если обозначить количество превращенных молей вещества В через x то:</p> <p>$\Delta v(\text{B}) = x, \Delta v(\text{A}) = 2x, \Delta v(\text{D}) = x$ (согласно уравнению реакции).</p> <p>Равновесное число молей веществ в системе можно рассчитать:</p> <p>$v_{\text{равн.}} = v_0 - \Delta v; v_{\text{равн.}}(\text{A}) = 10 - 2x \text{ моль}, v_{\text{равн.}}(\text{B}) = 1 - x \text{ моль}, v_{\text{равн.}}(\text{D}) = x$</p>
$v_0(\text{A}) = 10$	
моль	
$v_0(\text{B}) = 1$	

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б.14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 112 из 138

<p>МОЛЬ</p> <p>$v_0(D)=0$</p> <p>МОЛЬ</p> <p>$P_{\text{общ}} = 485$</p> <p>кПа</p> <p>$T=298 \text{ К}$</p>	<p>МОЛЬ.</p> <p>Сумма молей в равновесной системе составит:</p> $\sum v_{\text{равн.}} = (10 - 2x) + (1 - x) + x = 11 - 2x .$ <p>По уравнению Менделеева-Клапейрона $PV = \sum vRT$ находим значение x:</p> $\sum v_{\text{равн.}} = \frac{PV}{RT} ,$ $x = -\frac{PV}{2RT} + \frac{11}{2} = \frac{485 \cdot 0,05}{2 \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 298} + 5,5 = 0,604 \text{ моль.}$ <p>Равновесные количества веществ в системе составят:</p> <p>$v_{\text{равн.}}(A) = 10 - 2 \cdot 0,604 = 8,792 \text{ моль, } v_{\text{равн.}}(B) = 1 - 0,604 = 0,396 \text{ моль,}$ $v_{\text{равн.}}(D) = 0,604 \text{ моль.}$</p> <p>Константы равновесия рассчитываем по уравнениям:</p> <p>Изменение числа молей газов в результате процесса (Δv) по уравнению составляет $\Delta v = 1 - 2 - 1 = -2 \text{ моль,}$</p> $K_p = K_c (RT)^{\Delta v} = 48,42 \cdot 10^{-6} (8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 298)^{-2} = 7,89 \cdot 10^{-6} .$
<p>Найти:</p> <p>$v_{\text{равн.}}(A),$</p> <p>$v_{\text{равн.}}(B),$</p> <p>$v_{\text{равн.}}(D),$</p> <p>$K_p, K_c ?$</p>	<p>Ответ: $v_{\text{равн.}}(A)=8,792 \text{ моль, } v_{\text{равн.}}(B)= 0,396 \text{ моль,}$ $v_{\text{равн.}}(D)= 0,604 \text{ моль, } K_c=48,42, K_p=7,89 \cdot 10^{-6} .$</p>

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 113 из 138

Пример 3. Вычислите степень превращения (α) исходных веществ реакции $A+4B=D$ и равновесный выход (X_D) конечного продукта реакции D, если начальные количества исходных веществ: $v_A^0 = 1,000$ моль, $v_B^0 = 12,000$ моль. При достижении равновесия: $v_{A \text{ РАВН.}} = 0,025$ моль, $v_{B \text{ РАВН.}} = 8,100$ моль, $v_{D \text{ РАВН.}} = 0,975$ моль. Рассчитайте константу равновесия K_C , если объем реакционного сосуда равен 50 л.

<p>Дано:</p> <p>$v_A^0 = 1,000$ моль</p> <p>$v_B^0 = 12,000$ моль</p> <p>$v_{A \text{ РАВН.}} = 0,025$ моль</p> <p>$v_{B \text{ РАВН.}} = 8,100$ моль</p> <p>$v_{D \text{ РАВН.}} = 0,975$ моль</p> <p>$V=50$ л</p>	<p style="text-align: center;">Решение.</p> <p>Степень превращения исходных веществ можно найти: $\alpha_A = \frac{v_A^0 - v_A}{v_A^0} = \frac{1,000 - 0,025}{1} = 0,975$,</p> <p>$\alpha_B = \frac{12,000 - 8,100}{12} = 0,325$.</p> <p>Равновесный выход вещества D определим по молярной доле этого вещества в равновесном состоянии системы:</p> $X_D = \frac{v_{D \text{ РАВН.}}}{v_{A \text{ РАВН.}} + v_{B \text{ РАВН.}} + v_{D \text{ РАВН.}}}$ $X_D = \frac{0,975}{0,025 + 8,100 + 0,975} = 0,107$ <p>Равновесный выход (в %) вещества D (X_D) составит:</p> $X_D = 0,107 \cdot 100 = 10,7 \%$ <p>Константу равновесия рассчитаем:</p> $K_C = \frac{C_D}{C_A \cdot C_B^4} = \frac{v_{D \text{ РАВН.}}/V}{v_{A \text{ РАВН.}}/V \cdot (v_{B \text{ РАВН.}}/V)^4}$ $K_C = \frac{0,975 \cdot 50^4}{0,025 \cdot 8,100^4} = 5,66 \cdot 10^4 \text{ (моль/л)}^4$
Найти: α_A , α_B , X_D ,	Ответ: $\alpha_A = 0,975$, $\alpha_B = 0,325$, $X_D = 10,7\%$,

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 114 из 138

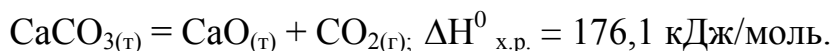
$K_C?$	$K_C = 5,66 \cdot 10^4 (\text{моль/л})^4$.
--------	---

Контрольные вопросы и задания:

1. Что называют химическим равновесием? Укажите термодинамическое и кинетическое условия равновесия.

2. Что называют константой равновесия, и от каких факторов она зависит? Приведите примеры для гомогенных и гетерогенных систем.

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



4. Рассчитайте температуру, при которой равновероятны оба направления реакции синтеза аммиака из азота и водорода.

5. Константа равновесия реакции $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{г}) = 2 \text{NO}_2 (\text{г})$ при 25°C равна $4,64 \cdot 10^{-3}$. В каком направлении будет идти реакция при следующих концентрациях веществ: $C(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,046 \text{ моль/л}$; $C(\text{NO}_2) = 0,0095 \text{ моль/л}$.

6. В каком направлении сместится равновесие в системе $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{г})}$, 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?

7. В системе $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ равновесные концентрации веществ равны $[\text{NO}] = 0,2 \text{ моль/дм}^3$, $[\text{O}_2] = 0,3 \text{ моль/дм}^3$, $[\text{NO}_2] = 0,4 \text{ моль/дм}^3$. Укажите преимущественное направление реакции.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Налейте в пробирку 4 – 5 мл разбавленного раствора роданида аммония (NH_4CNS) и добавьте 4 – 5 мл разбавленного раствора хлорида железа (III) (FeCl_3). Полученный раствор, характерная красная окраска

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 115 из 138

которого обусловлена образующимся роданидом железа (III), разлейте поровну в четыре пробирки. Затем в первую пробирку добавьте концентрированного раствора роданида аммония, во вторую – концентрированного раствора хлорида железа (III), в третью пробирку – концентрированного раствора хлорида аммония, а раствор в четвертой пробирке оставьте для сравнения. Обратите внимание на изменение окраски растворов.

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

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

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

Лабораторная работа №6

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.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 116 из 138

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. Выразить процесс гидролиза с помощью ионных и молекулярных уравнений. Объяснять влияние температуры, концентрации ионов H^+ и OH^- и одноименных ионов на смещение ионного равновесия.

Контрольные вопросы и задания

1. Что называется ионным произведением воды? Каково его значение при 298К?
2. Что называется водородным показателем (рН)? Как его величина связана с гидроксильным показателем (рОН)?
3. Определите значение рН в растворах NaOH и H_2SO_3 при их концентрации 0,001 моль/л.
4. Дайте определение процессу гидролиза.
5. Какие (по природе ионов) соли подвергаются гидролизу по катиону, а какие – по аниону? Какие соли не подвергаются гидролизу? Приведите примеры, записав уравнение реакции гидролиза в ионном и молекулярном виде.
6. Что является следствием процесса гидролиза?
7. Охарактеризуйте понятия «степень гидролиза», «константа гидролиза».
8. От каких факторов зависит степень гидролиза?

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 117 из 138

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

Ва риант	Соли		
	1	2	3
1	ZnCl_2	Na_2SO_3	NaCl
2	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	NaHCO_3	Na_2SO_4
3	MgCl_2	Na_3BO_3	KCl
4	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	KNO_2	K_2SO_4
5	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	K_2CO_3	NaNO_3
6	ZnSO_4	K_2CrO_4	KCl
7	NH_4Cl	Na_2SiO_3	KNO_3
8	MgCl_2	NaH_2PO_4	K_2SO_4
9	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$	CH_3COONa	NaCl
10	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	Na_2SO_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.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 118 из 138

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.

Студент: фамилия, и.,о.

группа

Отчет к лабораторной работе

Равновесие в растворах электролитов (Гидролиз солей)

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 119 из 138

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 _____

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементорганической химии	Лист 120 из 138

Реакция среды и область значений рН _____

Соль 2.

Уравнение диссоциации соли: _____

Кислота, основание, образовавшие соль _____

Гидролиз идет по _____

Ионное уравнение гидролиза _____

Молекулярное уравнение _____

Реакция среды и область значений рН _____

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

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 121 из 138

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: _____

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 122 из 138

Соль2. Ионное уравнение гидролиза: _____

Молекулярное уравнение: _____

Константа гидролиза: _____

Степень гидролиза: _____

Результат эксперимента: _____

Вывод:

Лабораторная работа №7

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.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 123 из 138

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

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 124 из 138

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.

Студент: фамилия, и.,о.

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,

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементорганической химии	Лист 125 из 138

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

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 126 из 138

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 _____

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 127 из 138

Ано _____ . Катод _____

Реакции, протекающие на электродах:

Анод _____

Катод _____

Токообразующая реакция в ионном виде: _____

Равновесные значения потенциалов электродов _____

Расчетная ЭДС элемента _____

Наблюдения: _____

Вывод:

Лабораторная работа №8

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.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 128 из 138

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?

Студент: фамилия, и.,о.

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

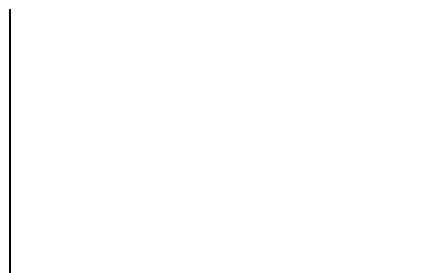
ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 130 из 138

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:

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементорганической химии	Лист 131 из 138

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

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 132 из 138

Наиболее вероятный восстановитель: _____

Наиболее вероятный окислитель: _____

Электродные процессы.

К: _____

А: _____

Продукты электролиза: _____

Наблюдения: _____

Вывод:

Лабораторная работа №9

Коррозия металлов

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

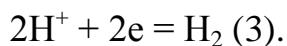
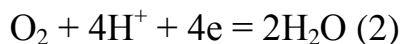
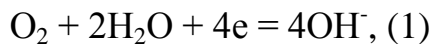
Теоретические основы работы

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

При электрохимической коррозии одни участки поверхности металла 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

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 133 из 138

процессы, связанные с деполяризацией кислорода (схемы 1 и 2) или ионов водорода, (схема 3) в зависимости от значения рН среды.



Контрольные вопросы и задания:

1. Каковы особенности электрохимической коррозии? В чем ее отличие от химической коррозии? Какую роль играют оксидные пленки в поведении металлов Zn, Cr, Fe?

2. Сравните химическую стойкость железа в контактах с алюминием и оловом.

3. Алюминиевая деталь находится в постоянном контакте с медным 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

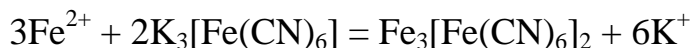
Опыт 1. Исследование относительной скорости коррозии железа в присутствии различных металлов

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.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 134 из 138

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

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементорганической химии	Лист 135 из 138

интенсивной, на одно из стекол добавьте несколько кристаллов уротропина.
Что наблюдаете?

Студент: фамилия, и.,о.

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 _____

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 136 из 138

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.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 137 из 138

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.

ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ			
Рабочая учебная программа дисциплины «Химия»			
Разработал: Минаевская Л.В.	Идентификационный номер: 26.03.02 Б1. Б. 14 2018	19(106) Контрольный экземпляр находится на кафедре общей, неорганической и элементоорганической химии	Лист 138 из 138

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.
