

Федеральное агентство по образованию
АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ГОУВПО «АмГУ»

УТВЕРЖДАЮ

Зав.кафедрой химии и
естествознания

_____ Т.А. Родина

« ____ » _____ 2007г.

ХИМИЯ

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС ПО ДИСЦИПЛИНЕ

для специальностей

140203 – электроснабжение

140204 – электрические станции.

140205 – электро-энергетические системы и сети.

140211 – релейная защита и автоматизация.

140101 – тепловые электрические станции.

220301 – автоматизация технологических процессов и производств.

Составитель: В.Н. Ющенко

Благовещенск

2007 г.

Печатается по решению
редакционно-издательского совета
инженерно-физического факультета
Амурского государственного
Университета

Ющенко В.Н.

Учебно-методический комплекс по дисциплине «Химия». Благовещенск:
Амурский государственный университет, 2007. – 224 стр.

Учебно-методический комплекс составлен в соответствии с Государственными стандартами по специальностям:

140203 – электроснабжение

140204 – электрические станции

140205 – электроэнергетические системы и сети

140211 – релейная защита и автоматизация

140101 – тепловые электрические станции

220301 – автоматизация технологических процессов и производств.

Комплекс включает рабочие программы дисциплины; содержание лекционных и лабораторных занятий; задания для контроля изученного материала; вопросы для самостоятельной работы; тестовые задания для входного контроля и проверки остаточных знаний; индивидуальные домашние задания; список рекомендуемой литературы.

Амурский государственный университет, 2007

СОДЕРЖАНИЕ

	Стр.
ВВЕДЕНИЕ	4
1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ	4
2. ТРУДОЕМКОСТЬ ДИСЦИПЛИНЫ	6
3. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЕ КАРТЫ	7
4. СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОГО МАТЕРИАЛА	9
5. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ	14
6. ЛИТЕРАТУРА	89
7. ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЕ БИЛЕТЫ	90
8. ПРИМЕРЫ ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ	105
9. ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ	125
10. РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДЛЯ СПЕЦ. 140101, 140203, 140204, 140205, 140211,	186
11. РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДЛЯ СПЕЦ. 220301	210

Введение

Одним из важнейших условий подготовки инженеров энергетического профиля является овладение химическими знаниями. Будущий инженер должен иметь представление о классах химических соединений, их строении, свойствах, применении. Поэтому предмет химии является общенаучным при подготовке инженера. Учебная дисциплина «Химия» включает базовые разделы: строение вещества, энергетика химических процессов, кинетика химических реакций, включая каталитические процессы, свойства растворов, дисперсные системы, окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы, свойства органических веществ и полимеров на их основе, химия металлов и неметаллов.

Изучение химии в вузе основывается на знаниях, полученных в школе, и осуществляется на первом курсе. Полученные знания способствуют более грамотному освоению других дисциплин: физики, материаловедения, философии, отдельных тем специальных дисциплин.

Учебно-методический комплекс включает учебно-методические материалы, необходимые для изучения теоретического материала, проведения лабораторных работ, выполнения и самоконтроля самостоятельной работы.

1.Цели и задачи дисциплины

Цели изучения дисциплины.

1. Способствовать формированию у студентов химического мировоззрения, развить химическое мышление.
2. Дать знания о теориях, законах, отдельных представлениях в области химии.
3. Привить навыки самостоятельного выполнения химического эксперимента, необходимых расчетов и выводов при сопоставлении различных химических явлений.
4. Способствовать дальнейшему развитию у студентов представления о

закономерностях развития материального мира, основываясь на изучении структуры и свойств веществ.

Задачи изучения дисциплины.

1. Сформировать общие представления об основах химии: строение вещества, закономерности управления химическими процессами на основании законов химической термодинамики, кинетики реакций, химического равновесия.
2. Ознакомиться со свойствами химических систем: растворов, дисперсных систем, окислительно-восстановительных и электрохимических систем.
3. Изучить принципы номенклатуры неорганических и органических соединений.
4. Рассмотреть химию важнейших элементов и их соединений с позиции химических теорий.
5. Ознакомиться с основными методами идентификации химических соединений.

Основные знания, приобретаемые при изучении курса химии.

1. Теоретические представления о строении вещества, механизмах протекания химических процессов.
2. Свойства соединений, поведение различных химических систем в зависимости от внешних условий.
3. Классификация органических и неорганических соединений. Генетическая связь между различными классами соединений.
4. Основы методов идентификации и количественного анализа.

Основные умения и навыки, приобретаемые студентами при изучении курса.

1. Соблюдение правил техники безопасности при работе в химической

лаборатории.

2. Умение записывать формулы веществ, уравнения химических реакций, пользоваться номенклатурой.

3. Самостоятельное проведение лабораторного эксперимента, объяснение полученных результатов, правильное пользование химической терминологией.

Умение производить химические расчеты, решать химические задачи.

4. Умение работать с химической литературой, справочными изданиями.

2. Трудоемкость дисциплины

Специальность	Курс	Семестр	Количество часов				Форма отчетности
			Лекции	Лаб. раб.	Самостоят. работа	Всего	
140203, 14204, 140205, 140211	1	1	36	18	46	100	зачет, экзамен
140101	1	1	36	36	78	150	зачет, экзамен
220301	1	2	36	18	26	80	зачет

3. Учебно-методические карты

3.1. Для специальностей 140204, 140205, 140211, 140203

№ темы	Наименование темы	Количество часов			Всего часов
		Лекции	Лаб. раб.	Самост. работа	
1	Основные понятия и законы химии	-	2	2	4
2	Строение атома. Периодическая система элементов	4	2	4	10
3	Химическая связь. Вещество в конденсированном состоянии	6	2	5	13
4	Энергетика химических процессов	2	2	4	8
5	Кинетика химических реакций	4	2	4	10
6	Растворы	6	2	5	13
7	Окислительно-восстановительные реакции	-	2	2	4
8	Поверхностные явления. Дисперсные системы	4	2	4	10
9	Электрохимические системы	6	2	6	14
10	Общие свойства металлов	2	-	2	4
11	Олигомеры и полимеры	2	-	2	4
12	Химическая идентификация	-	-	6	6
	Итого часов:	36	18	46	100

3.2. Для специальности 140101

№ темы	Наименование темы	Количество часов			
		Лекции	Лаб. раб.	Самост. работа	Всего:
1	Основные понятия и законы химии	-	2	6	8
2	Строение атома. Периодическая система элементов	4	4	6	14
3	Химическая связь. Вещество в конденсированном состоянии	6	2	6	14
4	Химическая термодинамика	2	2	4	8

5	Кинетика химических реакций	4	2	8	14
6	Растворы	6	8	10	24
7	Окислительно-восстановительные реакции	-	2	2	4
8	Поверхностные явления. Дисперсные системы	4	4	4	12
9	Электрохимические процессы	6	6	10	22
10	Общие свойства металлов	2	2	6	10
11	Олигомеры и полимеры	2	2	6	10
12	Идентификация веществ	-	-	10	10
	Итого часов:	36	36	78	150

3.3. Для специальности 220301

№ темы	Наименование темы	Количество часов			Всего:
		Лекции	Лаб. раб.	Самост. работа	
1	Основные понятия и законы химии	-	2	2	4
2	Строение атома. Периодическая система элементов	4	2	2	8
3	Химическая связь. Вещество в конденсированном состоянии	6	2	2	10
4	Энергетика химических процессов	2	2	2	6
5	Кинетика химических реакций. Равновесные системы	6	2	4	12
6	Растворы	6	2	4	12
7	Окислительно-восстановительные Реакции	-	2	2	4
8	Поверхностные явления. Дисперсные Системы	4	2	4	10
9	Электрохимические системы	6	2	2	10
10	Общие свойства металлов	-	-	2	2
11	Олигомеры и полимеры	2	-	-	2
	Итого часов:	36	18	26	80

4. Содержание теоретического материала

Тема 1: Введение

Химия – наука о веществах и их превращениях. Вещество и элемент. Значение химии для инженерных специальностей.

Тема 2: Строение атома

Первые атомные модели. Теория Бора. Достоинства и недостатки теории. Роль квантовой механики в разработке теории строения атома: дискретность, корпускулярно-волновой дуализм, принцип неопределенности. Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа. Физический смысл квантовых чисел. Электронные облака и атомные орбитали. Строение много-электронных атомов. Принцип Паули. Правило Гунда. Принцип минимума энергии. Правила Клечковского. Электронные формулы.

Периодический закон: открытие и первоначальная формулировка. Порядковый номер элемента, его физический смысл. Теоретическое обоснование структуры периодической системы. Современная формулировка периодического закона. Электронные семейства элементов. Периодичность изменения свойств химических элементов и их однотипных соединений как проявление периодичности изменения электронных структур атомов. Атомные радиусы, энергия ионизации, сродство к электрону, относительная электроотрицательность. Значение периодического закона.

Тема 3: Химическая связь. Состояние вещества

Типы химической связи: ковалентная, ионная, металлическая. Метод валентных связей. Механизм образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный. Характеристики ковалентной связи: энергия, длина, насыщенность, направленность, поляризуемость, полярность. Полярная ковалентная связь. Диполь и его характеристики. Кратность связи: сигма- и пи-связи. Гибридизация атомных орбиталей.

Метод молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы образования гомоядерных и гетероядерных двухатомных молекул с помощью ММО. По-

рядок связи. Молекулярные ионы. Объяснение магнитных свойств молекул и образование молекулярных ионов с помощью ММО.

Ионная связь как предельный случай ковалентной связи. Понятие о степени окисления и валентности. Свойства ионной связи. Взаимная поляризация ионов, влияние ее на свойства молекул. Металлическая связь.

Межмолекулярные взаимодействия: ориентационные, индукционные, дисперсионные. Водородная связь.

Жидкое состояние вещества. Твердое состояние вещества: аморфное и кристаллическое. Кристаллическая решетка, ее характеристики и типы. Атомные, ионные, молекулярные и металлические кристаллические решетки.

Тема 4: Энергетика химических процессов

Тепловые эффекты химических реакций. Экзо- и эндотермические процессы. Общие представления о физических и химических процессах, системах и видов систем, термодинамических параметрах и функциях состояния.

Внутренняя энергия. Энтальпия. Первый закон термодинамики. Теплота и работа. Термохимия. Закон Гесса и следствия из него. Теплота образования. Стандартная теплота образования.

Энтропия. Физический смысл. Расчет изменения энтропии при химической реакции.

Энергия Гиббса. Определение возможности и направления самопроизвольного протекания химических реакций с помощью изменения энтропии и энергии Гиббса. Анализ уравнения Гиббса.

Тема 5: Кинетика химических реакций

Химическое равновесие

Классификация реакций по молекулярности и механизму протекания (простые и сложные, параллельные, последовательные, сопряженные, цепные, фотохимические, автоколебательные).

Скорость реакции. Константа скорости. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действия масс. Зависимость скорости реакции от температу-

ры. Правило Вант-Гоффа. Представление о теории активных столкновений и теории образования активированного комплекса. Энергия активации.

Каталитические системы. Катализ гомогенный и гетерогенный. Понятие о механизме каталитических реакций. Свойства катализаторов. Понятие о ферментативном катализе.

Обратимые и необратимые химические процессы. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Константа равновесия. Принцип Ле-Шателье. Фазовые и гетерогенные равновесия.

Тема 6: Растворы

Общая характеристика растворов. Истинные растворы. Растворение – физико-химический процесс. Энергетические эффекты растворения. Растворимость. Влияние на растворимость природы компонентов, давления, температуры. Способы выражения концентрации растворов.

Растворы неэлектролитов. Давление насыщенного пара. Температуры кипения и кристаллизации растворов. Законы Рауля. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.

Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации слабых электролитов, ее связь со степенью диссоциации. Ступенчатая диссоциация многокислотных оснований и многоосновных кислот.

Теория сильных электролитов в растворе. Активность и коэффициент активности ионов. Кажущаяся степень диссоциации. Ионная сила растворов.

Понятие о произведении растворимости (ПР). Влияние величины ПР на возможность образования и растворения осадка.

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный (рН и рОН) показатели. Ионные уравнения реакций.

Гидролиз солей. Степень гидролиза, ее зависимость от концентрации и температуры. Константа гидролиза. Механизм и типы гидролиза солей. Необратимый гидролиз.

Тема 7: Окислительно-восстановительные реакции

(изучается самостоятельно)

Важнейшие окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Зависимость характера протекания ОВР от среды. Способы уравнивания ОВР. Метод электронного баланса и понятие об ионно-электронном методе. Направленность протекания ОВР.

Тема 8: Поверхностные явления и дисперсные системы

Дисперсные системы: дисперсная фаза и дисперсионная среда. Классификация дисперсных систем. Поверхностные явления: поверхностное натяжение, слипание, смачивание, адгезия, адсорбция. Вещества, изменяющие поверхностное натяжение. Коллоидные дисперсные системы. Классификация коллоидных систем. Получение коллоидных систем. Золи. Молекулярно-кинетические свойства коллоидных систем: седиментация, кинетическая устойчивость.

Оптические свойства коллоидных растворов. Двойной электрический слой, дзета-потенциал, строение мицеллы гидрофобных коллоидов. Электрокинетические свойства: электрофорез и электроосмос. Коагуляция. Устойчивость дисперсных систем. Гели, их свойства. Микрогетерогенные системы: эмульсии, пены, суспензии, порошки, аэрозоли.

Тема 9: Электрохимические системы

Электродный потенциал. Образование потенциала на границе фаз «электрод-электролит». Измерение электродных потенциалов. Водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов. Влияние на величину электродных потенциалов различных факторов. Уравнение Нернста.

Химические источники электрической энергии: гальванические и топливные элементы, аккумуляторы.

Электролиз. Закон Фарадея. Электродная и концентрационная поляризация. Перенапряжение. Последовательность восстановления на катоде и окисления на аноде. Практическое применение электролиза.

Коррозия металлов. Классификация коррозионных процессов. Химическая коррозия: газовая и жидкостная. Электрохимическая коррозия: механизм и факторы, влияющие на скорость коррозии. Меры защиты от коррозии. Понятие о биокоррозии.

Тема 10: Общая характеристика металлов

Металлы. Положение в периодической системе. Электронное строение. Классификация металлов. Химическая связь как фактор, определяющий механические и физико-химические свойства. Металлы в природе. Способы получения металлов в свободном состоянии. Химические свойства металлов.

Металлические сплавы, их классификация. Свойства сплавов типа механических смесей, твердых растворов и интерметаллических соединений. Металлы как легирующие компоненты.

Тема 11: Химия полимеров

Высокомолекулярные соединения. Полимеры. Классификация полимеров: природные (целлюлоза, крахмал, белки, силикаты, графит, натуральный каучук), модифицированные (нитроцеллюлоза, ацетат целлюлозы), синтетические (полиэтилен, поливинилхлорид, полистирол, полиамиды, полиэфиры).

Олигомеры, отличие от полимеров по строению и свойствам. Методы получения полимеров. Основные типы связей и атомных групп, определяющих способность соединений к полимеризации и поликонденсации.

Сополимеризация. Физико-механические и химические свойства полимеров. Применение полимеров.

Тема 12: Идентификация веществ

Методы идентификации вещества. Качественный и количественный анализ. Аналитический сигнал. Физические методы анализа, понятие о спектральных и электрохимических методах. Физико-химические методы анализа. Химический анализ. Качественные реакции на катионы и анионы.

5. Лабораторные работы

Тематика лабораторных работ соответствует темам лекций. Каждая лабораторная работа состоит из:

- теоретической части, кратко излагающей теоретический материал, соответствующий экспериментальной части;
- вопросов и задач для самоконтроля, способствующих закреплению теоретического материала;
- экспериментальной части, включающей описание опытов;
- заданий, помогающих студентам понять суть и цель того или иного опыта, правильно оформить лабораторную работу, сосредоточить внимание на подготовке к ее защите.

Лабораторные занятия для специальностей 140203 – 140205, 140211, 220301 проводятся согласно учебно-методическим картам (см. стр. 7 – 8), 9 лабораторных работ.

Для специальности 140101 проводятся 14 лабораторных работ в соответствии с учебно-методической картой. Кроме того, по наиболее трудоемким темам проводятся практические занятия:

- по теме 2 – 2 часа;
- по теме 6 – 2 часа;
- по теме 9 – 4 часа.

По темам 1, 2, 3, 5, 6, 8, 9 в начале занятий проводится тестовая проверка уровня самостоятельной подготовки студентов к занятиям. Тест состоит из 5 – 8 заданий, время выполнения – 15 – 20 минут. На первом занятии проверяется базовый уровень знаний студентов.

Работа 1 Стехиометрические законы химии

Классификация неорганических соединений

(для всех специальностей)

Цель работы: Проверка базовых знаний. Повторение стехиометрических законов и свойств веществ основных классов неорганических соединений.

На занятии проводится первичный инструктаж по технике безопасности в лаборатории химии, ознакомление студентов с порядком выполнения лабораторной работы, оформлением и защитой ее.

Проводится тестовая проверка базовых знаний студентов (20 мин).

Рассматриваются вопросы, связанные с законом эквивалентов: понятие эквивалента и молярной массы эквивалента простых и сложных веществ, их единицы измерения; формулы расчета молярных масс эквивалентов элементов, сложных веществ, окислителей, восстановителей. Математическое выражение закона эквивалентов, включая объем эквивалентной массы вещества в газообразном состоянии. Математическое выражение закона эквивалентов веществ, находящихся в растворе.

Примеры решения задач

Задача 1. В водном растворе фосфат натрия Na_3PO_4 массой 77,5г прореагировал без остатка с хлороводородной кислотой HCl массой 34,5г. Вычислите молярную массу эквивалента фосфата натрия Na_3PO_4 и продукта его превращения. Напишите уравнение реакции.

Решение: Согласно закону эквивалентов

$$m(\text{Na}_3\text{PO}_4)/M_3(\text{Na}_3\text{PO}_4) = m(\text{HCl})/M_3(\text{HCl})$$

отсюда

$$M_3(\text{Na}_3\text{PO}_4) = m(\text{Na}_3\text{PO}_4) \cdot M_3(\text{HCl}) / m(\text{HCl})$$

$$M_3(\text{HCl}) = M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$$

$$M_3(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 77,5 \cdot 36,5 / 34,5 = 82 \text{ г/моль}$$

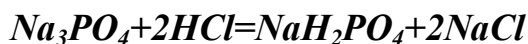
$$M(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot 23 + 31 + 4 \cdot 16 = 164 \text{ г/моль}$$

$$M = 3 \cdot 23 + 31 + 4 \cdot 16 = 164 \text{ г / моль}$$

Число ионов H^+ , замещающих в молекуле Na_3PO_4 ионы натрия Na^+ , равно

$$M(\text{Na}_3\text{PO}_4) / M_3(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 164 / 82 = 2$$

Следовательно, уравнение реакции



Задача 2. Какую массу алюминия растворили в кислоте, если объем выделившегося водорода при $T = 291\text{K}$ и парциальном давлении водорода $97,83\text{кПа}$ равен 113мл ?

Решение: Находим объем, который занимают 113мл водорода при н.у.

$$V_0 P_0 / T_0 = VP / T$$

откуда

$$V_0 = VPT_0 / P_0T = (113 \cdot 97,83 \cdot 273) / (101,3 \cdot 291) = 103 \text{ мл}$$

Рассчитываем $M_3(\text{Al})$ и $V_3(\text{H})$

$$M_3(\text{Al}) = M \cdot 1/3 = 27 \cdot 1/3 = 9 \text{ г/моль}$$

$$V_3(\text{H}) = M_3(\text{H}) \cdot V_M(\text{H}_2) / M(\text{H}_2) = 1 \cdot 22,4 / 2 = 11,2 \text{ л}$$

По закону эквивалентов находим массу Al :

$$m(\text{Al}) / M_3(\text{Al}) = V(\text{H}_2) / V_3(\text{H}_2)$$

$$m(\text{Al}) = M_3(\text{Al}) \cdot V(\text{H}_2) / V_3(\text{H}_2) = (9 \cdot 103) / (11,2 \cdot 10^3) = 0,082 \text{ г}$$

Ответ: в кислоте растворили $0,082 \text{ г Al}$.

Классификация неорганических соединений

При повторении классификации неорганических веществ и их свойств обратить внимание студентов на следующие вопросы:

1. Номенклатура оксидов (Cr_2O_3 и CrO_3 , NO и N_2O_5).
2. Составление уравнений реакций, подтверждающих амфотерность гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$, гидроксида олова (IV) $\text{Sn}(\text{OH})_4$.
3. Написание формул орто- и метакислот.
4. Написание формул, умение называть гидросоли и гидроксоли (KHSiO_3 , NaHSO_4 , NiOHCl , $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$).

5. Написание уравнений реакций металлов с разбавленными и концентрированными азотной HNO_3 и серной H_2SO_4 кислотами.

6. Написание графических формул оксидов, гидроксидов, солей, кислот.

Для закрепления материала студентам выдается индивидуальное домашнее задание, включающее задачи и упражнения.

Работа 2 Строение атома и периодическая система элементов

(для всех специальностей)

Цель работы: 1) Выработать навыки составления электронных формул невозбужденных и возбужденных атомов и одноатомных ионов. 2) Научиться характеризовать электроны атомов значениями квантовых чисел и определять свойства элементов и их соединений в зависимости от положения в периодической системе.

Теоретическая часть

Согласно квантово-механическим представлениям состояние каждого элемента в атоме определяется значениями четырех квантовых чисел n , l , m_l , m_s .

n – главное квантовое число характеризует уровень энергии электрона в атоме и принимает значения: 1, 2, 3, ..., (n).

l – орбитальное квантовое число характеризует энергию электрона на подуровне и определяет форму электронного облака (рис.1). Принимает значения: 0, 1, 2, 3, ..., ($n - 1$).

m_l – магнитное квантовое число характеризует ориентацию электронного облака в пространстве и принимает значение в зависимости от значения l : $-l$, 0, $+l$, всего $(2l+1)$ значений при данном l .

m_s – спиновое квантовое число характеризует собственный вращающийся момент электрона и принимает значения: $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$

Максимальное число электронов на энергетическом уровне $2n^2$ (n –

главное квантовое число), на подуровне – $2(2l+1)$, где l – орбитальное квантовое число.

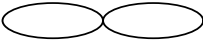
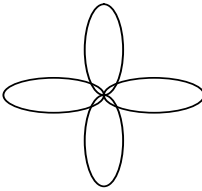
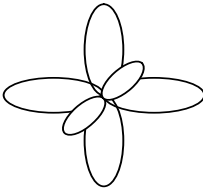
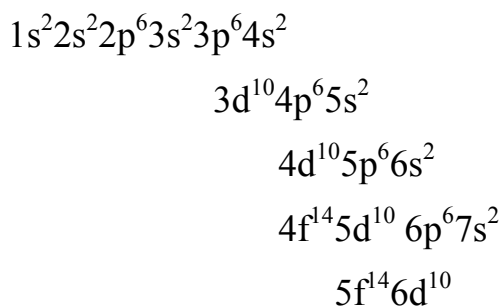
Форма электронного облака				
Буквенное обозначение	s	p	d	f
Значение l	0	1	2	3

Рис. 1.

Согласно принципу Паули, в атоме не может быть двух электронов, имеющих одинаковое значение всех четырех квантовых чисел.

Одиночные электроны данного подуровня имеют одинаковые знаки спиновых квантовых чисел, т.е. такие электроны занимают наибольшее количество свободных атомных орбиталей или атомных ячеек (правило Гунда).

Заполнение электронами атомных орбиталей происходит в соответствии с постепенным увеличением значения суммы главного и орбитального квантовых чисел n и l (правила Клечковского):



Атомы элементов характеризуют атомным радиусом (R), энергией ио-

низации (I), сродством к электрону (E), относительной электроотрицательностью (ОЭО). Эти свойства периодически изменяются, что обусловлено закономерным повторением электронной конфигурации атомов с последовательным увеличением заряда ядра.

Контрольные вопросы

1. В чем заключается идея корпускулярно-волнового дуализма, дискретности энергии, принципа неопределенности.
2. Что характеризуют и какие значения имеют главное, орбитальное, магнитное и спиновое квантовые числа?
3. Укажите значения главного, орбитального и магнитного квантовых чисел для четвертого электрона, заполнившего 4p-, 4d-, 4f- подуровни?
4. Как распределяются в атоме электроны одного подуровня, заполненного наполовину? Чему равно их суммарное спиновое число?
5. Какова максимальная электронная емкость энергетических уровней и подуровней?
6. Как определяют последовательность заполнения электронами атомных орбиталей. Правила Паули, Хунда, Клечковского?
7. Напишите электронные формулы атомов рубидия (№37), йода (№53), циркония (№40), серебра (№47), хрома (№24), лантана (№57), самария (№62).
8. Как отражает Периодическая система строение атомов химических элементов?
9. Как по электронной формуле, например, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ определить период, группу, подгруппу элемента в периодической системе?
10. Как изменяются энергия ионизации, сродство к электрону и относительная электроотрицательность атомов элементов в периодах, группах и подгруппах периодической системы?
Каковы причины этих изменений?

Экспериментальная часть

Опыт 1. Электронная структура атомов и одноатомных ионов металлов

В три пробирки налейте по 3 мл раствора сульфата меди. В первую пробирку опустите гранулу свинца, во вторую – гранулу цинка, в третью – железные стружки. Через несколько минут осмотрите поверхности металлов, опущенных в раствор соли меди. Что наблюдаете?

Напишите молекулярные и электронные уравнения реакций, которые протекают в каждой пробирке. Укажите окислитель и восстановитель. Заполните таблицу по образцу:

До реакции		После реакции	
Химический знак атома или иона	Сокращенная электронная формула атома или иона	Химический знак атома или иона	Сокращенная электронная формула атома или иона
Fe	...3d ⁶ 4s ²		
Zn			
Pb			
Cu ²⁺			

Запишите в тетради ответы на следующие вопросы:

1. Приведите схему распределения в квантовых ячейках (атомных орбиталях) электронов, соответствующих сокращенным электронным формулам атомов – железа, цинка, свинца, меди.
2. Какими значениями квантовых чисел (n , l , m_l) характеризуется атомная орбиталь последнего электрона, заполнившего эту орбиталь в атомах железа, цинка, свинца, меди?
3. Каковы значения валентности атомов перечисленных элементов?
4. Чему равно суммарное спиновое квантовое число электронов атомов

этих металлов?

5. Напишите формулы высших оксидов железа, цинка, свинца, меди. С какими из химических соединений взаимодействует каждый из высших оксидов: KOH, H₂SO₄, H₂O, CaO, CO₂?

6. Как согласуется строение атома железа, цинка, свинца, меди (заряд ядра, количество электронов, число энергетических уровней и количество внешних электронов) с положением их в периодической системе?

Опыт 2. Электронная структура атомов и одноатомных ионов неметаллов

Налейте в одну пробирку свежеприготовленного сульфида натрия Na₂S, в другую пробирку – иодида калия KI. Прилейте в каждую пробирку несколько капель бромной воды.

Что происходит в каждой пробирке? Напишите молекулярные уравнения происходящих реакций. Составьте уравнения электронного облака. Заполните таблицу по образцу.

До реакции		После реакции	
Химический знак атома или иона	Сокращенная электронная формула атома или иона	Химический знак атома или иона	Сокращенная электронная формула
Br	...4S ² 4p ⁵		
I			
S ²⁻			

Ответьте письменно на вопросы:

1. Приведите схему распределения в квантовых ячейках (атомных орбиталях) электронов, соответствующих сокращенным электронным формулам атомов серы, иода, брома.

2. Какими значениями квантовых чисел (n, l, m_l) характеризуется атомная орбиталь, Заполняемая последним электроном в атомах серы, брома, иода?

3. Найдите в периодической системе элемент, электронная формула ко-

торого $4s^2 4p^4$. Какими значениями квантовых чисел n , l , m_l характеризуются внешние р-электроны атома этого элемента?

4. На основании электронной формулы атома селена и возможности перехода его в возбужденное состояние укажите значения валентности атома селена. Напишите формулы соединений этого элемента с водородом и кислородом. Какой из оксидов его обладает в большей степени кислотными свойствами?

Работа 3 Химическая связь

(для всех специальностей)

Цель работы – закрепить на практике теоретические знания по теме химическая связь.

Теоретическая часть

Химическая связь – это взаимодействие атомов, обусловленное перекрыванием их электронных облаков и сопровождающееся уменьшением общей энергии системы.

В зависимости от характера распределения электронной плотности между взаимодействующими атомами различают три основных типа химической связи: ковалентную, ионную и металлическую. Взаимодействие между собой молекул обусловлено водородной связью и вандерваальсовыми силами.

Ковалентная связь в свете метода валентных связей образуется при взаимодействии атомов неметаллов и обусловлена обобществлением пары электронов двух атомов по обменному или донорно-акцепторному механизму.

Основными параметрами химической связи являются ее энергия и длина.

Энергия связи ($\Delta H_{\text{св}}$, кДж/моль) – энергия, которая выделяется при образовании химической связи и характеризует прочность этой связи.

Длина связи (l , нм) – среднее расстояние между ядрами, соответствующее минимуму энергии системы.

Ковалентная связь характеризуется свойствами: направленностью, кратностью, полярностью.

Направленность обусловлена пространственной ориентацией электронных облаков (АО), перекрыванием их по определенным направлениям. Связь, образованная перекрыванием АО по линии, соединяющей ядра взаимодействующих атомов, называется σ -связью, перекрыванием электронных плотностей, расположенных за пределами АО и по обе стороны линии, соединяющей ядра атомов, называется π -связью, а перекрыванием d-орбиталей всеми четырьмя лепестками δ -связью (рис.2)

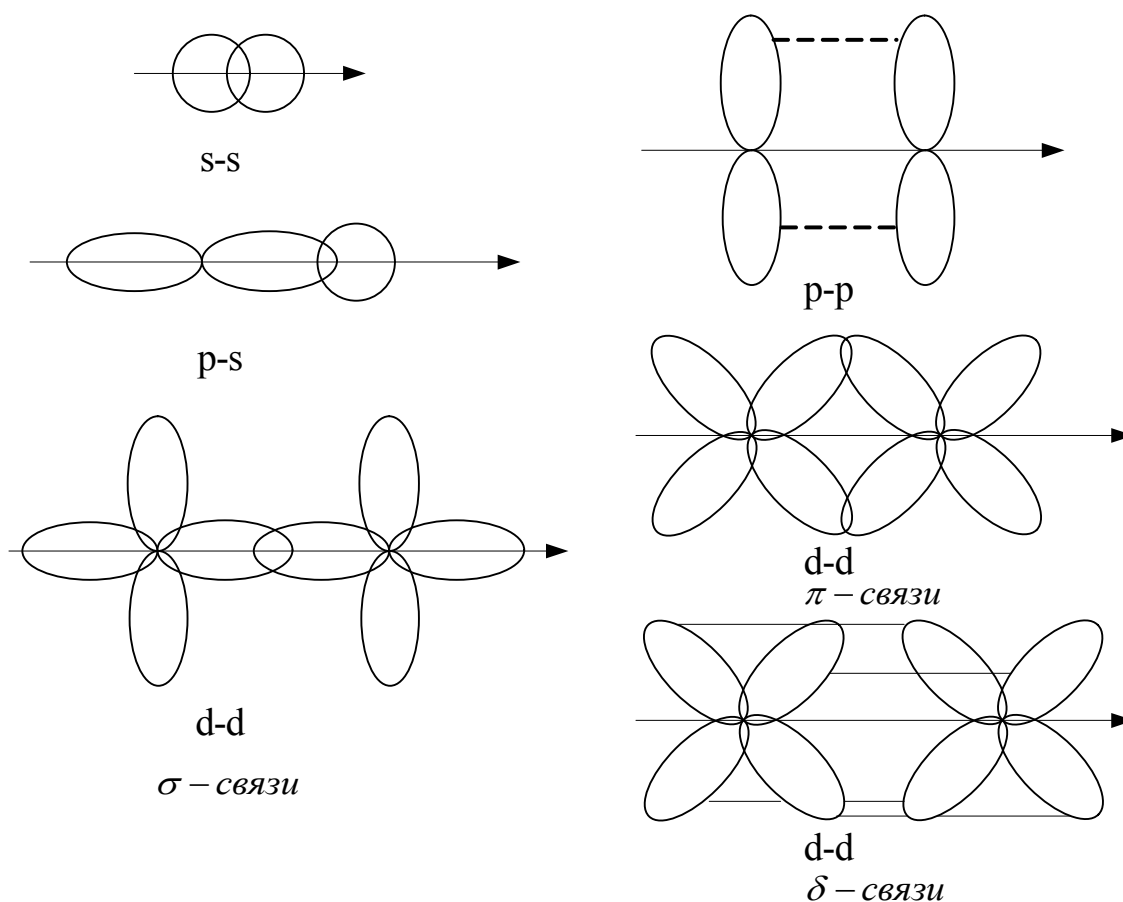


рис. 2.

Кратность – число общих электронных пар между соединенными атомами.

1σ – одинарная связь

$1\sigma + 1\pi$ – двойная (кратная связь)

$1\sigma + 2\pi$ – тройная (кратная связь)

Полярность связи – степень смещения центра тяжести электронных облаков связывающих электронов в сторону более электроотрицательного атома.

Мерой полярности связи служит дипольный момент $\mu = \delta \cdot l$, где δ – заряд полюса диполя, l – длина диполя. ▢

Единицей измерения полярности связи является Дебай (Д):

$$1Д = 3,3 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$$

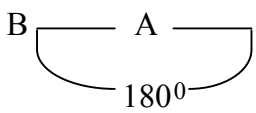
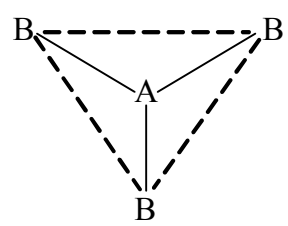
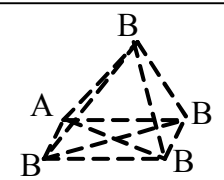
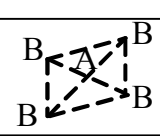
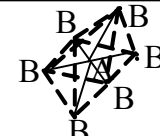
Гибридизация

Гибридизацией называется истинный или гипотетический процесс смешения различного типа (s-, p-, d-, f-), но близких по энергии атомных орбиталей данного атома с возникновением того же числа новых (гибридных) орбиталей, одинаковых по энергии и форме. Гибридизация АО происходит при возникновении ковалентной связи между атомами.

В зависимости от вида и числа атомных орбиталей, участвующих в гибридизации, различают несколько типов гибридизации. Каждому типу гибридизации соответствует определенная направленность гибридных АО, а следовательно, и геометрическая форма молекулы.

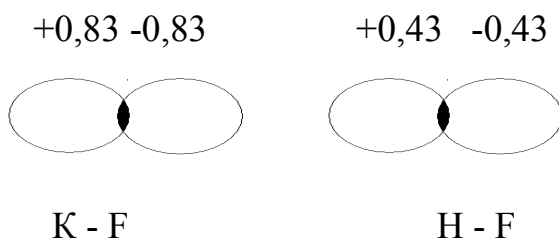
Таблица 1

Пространственная конфигурация некоторых соединений

Тип гибридизации	Конфигурация гибридных атомных орбиталей	Угол между связями, α^0	Геометрическая формула молекулы	Пример химических соединений
Sp	линейная	180^0		BeF ₂ , ZnCl ₂
Sp ² , dp ² , Sd ²	тригональная	120^0		BCl ₃ , AlF ₃
Sp ³ , Sd ³	тетраэдр	$109^028'$		CH ₄ , SiCl ₄
Sp ² d	плоский квадрат	90^0		[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺ PdBr ₄ ²⁻
Sp ³ d ²	октаэдр	90^0		SF ₆ [Fe(CN) ₆] ³⁻

Ионная связь образуется при взаимодействии двух атомов, резко различающихся электроотрицательностью. При этом общая электронная пара может быть практически полностью смещена к более электроотрицательному атому, превращая его в отрицательный ион, при этом другой атом превращается в положительный ион. Между этими ионами действует электростатическое притяжение, т.е. ионная связь.

Ионная связь не обладает насыщенностью и направленностью. Идеальных ионных соединений не существует, поэтому выделяют вещества с частично ионным или частично ковалентным характером связи.



(17% ковалентной связи
83% ионной связи)

(57% ковалентной связи
43% ионной связи)

Химическая связь квалифицируют как ионную, если есть разность электроотрицательностью взаимодействующих атомов больше двух. ($\Delta\text{ОЭО} > 2$); как чисто ковалентную, если $\Delta\text{ОЭО} = 0 - 0,4$; и как ковалентную с частично ионным характером, если $0,4 < \text{ОЭО} < 2,0$

Контрольные вопросы и упражнения

1. Назовите основные виды химической связи.
2. Рассмотрите механизмы образования химической связи в молекулах O_2 и CO , ионах NH_4^+ и BF_4^- .
3. В какой из молекул HI , HF , HBr , HCl дипольный момент наибольший?
4. В молекулах каких химических соединений имеется π -связь?
 CaO , CaCl_2 , N_2 , SO_3 , H_2S , HNO_3 ?
5. Каким должно быть распределение общей электронной плотности в поле двух связываемых ядер в молекулах KCl , Cl_2 , HCl ?
6. Как изменяется характер химической связи в молекулах хлоридов элементов главной подгруппы VI группы периодической системы?
7. Как изменяется характер в молекулах хлоридов элементов III периода? Почему?
8. Как и почему изменяется прочность химической связи и химическая активность в ряду $\text{Cl}_2 - \text{O}_2 - \text{N}_2 - \text{H}_2$?
9. Вычислите степень окисления азота в соединениях: NO_3^- , NH_3 , N_2H_4 , N_2O_3 , KNO_3 .
10. На основании анализа энергетических диаграмм образования двух-

ядерных частиц N_2^- , N_2° , N_2^+ поясните изменение их химической активности и магнитных свойств.

11. Какой тип гибридизации атомных орбиталей осуществляется в молекулах: SiO_2 , $SiCl_4$, BH_3 .

Экспериментальная часть

Опыт 1. Строение молекул диоксида углерода и воды

В одну пробирку поместите кусочек мрамора $CaCO_3$, в другую насыпьте немного гидрокарбоната натрия $NaHCO_3$ или карбоната натрия Na_2CO_3 . В каждую пробирку прилейте осторожно (возможно вспенивание) раствора соляной кислоты HCl .

Что наблюдаете? Объясните причину того, что реакции протекают с различной скоростью. Почему эти реакции называют качественными на карбонат-ион CO_3^{2-} ?

Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций проходящих процессов.

Опишите свои наблюдения. Ответьте на вопросы:

1. Укажите типы химических связей в молекулах $CaCl_2$, $NaCl$, CO_2 , H_2O .
2. Укажите тип гибридизации атомных орбиталей атома углерода в молекуле CO_2 и атома кислорода в молекуле H_2O .
3. Какова величина угла между химическими связями в молекулах CO_2 и H_2O ?
4. Какова геометрическая форма молекул CO_2 и H_2O ? Нарисуйте схему перекрывания атомных орбиталей при образовании каждой из этих молекул?
5. Почему молекула CO_2 неполярна, а молекула H_2O полярна?

Опыт 2. Строение молекулы иодида свинца

Налейте в пробирку 1мл раствора нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$, прилейте

двойной объем раствора иодида калия.

Что наблюдаете? Опишите наблюдаемые явления. Данная реакция является качественной. Что это означает?

Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

Ответьте письменно на вопросы:

1. Напишите электронные формулы атомов свинца и иода. Какие электроны атома свинца участвуют в образовании молекулы PbI_2 ?

2. Какой тип химической связи в молекуле PbI_2 ?

3. С какими из перечисленных веществ: серной кислотой, оксидом кальция, гидроксидом натрия, фосфатом калия вступает в реакцию иодид свинца PbI_2 ? Ответ подтвердите написанием уравнений реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 3. Строение молекулы гидроксида тетрааминмеди $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$.

Налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата меди CuSO_4 , прилейте по каплям концентрированный раствор аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ до растворения первоначально образующегося гидроксида меди $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и получения синефиолетового раствора гидроксида тетрааминмеди $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$.

Напишите уравнения реакций образования $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$. Отметьте в тетради наблюдаемые явления. Взаимодействие иона меди Cu^{2+} с аммиаком NH_3 является качественной реакцией. По какому признаку можно определить наличие в растворе ионов меди, если прилить раствор аммиака?

Какие типы химической связи в молекуле гидроксида тетрааминмеди? Как они образованы? Укажите для рассматриваемого соединения, что является комплексообразователем, лигандами. Укажите значение координационного числа.

Работа 4 Энергетика и направленность химических процессов.

Цель работы: Закрепление теоретического курса. Выполнение термодинамических расчетов. Наблюдение проявления тепловых эффектов.

Теоретическая часть

Энергетика химических реакций базируется на законе сохранения энергии (1 закон термодинамики): теплота Q , подведенная к системе, расходуется на увеличение внутренней энергии ΔU и на совершение работы W над внешней средой:

$$Q = \Delta U + W$$

При изобарно-изотермических условиях ($P, T = \text{const}$) совершаемая работа направлена на расширение газа:

$$W = p\Delta V$$

$$Q_{P,T} = \Delta U + p\Delta V = \Delta H, \text{ где } H = U + PV$$

Энтальпия (H) – термодинамическая функция состояния системы. Изменение энтальпии ΔH равно тепловому эффекту реакции в изобарно-изотермических условиях, если единственным видом работы является работа расширения газа.

Если $\Delta H < 0$, процесс экзотермический;

Если $\Delta H > 0$, процесс эндотермический.

Уравнения реакций, в которых указаны тепловой эффект и условия протекания ΔH°_{298} , агрегатные состояния или аллотропические модификации веществ, называют термохимическими уравнениями:



Тепловой эффект реакции $\Delta H_{x.p.}$, протекающей в условиях $P, T = \text{const}$ и $V, T = \text{const}$, не зависит от пути ее протекания, но зависит от природы и физического состояния исходных веществ и продуктов реакции (закон Гесса).

В основе расчета тепловых балансов реакций лежит одно из следствий из

закона Гесса:

тепловой эффект химической реакции равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов реакций:

$$\Delta_r H_{298}^\circ = \sum_i \nu_i' \Delta_f H_{298i}^\circ - \sum_i \nu_i \Delta_f H_{298i}^\circ$$

Где $\Delta_r H_{298}^\circ$ - изменение энтальпии реакции; приведенное к стандартным условиям;

ν_i' , ν_i - количество исходных веществ и продуктов реакции;

$\Delta_f H_{298i}^\circ$ - энтальпия образования одного моля данного вещества из простых веществ, находящихся в стандартных условиях;

f – от англ. Formation-образование.

Для реакции $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta H_r^\circ = [c\Delta_f H_{298}^\circ(C) + d\Delta_f H_{298}^\circ(D)] - [a\Delta_f H_{298}^\circ(A) + b\Delta_f H_{298}^\circ(B)]$$

Стандартная теплота образования $\Delta_f H_{298}^\circ$ – это тепловой эффект образования одного моля сложного вещества из простых веществ, устойчивых при стандартных условиях состояний.

Стандартные теплоты образования простых веществ принимаются равными нулю, если их агрегатные состояния и модификации устойчивы при стандартных условиях $T=298\text{K}$, $P=101,3\text{кПа}$.

$$\Delta_f H_{298}^\circ(\text{C}_{\text{алмаз}}) = 1,897 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta_f H_{298}^\circ(\text{C}_{\text{графит}}) = 0$$

Стандартные теплоты образования различных веществ указаны в таблицах термодинамических констант.

В технических расчетах используют удельную теплоту сгорания Q_T , которая равна количеству теплоты, выделяющейся при сгорании 1кг жидкого или твердого вещества и 1м³ газообразного вещества до образования высших оксидов.

$$Q_T = -\Delta H_{\text{сз}} \cdot 1000/\text{М}$$

или $Q_T = -\Delta H_{\text{сг.}} \cdot 1000/22,4$

где M – масса 1 моль вещества;

22,4л – объем 1 моль газа.

Энтропия, (S) – термодинамическая функция, количественно характеризующая вероятность того или иного состояния вещества или системы.

$$S = k \cdot \ln W, \quad \text{Дж/К} \cdot \text{моль}$$

Где S – энтропия

k – константа Больцмана,

$$k = \frac{R}{N_A} = \frac{8.31}{6.02 \cdot 10^{23}} = 1.38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж} / \text{К}$$

W – термодинамическая вероятность.

Термодинамическая вероятность – число микросостояний, с помощью которых осуществляется данное макросостояние. Энтропия является мерой неупорядоченности системы. Изменение энтропии в системе:

$$\Delta_r S_{298}^\circ = \sum_i \nu_i S_{298i}^\circ - \sum_i \nu_i S_{298i}^\circ$$

$$\Delta_r S_{298}^\circ = k \ln W_2 - k \ln W_1 = k \ln \left(\frac{W_2}{W_1} \right)$$

Значения стандартных энтропий веществ (S_{298}°) приводятся в таблицах термодинамических величин.

В изолированной системе необратимые процессы самопроизвольно протекают с возрастанием энтропии (Второй закон термодинамики)

Энергия Гиббса (G) – критерий самопроизвольного протекания реакций, учитывающий энтропийный и энтальпийный факторы. Единицы измерения – кДж/моль.

Изменение энергии Гиббса, ΔG , рассчитывают как сумму стандартных энергий Гиббса образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энергий Гиббса исходных веществ с учетом их стехиометрических коэффициентов.

$$\Delta_r G_T^\circ = \sum_j \nu_j \Delta_f G_T^\circ - \sum_j \nu_j \Delta_f G_T^\circ$$

или

$$\Delta_r G_T^\circ = \Delta_r H_T^\circ - T \Delta_r S_T^\circ$$

В закрытой системе при изобарно-изотермических условиях самопроизвольно протекают реакции с уменьшением энергии Гиббса ($\Delta_r G_T^\circ < 0$). Химическая реакция не осуществима, если энергии Гиббса в системе возрастает ($\Delta_r G_T^\circ > 0$).

Величина $\Delta_r G_T^\circ$ зависит от характера реакции (значений $\Delta_r H_{298}^\circ$ и $\Delta_r S_{298}^\circ$), от температуры. В состоянии термодинамического равновесия $\Delta_r G^\circ = 0$, т.е. $\Delta_r H_T^\circ = T \Delta_r S_T^\circ$

Изменение энергии Гиббса определяет направленность химических реакций:

а) $\Delta_r H_T^\circ < 0$; $\Delta_r S_T^\circ > 0$; $\Delta_r G_T^\circ < 0$ при всех значениях температуры: процесс термодинамически возможен при любой температуре;

б) $\Delta_r H_T^\circ < 0$; $\Delta_r S_T^\circ < 0$; в этом случае $\Delta_r G_T^\circ < 0$ при $T < \frac{\Delta_r H_T^\circ}{\Delta_r S_T^\circ}$, т.е. реакция термодинамически возможна при сравнительно низкотемпературном режиме;

в) $\Delta_r H_T^\circ < 0$; $\Delta_r S_T^\circ > 0$, тогда $\Delta_r G_T^\circ < 0$ при $T > \frac{\Delta_r H_T^\circ}{\Delta_r S_T^\circ}$, следовательно процесс термодинамически возможен при сравнительно высокотемпературном режиме;

г) $\Delta_r H_T^\circ > 0$; $\Delta_r S_T^\circ < 0$ – оба фактора действуют в неблагоприятном направлении, реакция термодинамически невозможна при любых значениях температуры.

Контрольные вопросы и задачи

1. Формулировка первого закона термодинамики.
2. Охарактеризуйте термодинамическую функцию энтальпию.
3. Сформулируйте термодинамический закон Гесса и следствие из этого

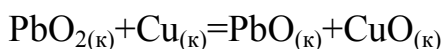
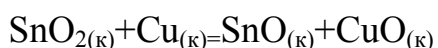
закона. Какова их роль в расчете тепловых балансов химических реакций?

4. Охарактеризуйте термодинамическую функцию энтропию, как критерий самопроизвольного протекания реакций в изолированных системах.

5. В чем заключается второй закон термодинамики?

6. Термодинамическая функция энергия Гиббса, анализ этой функции и значение в термодинамике.

7. Рассчитайте $\Delta_r G^\circ$ реакций:



Возможно ли протекание этих реакций при стандартных условиях? Какой из оксидов SnO_2 или PbO_2 в большей степени проявляет окислительные свойства?

8. В каком направлении при стандартных условиях протекает реакция $3\text{SO}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{S}_{(\text{к})} + 2\text{SO}_{3(\text{г})}$?

Ответ дайте на основании расчетов измерения энергии Гиббса $\Delta_r G_{298}^\circ$: а) по значениям стандартных теплот образования $\Delta_f H_{298}^\circ$ и стандартных энтропий $\Delta_f S_{298}^\circ$ веществ, участвующих в реакции; б) по значениям стандартных энергий Гиббса образования веществ ($\Delta_f G_{298}^\circ$)

9. Вычислите температуру начала реакции Тг: $\text{CaCO}_{3(\text{к})} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$

Как при реакции изменяется энтропия?

10. Какое количество теплоты выделится при кислородном обжиге сульфида меди (I) массой 1 кг, если при этом образуются медь и оксид серы (IV). Стандартные теплоты образования известны.

11. При взаимодействии железа массой 21 г с серой выделилось 36,54 кДж теплоты. Рассчитайте стандартную теплоту образования сульфида железа (II).

12. Какая горелка выделяет больше теплоты: работающая на водороде, метане или ацетилене? Вычислите тепловые эффекты сгорания указанных со-

единений в расчете на 1 моль, 1 кг, 1 л исходного вещества.

13. Теплоты растворения SrCl_2 и $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ соответственно равны: - 47,7 кДж/моль и 31 кДж/моль. Рассчитайте теплоту гидратации SrCl_2 .

14. Какое из перечисленных соединений $\text{HF}_{(г)}$, $\text{HCl}_{(г)}$, $\text{HBr}_{(г)}$, находящихся в стандартном состоянии, является наиболее устойчивым, т.е. будет разлагаться при более высокой температуре.

Работа 5 Скорость химических реакций и химическое равновесие (для всех специальностей)

Цель работы: Изучение влияния на скорость химической реакции различных факторов.

Теоретическая часть

Скорость химической реакции – изменение количества вещества в единицу времени в единице объема для гомогенных систем ($\text{моль} \cdot \text{м}^{-3} \cdot \text{с}^{-1}$ или $\text{моль} \cdot \text{л}^{-3} \cdot \text{с}^{-1}$) или на единице поверхности раздела фаз для гетерогенных систем ($\text{моль} \cdot \text{м}^{-2} \cdot \text{с}^{-1}$ или $\text{моль} \cdot \text{см}^{-2} \cdot \text{с}^{-1}$).

Реакции подразделяют на простые, протекающие в одну стадию, и сложные, протекающие через несколько стадий.

В зависимости от числа исходных частиц (молекулярности) реакции могут быть мономолекулярными, бимолекулярными и тримолекулярными.

На скорость реакции влияют многие факторы: концентрация реагирующих веществ, температура, давление, катализаторы, излучение, природа вещества.

Влияние концентрации реагирующих веществ определяется законом действующих масс: скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях с показателями, численно равных коэффициентам в уравнении реакций (К.Гульберг и П.Вааге).

В гомогенной системе $aA + bB = mM + nN$

Скорость прямой реакции $\vec{v} = \vec{k} * C_A^a * C_B^b$

Где $\vec{k}$ - константа скорости реакции, равная скорости реакции при концентрации реагирующих веществ в 1 моль/м³ или 1 моль/л.

$C_A^a C_B^b$ – концентрации исходных веществ.

В гетерогенной системе: $A(к) + B(г) = C(к)$

Скорость прямой реакции пропорциональна только концентрации газообразного компонента $v = \vec{k} * C_b$

Природа реагирующих веществ (тип химической связи в молекулах, агрегатное состояние) влияют на скорость реакций.

Реакции легче протекают в направлении разрушения менее прочных связей и образования молекул с более прочными связями. Молекулы с неполярными связями (H₂, O₂, N₂ и др.) обладают малой реакционной способностью. Для разрыва связей в сильнополярных (HCl, H₂O) и ионных (KCl, NaBr) молекулах требуется энергии значительно меньше.

При повышении температуры на каждые 10 градусов скорость большинства химических реакций возрастает в 2-4 раза (правило Вант-Гоффа)

$$V_{T2} = V_{T1} * \gamma^{(T2 - T1) / 10}$$

γ - температурный коэффициент, равный 2 – 4.

При повышении температуры увеличивается константа скорости реакции:

$$K = K_0 * e^{(-E_a / RT)}$$

Где K – константа скорости реакции;

K_0 - предэкспоненциальный множитель;

e - основание натурального логарифма;

E_a - энергия активации.

Энергией активации E_a называется та минимальная энергия, которой должна обладать частица (молекула, атом), чтобы вступить в химическую реакцию. Чем больше энергия активации, тем меньше молекул, способных вступить в химическую реакцию, тем ниже скорость реакции. При повыше-

нии температуры увеличивается число активных молекул и скорость реакции возрастает.

Энергия активации измеряется в кДЖ/моль и зависит от природы реагирующих веществ.

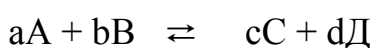
В гетерогенных системах скорость реакции зависит от поверхности контакта реагирующих веществ. Чем больше поверхность соприкосновения реагентов, тем быстрее протекает реакция.

Обратимые системы характеризуются состоянием, при котором скорость прямой $\vec{V}$ и обратной химической реакций $\tilde{V}$ равны и которое называется химическим равновесием.

Равенство $\vec{V}$ и $\tilde{V}$ является кинетическим условием химического равновесия. Равенство $\Delta G_{xp} = 0$ является термодинамическим условием химического равновесия.

Химическое равновесие – предельно устойчивое состояние самопроизвольно протекающих процессов.

Концентрации реагентов и продуктов реакции в состоянии равновесия называются равновесными. Константа равновесия K_c определяется следующим образом:



$$\vec{V} = \tilde{V} \quad \vec{K}[A]^a [B]^b = \tilde{k}[C]^c [D]^d$$

$$K_c = \frac{\tilde{k}}{k} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Константа равновесия не зависит от концентрации реагирующих веществ и катализатора, но зависит от температуры и природы реагентов.

Константа равновесия связана со стандартной энергией Гиббса данной реакции (ΔG_T^0) соотношением:

$$\Delta G_T^0 = -RT \ln K_c$$

Смещение химического равновесия осуществляется согласно принципу Ле

Шателье: если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, производится внешнее воздействие (изменяется концентрация одного из реагентов, температура, давление), то равновесие смещается в направлении, которое ослабляет это воздействие.

1. Увеличение давления (газовая фаза) смещает равновесие в сторону реакции, ведущей к уменьшению объема системы (к меньшему числу молей) и наоборот.

2. Увеличение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции ($\Delta H > 0$), протекающей с поглощением теплоты и наоборот.

3. Увеличение концентрации исходных веществ и отвод продуктов реакции смещает равновесие в сторону прямой реакции и наоборот.

4. Катализаторы снижают энергию активации в реакциях, способствуют скорейшему достижению равновесия.

Контрольные вопросы и задачи

1. Что такое скорость реакции?
2. Каковы единицы измерения скорости реакции?
3. Формулировка закона действующих масс. Математическое выражение закона для гомогенных и гетерогенных систем.
4. Зависимость скорости реакции от температуры (правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса).
5. Что называется энергией активации? Как влияет ее величина на скорость химической реакции.
6. Чем характеризуется состояние химического равновесия с кинетической и термодинамической точек зрения?
7. Что такое равновесные концентрации? Константа равновесия?
8. Как можно управлять обратимыми химическими процессами, используя принцип Ле Шателье?
9. Как изменится скорость реакции $2\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2\text{O}$ при увеличении (уменьшении) концентрации реагирующих веществ в 2 раза?

10. Как изменится скорость прямой реакции при нагревании системы от 25° до 45°С (охлаждение с 65° до 45°С), если температурный коэффициент реакции 2,5 ?

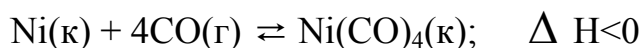
11. При 40°С реакция протекает за 1 мин. Через какое время закончится данная реакция при 80°С, если температурный коэффициент реакции 2?

12. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 243 раза? Температурный коэффициент реакции равен 3.

13. Константа равновесия реакции $A_2 (г) + 3B_2 (г) \rightleftharpoons 2AB_3(г)$ при некоторой температуре равна $K = 2,5$. Равновесные концентрации: $[B_2] = 0,6$ моль/ л; $[AB_3] = 1,8$ моль/ л.

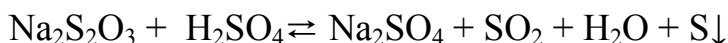
Вычислите равновесную концентрацию A_2 и исходные концентрации A_2 и B_2 .

14. Какими изменениями концентрации карбонила никеля $Ni(CO)_4$, температуры и давления можно увеличить выход продукта реакции:



Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

В основе исследования протекает реакция между тиосульфатом натрия и серной кислотой в результате которой образуется сера:



Сера выделяется в виде мельчайших частичек. Образуется коллоидный раствор, который опалесцирует (рассеивает проходящий через раствор свет, появляется серебристо-голубоватое окрашивание, переходящее в желтое помутнение).

В три большие пробирки налейте по 5 мл раствора H_2SO_4 . В три другие большие пробирки налейте:

- ✓ В первую – 8 мл тиосульфата натрия;
- ✓ во вторую – 6 мл тиосульфата натрия и 2 мл воды;
- ✓ в третью – 4 мл тиосульфата натрия и 4 мл воды.

По очереди сливайте содержимое пробирки с кислотой и раствором тиосульфата натрия различной концентрации. Перемешайте стеклянной палочкой и отметьте время от смешивания растворов до появления опалесценции.

Полученные результаты оформите в виде таблицы.

№№ пробирок	Объем, мл.			Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ $C = a/(a+b)$	Время реакции τ , с	Условная скорость реакции $V = 1/\tau$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (a)	H_2O (b)	H_2SO_4			
1						
2						
3						

По данным таблицы постройте график зависимости условной скорости реакции от относительной концентрации тиосульфата натрия. Из графика определите константу скорости реакции.

Сделайте вывод.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

(групповой опыт)

Налейте в три большие пробирки по 3 мл раствора серной кислоты. В три другие пробирки по 3 мл раствора тиосульфата натрия. Первую пару пробирок $\text{H}_2\text{SO}_4 - \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ сливайте при комнатной температуре растворов, вторую – при температуре на 10 °С выше комнатной, третью – при температуре на 20 °С выше комнатной. Вторую и третью пары пробирок до смешивания нагрейте до требуемой температуры в термостате с горячей водой. Напишите уравнение реакции.

Полученные результаты оформите в виде таблицы.

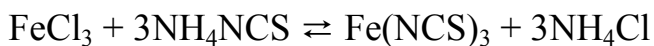
№№ пробирок	Объем, мл		Температура °С	Продолжительность реакции τ , с	Условная скорость реакции $V = 1/\tau$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2SO_4			
1					
2					
3					

По данным таблицы постройте график зависимости условной скорости реакции от температуры. Определите с помощью графика температурный ко-

эффицент, используя правило Вант-Гоффа. Сделайте вывод.

Опыт 3. Влияние концентрации на смещение химического равновесия

Исследование проводится на примере реакции взаимодействия хлорида железа (III) с тиоцианатом аммония NH_4NCS :



Тиоцианат железа $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ интенсивно красного цвета, позволяющий фиксировать смещение химического равновесия системы при изменении концентраций реагирующих веществ. Данная реакция является качественной на Fe^{3+} - ион.

Налейте в пробирку 5 мл тиоцианата аммония NH_4NCS , прилейте 5 мл хлорида железа FeCl_3 . Полученный раствор разделите на 4 части.

Первая пробирка – контрольная;

Во вторую пробирку введите 4-5 капель концентрированного раствора хлорида железа FeCl_3 ;

В третью – 4-5 капель концентрированного раствора тиоцианата аммония NH_4NCS ;

В четвертую – присыпьте немного кристаллического хлорида аммония NH_4Cl .

Сравните окраску растворов в трех пробирках с контрольной пробиркой и объясните происшедшие изменения, исходя из принципа Ле Шателье. Запишите выражение константы равновесия.

Сделайте вывод.

Работа 6 Концентрация растворов.

(для всех специальностей)

Цель работы: Освоение методики расчетов, связанных с различными способами выражения концентрации растворов. Приобретение навыков приготовления растворов заданной концентрации.

Теоретическая часть

Концентрацией раствора называют содержание растворенного вещества в определенном массовом или объемном количестве раствора или растворителя. Способов выражения концентраций растворов существует множество. Рассмотрим некоторые из них.

Массовая доля растворенного вещества (w). Массовая доля представляет собой отношение массы растворенного вещества m_1 к массе всего раствора m_p . это безразмерная величина, выражаемая в долях от единицы или в процентах.

$$w = \frac{m}{m_p} \quad \text{или} \quad w = \frac{m}{m_p} \cdot 100\%$$

где m - масса растворенного вещества, г;

m_p – масса раствора, г.

Молярная концентрация или молярность (C_m или M). Молярная концентрация вещества в растворе - количество растворенного вещества (моль), содержащихся в 1 литре раствора, выражается моль/л или моль/дм³.

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V}$$

где m – масса растворенного вещества, г,

m_p – масса раствора, г,

V – объем раствора, мл.

Молярная концентрация эквивалента вещества или нормальность (C_n) – число эквивалентных масс растворенного вещества, содержащегося в 1 литре раствора, единица измерения: моль эквивалентов/литр.

$$C_n = \frac{m \cdot 1000}{M_{\text{э}} \cdot V}$$

где m – масса растворенного вещества, г;

$M_{\text{э}}$ – молярная масса эквивалента вещества, г.

V – объем раствора, мл;

Моляльная концентрация растворенного вещества или моляльность (C_m) – величина, измеряемая отношением количества растворенного вещества к 1 кг растворителя.

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_1};$$

единица моляльности: моль/кг или моль/г,

где m – масса растворенного вещества, г(или кг);

M – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

m_1 – масса растворителя, г (или кг).

Титр растворенного вещества (T). Титр – величина, измеряемая массой растворенного вещества (г) в 1мл раствора.

$$T = \frac{C_n \cdot M_{\text{экв}}}{1000}; \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000};$$

Где C_n – эквивалентная концентрация (нормальность);

$M_{\text{э}}$ – молярная масса эквивалента растворенного вещества;

C_M – молярная концентрация (молярность) растворенного вещества

M – молярная масса растворенного вещества.

Задачи

1. В 500г воды растворено 50 г кристаллогидрата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Вычислите массовые доли кристаллогидрата и сульфата меди в растворе.
2. Рассчитайте, сколько граммов $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ необходимо для приготовления 2кг 10%-ого раствора сульфата железа?
3. Рассчитайте массовую долю серной кислоты после выпаривания 50г воды из 300г 40%-ого раствора серной кислоты.

4. Какова молярная концентрация эквивалента (нормальность) и какова молярность 10%-ого раствора азотной кислоты HNO_3 ? Плотность раствора 1,054 г/мл.
5. Чему равна массовая доля 0,2М раствора сульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ с плотностью $\rho=1,015$ г/мл?
6. Сколько миллилитров 70%-ого раствора уксусной кислоты CH_3COOH с плотностью 1,0686г/мл (уксусная эссенция) требуется для получения 500мл 9%-го раствора CH_3COOH , имеющего плотность $\rho=1,0112$ г/мл, и 6%-го раствора CH_3COOH ($\rho=1,0069$ г/мл)? 9%-ый и 6%-ый растворы CH_3COOH называют столовым уксусом.
7. Какова массовая доля растворенного вещества в растворе, полученном смешиванием 500мл 10%-го ($\rho=1,049$ г/мл) и 100мл 38%-го ($\rho=1,194$ г/мл) растворов соляной кислоты HCl ?
8. В каких массовых отношениях надо смешать два раствора с массовой долей 10% и 40%, чтобы получить раствор с массовой долей 20%?
9. Вычислите нормальность и титр 38%-ого раствора HCl плотностью $\rho=1,194$ г/мл?
10. Сколько граммов сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и воды необходимо взять для приготовления 500мл раствора с плотностью 1,226г/мл и молярной концентрацией 0,2 моль/кг?

Экспериментальная часть

Опыт 1. Приготовление раствора с заданной массовой долей из навески твердого вещества.

Рассчитайте массу дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, необходимую для приготовления 100 граммов 5%-ого (по массе) раствора. Какой объем воды необходимо взять?

Взвесьте на технохимических весах с точностью до 0,01г рассчитанную массу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Отмерьте мерным цилиндром рассчитанный объем воды. В плоскодонную колбу высыпьте навеску $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и отдельными порциями

приливайте отмеренный объем воды, размешивая вращательными движениями колбы до полного растворения соли.

Измерьте плотность полученного раствора ареометром и проверьте по таблице правильность приготовления раствора. Колбу с раствором сдайте лаборанту.

Опыт 2. Приготовление раствора с заданной молярной (C_M) и эквивалентной (C_N) концентрациями из более концентрированного раствора.

Рассчитайте объем раствора серной кислоты H_2SO_4 , необходимого для приготовления 100мл 0,5н и 100мл 0,25М растворов H_2SO_4 . Предварительно определите плотность и массовую долю исходного раствора серной кислоты. Для этого налейте (под тягой) концентрированный раствор в цилиндр и опустите в него ареометр, следя за тем, чтобы ареометр не касался стенок цилиндра. Запишите показание ареометра и по таблице найдите значение массовой доли (в %) серной кислоты в исходном растворе.

Приступайте к расчету задания.

Отмерьте маленьким цилиндром (под тягой) рассчитанный объем концентрированной кислоты. Большим цилиндром отмерьте необходимый объем воды.

Воду перелейте в колбу, затем в нее же вылейте небольшими порциями из маленького цилиндра концентрированный раствор, перемешивая стеклянной палочкой. Если раствор нагрелся, охладите его при комнатной температуре.

Измерьте ареометром плотность приготовленного раствора. Какой массовой доле H_2SO_4 в растворе соответствует показание ареометра (см. справочные данные).

Опыт 3. Приготовление раствора с заданной концентрации из навески кристаллогидрата.

Рассчитайте массу кристаллогидрата сульфата натрия $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ для приготовления 100мл 0,25н раствора и 150мл 0,5М раствора сульфата натрия

Na_2SO_4 .

Приготовьте заданные объемы растворов Na_2SO_4 .

Опыт 4. Приготовление раствора заданной концентрации смешиванием растворов с более низкой и более высокой концентрацией.

Рассчитайте, какие объемы (мл) 5%-ого (плотность $\rho=1,057\text{г/мл}$) и 30%-ого ($\rho=1,332\text{г/мл}$) растворов гидроксида натрия необходимо взять для приготовления 200мл 10%-ого ($\rho=1,115\text{г/мл}$) раствора NaOH ?

Приготовьте заданные количества раствора. Измерьте ареометром его плотность, сравните с плотность заданного раствора.

Работа № 7 Гидролиз солей.

(для специальности 140101)

Цель работы: Изучение различных типов гидролиза солей и факторов, влияющих на скорость гидролиза.

Теоретическая часть

Гидролиз солей – это процесс взаимодействия ионов соли с молекулами воды в результате которого изменяется характер среды раствора.

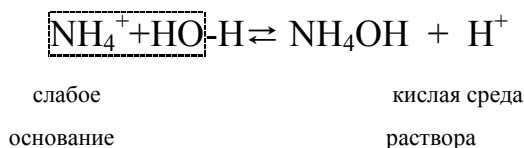
Гидролиз рассматривается с двух точек зрения: как результат нарушения ионного равновесия воды за счет образования слабого электролита и как результат поляризующего воздействия ионов соли на молекулы воды, также приводящего к образованию слабого электролита.

В зависимости от того, какие ионы соли производят поляризующее действие на электронные оболочки химических связей молекул воды, различают механизм гидролиза:

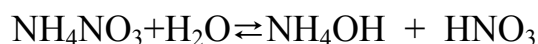
1. Катионный, если катион соли соответствует слабому электролиту (NH_4^+ , Cu^{2+} , Al^{3+} , Cr^{3+} и т.д.), а анион соли – сильной кислоте (Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^- и др).

Например, нитрат аммония NH_4NO_3 , образован слабым основанием NH_4OH и сильной кислотой HNO_3 .

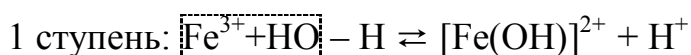
Катион слабого основания, обладающий достаточным поляризующим действием для расщепления молекулы воды на ионы, реагирует с водой:



Молекулярное уравнение гидролиза:

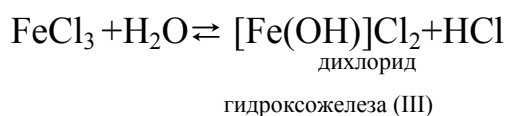


Если катион многозарядный (Al^{3+} , Fe^{3+} , Zu^{2+} и др.), то взаимодействие катиона с молекулами воды идет ступенчато. Например, хлорид железа FeCl_3 :

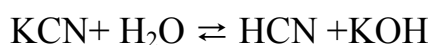
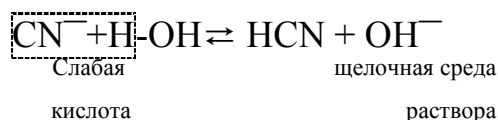


Чем больше величина заряда катиона, тем большее поляризующее действие он производит, поэтому гидролиз преимущественно идет по I ступени, хотя в растворе содержатся ионы и молекулы, соответствующие остальным ступеням гидролиза, но в ничтожно малой концентрации.

Молекулярное уравнение гидролиза FeCl_3 :

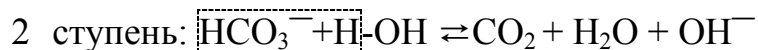
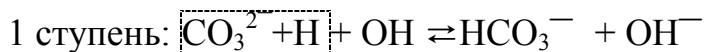


2. Анионный механизм гидролиза солей, образованных катионом сильного основания и анионом слабой кислоты. Например, гидролиз цианида калия KCN:

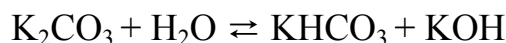


В том случае, если анион – остаток многоосновной кислоты (PO_4^{3-} , S^{2-} , CO_3^{2-} и др.), то взаимодействие аниона с молекулами воды протекает ступен-

чато и вместо слабой кислоты образуется кислая соль этой кислоты:

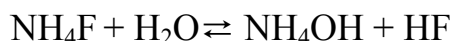
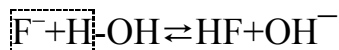
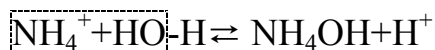
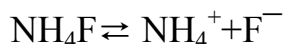


В молекулярной форме :

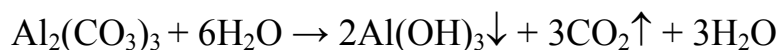


Гидрокарбонат калия

3. Катионно-анионный механизм гидролиза характерен для солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой, т.е. оба иона соли обладают значительным поляризующим действием. Гидролиз протекает быстро, до конца, т.е. до образования слабого основания и слабой кислоты. Соли данного типа в растворе существовать не могут, т.к. гидролиз независимо от величины заряда катиона и аниона проходит полностью с образованием слабого основания и слабой кислоты.



Константа диссоциации NH_4OH $K_g = 1.8 \cdot 10^{-5}$, константа диссоциации фтороводородной кислоты HF $K_g = 6.6 \cdot 10^{-4}$, поэтому среда раствора имеет слабощелочную среду.



Гидролиз этой соли необратим.

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой гидролизу не подвергаются, т.к. ионы таких солей обладают очень слабым поляризующим действием относительно молекул воды. К таким солям относятся NaCl , K_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, KMnO_4 , NaClO_4 и др.

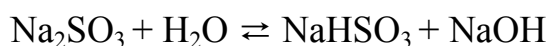
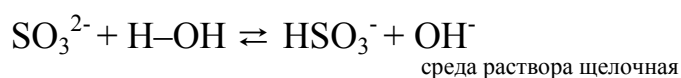
Равновесие гидролиза, согласно принципу Ле Шателье, можно сместить

изменением pH, концентрации одного из компонентов, температуры раствора.

Например: как влияют на гидролиз Na_2SO_3 следующие факторы:

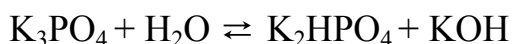
- а) прибавление раствора HCl ;
- б) приливание раствора NaOH ;
- в) добавление раствора K_3PO_4 ;
- г) разбавление раствора сульфита натрия Na_2SO_3 ;
- д) нагревание раствора.

Составляем уравнение гидролиза Na_2SO_3 . Это – соль сильного основания и слабой кислоты, механизм гидролиза анионный.



Среда раствора соли щелочная, поэтому при добавлении кислоты (а) происходит нейтрализация щелочи и равновесие смещается в прямом направлении, т.е. гидролиз усиливается. При приливании раствора щелочи (б) происходит усиление щелочности среды и равновесие смещается в направлении обратной реакции – гидролиз подавляется.

Введение раствора K_3PO_4 (в), который, подвергаясь гидролизу, создает щелочную среду:



приводит к смещению равновесия в сторону обратной реакции, т.е. гидролиз уменьшается.

Разбавление раствора сульфита натрия Na_2SO_3 (г) увеличивает концентрацию молекул воды, гидролиз усиливается, т.к. равновесие смещается в прямом направлении.

Нагревание раствора способствует увеличению константы диссоциации воды и, следовательно, усиливает гидролиз.

Показателем глубины протекания гидролиза является степень гидролиза β , представляющая собой отношение концентрации гидролизированных молекул

$C_{\text{гидр.}}$ к исходной концентрации (C) растворенных молекул соли.

$$\beta = \frac{C_{\text{гидр.}}}{C}$$

Чем слабее электролит, образующий катион или анион соли, тем более глубоко протекает гидролиз.

Например: при гидролизе солей сульфида K_2S и оксолата $K_2C_2O_4$ калия, в большей степени подвержен гидролизу сульфид калия K_2S , потому что:

H_2S ($K_1=1,1 \cdot 10^{-7}$; $K_2=1 \cdot 10^{-14}$) и $K_2C_2O_4$ ($K_1=5,6 \cdot 10^{-2}$; $K_2=5,1 \cdot 10^{-5}$)

Контрольные вопросы и задачи

1. Какой процесс называется гидролизом солей?
2. Какие соли вступают в реакцию гидролиза?
3. Какие факторы влияют на гидролиз?
4. Что характеризует степень гидролиза?
5. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей:
 - а) $Al_2(SO_4)_3$; б) Na_2S . Какая среда в растворе каждой соли? Какова величина pH ($pH > 7$ или $pH < 7$ или $pH = 7$)?
6. Почему усиливается гидролиз сульфата железа (III) при: а) повышении температуры; б) добавлении щелочи; в) добавлении раствора карбоната натрия Na_2CO_3 ?
7. В растворе какой соли: сульфиде калия или сульфиде алюминия степень гидролиза больше и почему? Укажите реакцию среды для водного раствора каждой соли. Составьте уравнения гидролиза.
8. Какая из солей: сульфид калия, селенид калия, теллурид калия гидролизуются в большей степени? Почему? Напишите уравнения гидролиза для выбранной соли.
9. Объясните с точки зрения поляризационных представлений различие в степени гидролиза следующих пар солей: $MgCl_2 - AlCl_3$ и $FeCl_2 - FeCl_3$.
10. Какие процессы будут протекать при смешении растворов сульфата галлия $Ga_2(SO_4)_3$ и сульфида натрия Na_2S ? Составьте ионно-молекулярные

и молекулярные уравнения взаимного гидролиза этих солей, если процесс протекает необратимо и до конца.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Определение среды растворов солей

В четыре пробирки налейте по 1 мл растворов солей: в первую – хлорида алюминия AlCl_3 , во вторую – хлорида натрия NaCl , в третью – карбоната натрия Na_2CO_3 , в четвертую – ацетата аммония $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.

Каким индикатором – фенолфталеином или лакмусом можно определить характер среды в растворах этих солей? Добавьте несколько капель соответствующего индикатора. О чем говорят изменения, происходящие в пробирках? Результаты опыта оформите в виде таблицы:

№ п/п	Формула химического соединения	Среда раствора	Индикатор	Окраска индикатора	Тип механизма гидролиза соли

Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза исследованных солей.

Опыт 2. Влияние температуры на гидролиз

В пробирку налейте 2 мл ацетата натрия CH_3COONa и добавьте 3-4 капли фенолфталеина. Отметьте цвет раствора. Нагрейте содержимое пробирки до кипения. Объясните изменения окраски при нагревании. Охладите пробирку с раствором в стакане с холодной водой или под струей холодной воды. Какие изменения произошли? Объясните их.

Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза ацетата натрия.

Опыт 3. Влияние концентрации раствора соли на гидролиз

Налейте в пробирку 1 мл концентрированного раствора нитрата висму-

та $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$. Отметьте цвет и прозрачность раствора. Прилейте двойной объем дистиллированной воды. Что наблюдаете? С помощью уравнения реакции объясните наблюдаемое явление. Каким индикатором необходимо подействовать, чтобы определить характер среды?

Опыт 4. Совместный гидролиз солей

Налейте в пробирку 2-3 мл раствора хлорида алюминия AlCl_3 и прилейте по каплям раствор карбоната натрия Na_2CO_3 . Наблюдайте образование белого студенистого осадка и выделение пузырьков газа. Какое вещество образовало осадок, и какой газ выделился в результате реакции?

Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза.

Работа 8 Определение жесткости воды

(для специальности 140101)

Цель работы – овладение титриметрическим методом определения жесткости воды.

Теоретическая часть

Жесткость воды определяется содержанием в ней ионов магния Mg^{2+} и кальция Ca^{2+} . Природная вода обогащается этими ионами при соприкосновении с минералами и горными породами при участии диоксида углерода. Природная вода, циркулируя в водопроводных трубах, паросиловых установках, обогащается также ионами железа Fe^{2+} вследствие коррозии внутренних повреждений труб. Ионы железа повышают общую жесткость воды.

Измеряют жесткость числом миллимоль ионов жесткости (Mg^{2+} и Ca^{2+}) в

1 кг воды (ммоль/кг), или в 1 дм^3 (ммоль/ дм^3), или в 1 л (ммоль/л).

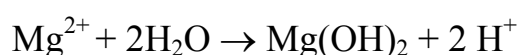
В зависимости от жесткости природные воды подразделяются на категории:

Менее 1,5 ммоль/л	Очень мягкая	Вода атмосферных осадков
1,5 – 3,0 ммоль/л	Мягкая	Воды рек Дальнего Востока и Сибири
3,0 – 6,0 ммоль/л	Средняя	Воды рек Восточно-Европейской равнины
6,0 – 10,0 ммоль/л	Жесткая	Морская вода
Более 10,0 ммоль/л	Очень жесткая	Минеральная вода

1 ммоль/л жесткости соответствует 20,04 мг/л ионов Ca^{2+} или 12,16 мг/л ионов Mg^{2+} .

Использование жесткой воды для удовлетворения хозяйственно-бытовых и промышленных нужд приводит к нежелательным последствиям:

1. Усилению коррозии паровых котлов и теплообменников вследствие гидролиза магниевых солей и повышения концентрации ионов водорода H^+ в растворе



2. Отложению накипи на поверхности теплообменных аппаратов, которое снижает экономичность работы этих установок.

3. Непроизводительному расходу моющих средств: ионы кальция и магния взаимодействуют с мылами, представляющими собой растворимые натриевые соли жирных кислот, образуют нерастворимые осадки солей магния и кальция.

4. Преждевременному износу тканей при стирке в жесткой воде: волокна тканей адсорбируют кальциевые и магниевые мыла, что делает волокна хрупкими и ломкими.

5. В жесткой воде плохо развариваются овощи, мясо, рыба: ионы кальция с белками пищевых продуктов образуют нерастворимые соединения.

Жесткость воды называют карбонатной или временной, если в воде ионы Mg^{2+} и Ca^{2+} содержатся в виде растворимых гидрокарбонатов $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ и

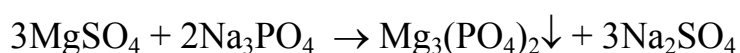
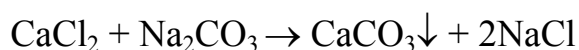
$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Избавиться от карбонатной жесткости можно кипячением воды с последующим отстаиванием и удалением осадка:



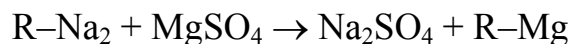
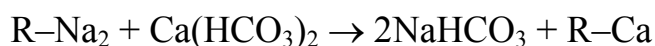
или известкованием, добавлением гашеной извести:



Некарбонатной жесткостью воды называют жесткость, обусловленную содержанием в воде нитратов, хлоридов или сульфатов кальция и магния. Эти соли при нагревании не переходят в нерастворимое состояние. Устраняется некарбонатная (постоянная) жесткость воды добавлением растворимых солей, с анионами которых Mg^{2+} и Ca^{2+} образуют осадки. Для этого используются тринатрийфосфат Na_3PO_4 , карбонат натрия Na_2CO_3 или силикат натрия Na_2SiO_3 :



Из современных методов умягчения воды используется ионно-обменный метод, в основе которого лежит обработка жесткой воды ионитами. Иониты – природные или синтетические вещества, способные путем обменной адсорбции поглощать ионы Mg^{2+} и Ca^{2+} , отдавая в раствор в эквивалентных количествах ионы Na^+ , K^+ , H^+ . Иониты с обменным катионом называются катионитами:

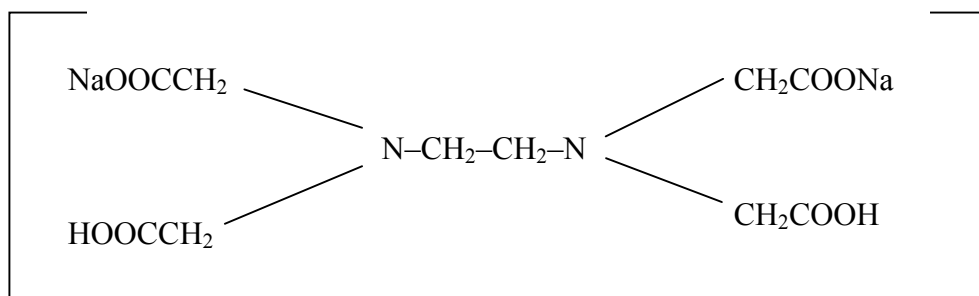


Иониты с обменным анионом называются анионитами. Гидроксид-ион анионита может обмениваться на анионы Cl^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , HCO_3^- , содержащиеся в воде.

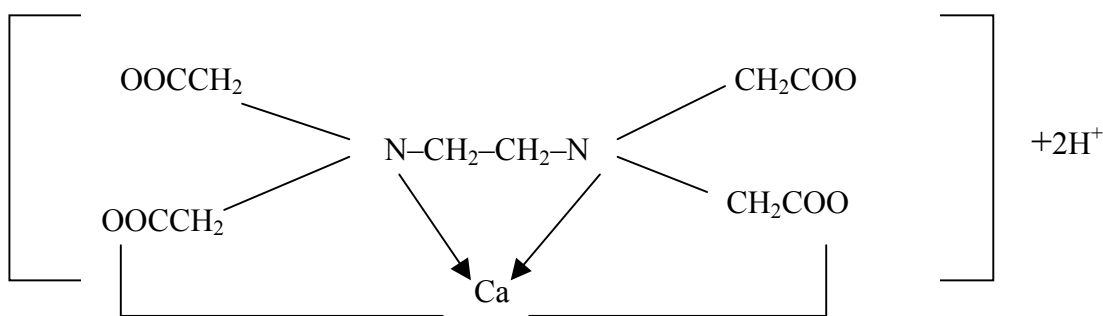
При контроле качества воды определяют ее жесткость. Для определения общей жесткости, обусловленной суммарным количеством ммоль ионов кальция и магния в 1 л воды, применяют метод комплексонометрии. В основе этого метода лежит титрование воды в присутствии аммиачного буферного

раствора ($\text{pH} = 10$) и индикатора эриохрома черного Т раствором комплексона III до перехода розовой окраски в голубую. В присутствии ионов Mg^{2+} и Ca^{2+} эриохром черный Т окрашивается в розовый цвет, в их отсутствии – в голубой.

Комплексон III (или Трилон Б) – двузамещенная натриевая соль этилендиаминтетрауксусной кислоты (ЭДТА).



При титровании жесткой воды раствором комплексона III образуется внутрикомплексное соединение



т.е. ионы Mg^{2+} и Ca^{2+} связываются комплексоном III, поэтому в конце титрования индикатор изменяет окраску: раствор становится голубым.

Определение карбонатной жесткости воды ($\text{Ж}_\text{к}$) сводится к определению концентрации гидрокарбонат-ионов HCO_3^- и эквивалентной этим ионам концентрации ионов жесткости Mg^{2+} и Ca^{2+} . Анализ проводят методом нейтрализации, в основе которого лежит титрование воды в присутствии индикатора метилового оранжевого раствором соляной кислоты HCl до перехода желтой окраски в оранжевую.

Контрольные вопросы и задачи

1. Какие катионы называют жесткими?

2. Какой показатель воды называют жесткостью?
3. Почему жесткую воду нельзя применять для генерации пара на тепловых и атомных электростанциях?
4. Какой метод умягчения воды называют термическим? Какие химические реакции протекают при умягчении воды этим методом?
5. Как осуществляют умягчение воды методом осаждения? Какие реагенты используют? Какие реакции протекают?
6. Как осуществляют умягчение воды с помощью ионного обмена? Что такое иониты? Какие реакции при использовании этого метода протекают?
7. Как определяют общую жесткость?
8. Как определяют карбонатную жесткость?
9. Как вычисляют некарбонатную жесткость?
10. Вычислите жесткость воды, зная, что в 500 л ее содержится 202,5 г.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Определение общей жесткости воды.

Налейте в колбу 100 мл исследуемой воды, прилейте 5 мл аммиачной буферной смеси ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$), добавьте несколько кристалликов индикатора эриохрома черного до появления розовой окраски.

Поместите 25 мл подготовленного раствора в колбу объемом 50 мл и оттитруйте его раствором комплексона III, приливая последний по каплям из бюретки до появления голубой окраски. При титровании содержимое колбы необходимо постоянно помешивать. Запишите объем комплексона III, затраченный на титрование. Повторите опыт 3 раза.

Рассчитайте средний объем комплексона III, затраченный на титрование, и общую жесткость воды по формулам:

$$V_{\text{cp}} = (V_1 + V_2 + V_3) / 3$$

$$J_{\text{общ}} = V_k \cdot C_k \cdot 1000 / V_{\text{H}_2\text{O}}$$

Где V_k – объем комплексона ($V_k = V_{\text{cp}}$), мл;

C_k – молярность раствора комплексона, $C_k = 0,05M$;

V_{H_2O} – объем одной пробы воды, мл.

Опыт 2. Определение карбонатной жесткости воды.

Налейте в колбу 100 мл исследуемой воды, прилейте 2-3 капли метило-ранжа. Поместите в отдельную колбу 25 мл приготовленной для исследования воды и оттитруйте 0,1н раствором соляной кислоты до перехода желтой окраски в оранжевую. Повторите опыт 3 раза. Вычислите средний объем соляной кислоты, затраченной на титрование.

$$V_{cp} = (V_1 + V_2 + V_3) / 3$$

Рассчитайте карбонатную жесткость воды.

$$Ж_k = V_k \cdot C_k \cdot 1000 / V_{H_2O}$$

Где V_k – объем комплексона ($V_k = V_{cp}$), мл;

C_k – нормальность раствора кислоты, $C_k = 0,05M$;

V_{H_2O} – объем одной пробы воды, мл.

Рассчитайте некарбонатную жесткость воды на основании формулы:

$$Ж_{общ} = Ж_k + Ж_n$$

Работа 9 Коллоидные растворы

(для всех специальностей)

Цель работы – ознакомление с методом получения коллоидных растворов и их свойствами.

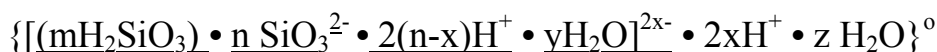
Теоретическая часть

Коллоидными называются растворы, в которых линейные размеры частиц дисперсной фазы лежат в пределах $10^{-9} - 10^{-7}$ м. Коллоидная дисперсность вещества является промежуточной между грубой дисперсностью, характерной для взвесей, и молекулярной, характерной для истинных растворов. Коллоидные растворы получают или из истинных растворов ($d < 10^{-9}$ м) путем

укрупнения частиц молекулярной дисперсности, или из взвесей путем дробления грубодисперсных частиц ($d > 10^{-5}$ м.). Различают конденсационные методы получения коллоидных растворов (укрупнение) и дисперсионные (дробление) методы.

Коллоидные растворы (или золи) – это гетерогенные лиофобные дисперсные системы. Дисперсная фаза в коллоидном растворе (золе) представлена коллоидными частицами, дисперсионная среда – растворителем. Дисперсные (коллоидные) частицы состоят из ядра, зарядообразующих ионов и ионов противоположного знака (или противоионов). Заряженная частица притягивает к себе молекулы воды из дисперсионной среды, создавая гидратную оболочку вокруг коллоидной частицы.

Состав коллоидных частиц зольей $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и H_2SiO_3 можно выразить формулами:

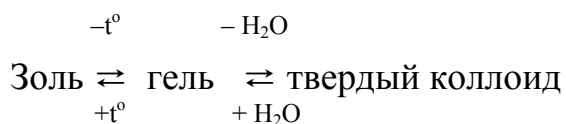


Гранула – коллоидная частица, мицелла – структурная единица коллоидного раствора.

Коллоидные растворы обладают специфическими оптическими (светорассеяние), кинетическими (седиментация) и электрическими (электрофорез и электроосмос) свойствами; характеризуются высокой кинетической агрегативной устойчивостью. Кинетическая устойчивость зольей проявляется в том, что концентрация коллоидных растворов одинакова по всему объему системы, не происходит осаждения частиц дисперсной фазы. Агрегативная устойчивость проявляется в том, что частицы дисперсной фазы не укрупняются, не слипаются (или не коагулируют).

Особенно велика агрегативная устойчивость гидрофильных золей (золь желатина), при длительном хранении переходящих в студнеобразное (или гелеобразное) коллоидное состояние.

Твердый коллоид желатина при набухании в воде образует гель. При нагревании геля образуется золь. Эти процессы обратимы:



Контрольные вопросы и задачи

1. Какие системы называют коллоидными? Каково их место в ряду дисперсных систем?
2. Каков состав коллоидной частицы в растворе?
3. Какие ионы могут быть потенциалобразующими в коллоидной частице золя: а) гидроксид железа (III); б) кремниевой кислоты?
4. Напишите формулы коллоидных частиц, образующихся в растворе при взаимодействии нитрата свинца(II) с избытком иодида калия.
5. Каковы заряды гранулы и мицеллы золя, полученного в п. 4.
6. Опишите оптические, кинетические и электрокинетические свойства коллоидных растворов. С чем связаны особенности этих свойств?
7. Что такое гель? Как и при каких условиях образуется гель?
8. В чем заключается тиксотропия коллоидных систем?
9. В чем проявляется кинетическая и агрегативная устойчивость золей?
10. Опишите механизмы коагуляции и седиментации коллоидных растворов.
11. Золь иодида серебра получен при добавлении к 20мл. 0,01н раствора KI 15мл. 0,2%-ного $AgNO_3$ ($\rho=1\text{г/мл.}$). Каков заряд золя и строение мицеллы?
12. Частицы золя сульфата бария, полученного смешением равных объемов $BaCl_2$ и H_2SO_4 , перемещаются в электрическом поле к катоду. Одинаковы ли исходные концентрации растворов?

Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение золя кремниевой кислоты

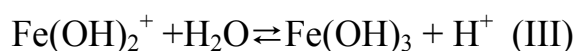
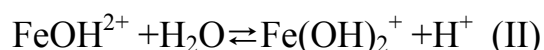
В пробирку налейте 1 мл концентрированной соляной кислоты и 0,5 мл концентрированного раствора силиката натрия Na_2SiO_3 . Содержимое пробирки хорошо перемешайте палочкой. Наблюдайте образование золя кремниевой кислоты. Напишите формулу мицеллы.

Опыт 2. Получение геля кремниевой кислоты.

В пробирку налейте 2мл. концентрированного раствора силиката натрия Na_2SiO_3 и 0,5-1 мл раствора соляной кислоты (1:3). Перемешайте раствор стеклянной палочкой. Наблюдайте образование студенистой массы – геля кремниевой кислоты. Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. Получение золя гидроксида железа (III) методом конденсации

Конденсация частиц молекулярной дисперсности может происходить в процессе гидролиза FeCl_3 . Гидролиз соли протекает по ступеням:



Потенциалообразующими ионами в процессе образования золя могут быть Fe^{3+} , FeOH^{2+} и $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$, противоионами Cl^- . В окрашенных золях знак заряда частицы можно определить методом капиллярного анализа. Он основан на том, что целлюлозные стенки капилляров фильтровальной бумаги заряжены отрицательно, а пропитывающая бумагу вода – положительно. На листок бумаги нанесите каплю исследуемого золя. После всасывания капли, золь с положительно заряженными частицами адсорбируется на бумаге и дает окрашивание в центре и бесцветное пятно по краям; золь с отрицательно заряженными частицами не адсорбируется бумагой и образует равномерно окрашенное пятно. Налейте в пробирку 8-10 мл воды и поставьте пробирку в

горячую водяную баню на 5-7 минут. Пипеткой внесите в пробирку 2-3 капли концентрированного раствора FeCl_3 . Наблюдайте образование красно-коричневого золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Проверьте знак заряда полученного золя методом капиллярного анализа. Напишите формулу мицеллы золя гидроксида железа (III). Золь сохраните для опыта 5.

Опыт 4. Получение золя гидроксида железа (III) диспергационным методом (демонстрационный метод)

В стакан объемом 50–100 мл к 25 мл воды добавьте 10 капель 20%-ного раствора FeCl_3 . Перемешайте содержимое стакана и прибавьте по каплям (!) раствор гидроксида аммония NH_4OH до полного осаждения гидроксида железа $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Дайте осадку отстояться 1 – 2 минуты, слейте избыток жидкости. Осадок промойте 2 – 3 раза водой, сливая эту воду после того, как между жидкостью и осадком появится четкая граница раздела.

К промытому осадку прилейте 25 мл H_2O и 3 капли 20%-ного раствора FeCl_3 . Смесь перемешайте, нагрейте на водяной бане. Наблюдайте растворение осадка $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и образование красно-коричневого золя.

Напишите формулу коллоидной частицы полученного золя. Укажите состав мицеллы и гранулы золя.

Объясните роль FeCl_3 в процессе получения золя.

Опыт 5. Коагуляция золя гидроксида железа (III) электролитами .

В три пробирки налейте по 1 мл золя гидроксида железа (III), полученного в опыте 3. Прилейте по каплям до появления помутнения или осадка растворы солей: в первую пробирку хлорид натрия NaCl , во вторую – сульфат натрия Na_2SO_4 , в третью гидрофосфат натрия NaH_2PO_4 . Отметьте количество капель каждой соли.

В какой пробирке коагуляция протекает быстрее? Почему? Что такое порог коагуляции? Какой электролит обладает наибольшим коагулирующим

действием? Какие ионы электролитов оказывают коагулирующее действие?

Работа 10 Адсорбция уксусной кислоты активированным углем

(для специальности 140101)

Цель работы: изучение зависимости величины адсорбции от равновесной концентрации адсорбата.

Теоретическая часть

Процесс поглощения одного вещества поверхностью другого называют адсорбцией. Поглощаемое вещество называют адсорбатом, поглотитель – адсорбентом.

В зависимости от характера взаимодействия между частицами адсорбента и адсорбата различают физическую (обратимую) адсорбцию и химическую (хемосорбцию). При физической адсорбции в основе взаимодействия лежат силы Ван-дер-Ваальса, а при химической адсорбции – химические связи.

Процесс отрыва частиц адсорбата от поверхности адсорбента называют десорбцией. При равенстве скоростей адсорбции и десорбции наступает адсорбционное равновесие.

Количественно адсорбцию выражают в молях адсорбата на единицу массы адсорбента (моль/г).

Величина адсорбции зависит от природы адсорбата и адсорбента, концентрации (или давления) адсорбата, температуры. Кривую зависимости величины адсорбции от равновесных концентраций C и давлений P адсорбата при постоянной температуре T называют изотермой адсорбции:

$\Gamma = f(c)$ или $\Gamma = f(p)$ при $T = \text{const}$.

Зависимость величины адсорбции от концентрации адсорбента ($T = \text{const}$) выражается уравнением Лэнгмюра

$$\Gamma = \Gamma_{\max} \cdot \frac{K_c}{1+K_c}$$

где Γ – величина адсорбции;

$\Gamma_{\max}$ – максимальная величина адсорбции, обусловленная поверхностью адсорбента;

K – константа адсорбционного равновесия;

C – равновесная концентрация адсорбента

Выразив уравнение Лэнгмюра в виде:

$$\frac{1}{\Gamma} = \frac{1}{\Gamma_{\max}} + \frac{1}{\Gamma_{\max} K C}$$

получают линейную зависимость $1/\Gamma$ от $1/C$. Из графика, построенного в координатах $1/\Gamma - 1/C$, рассчитывают максимальную величину адсорбции ($\Gamma_{\max}$) и затем по уравнению Лэнгмюра константу адсорбционного равновесия (K).

Контрольные вопросы и задачи

1. Что называют адсорбцией? Десорбцией?
2. Что называют адсорбентом, адсорбатом?
3. Какова природа сил, вызывающих физическую адсорбцию и хемосорбцию?
4. Как можно сместить адсорбционное равновесие?
5. От каких факторов зависит величина адсорбции?
6. Теплота адсорбции аммиака на порошке железа составляет 71,1 КДж/моль.

Рассчитайте, сколько теплоты выделится при поглощении порошком железа 5,6 л аммиака (н.у.)

7. Рассчитайте константу адсорбционного равновесия для физической адсорбции, если при равновесной концентрации адсорбата 10^{-3} моль/см³ адсорбция составила 10^{-11} моль/см³, а $\Gamma_{\max}$ (при $T=\text{const}$) равна 10^{-10} моль/см³.

Экспериментальная часть

Величину адсорбции (Γ) рассчитывают как разность между числом молей уксусной кислоты в объеме колбы до адсорбции (n_0) и после адсорбции (n):

$$\Gamma = n_0 - n$$

Концентрацию уксусной кислоты в растворе рассчитывают по закону эквивалентов

$$C_{H(K)} V_{(K)} = C_{H(Щ)} V_{Щ},$$

где $C_{H(K)}$ и $C_{H(Щ)}$ – молярные концентрации эквивалентов растворов кислоты и щелочи, моль/л;

V_K и $V_{Щ}$ – объемы кислоты и щелочи, мл.

Константу адсорбционного равновесия рассчитывают по уравнению Лэнгмюра.

Опыт 1. Адсорбция уксусной кислоты активированным углем

Мерным цилиндром в 3 колбы объемом 100 мл налейте по 5 л растворов уксусной кислоты CH_3COOH из общих сосудов 1, 2, 3.

Опустите в каждую колбу по 3 угольные таблетки, измельченные в фарфоровой чашке. Для ускорения процесса адсорбции периодически содержимое взбалтывайте.

Пока устанавливается адсорбционное равновесие, определите точную концентрацию каждого исходного раствора. Для этого налейте в 3 колбы по 10 мл исходных растворов 1, 2, 3 соответственно, добавьте 1 – 2 капли фенолфталеина и оттитруйте из бюретки 0,1 н раствором $NaOH$. Раствор щелочи приливайте по каплям в колбу с кислотой до тех пор, пока от одной капли избытка щелочи анализируемый раствор не окрасится в розовый цвет, не исчезающий при перемешивании. Для получения точного результата титрование проводят не менее трех раз по каждому из растворов 1, 2, 3. Результаты внесите в таблицу (V_0).

Через 20 – 25 минут после начала адсорбции отфильтруйте растворы через бумажный фильтр в конические колбы и определите в фильтратах равновесные концентрации уксусной кислоты так же, как были определены исходные концентрации. Результаты титрования (V) внесите в таблицу.

По результатам опыта рассчитайте концентрацию уксусной кислоты до

адсорбции (C_0) и после адсорбции (C), моль/л; число молей уксусной кислоты в объеме колбы до адсорбции (n_0) и после адсорбции (n); величину адсорбции (Γ), моль/г; значение $1/C$, моль⁻¹л; значение $1/\Gamma$, моль⁻¹г.

Результаты расчетов сведите в таблицу.

№ опыта	Объем раствора NaOH, мл		Концентрация раствора CH_3COOH , моль/л		Число молей CH_3COOH в 50 мл р-ра		Γ	$1/C$	$1/\Gamma$
	V_0	V	C_0	C	n_0	n			
1									
2									
3									

Постройте графики зависимости адсорбции от концентрации CH_3COOH в растворе в координатах:

1) $\Gamma - C$; 2) $1/\Gamma - 1/C$

Из второго графика определите $1/\Gamma_{\text{max}}$ и рассчитайте максимальное значение адсорбции (Γ_{max}).

Рассчитайте константу адсорбционного равновесия (K). Сделайте выводы.

Работа 11 Окислительно–восстановительные реакции.

(для всех специальностей)

Цель работы: Освоение методики составления уравнений окислительно-восстановительных реакций; ознакомление с окислительно-восстановительными свойствами химических соединений.

Теоретическая часть

Неравномерность распределения электронного облака химической связи между атомами в молекулах характеризуется степенью окисления химических элементов. Реакции, в результате которых изменяются степени окисления химических элементов и осуществляется передача электронов от одних атомов к другим, называется окислительно - восстановительными (ОВР).



Отдача электронов сопровождается повышением степени окисления элемента и называется окислением. Понижение степени окисления элемента – это присоединение электронов, – называется восстановлением. Восстановителем называется вещество, в составе которого имеется окисляющийся элемент. Окислитель – вещество, содержащее восстанавливающийся элемент.

Число электронов, принимаемых атомами, молекулами или ионами окислителя равно числу электронов, отдаваемых атомами, молекулами или ионами восстановителя.

Окислителями являются молекулы неметаллов (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , O_2 , N_2 и др.), молекулы и ионы, содержащие атомы металла или неметалла в высшей степени окисления ($\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$, $\text{K}_2\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7$, HN^{+5}O_3 , $\text{H}_2\text{S}^{+7}\text{O}_4$, $\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$), молекулы или ионы, содержащие атомы неметаллов в промежуточной степени окисления в присутствии восстановителя (H_2O_2^- , $\text{H}_2\text{SO}_3^{+4}$, N^{+2}O и др.).

Восстановители – атомы металлов, углерод С, водород H_2 , катионы металлов в низшей степени окисления (Fe^{+2} , Cu^+ , Cr^{+3} и т.д.), молекулы содержащие атомы неметаллов в низшей степени окисления (N^3H_3 , HCl^- , H_2S^{-2} и т.д.), а также молекулы и ионы, содержащие атомы в промежуточной степени окисления в присутствии окислителя (H_2O_2^- , $\text{H}_2\text{SO}_3^{+4}$, HN^{+3}O_2 и т.д.).

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций и подбора коэффициентов пользуются методом электронного баланса и ионно-электронным методом. Первый из методов является наиболее простым.



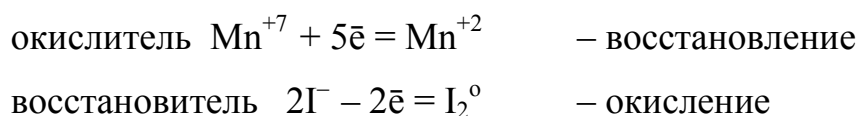
Во-первых, находят в уравнении реакции вещества, являющиеся окислителями и восстановителями: $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$, содержащий атом марганца в высшей степени окисления – окислитель; KI , содержащий атом йода в низшей степени окисления – восстановитель.

В химических уравнениях степень окисления обозначается знаком “+” или “–”, затем ставится цифра: Mn^{+7} , Mn^{+2} , Mn^{+4} , I^- , S^{-2} . В уравнениях реакции заряд иона обозначается цифрой, затем ставится знак заряда “+” или “–”.

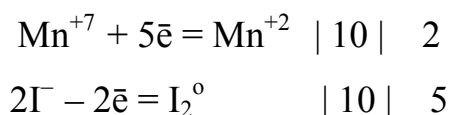


Для простых веществ (Fe, Cu, O_2 , P и т.д.) принята нулевая степень окисления.

После выявления окислителя и восстановителя составляют электронные уравнения:

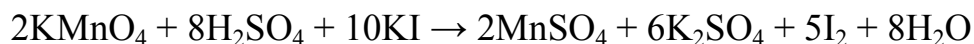


Уравнивают число отданных и принятых электронов посредством коэффициентов



И, наконец, производят расстановку коэффициентов в уравнении реакции, уравнивая в следующей последовательности:

- окислитель и восстановитель;
- атомы металлов в соединениях, не относящихся к окислителю и восстановителю;
- кислотные остатки (считая справа налево);
- атомы и ионы водорода;
- атомы кислорода, не входящие в состав кислотных остатков.



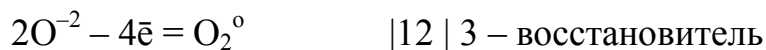
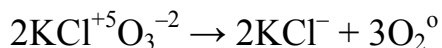
Проверка правильности написания уравнения окислительно-восстановительной реакции производится по балансу атомов кислорода в левой и правой частях уравнения:

$$\begin{array}{l} 8 + 8 \cdot 4 = 2 \cdot 4 + 6 \cdot 4 + 8 \\ 40 = 40 \end{array}$$

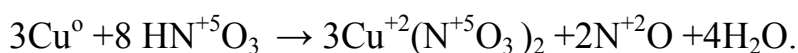
Среди окислительно-восстановительных реакций (ОВР) выделяют сле-

дующие типы:

– Внутримолекулярные ОВР:

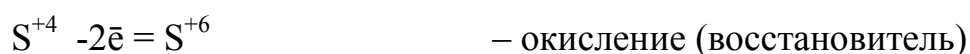


– Межмолекулярные ОВР:



В этом уравнении реакции коэффициент “2” ставится перед молекулой NO – продуктом восстановления азотной кислоты. У молекулы азотной кислоты – коэффициент “8” (2 атома азота изменили степень окисления, 6 атомов азота в составе иона NO_3^- – не изменили).

– ОВР диспропорционирования, в которых атомы одного и того же элемента и окисляются и восстанавливаются (атомы элемента находятся в промежуточной степени окисления)



Контрольные вопросы и задачи

1. Какие реакции называют окислительно-восстановительными?
2. Дайте определение понятиям степень окисления, окислитель, восстановитель, окисление, восстановление.
3. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства элементов в группах и периодах периодической системы?
4. Назовите важнейшие окислители и восстановители.
5. Какие вещества могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность? Каковы условия проявления этих свойств?
6. Вычислите степень окисления азота в соединениях: NH_3 , N_2H_4 , N_2 , N_2O ,

NO, N₂O₃, NO₂, N₂O₅.

7. Исходя из степеней окисления хрома и селена определите, какие из веществ (K₂CrO₄, Cr, Cr₂O₃, Na₂Cr₂O₇, SeO₃, H₂SeO₃, Se, K₂Se) в процессе ОВР могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность?

8. Окислительно-восстановительные реакции протекают по схемам:



Для каждой реакции укажите: а) окислитель и восстановитель; б) какое вещество окисляется, какое восстанавливается; в) тип ОВР.

Составьте электронные уравнения и на их основе расставьте коэффициенты в уравнениях неакций.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Влияние среды на окислительную способность перманганата калия KMnO₄

Налейте в три пробирки по 1-2 мл раствора перманганата калия KMnO₄. В одну из них добавьте такой же раствор серной кислоты H₂SO₄, в другую – воды, в третью – концентрированного раствора щелочи. В каждую из пробирок по каплям приливайте растворы сульфита натрия Na₂SO₃ до изменения цвета.

Впервой пробирке раствор обесцвечивается, что свидетельствует об образовании ионов Mn⁺², во второй – выпадает бурый осадок MnO₂, а в третьей – раствор окрашивается в зеленый цвет, характерный для манганат-иона MnO₄²⁻. Составьте уравнение реакций, имея в виду, что сульфит-ионы SO₃²⁻ окисляются в сульфат-ионы SO₄²⁻.

Напишите электронные уравнения и расставьте коэффициенты в уравнениях. Вычислите эквивалент и молярную массу эквивалента перманганата

калия для каждой реакции.

Опыт 2. Окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода H_2O_2

В одну пробирку налейте 2 мл раствора иодида калия KI , добавьте равный объем раствора серной кислоты H_2SO_4 и по каплям прилейте раствор пероксида водорода H_2O_2 до появления желто-коричневой окраски вследствие образования йода I_2 .

В другую пробирку налейте 2 мл раствора перманганата калия KMnO_4 , добавьте равный объем серной кислоты и по каплям прилейте раствор пероксида водорода H_2O_2 до обесцвечивания раствора.

Составьте уравнения реакций, происходящих в обеих пробирках. Напишите электронные уравнения. Что является окислителем и восстановителем в каждой реакции? Чем объясняются окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода?

Вычислите эквивалент и молярную массу эквивалента иодида калия.

Опыт 3. Окислительные и восстановительные свойства бромной воды

В пробирку налейте 2 мл бромной воды, прилейте по каплям раствор гидроксида натрия до изменения окраски вследствие образования бромида натрия NaBr и гипобромита натрия NaBrO .

Напишите уравнения реакции, составьте электронные уравнения и расставьте коэффициенты в уравнении. Укажите окислитель и восстановитель. Как называются окислительно-восстановительные реакции, подобные этой?

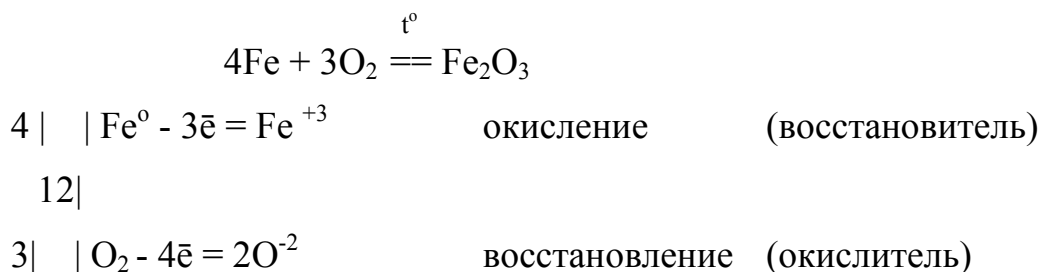
Работа № 12 Коррозия металлов.

(для всех специальностей)

Цель работы: Изучение условия возникновения коррозионных микроэлементов и влияния различных факторов на скорость электрохимической коррозии.

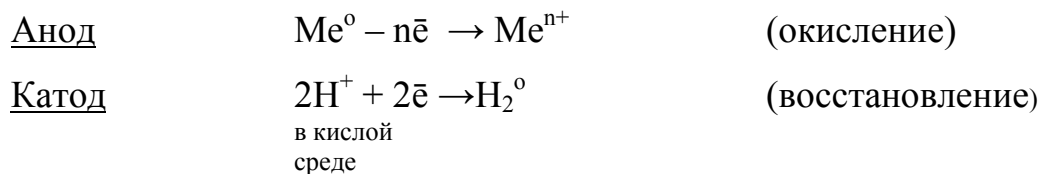
Теоретическая часть

Коррозия (от лат. *corrosio* – разъедание) – самопроизвольное разрушение металлов в результате химического и электрохимического взаимодействия с окружающей средой. По механизму коррозию металлов подразделяют на: химическую и электрохимическую. Химическая коррозия характерна для сред, не проводящих электрический ток – сухих газов при высокой температуре (HCl_g , SO_2 , H_2S , O_2 , CO_2 и др.) и жидких неэлектролитов (нефтепродукты, растворы сахара, спирты и др.). В процессе химической коррозии происходит прямое взаимодействие металла (восстановитель) с окружающей, не электропроводящей средой (окислитель).



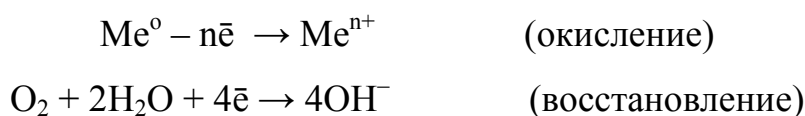
Электрохимическая коррозия возникает в средах, обладающих ионной проводимостью – в растворах электролитов, во влажном воздухе, в почве. Она связана с образованием на поверхности металлов и сплавов микрогальванических элементов, в которых разрушается более активный металл, имеющий менее положительный электродный потенциал. Процесс коррозии является анодным растворением металла под влиянием катодного восстановления окислителя. Наиболее распространенными окислителями в коррозионных процессах являются ионы водорода и молекулы кислорода. Коррозия с участием ионов водорода называется коррозией с водородной деполяризацией.

ей (выделение водорода):



Скорость коррозии определяется величиной электродного потенциала металла, состоянием его поверхности, температурой и РН раствора.

Коррозия с участием кислорода называется коррозией с кислородной деполяризацией (поглощение кислорода):



Скорость такой коррозии зависит от природы металла (потенциал кислородного электрода положительнее потенциала металла), от концентрации кислорода в растворе, скорости диффузии кислорода.

На скорость коррозии с водородной и кислородной деполяризацией влияет образование на поверхности металла защитных оксидных пленок. К таким металлам относятся алюминий, титан, хром, никель, свинец и др. Замедление или прекращение процессов коррозии называется пассивацией металла.

Коррозию можно затормозить изменением потенциала металла, снижением концентрации окислителя, изменением состава сплава и т.д.

Методами защиты от коррозии являются: 1) легирование металлов;

2) изменение свойств коррозионной среды; 3) защитные металлические и неметаллические покрытия; 4) электрохимическая защита; 5) рациональное конструирование и эксплуатация изделий.

Контрольные вопросы и задачи

1. Что называют коррозией металлов?
2. Какие виды коррозии вы знаете?
3. В чем отличие электрохимической коррозии от химической? Приведите примеры.

4. Какие факторы влияют на скорость коррозии?
5. Каковы причины возникновения коррозионных микрогальванических элементов?
6. Какие процессы протекают при коррозии железной пластинки в кислой среде и во влажном воздухе, если пластинка находится в контакте: а) с магниевой пластиной; б) с медной пластиной? Составьте электронные уравнения анодных и катодных процессов. С какой деполяризацией протекает коррозия?
7. В каком случае коррозия цинковой пластинки протекает быстрее: а) при контакте с железной пластинкой; б) при контакте с оловянной пластинкой? Почему?
8. Почему химически чистое железо более устойчиво к коррозии, чем техническое железо? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии технического железа во влажном воздухе и кислой среде.
9. Какое явление называют пассивацией металла?
10. Что такое ингибиторы и активаторы коррозии?
11. Перечислите основные методы борьбы с коррозией металлов.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Коррозия с водородной деполяризацией

В стакан налейте 50 мл раствора серной кислоты, добавьте несколько капель гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Разделите раствор поровну в два стакана. В один опустите пластинку оцинкованного железа, а в другой – стальную пластинку, соединенную с медной пластинкой или проволочкой. Что наблюдаете? Почему раствор в одном стакане становится желто – коричневым, а в другом зелено – синим? Составьте схемы электрохимических систем, напишите уравнения реакции, протекающих в каждом из стаканов. Что является анодом? Катодом? Напишите уравнения качественных реакции

ионов цинка Zn^{2+} и железа Fe^{2+} с ионом гексацианферрата (III) $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$.

Опыт 2. Коррозия с кислородной деполяризацией

В пробирку налейте на $\frac{1}{4}$ её объема раствор NaCl , добавьте 5-6 капель фенолфталеина.

Зачистите наждачной бумагой поверхность гвоздя и медной проволоки. Гвоздь, перевитый медной проволокой, опустите в раствор NaCl . Через 1-2 минуты, не взбалтывая содержимое пробирки, наблюдайте появление розового окрашивания вдоль витков проволоки. Почему фенолфталеин окрашивается в розовый цвет? Катодным или анодным участком является медная проволока? Поверхность гвоздя? Осторожно прилейте несколько капель гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Что наблюдаете? Чем это явление можно объяснить?

Напишите электронные и молекулярные уравнения реакций, происходящих на аноде и катоде данной электрохимической системы. Какова роль раствора NaCl ? Что изменится, если в место раствора NaCl взять воду?

Опыт 3. Электрохимическая неоднородность поверхности стали

Вследствие электрохимической неоднородности стали и наличие окислителя у её поверхности образуются коррозионные микроэлементы. В процессе их работы осуществляется анодное растворение железа. О растворении железа судят по появлению турнбулевой сини при взаимодействии иона Fe^{2+} с индикатором ферроксилиндикатором (водный раствор NaCl , $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и фенолфталеина).

Зачистите стальную пластинку наждачной бумагой, промойте проточной водой и высушите фильтрованной бумагой. Положите на пластинку бумажный фильтр, смоченный ферроксил-индикатором.

Через 2-3 минуты опишите изменение цвета фильтрованной бумаги, форму и распределение пятен. Объясните наблюдение. Запишите уравнение ре-

акции.

Опыт 4. Влияние концентрации кислорода на коррозию

Наждачной бумагой зачистите поверхность стальной пластинки. Стекло-
ной палочкой нанесите на очищенную поверхность каплю раствора хлорида
натрия с добавлением фенолфталеина. Через некоторое время обратите внима-
ние, какая часть капли раствора окрасилась в малиновый цвет. Почему?

Укажите анодный и катодный участки и для каждого составьте электрон-
ные уравнения процессов, протекающих на электродах.

С помощью какой реакции можно доказать положение анодного участка в
этой системе? Проведите эту реакцию, используя каплю качественного реак-
тива на ион Fe^{2+} .

Опыт 5. Активирующее действие ионов хлора

В две пробирки налейте по 5 мл раствора сульфата меди CuSO_4 , подкис-
ленного серной кислотой.

В одну из пробирок добавьте хлорид натрия. Затем в обе пробирки помес-
тите алюминиевую проволоку или фольгу.

Наблюдайте, в какой из пробирок интенсивнее выделяется газ.

Запишите уравнения анодного, катодного и суммарного процессов. При-
ведите схему коррозионного элемента. Объясните механизм влияния ионов
хлора на скорость реакции.

Работа 13 Металлы и их соединения

(для специальности 140101)

Цель работы: изучение свойств металлов и их соединений.

Теоретическая часть

Из 110 известных химических элементов, 88 относят к металлам. Ме-

таллы отличаются от неметаллов по строению атомов тем, что электроны атомов металлов находятся на внешнем энергетическом уровне ns^2np^{1-3} (элементы главных подгрупп периодической системы) или на предпоследнем и внешнем уровнях $(n-1)d^{1-10}$, ns^{1-2} (элементы побочных подгрупп). Металлы – электроположительные элементы с относительной электроотрицательностью менее двух.

Физические свойства металлов можно объяснить строением их кристаллической решетки: наличием положительно заряженных ионов, окруженных свободными электронами, движущимися хаотически («электронный газ»), образованием металлической связи.

Такая модель строения кристаллической решетки хорошо объясняет оптические свойства, высокие электро- и теплопроводность, деформируемость металлов. При наложении внешнего электрического поля в хаотическом движении электронов появляется направленность, – через металл протекает электрический ток.

Высокая теплопроводность металлов связана с переносом теплоты хаотически движущимися электронами. При деформации металлов, что происходит вследствие смещения слоев атомов – ионов в кристаллической решетке, электроны по-прежнему выполняют свою роль связки между атомами. Кристаллическая решетка способна деформироваться, не разрушаясь (пластичность металла).

Четкой границы между металлами и неметаллами не существует. При переходе от типичных металлов к тем элементам, у которых металлические свойства несколько ослаблены, в кристаллической решетке кроме металлических связей появляются ковалентные связи между атомами металла, более характерные для неметаллов.

На образование этих связей расходуется некоторое число электронов, что ослабляет металлические свойства. Направленный характер ковалентных связей приводит к потере пластичности и приобретению хрупкости (сурьма, вольфрам и др.)

Это изменение наблюдается у элементов при движении снизу вверх в главных подгруппах периодической системы и слева направо – в периодах.

У металлов побочных подгрупп увеличивается твердость, температуры плавления и кипения с увеличением числа валентных электронов. Доля ковалентных связей и энергия их разрыва растет при деформации или плавлении.

Плотность металла зависит главным образом от атомной массы и размера атома, в меньшей – от структуры. Плотность изменяется от $0,53 \text{ г/см}^3$ у лития (Li) до $22,6 \text{ г/см}^3$ у осмия (Os). Самыми мягкими являются щелочные металлы: твердость по Бринеллю у цезия (Cs) – $0,015 \text{ кг/мм}^2$, у калия (K) – $0,037 \text{ кг/мм}^2$, самыми твердыми – хром (Cr) – 90 кг/мм^2 , молибден (Mo) – 120 кг/мм^2 , вольфрам (W) – 70 кг/мм^2 .

Электропроводность наивысшая у серебра (Ag) – 63,9 (по сравнению с электропроводностью ртути $\text{Hg} = 1$), постепенно снижается в ряду Ag, Cu, Au, Al, Mg, Zn, Fe, Pb, Hg.

Самым легкоплавким является цезий (Cs) – $28,5^\circ\text{C}$; самым тугоплавким – вольфрам (W) – 3410°C .

Металлы, характеризующиеся химической инертностью, называют благородными. К ним относят золото (Au), серебро (Ag), рутений (Ru), родий (Rh), палладий (Pd), осмий (Os), иридий (Ir), платину (Pt).

Атомы типичных металлов могут только отдавать электроны, поэтому в виде простых веществ в окислительно-восстановительных реакциях играют роль восстановителей. По уменьшению восстановительных свойств металлы располагаются в ряду напряжений или электрохимическом ряду металлов.

В ряду напряжения слева находятся металлы, которые в контакте с водными растворами проявляют сильные восстановительные свойства. Катионы этих металлов проявляют слабые окислительные свойства.

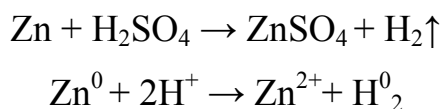
1. Электрохимический ряд напряжений металлов

Li⁺	Ca²⁺	Na⁺	Mg²⁺	Al³⁺	Mn²⁺	Zn²⁺	Cr³⁺	Fe²⁺
-3,04	-2,87	-2,71	-2,37	-1,66	-1,18	0,76	-0,74	-0,44
Li	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe

Cd²⁺	Ni²⁺	Sn²⁺	Pb²⁺	2H⁺	Cu²⁺	Ag⁺	Au³⁺
-0,4	-0,25	-0,14	-0,13	0,0	0,34	0,8	1,5
Cd	Ni	Sn	Pb	H₂	Cu	Ag	Au

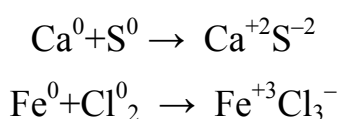
Атомы металлов с сильными восстановительными свойствами легко окисляются, но их ионы трудно восстанавливаются.

Металлы, расположенные в ряду напряжений левее водорода вступают в реакции замещения с кислотами (у которых ионы водорода H⁺ обладают в большей степени окислительными свойствами, чем кислотные остатки), вытесняя водород.



Металлы, расположенные в ряду напряжений правее водорода, не могут его замещать в молекулах кислот, с такими кислотами не взаимодействуют. Эти металлы (Cu, Hg, Ag, Pt, Au) могут взаимодействовать с кислотами, обладающими сильными окислительными свойствами — азотная кислота (HNO₃) и серная концентрированная кислота (H₂SO₄). У перечисленных кислот окислительными свойствами в большей степени обладают ионы кислотных остатков, а не катион водорода H⁺.

Химически металлы могут реагировать с простыми веществами, относящимися к неметаллам (C, N₂, Si, P, O₂, S, Cl₂ и др. галогены).

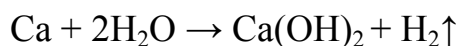
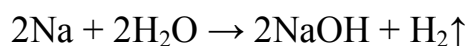


Обратите внимание, что атом железа под действием молекулы хлора переходит в состояние со степенью окисления +3, а под действием соляной ки-

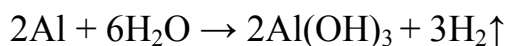
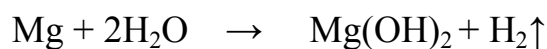
слоты приобретает степень окисления +2.

2. Окисление металлов водой

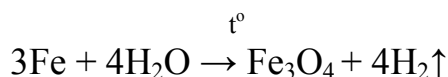
В воде ($pH = 7$) стандартный электродный потенциал $\phi_{2H^+/H_2}^0 = -0,41V$. Следовательно, взаимодействовать с водой могут металлы, имеющие $\phi^0 \leq 0,41V$, т.е. от лития до кадмия. Но вследствие образования нерастворимой оксидной или гидроксидной пленок на поверхности металла взаимодействие с водой возможно только у щелочных и щелочноземельных металлов, у которых образовавшиеся пленки растворяются или взаимодействуют с водой:



Магний, алюминий реагируют с водой при нагревании (алюминий – с кипящей водой):

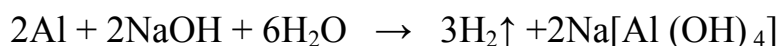
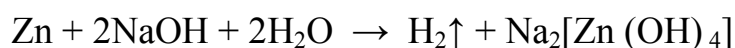


Измельченное железо взаимодействует только с парами воды (при высокой температуре).



3. Окисление металла щелочами

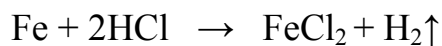
В растворе 1N щелочи потенциал водорода $\phi_{2H^+/H_2}^0 = -0,83V$, следовательно, вытеснить его из молекул щелочи могут металлы, расположенные в ряду напряжений левее цинка. Если ион металла образует с гидроксид-ионами нерастворимый осадок гидроксида, то процесс растворения блокируется; если образуются растворимые цинкаты или алюминаты (металлы с амфотерными свойствами), то происходит взаимодействие:



Щелочные и щелочноземельные металлы со щелочами не взаимодействуют.

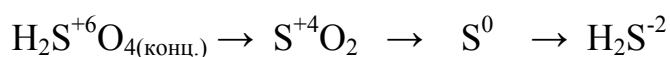
4. Окисление металлов кислотами

Стандартный электродный потенциал водорода в 1Н растворе кислоты $\varphi_{2H^+/H_2}^0 = 0,0$ В. По этой причине с растворами кислот, в которых окислителем является ион водорода H^+ , реагируют металлы, расположенные в ряду напряжений левее водорода. К таким кислотам относят все галогеноводородные кислоты, сероводородную, фосфорную, уксусную, сернистую, азотистую и серную разбавленную кислоту.

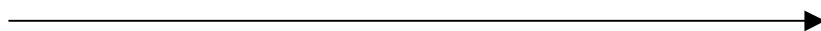


Азотная кислота и серная концентрированная кислоты, в которых окислителем являются кислотные остатки, реагируют практически со всеми металлами. Исключение составляет золото и металлы, образующие нерастворимые сульфаты ($PbSO_4$, $BaSO_4$).

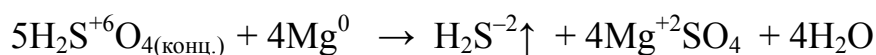
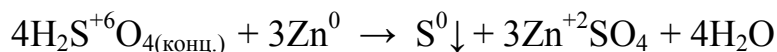
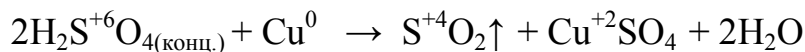
С серной концентрированной кислотой металлы реагируют только при нагревании, при этом увеличивается активность ионов кислоты. Чем больше восстановительная активность металла, тем более глубоко идет процесс восстановления серной кислоты.



Активность восстановителя (металла) увеличивается

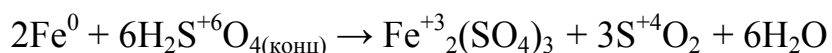


Например:



При контакте алюминия, железа, хрома с холодной $H_2SO_{4(конц.)}$ на поверхности металла образуется защитная оксидная пленка, препятствующая протеканию реакции – металлы пассивируются. При нагревании взаимодействие металла с кислотой делается возможным, защитная пленка взаимодействует с

кислотой и растворяется.



Обратите внимание, что под действием разбавленной серной кислоты атомы железа переходят в ион Fe^{2+} со степенью окисления +2, а под действием концентрированной H_2SO_4 при нагревании – в ионы Fe^{3+} со степенью окисления +3.

С азотной кислотой (любой концентрации) взаимодействуют почти все металлы, за исключением золота (Au), платины (Pt), тантала (Ta).

Характер продуктов восстановления азотной кислоты зависит от активности металла и концентрации кислоты. С возрастанием активности металла (справа –налево в ряду напряжений) и уменьшением концентрации раствора кислоты степень окисления азота в продукте восстановления азотной кислоты уменьшается.

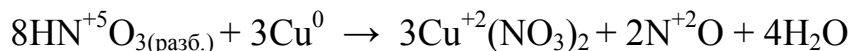
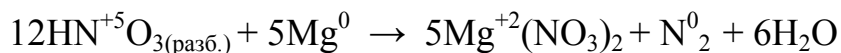


Концентрация HNO_3 уменьшается

Активность металла увеличивается

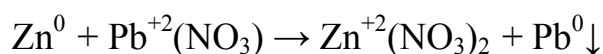
Продукты восстановления HNO_3 можно представить схемой:





5. Взаимодействие с солями

Атомы металла, имеющего более отрицательное значение электродного потенциала, вытесняют из молекул солей атомы металла с менее отрицательным или более положительным потенциалом.



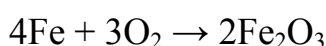
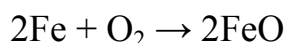
$$\varphi^0(\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}$$

$$\varphi^0(\text{Pb}) = -0,13 \text{ В}$$

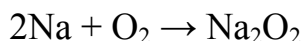
6. Свойства соединений металлов

6.1. Оксиды металлов

Оксиды образуют при взаимодействии с кислородом почти все металлы. В зависимости от внешних условий проявляют различные степени окисления.

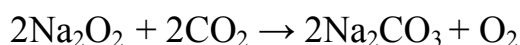
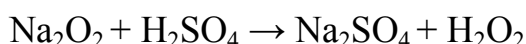
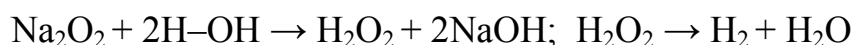


Щелочные металлы, кроме оксидов образуют пероксиды состава Me^+O_2^-



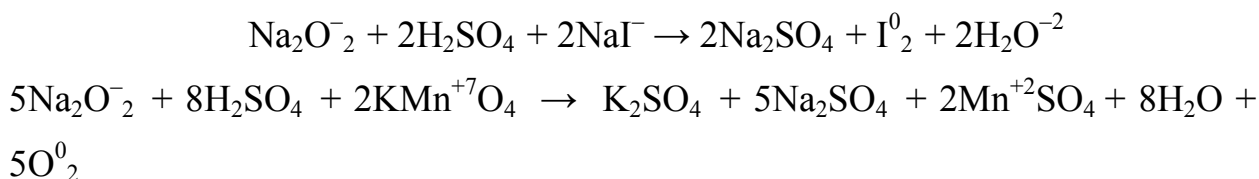
Пероксиды взаимодействуют с водой, кислотами, кислотными оксидами.

При взаимодействии с натрием пероксид натрия образует оксид натрия.



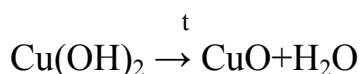
Пероксиды, содержащие атомы кислорода в промежуточной степени окисления, проявляют окислительно-восстановительную двойственность в

окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в кислой среде.



6.2. Гидроксиды металлов

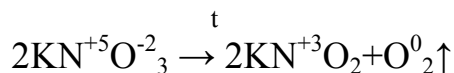
Гидроксиды металлов характеризуются всеми свойствами оснований. Нерастворимые гидроксиды при нагревании разлагаются:



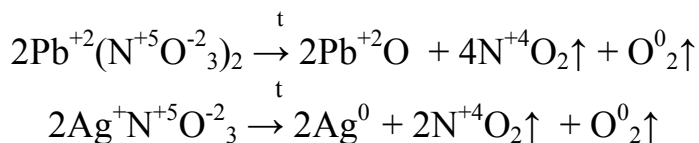
6.3. Соли

Сульфаты, фосфаты, хлориды, сульфиды устойчивы к нагреванию.

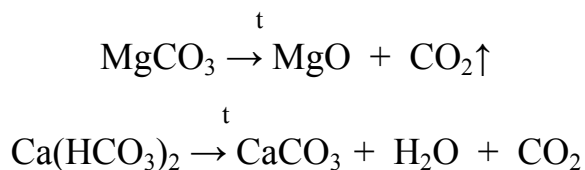
Нитраты металлов при нагревании разлагаются. Нитраты щелочных металлов при нагревании образуют нитриты и кислород:



Нитраты остальных металлов при нагревании образуют оксид металла, диоксид азота и кислород. Если оксид металла неустойчив, то образуется металл, диоксид азота и кислород:



Карбонаты при нагревании разлагаются на оксид металла и диоксид углерода, гидрокарбонаты на карбонаты, диоксид углерода и воду.

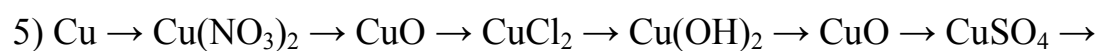
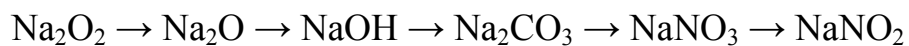
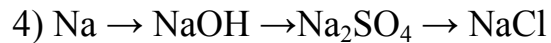
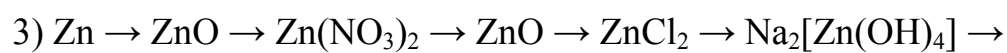
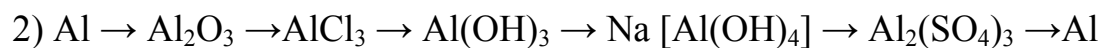
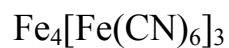
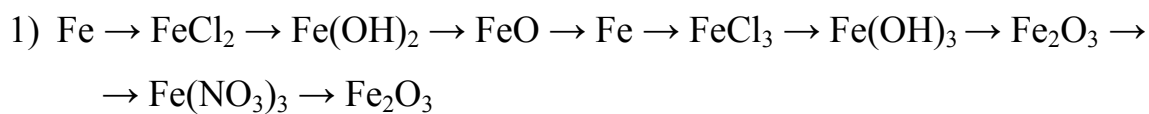


Контрольные вопросы и задачи.

1. По каким признакам химические элементы относят к металлам?
2. Какое строение имеет металлическая кристаллическая решетка?
3. Как влияет кристаллическая решетка металла и его физические свойства?
4. Чем объясняется изменение физических свойств металлов в побочных подгруппах?
5. Какие металлы реагируют с водой?
6. Какие металлы взаимодействуют со щелочами?
7. Чем отличаются продукты реакции металлов с разбавленной и концентрированной H_2SO_4 ? Что является окислителем в этих реакциях?
8. Какие продукты образуются при реакции металлов с разбавленной и концентрированной азотной кислотой?
9. Как влияют восстановительная способность металлов и степень разбавления HNO_3 на характер газообразных продуктов реакции?
10. Что такое пероксиды? Какими свойствами обладает пероксид натрия?
11. Чем отличаются по отношению к нагреванию гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов от гидроксидов остальных металлов?
12. Какие продукты образуются при термическом разложении нитратов различных металлов?
13. Что происходит при нагревании с карбонатами?
14. Напишите молекулярные и молекулярно-ионные уравнения качественных реакций на катионы серебра (Ag^+), бария (Ba^{2+}), железа (Fe^{2+} и Fe^{3+}), цинка (Zn^{2+}), меди (Cu^{2+}), свинца (Pb^{2+})

Экспериментальная часть

Напишите уравнения реакций, иллюстрирующие следующие превращения:



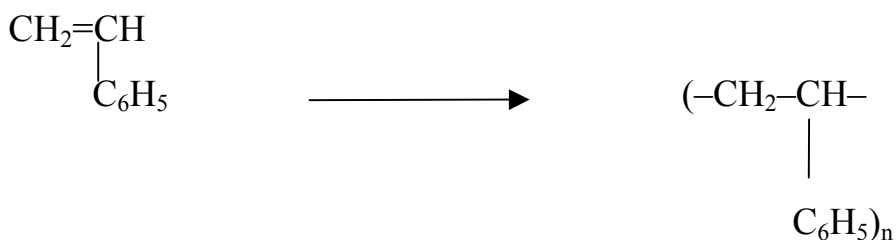
Работа 14 Полимеры

(для всех специальностей)

Цель работы: закрепление на практике теоретических знаний по теме.

Теоретическая часть

Полимеры – высокомолекулярные соединения, которые характеризуются молекулярной массой от нескольких тысяч до многих миллионов. Молекулы полимеров называют макромолекулами. Макромолекулы состоят из большого числа повторяющихся звеньев. Звенья образуются из небольших относительно простых молекул, которые называются мономерами. Число звеньев в макромолекуле называется степенью полимеризации(n). Например, макромолекула полистирола состоит из звеньев полученных из мономера стирола



Соединения, состоящие из сравнительно небольшого числа звеньев ($n < 5000$), называют олигомерами.

Вследствие большой молекулярной массы полимеры приобретают некоторые специфические свойства, не характерные для низкомолекулярных соединений.

В зависимости от формы макромолекулы полимеры бывают линейными, разветвленными и пространственными. Линейные полимеры образуют прочные волокна и пленки, отличаются эластичностью, способностью растворяться в органических растворителях, а при повышении температуры – плавятся.

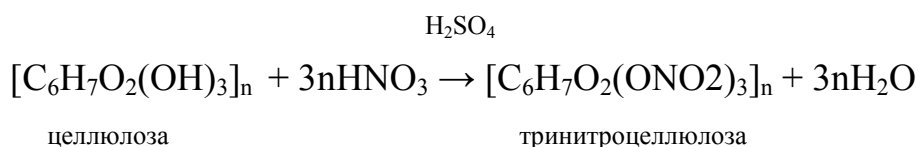
Пространственные полимеры – трехмерные, значительно менее эластичны, нерастворимы, не плавятся.

Различают неорганические полимеры (алмаз, силикаты), органические

(образуются из органических молекул), элементоорганические, имеющие основную цепь из атомов различных элементов, но боковые заместители относятся к углеводородным радикалам или их производным.

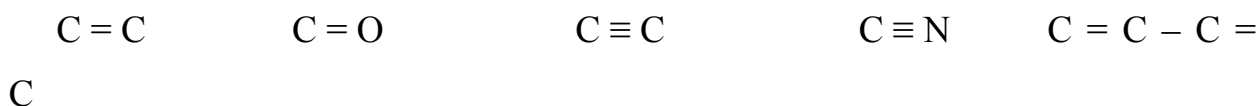
Органические полимеры, в свою очередь, подразделяются на природные (целлюлоза, белки, нуклеиновые кислоты, крахмал, натуральный каучук и другие) и синтетические (полиэтилен, поливинилхлорид, полиамиды, полиэферы и другие). На основе природных полимеров получают искусственные полимеры. Их получают реакцией модификации, оставляя в неизменном виде основную цепь и изменяя природу боковых заместителей.

Например, из целлюлозы получают нитроцеллюлозу, ацетатную целлюлозу, вискозу и пр.



Получают полимеры методом реакции полимеризации и поликонденсации.

Полимеризация – это реакция образования полимера путем последовательного присоединения молекул низкомолекулярного соединения (мономера). В качестве мономеров используют соединения с кратными связями:



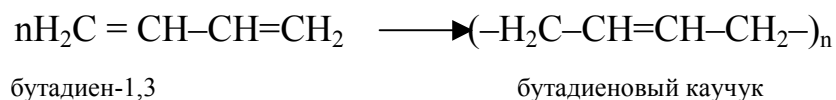
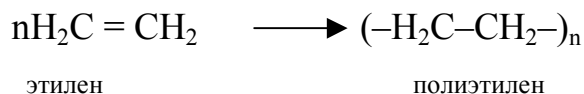
или соединения с циклическими группами.

Полимеризация протекает через несколько стадий: а) образование активных центров (радикалов и макрорадикалов под действием инициаторов перекисных соединений или органических ионов под действием катализаторов); б) рост цепи; в) передача или обрыв цепи.

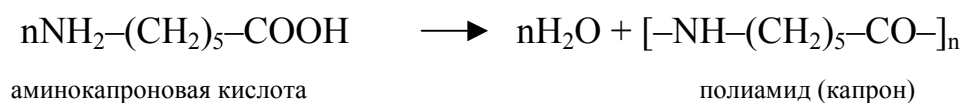
Полимеризация – самопроизвольный процесс ($\Delta G < 0$, $\Delta H < 0$), так как разрыв кратных связей в молекулах полимеров ведёт к уменьшению энергии

системы.

Большинство промышленных полимеров получают полимеризацией (полистирол, полиэтилен, полипропилен, синтетические каучуки и др.).



Поликонденсация – это реакция получения полимера из мономеров, имеющих две и более функциональных групп. Взаимодействие атомов функциональных групп между собой приводит к образованию полимера и низкомолекулярного продукта (NH_3 , HCl , H_2S , H_2O , CH_2O и др.). Например, синтез полиамида капрона:



Поликонденсацией синтезируют полиамиды (наилон, капрон), полиэфиры (лавсан, терелен), полиуретаны (лайкра, вайприн), полимочевиноальдегиды (аминопласты), фенолформальдегидные полимеры (фенопласты) и др.

Полимеры имеют специфические свойства:

1. Малый удельный вес (в 2 раза легче алюминия, в 4-6 раз легче стали, полиэтилен легче воды).
2. Высокая механическая прочность (до 9000 кг/см^2).
3. Растворению в органических растворителях предшествует набухание полимера.
4. При нагревании многие полимеры размягчаются, а затем разлагаются, не плавясь (поливинилхлорид), другие плавятся.
5. Полимеры из-за большой молекулярной массы не летучи.
6. Высокая химическая стойкость – графитопласты и фторопласты не

взаимодействуют с кислотами, щелочами, окислителями.

7. Под действие кислорода воздуха, света, температуры, механических и химических воздействий полимеры изменяют свою структуру, состав, свойства. Этот процесс называется деструкцией.

8. Полимеры обладают высокими термо- и звукоизоляционными свойствами, большинство полимеров являются хорошими диэлектриками. Графитопласты имеют хорошую электропроводность.

9. Антифрикционные свойства одних и фрикционные других полимеров позволяют широко применять их в машино- и приборостроении.

10. Полимеры хорошо механически обрабатываются, склеиваются и свариваются.

Контрольные вопросы

1. Какие соединения называют полимерами?
2. Что такое мономер? Степень полимеризации?
3. По каким признакам классифицируют полимеры?
4. Какие химические соединения являются мономерами для целлюлозы, натурального каучука, белка, крахмала?
5. Напишите формулы элементарных звеньев следующих полимеров: полиэтилена, полипропилена, поливинилхлорида, политетрафторэтилена, ПВХ, полистирола, ПВА, капрона, плексигласа?
6. Перечислите свойства полимеров, отличающие их от низкомолекулярных веществ?
7. В чем отличие реакции полимеризации от реакции поликонденсации?
8. Чем пластмассы отличаются от полимеров?
9. Что такое деструкция полимеров?
10. Какие свойства полимеров и где используются в электроэнергетике?
11. Какие полимеры находят применение в электроэнергетике?

Литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия М. ВШ. 2006
2. Коровин Н.В.- общая химия М.ВШ.2002-2005.
3. Никольский А.Б., Суворов А.В.- химия С/Пб. Химия издательство 2001
4. Семенов И.Н, Перфилова И.Л.-химия. С/Пб. Химия издательство 2000
5. Денисов В.В, Дрововозова Т.И, Лозановская И.Н и др. химия. М-Рн/Д «март» 2003.
6. Задачи и управление по общей химии. Под редакцией Н.В. Коровин М.Вш. 2003
7. Коровин Н.В., Мингулина Э.И, Рыжова Н.Г.- Лабораторные работы по химии М.ВШ. 2001
8. Горбунов А.И., Чуров А.А., Филиппов Г.Г., Шаповая В.Н. - теоретические основы общей химии. М.МГТУ им НЭ Бауманя, 2001г.
9. Слесарев В.И. – Химия: Основы химии живого. С/Пб. Химиздат 2001
- 10.Бережной А.И, Елфимов В.И, Томина Л.Д – химия. Программа, метод. указания, решения типовых задач и контрольные работы для студентов заочников инженерно-технических специальности вузов. И.ВШ. 2004.
- 11.Глинка Н.Л. Сборник задач и упражнений по общей химии. М. ВШ. 2006.

Экзаменационные билеты

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

« __ » _____ 200_ г.

Курс Первый

Заведующий кафедрой

Утверждаю _____

Кафедра Химия

Факультет ИФФ

Дисциплина Химия

Экзаменационный билет № 1

1. Квантово-механическая модель атома. Электрон. Корпускулярно-волновые свойства электрона.
 2. Давление насыщенного пара раствора. Закон Рауля.
 3. Задача
-

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

« __ » _____ 200_ г.

Курс Первый

Заведующий кафедрой

Утверждаю _____

Кафедра Химия

Факультет ИФФ

Дисциплина Химия

Экзаменационный билет № 2

1. Квантовые числа, их физический смысл и значения. Принцип Паули.
2. Изменение температур кипения и замерзания (кристаллизации) растворов. Идеальные и реальные растворы. Применение к ним закона Рауля. Изотонический коэффициент.
3. Задача

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

« __ » _____ 200_ г.

Факультет ИФФ

Курс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 3

1. Последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней (атомных орбиталей) в многоэлектронных атомах (на примере атома сурьмы, № 51). Правила Клечковского, исключения из них.
 2. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Роль молекул растворителя в процессе диссоциации. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
 3. Задача
-

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

« __ » _____ 200_ г.

Факультет ИФФ

Курс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 4

1. Нормальное и возбужденное состояния атомов. Правило Гунда. Электронно-графические формулы.
2. Осмотическое давление в растворах. Закон Вант-Гоффа.
3. Задача

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 5

1. Периодический закон, в современной формулировке и по Менделееву. Периодическая система элементов Д.И.Менделеева и ее связь со строением атомов. Особенности строения атомов элементов в главных и побочных подгруппах.
2. Сильные электролиты, активность ионов. Влияние концентрации на их химическую активность.
3. Задача

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 6

1. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в соответствии с электронной структурой атомов и положением в периодической системе.
2. Слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Константа диссоциации. Ступенчатая диссоциация слабых электролитов.
3. Задача

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 7

1. Энергия ионизации и сродство к электрону, электроотрицательность, изменение их величин в группах и периодах Периодической системы. Изменение окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств элементов и их соединений в группах и периодах.
 2. Вода. Особенности воды как растворителя. Электролитическая диссоциация и ионное произведение воды. Водородный показатель.
 3. Задача
-

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 8

1. Химическая связь. Ковалентная связь: механизм образования (на примере молекулы водорода H_2 и иона аммония NH_4).
2. Водородный показатель (pH) среды. Понятие об индикаторах.
3. Задача

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 9

1. Свойства ковалентной связи: длина, энергия, направленность, насыщенность, поляризуемость.
 2. Гидролиз солей. Механизм гидролиз солей. Степень гидролиза солей и зависимость ее величины от концентрации, природы соли, температуры раствора.
 3. Задача
-

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 10

1. Полярно-ковалентная связь: образование, длина диполя и дипольный момент, влияние их величин на свойства химической связи.
2. Типы гидролиза солей (конкретные примеры солей, содержащих одно- и многовалентный ион, соответствующий слабому электролиту).
3. Задача

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 11

1. Энергетика растворения: изменение энтальпии и энтропии при растворении.
 2. Возникновение потенциала на границе фаз «электрон-электролит». Двойной электрический слой на границе фаз.
 3. Задача
-

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 12

1. Кратность ковалентной связи. Образование сигма- и пи-связей.
2. Измерение электродных потенциалов. Ряд стандартных электродных потенциалов.
3. Задача

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 13

1. Ионная химическая связь. Механизм образования и свойства ионной связи, ее отличия от ковалентной связи.
 2. Зависимость величины электродных потенциалов от природы электродов и электролитов, концентрации раствора, температуры.
 3. Задача
-

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 14

1. Гибридизация атомных орбиталей. Условия и типы гибридизации. Роль гибридизации в образовании молекул.
2. Химические источники электрической энергии (ХИЭЭ). Принцип действия гальванических элементов, электродвижущая сила и ее измерение.
3. Задача

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

« __ » _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 15

1. Поляризация ионов, деформируемость их электронных оболочек. Влияние поляризуемости ионов на свойства веществ.
 2. Принцип действия свинцового (кислотного) аккумулятора. Процессы, происходящие при зарядке и разрядке.
 3. Задача
-

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

« __ » _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 16

1. Межмолекулярные взаимодействия (силы Ван-дер-Ваальса, водородная связь).
2. Принцип действия концентрационных элементов.
3. Задача

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 17

1. Металлическая связь, образование и свойства.
 2. Электролиз. Законы Фарадея. Физический смысл числа Фарадея. Потенциал разложения. Выход по току.
 3. Задача
-

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 18

1. Энергетические эффекты химических реакций. Классификация химических систем и процессов. Понятие «фаза» в гетерогенных системах.
2. Определение, состав, классификация растворов. Растворимость. Влияние на растворимость природы компонентов, температуры, давления.
3. Задача

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 19

1. Внутренняя энергия и энтальпия. Энтальпия химических процессов и фазовых превращений. Стандартная энтальпия образования вещества. Закон Гесса. Расчет тепловых балансов реакций.
 2. Электродная и концентрационная поляризации при электролизе. Перенапряжение.
 3. Задача
-

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 20

1. Понятие энтропии. Изменение энтропии при фазовых переходах и химических реакциях. Стандартная энтропия вещества. Энтропия и направленность процессов.
2. Последовательность восстановления ионов (молекул) на катоде. Электролиз растворов и расплавов солей.
3. Задача

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 21

1. Энергия Гиббса: изменение при химических изобарных процессах. Химическое сродство и направленность химических реакций.
2. Последовательность окисления ионов, атомов и молекул на аноде. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами (с примерами).
3. Задача

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 22

1. Химическая кинетика. Зависимость скорости реакции от концентрации, температуры, давления реагирующих веществ. Энергия активации и активные молекулы. Уравнение Вант-Гоффа. Закон действующих масс, области его применения. Константа скорости.
2. Коррозия металлов. Классификация коррозионных процессов. Химическая коррозия.
3. Задача

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

« __ » _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 23

1. Влияние на скорость реакции природы и величин поверхности взаимодействующих веществ. Химическое равновесие (с кинетической и термодинамической точек зрения). Константа равновесия в гомогенных и гетерогенных процессах.
 2. Электрохимическая коррозия (коррозия оцинкованного и луженого железа, стали в кислой среде и во влажном воздухе).
 3. Задача
-

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

« __ » _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 24

1. Химическое равновесие, его динамический характер. Принцип Ле-Шателье (показатель на конкретных примерах).
2. Факторы, влияющие на скорость коррозии. Защита металлов от коррозии.
3. Задача

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 25

1. Дисперсные системы. Классификация. Получение. Молекулярно-кинетические и оптические свойства.
 2. Внутренняя энергия системы, как ее термодинамическая функция. Первый закон термодинамики.
 3. Задача
-

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 26

1. Строение коллоидной частицы. Электрокинетические свойства коллоидных систем, практическое использование свойства.
2. Энтропия, как термодинамическая функция. Изменение энтропии при химических реакциях. Стандартная энтропия. II закон термодинамики.
3. Задача

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 27

1. Дисперсные системы. Золи и гели. Тиксотропия. Применение дисперсных систем.
2. Периодическая система элементов Д.И.Менделеева, ее связь со строением атомов элементов. Причины периодического изменения свойств элементов.
3. Задача

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 28

1. Примеры. Элементарное звено, степень полимеризации. Классификация полимеров. Физические состояния линейных аморфных полимеров: стеклообразное, высокоэластическое, вязкотекучее.
2. Энергетические эффекты химических реакций. Химическая термодинамика. Химические системы. Изобарные и изохорные процессы. Понятие «фаза» гомогенные и гетерогенные системы.
3. Задача

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 29

1. Полимеры. Методы получения: реакции полимеризации и поликонденсации (на конкретных примерах).
 2. Нормальное и возбужденное состояния атома (на примере хлора). Правило Гунда. Электронно-графические формулы атомов.
 3. Задача
-

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждено на заседании кафедры

Кафедра Химия

«__» _____ 200_ г.

Факультет ИФФКурс Первый

Заведующий кафедрой

Дисциплина Химия

Утверждаю _____

Экзаменационный билет № 30

1. Реакции полимеров: межмолекулярные и внутримолекулярные взаимодействия, деструкция, полимер аналогичные превращения.
2. Принцип действия гальванического элемента, образованного железным и алюминиевым электродами, погруженными в раствор хлорида цинка и соединенными между собой.
3. Задача

Примеры тестовых заданий

ТЕСТ ПРОВЕРКИ БАЗОВЫХ ДАННЫХ

(входной контроль)

Вариантов – 10

Количество заданий – 12

Время выполнения – 25 мин.

Критерий оценки:

Правильных ответов

11 – 12

9 – 10

6 – 8

5 и менее

оценка

отлично

хорошо

удовлетворительно

неудовлетворительно

Вариант № _____

1. Моль – это ...

- а) число частиц, содержащихся в 1 г любого вещества;
- б) $\frac{1}{2}$ часть массы атома изотопа углерода ^{12}C ;
- в) единица, которой в химии измеряют количество вещества;
- г) число молекул, содержащихся в 22,4 л газа при нормальных условиях.

2. Укажите основные законы химии:

- а) периодический закон, закон кратных отношений;
- б) закон Авогадро, закон постоянства состава;
- в) закон эквивалентов, термохимический закон Гесса;
- г) периодический закон, закон сохранения массы и энергии.

3. Атом состоит из:

- а) протонов и нейтронов;
- б) молекул;
- в) атомных ядер и электронов;
- г) нуклонов.

4. Какой тип связи в молекуле H_2 ?

- а) водородная;
- б) ковалентная неполярная;
- в) донорно-акценторная;

г) межатомная.

5. Скорость химической реакции – это ...

- а) время, за которое полностью расходуется одно из исходных веществ;
- б) время, за которое заканчивается реакция;
- в) изменение концентрации реагирующих веществ (или продуктов реакции) в единицу времени, в единице объема;
- г) количество продуктов реакции к моменту окончания реакции.

6. Количественный состав раствора чаще всего выражается с помощью понятия:

- а) парциального давления;
- б) концентрации;
- в) плотности;
- г) аддитивности.

7. Электролиты – это вещества, которые ...

- а) проводят электрический ток;
- б) растворимы в воде;
- в) не растворимы в органических растворителях;
- г) диссоциируют в растворе или расплаве на ионы.

8. Назовите окислители из перечисленных веществ: Mn_2O_7 , HCl , NH_3 , S , HNO_3 :

- а) Mn_2O_7 , HNO_3 ;
- б) Mn_2O_7 , S , HNO_3 ;
- в) HCl , NH_3
- г) HCl , S .

9. Назовите вещества: K_2S , K_2SO_3 , K_2SO_4 :

- а) калия: сульфид, сульфит, сульфат;
- б) калия: сернит, сульфит, сульфат;
- в) калия: сульфит, сульфид, сульфат;
- г) калия: сульфат, сульфат (IV), сульфат (VI).

10. Какие вещества образуются при взаимодействии FeCl_3 с NaOH :

- а) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$;
 б) $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl} + 2\text{NaCl}$;
 в) $\text{FeOHCl}_2 + \text{NaCl}$;
 г) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} + \text{NaCl}$.

11. К щелочам относятся:

- а) гидроксид железа;
 б) гидроксид бария;
 в) гидроксид магния;

12. г) гидроксид аммония. Укажите формулу кислотного оксида:

- а) NiO ;
 б) CrO_3 ;
 в) CaO ;
 г) K_2O .

СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ

Вариантов -10

Количество заданий – 8

Время выполнения – 20 мин.

Критерии оценки:

Правильных ответов	оценка
8	отлично
6 – 7	хорошо
5	удовлетворительно
Менее 5	неудовлетворительно

Вариант № ____

1. Какое квантовое число определяет пространственное положение электронных облаков:

- а) магнитное квантовое число; в) орбитальное квантовое число;

б) спиновое квантовое число; г) главное квантовое число;

2. Каково значение главного квантового числа, если магнитное квантовое число имеет значения:

$$m_l = +2, +1, 0, -1, -2$$

а) $n=5$; б) $n=2$; в) $n=3$; г) $n=1$

3. Какие значения главного и орбитального квантовых чисел будут соответствовать 4s-электронам:

а) $n=1, l=4$; б) $n=2, l=4$ в) $n=3, l=4$; г) $n=4, l=4$;

д) $n=4, l=3$; е) $n=4, l=2$; ж) $n=4, l=1$; з) $n=4, l=0$

4. Используя правило Гунда, определите максимальное суммарное число спинов для электронов 3p-АО, если она заполнена наполовину:

а) 3; б) 2; в) 1; г) $1/2$; д) $3/2$; е) $5/2$

5. Какова последовательность энергетических уровней в атоме в порядке возрастания энергии:

а) 1s; 2s; 2p; 3p; 4s; 4p; 4d в) 1s; 2s; 2p; 3s; 3p; 3d; 4s; 4p

б) 1s; 2s; 3s; 2p; 3p; 4p; 3d г) 1s; 2s; 2p; 3s; 3p; 4s; 3d; 4p

6. Укажите правильную электронную формулу атома элемента с порядковым номером 19:

а) $1s^2 2p^6 2s^2 3s^2 3p^6 3d^1$ в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4s^1 3d^6$ г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^1 3p^6$

7. Какое правило (принцип) отражает следующая формулировка: «В атоме не может быть двух электронов, имеющих одинаковый набор четырех квантовых чисел»

а) правило Гунда; в) принцип Паули;

б) принцип неопределенности; г) правило Клечковского

8. Охарактеризуйте четырьмя квантовыми числами состояние электрона, помеченного в графической формуле:



↑			*		
---	--	--	---	--	--

а) $n=3, l=2, m=0, s=1/2$;

б) $n=4, l=2, m=0, s=1/2$;

в) $n=4, l=3, m=0, s=1/2$;

г) $n=3, l=2, m=1, s=1/2$;

д) $n=3, l=2, m=-1, s=1/2$

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Вариантов – 10

Количество заданий – 6

Время выполнения – 15 минут

Критерии оценки:

Правильных ответов	оценка
6	отлично
5	хорошо
4	удовлетворительно
Менее 4	неудовлетворительно

Вариант № ____

1. Какая из приведённых молекул неполярна?

а) H_2S б) H_2O в) KCl г) CO_2

2. В какой из молекул дипольный момент наибольший?

а) HCl б) HF в) HBr г) HI

3. В каком случае длина связи больше?

а) N_2 б) N_2^+ в) N_2^-

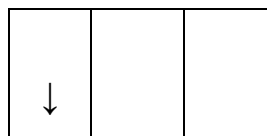
4. В каких соединениях степень окисления азота (+5)?

а) N_2O_4 б) N_2O_5 в) HNO_3 г) NH_3

5. Не учитывая донорно-акцепторное взаимодействие, какие значения ковалентности может иметь элемент со структурой внешнего энергетического уровня атома

а) 2

в) 6



б) 4

г)

все

перечисленные

6. Сколько максимально электронов можно разместить на σ – связывающей МО?

а) два

б) три

в) четыре

г) пять

ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

Вариантов – 10

Количество заданий – 4

Время выполнения – 15 минут

Критерии оценки:

Правильных ответов

4

3 (включая задание 4)

2 (включая задание 4)

или 3 (без задания 4)

менее 3

оценка

отлично

хорошо

удовлетворительно

неудовлетворительно

Вариант № _____

1. Назовите химические процессы:

А) Расширение кислорода

Б) Испарение льда

В) Смешивание растворов кислоты и щелочи

Г) Нагревание до кипения гидроксида меди $\text{Cu}(\text{OH})_2$:

- а) А и Б б) Б и В в) В и Г

2. А и Г Какие параметры влияют на величину изменения энтальпии?

- а) температура б) давление
в) количество вещества г) все, перечисленные ранее

3. Дана гомогенная система: $\text{N}_2\text{O}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$. Укажите выражение расчета теплового эффекта этой реакции:

- а) $\Delta H_{\text{x.p.}} = \Delta H^0(\text{N}_2\text{O}_2) + \Delta H^0(\text{O}_2) - \Delta H^0(\text{N}_2\text{O}_4)$
б) $\Delta H_{\text{x.p.}} = \Delta H^0(\text{N}_2\text{O}_4) - [\Delta H^0(\text{O}_2) - \Delta H^0(\text{N}_2\text{O}_2)]$
в) $\Delta H_{\text{x.p.}} = \Delta H^0(\text{N}_2\text{O}_4) - \Delta H^0(\text{N}_2\text{O}_2)$
г) $\Delta H_{\text{x.p.}} = \Delta H^0(\text{N}_2\text{O}_2) + \Delta H^0(\text{O}_2) + \Delta H^0(\text{N}_2\text{O}_4)$

4. Возможна ли реакция окисления жидкого бензола кислородом при стандартных условиях, если продуктами реакции являются углекислый газ и вода (жидк.)? Ответ подтвердите расчетами.

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Вариантов – 10

Количество заданий – 6

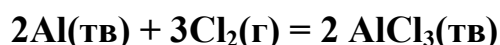
Время выполнения – 15 минут

Критерии оценки:

Правильных ответов	оценка
6	отлично
5	хорошо
4	удовлетворительно
менее 4	неудовлетворительно

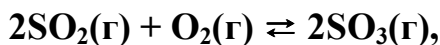
Вариант № ____

1. Какое математическое выражение соответствует записи скорости химической реакции:



- а) $v = kC_{\text{Al}}^2 C_{\text{Cl}_2}^3$ б) $v = kC_{\text{Cl}_2}^3$ в) $v = kC_{\text{Al}}^2$
 г) $v = kC_{\text{Al}} C_{\text{Cl}_2}$ д) $v = kC_{\text{Al}} + kC_{\text{Cl}_2}$ е) $v = 2C_{\text{Al}} + 3C_{\text{Cl}_2}$

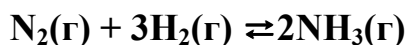
2. Как изменится скорость прямой реакции в системе



если уменьшить объем смеси в 3 раза (без изменения первоначальной концентрации)?

- а) увеличится в 3 раза б) увеличится в 9 раз
 в) увеличится в 27 раз г) уменьшится в 3 раза
 д) уменьшится в 9 раз е) уменьшится в 27 раз

3. Какое математическое выражение соответствует константе равновесия процесса

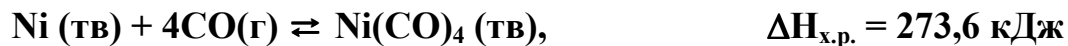


- а) $K = \frac{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2}$ в) $K = \frac{k_1[\text{NH}_3]^2}{k_2[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$
 б) $K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] + 3[\text{H}_2]}$ г) $K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$

1. При 60°C реакция заканчивается за 9 минут. Температурный коэффициент равен 3. Какое время потребуется для реакции при 40°C, если ее скорость обратно-пропорциональна времени реакции?

- а) 81 мин. б) 54 мин. в) 540 мин. г) 1 мин.

2. В процессе рафинирования никеля используют реакцию:



Каким образом можно увеличить выход карбонила никеля?

- а) увеличить давление, уменьшить температуру
 б) уменьшить давление, уменьшить температуру
 в) увеличить давление, увеличить температуру
 г) уменьшить давление, увеличить температуру

6. В реакции $2\text{A} + 3\text{B} = \text{C}$ произошла убыль вещества А на 0,2 моль/л.

3. Вычислите молярную концентрацию раствора, содержащего 23 г глицерина ($M_r = 92$) в 500 мл водного раствора

- а) 0,25 М б) 0,15 М в) 0,50 М г) 2,00 М

4. Сколько граммов требуется для приготовления 100 г 10%-го раствора карбоната натрия?

- а) 2,60 г б) 26,98 г в) 20,28 г г) 10,00 г

5. Электролиты – это любые вещества, которые ...

- а) проводят электрический ток б) растворимы в воде
в) не растворимы в органических растворителях
г) диссоциируют в растворе или расплаве на ионы

6. Ионы – это...

- а) атомы, характеризующиеся одним и тем же зарядом ядра;
б) одноатомные или многоатомные частицы, несущие электрический заряд;
в) условные заряды атомов в молекуле, вычисленные в предположении, что все связи в молекуле – ковалентные;
г) вещества, используемые для изготовления электрических проводов.

ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ И ПОВЕРХНОСТНО-АКТИВНЫЕ ВЕЩЕСТВА (ПАВ)

Вариантов – 10

Количество заданий – 11

Время выполнения – 15 минут

Критерии оценки:

Правильных ответов	оценка
10 – 11	отлично
8 – 9	хорошо
7 – 6	удовлетворительно
менее 6	неудовлетворительно

Вариант № ____

1. Какой признак не соответствует характеристике коллоидно-дисперсного строения вещества:

- а) дисперсность
- б) гетерогенность
- в) концентрация частиц дисперсной фазы
- г) наличие поверхности раздела фаз

2. Классифицируйте по дисперсности гидрозоль золота с размером частиц 0,025 мкм.

3. Агрегативная устойчивость коллоидных систем обусловлена:

- а) малыми размерами частиц
- б) Броуновским движением
- в) наличием заряда
- г) гидрофобными свойствами

4. Напишите схему строения мицеллы, полученной при сливании раствора хлорида хрома (III) с избытком раствора иодида калия.

5. Какие ионы являются потенциалопределяющими в полученном золе иодида хрома:

- а) Cr^{3+}
- б) Cl^-
- в) I^-
- г) K^+

6. Каков заряд коллоидной частицы:

- а) положительный
- б) отрицательный
- в) нейтральный

7. Каков заряд мицеллы:

- а) положительный
- б) отрицательный
- в) нейтральный

8. Какие ионы входят в состав ядра коллоидной частицы:

- а) Cr^{3+}
- б) Cl^-
- в) I^-
- г) K^+

9. Какие ионы образуют адсорбционный слой:

- а) Cr^{3+}
- б) Cl^-
- в) I^-
- г) K^+

10. Какие ионы, добавленные в раствор в одинаковых объемах и концентрациях, имеют наименьший порог коагуляции:

- а) Al^{3+}
- б) Cu^{2+}
- в) Mg^{2+}
- г) K^+

11. При растворении ПАВ величина поверхностного натяжения жидкости:

- а) не изменяется б) увеличивается в) уменьшается
-

ЗАЧЕТНЫЙ ТЕСТ

Вариантов – 10

Количество заданий – 40

Время выполнения – 90 минут

Критерии оценки

Правильных ответов	оценка
100% – 80%	
(40 – 33 правильных ответов, в т.ч. 8 из 9 задач)	отлично
79% – 59%	
(32 – 24 правильных ответов, в т.ч. 7 из 9 задач)	хорошо
58% – 48%	
(23 – 19 правильных ответов, в т.ч. 5 из 9 задач)	удовлетворительно
47% и менее	
(18 и менее правильных ответов)	неудовлетворительно

Вариант № _____

1.Какой оксид с водой образует кислоту:

- а) CaO ; б) FeO ; в) CO_2 ; г) SiO_2

2.Какое основание при нагревании разлагается, образуя оксид металла и воду:

- а) NaOH ; б) Ba(OH)_2 ; в) Cu(OH)_2 ; г) LiOH .

3.Какой газ образуется при взаимодействии концентрированной азотной

кислоты с медью:

- а) H_2 ; б) NO_2 ; в) NO ; г) NH_3

4.Какая формула соответствует дигидрофосфату магния:

- а) $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$; б) MgHPO_4 ; в) MgH_2PO_7 ; г) $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

5.Сколько одиночных электронов у иона Ni^{3+} ;

- а) 2; б) 3; в) 4; г) 5

6. Спиновое квантовое число определяет:

- а) размер электронного облака;
б) форму АО;
в) собственный вращательный момент электрона;
г) энергию электрона.

7. Какие АО будут заполняться электронами первыми 6s или 5p; 4f или 5d:

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

8. Суммарный спин электронов атома с электронной конфигурацией « $3d^2 4s^2$ » равен:

- а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.

9. Электроотрицательность атомов увеличивается в ряду:

- а) $\text{C} - \text{Cl} - \text{S}$; б) $\text{Si} - \text{Al} - \text{P}$; в) $\text{P} - \text{S} - \text{Cl}$; г) $\text{F} - \text{O} - \text{N}$

10. Потенциал ионизации атомов в периоде:

- а) уменьшается; б) увеличивается; в) не изменяется.

11. В каком ряду расположены только s-элементы:

- а) $\text{Li} - \text{Be} - \text{B}$; б) $\text{Mg} - \text{Ca} - \text{Sr}$; в) $\text{K} - \text{Ca} - \text{Sc}$; г) $\text{Be} - \text{Al} - \text{Ti}$

12. В каком периоде, группе, подгруппе находится элемент с электронной формулой $4p^6 4d^5 5s^1$:

- а) 4, 1-A; б) 5, 1-A; в) 5, 6-B; г) 4, 6-B

13.Вещества, содержащие только ионные химические связи приведены в ряду:

- а) $\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{BF}_3 - \text{KF}$; б) $\text{H}_2\text{SO}_4 - \text{CaO} - \text{NaOH}$; в) $\text{Na}_2\text{O} - \text{CuCl}_2 - \text{RbBr}$.

14. Укажите правильный ответ. Сколько π -связей имеют молекулы

HClO₂, N₂, SO₃?

- а) 1-2-3; б) 0-1-2; в) 3-1-2; г) 1-2-2.

15. В молекуле BeH_2 тип гибридизации АО у бериллия:

- a) sp б) sp² в) sp³ г) sp²d.

16. У каких веществ кристаллическая решетка молекулярная:

- а) SiO_2 ; б) CO_2 ; в) KCl ; г) алмаз.

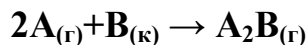
17. В реакцию вступило 7 г железа и 8 г серы ($\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{FeS}) = -100$ кДж/моль). Сколько теплоты (кДж) выделилось в результате реакции:

- a) 38,9 б) 25 в) 56 г) 12,5

18. Температурный коэффициент химической реакции равен 2. При повышении температуры от 20⁰С до 50⁰С скорость реакции...

- а) увеличилась в 6 раз
б) увеличилась в 8 раз
в) увеличилась в 2 раза
г) уменьшилась в 4 раза.

19. При увеличении в 2 раза давления в системе



скорость прямой реакции...

- а) увеличилась в 8 раз б) увеличилась в 4 раза
в) уменьшилась в 3 раза г) уменьшилась в 8 раз

20. Чтобы увеличить выход продукта в реакции



необходимо:

- а) увеличить температуру б) уменьшить температуру
в) уменьшить давление г) уменьшить концентрацию H_2

21. Массовая доля хлорида натрия в растворе, содержащем в 75г. воды 10 г соли равна (%):

- a) 1,18 б) 11,76 в) 13,3 г) 1,33

22. При какой температуре закипит раствор 40г глюкозы в 100г воды?

Эбуллиоскопическая константа воды 0,52 градуса.

- a) 101,15 б) 1,15 в) 98,84 г) 23,7

23. Значение pH в кислой среде составляет:

- а) меньше 7 б) больше 7 в) равно 7 г) равно 14

24. На истинную степень диссоциации какого электролита не влияет концентрация раствора?

- а) CH_3COOH б) NH_4OH в) H_2SO_4 г) HCN

25. Гидролиз какой из солей протекает по катионному механизму?

- а) NaNO_3 б) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ в) Na_2S г) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

26. Взаимодействие каких веществ идет необратимо:

- а) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ б) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$
в) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2$ г) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KNO}_3$

27. Объем 0,1н раствора KOH, необходимый для нейтрализации 20 мл 0,15н раствора HCl, равен:

- а) 45мл б) 30мл в) 20 мл г) 15 мл

28. Напишите формулу мицеллы, образующейся при реакции хлорида бария с избытком серной кислоты. Какие ионы являются потенциалопределяющими:

- а) SO_4^{4-} б) Ba^{2+} в) Cl^- г) H^+

29. Среди приведенных веществ дисперсной системой является:

- а) раствор сахара б) молоко
в) соленый раствор г) минеральная вода

30. Укрупнение дисперсных частиц называется:

- а) адсорбцией б) коагуляцией в) деструкцией г) седиментацией.

31. При растворении в воде поверхностно-активного вещества величина поверхностного натяжения...

- а) увеличивается б) не изменяется в) уменьшается
г) сначала увеличивается, затем уменьшается

32. Укажите, чему равен коэффициент перед молекулой восстановителя в уравнении реакции



- а) 2 б) 5 в) 1 г) 6

33. Величина электродного потенциала магния ($\varphi^0_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -2,36$

В) в 0,01М растворе сульфата магния равна...

- а) $-2,419$ б) $-2,301$ в) $-1,964$ г) $-0,375$

34. При электролизе раствора какой соли на аноде выделяется кислород...

- а) CuCl_2 б) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ в) KI г) ZnSO_4

35. Олигомеры отличаются от полимеров...

- а) молекулярной массой б) химическим составом
в) строением макромолекулы г) методом получения

36. Белки – натуральные полимеры – состоят из остатков...

- а) глюкозы б) эфиров в) аминокислот г) сахарозы

37. Реакция разрушения полимеров под действием физико-химических факторов называется...

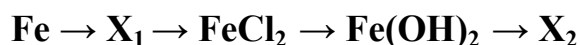
- а) модификацией б) разложением в) деструкцией г) «сшиванием»

38. Большинство промышленных полимеров получают реакцией...

- а) поликонденсации б) циклизации
в) полимеризации г) модификации

39. Веществом X_2 в приведенной цепочке превращений является:

t^0



- а) Fe б) FeO в) Fe_2O_3 г) O_2

40. При взаимодействии ионов Fe с гексацианоферратом (II) калия наблюдается образование...

- а) белого осадка б) бурого осадка
в) кроваво-красного окрашивания г) темно-синего осадка

ТЕСТ

ПРОВЕРКИ ОСТАТОЧНЫХ ЗНАНИЙ

Вариантов – 10

Количество заданий – 25

Время выполнения – 45 минут

Критерии оценки

Правильных ответов	оценка
100% – 85%	
(25 – 22 правильных ответов)	отлично
84% – 70%	
(21 – 18 правильных ответов)	хорошо
69% – 50%	
(17 – 13 правильных ответов)	удовлетворительно
49% и менее	
(12 и менее правильных ответов)	неудовлетворительно

1. Количество одиночных электронов у возбужденного атома кремния

- а) один б) два в) три г) четыре

2. Потенциал ионизации атомов в периоде Периодической системы элементов ...

- а) увеличивается
 б) уменьшается
 в) сначала уменьшается, затем увеличивается
 г) не изменяется

3. В каком ряду расположены только *p*-элементы ...

- а) Li, Be, B б) C, Si, Ti в) Ne, Ar, Kr г) Fe, Ni, K

4. Вещества, содержащие только ковалентные полярные химические связи, приведены в ряду ...

- a) Cl_2 , H_2SO_4 , N_2O_5 б) H_3PO_4 , BF_3 , CH_3COONa
в) PCl_5 , Cl_2O_7 , NH_4Cl г) NO_2 , COCl_2 , CH_3COOH

5. Сколько связей содержат молекулы

- а) 0, 1, 2, 3 б) 1, 2, 3, 0 в) 2, 3, 0, 1 г) 1, 3, 3, 1

6. Молекулярную кристаллическую решетку имеют ...

- а) SiO_2 б) KCl в) H_2O г) алмаз

7. В реакцию вступило 7 г железных опилок с 8 г серы. Сколько теплоты выделится в результате реакции (кДж), если теплота образования сульфида железа $\Delta H_{\text{обр.}}(\text{FeS}) = -100$ кДж/моль?

- a) 38,9 б) 25,0 в) 56,0 г) 12,5

8. Если температурный коэффициент реакции равен 2, тогда при изменении температуры от 20 до 50 °С скорость реакции ...

- а) увеличится в 6 раз
б) увеличится в 8 раз
в) уменьшится в 2 раза
г) уменьшится в 4 раза

9. При увеличении давления в 2 раза в системе $2A(г) + B(ж) \rightleftharpoons A_2B(г)$ скорость прямой реакции ...

- а) увеличится в 2 раза
б) увеличится в 8 раз
в) увеличится в 3 раза
г) увеличится в 4 раза

10. Чтобы увеличить выход продукта реакции



необходимо

- а) увеличить температуру б) понизить температуру
в) уменьшить давление г) уменьшить концентрацию H_2

11. Массовая доля хлорида натрия (%) в растворе, содержащем в 75 г воды 10 г соли, равна

- a) 1,18 б) 11,76 в) 13,3 г) 1,33

12. При какой температуре ($^{\circ}\text{C}$) закипит раствор 40 г глюкозы в 100 г воды. Эбуллиоскопическая константа воды (E) равна $0,52^{\circ}\text{C}$

- a) 101,15 б) 1,15 в) 98,84 г) 23,70

13. Раствор, в 500 мл которого растворено 1,825 г HCl, имеет pH, равный

- а) 1 б) 2 в) 4 г) 5

14. Объем 0,1н раствора KOH, необходимый для нейтрализации 20 мл 0,15н раствора HCl, равен

- а) 45 мл б) 30 мл в) 20 мл г) 15 мл

15. При растворении в воде стеарата натрия $C_{17}H_{35}COONa$ поверхностное натяжение воды

- а) увеличится
б) уменьшится
в) сначала уменьшится, затем увеличится
г) не изменится

16. Среди приведенных веществ дисперсной системой является

- а) минеральная вода б) раствор соды в воде
в) майонез г) столовый уксус

17. Согласно теории строения коллоидных систем мицелла является _____ частицей

- а) положительно заряженной б) отрицательно заряженной
в) электронейтральной г) радикальной

18. Коэффициент перед молекулой восстановителя в уравнении реакции $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + I_2 + H_2O$ равен

- а) 2 б) 1 в) 5 г) 6

19. При контакте железной и оловянной пластинок ($\varphi^0_{Fe} = -0,44$ В, $\varphi^0_{Sn} = -0,14$ В), погруженных в речную воду, корродировать будет

- а) железная пластинка б) оловянная пластинка
в) обе пластинки г) ни одна из них

20. Целлюлоза – природный полимер, макромолекулы которого состоят из остатков

- а) сахарозы б) крахмала в) глюкозы г) аминокислот

21. Большинство промышленных полимеров получают реакцией

Индивидуальные задания

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ 1

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ.

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Вариант №10

1. Сколько цинка, содержащего 5% неактивных примесей, требуется для получения 100 л водорода, измеренного при 20 °С и 740 мм рт.ст., взаимодействием цинка с кислотой?

2. При окислении 2,81 г кадмия (Cd) получено 3,21 г оксида кадмия. Вычислите массу эквивалента кадмия.

3. Назовите следующие соединения: FeOHCl_2 ; $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$; H_2CO_3 ; KH_2PO_4 ; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; PbO_2 .

4. Напишите молекулярные и графические формулы соединений:

- Метакремневой кислоты;
- Основного гидроксида бария;
- Хлорида серебра;
- Сульфида гидроксожелеза (III);
- Гидросульфита бария.

5. Для взаимодействующих пар веществ напишите уравнения реакций, для не взаимодействующих – укажите причину отсутствия взаимодействия:

Железо + азотная кислота (концентр).

Оксида хрома (VI) + диоксид углерода

Ортофосфорная кислота + 1 моль щелочи

Иодид кальция + нитрат серебра

Хлорид бария + серная кислота

Вариант №9

1. Сколько граммов осадка образуется при смешивании раствора, содержащего 30 г нитрата серебра, с раствором содержащим 28 г иодида калия?

2. При взаимодействии 22 г двухвалентного металла с кислотой выделилось 8,4 л водорода при нормальных условиях. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла.

3. Назовите следующие соединения: H_2SiO_3 ; KHSiO_3 ; SiO_2 ; $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$; $\text{Pb}(\text{OH})_4$; PbOHCl .

4. Напишите молекулярные и графические формулы соединений:

- Сернистой кислоты;
- Сульфида алюминия;
- Основного гидроксида олова (IV);
- Гидрофосфата кальция;
- Нитрата гидроксожелеза (III);

5. Для взаимодействующих пар веществ напишите уравнения реакций, для не взаимодействующих укажите причину отсутствия взаимодействия:

Оксид азота (V) + диоксид кремния

Сульфат никеля + гидроксид натрия

Серебро + азотная кислота (концентр.)

Гидрофосфат калия + серная кислота

Хлорид алюминия + 2 моль щелочи

Вариант №8

1. Какой объём аммиака (н.у.) требуется для получения 1 кг азотной кислоты (потерями пренебречь)?

2. На нейтрализацию 1 г основания израсходовано 2,14 г соляной кислоты HCl. Вычислите массу эквивалента основания.

3. Назовите следующие соединения: Co_2O_3 ; NaH_2PO_4 ; $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$; HNO_2 ; $\text{Mn}(\text{OH})_4$; $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$.

4. Напишите молекулярные и графические формулы соединений:

- Азотной кислоты;
- Основного гидроксида железа (III);
- Нитрата бария;
- Хлорида гидроксомагния;
- Гидрокарбоната натрия.

5. Для взаимодействующих пар веществ напишите уравнения реакций, для не взаимодействующих укажите причину отсутствия взаимодействия:

Кальций + азотная кислота (концентр.)

Оксид фосфора (V) + оксид натрия

Хлороводородная кислота + оксид азота (V)

Гидроксид алюминия + KOH (избыток)

Гидроксид меди + сульфат калия

Вариант №7

1. Какую массу воды необходимо добавить, чтобы «погасить» 1 кг негашеной извести?

2. В каком количестве NaOH содержится столько же эквивалентов, сколько в 140 г KOH?

3. Назовите следующие соединения: $\text{Ca}(\text{OH})_2$; CrO_3 ; HAlO_2 , KHCO_3 , H_3PO_4 , CuOHCl .

4. Напишите молекулярные и графические формулы соединений:

- Ортокремниевой кислоты;
- Основного гидроксида цинка;
- Иодида свинца (II);
- Карбоната гидроксомеди;
- Гидросульфита лития.

5. Для взаимодействующих пар веществ напишите уравнения реакций, для не взаимодействующих укажите причину отсутствия взаимодействия:

Магний + бромоводородная кислота

Оксид бария + оксид натрия

Серная кислота + гидроксид бария

Хлорид бериллия + гидроксид натрия (избыток)

Нитрат серебра + иодид калия

Вариант №6

1. Смешали по 300 г 20%-го раствора гидроксида калия и такого же раствора азотной кислоты. Вычислите массу образовавшейся соли.

2. 0,432 г металла образовали 0,574 г хлорида металла. Вычислите массу эквивалента металла, приняв массу эквивалентна хлора равным 35,5 г/ моль.

3. Назовите следующие соединения: $\text{Ba}(\text{OH})_2$; HgO ; AuCl_3 ; PbOHCl ; LiSiO_3 ; HMnO_4 .

4. Напишите молекулярные и графические формулы соединений:

- Серной кислоты;
- Основного гидроксида хрома (III);
- Фторида кальция;
- Силиката гидроксоцинка;
- Дигидрофосфата кальция.

5. Для взаимодействующих пар веществ напишите уравнения реакций, для не взаимодействующих укажите причину отсутствия взаимодействия:

Натрий + ортофосфорная кислота

Диоксид кремния + оксид бария

Азотная кислота + оксид серы (VI)

Хлорид олова (II) + сульфид натрия

Сульфат никеля + гидроксид калия

Вариант №5

1. Вычислите массу соли, образовавшейся при прибавлении 200 г 50 %-го раствора гидроксида натрия к 200 г 10%-й соляной кислоты.

2. Масса эквивалента металла 56,2 г/моль. Вычислите процентное содержание металла в его оксиде.

3. Назовите следующие соединения: RbOH ; Rb_2O ; RbHSO_4 ; RbNO_3 ; $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$.

4. Напишите молекулярные и графические формулы соединений:

- Сернистой кислоты;
- Основного гидроксида алюминия;
- Силиката калия;
- Бромид гидроксобериллия;
- Гидросульфата кальция.

5. Для взаимодействующих пар веществ напишите уравнения реакций, для не взаимодействующих укажите причину отсутствия взаимодействия:

Медь + азотная кислота (разб.)

Оксид стронция + диоксид серы

Сероводород + гидроксид натрия

Сульфат железа (III) + нитрат бария

Сульфат хрома (II) + гидроксид натрия

Вариант №4

1. Какой концентрации (в массовых долях) образуется раствор гидроксида натрия при взаимодействии 2,3 г натрия со 100 мл воды?

2. Масса эквивалента элемента составляет 24,99 г/моль. Сколько литров водорода (н.у.) требуется для восстановления 4,95 г его оксида?

3. Назовите следующие соединения: LiOH ; $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Ti}(\text{OH})_4$; HClO_4 ; $\text{CrOH}(\text{NO}_3)_2$; NaHSiO_3 .

4. Напишите молекулярные и графические формулы соединений:

- Фосфорной кислоты;
- Гидроксида натрия;
- Фосфата бария;
- Гидросиликата бария;
- Бромид гидроксомарганца.

5. Для взаимодействующих пар веществ напишите уравнения реакций, для не взаимодействующих укажите причину отсутствия взаимодействия:

Магний + серная кислота (концентр.)

Гидроксид цинка + ортофосфорная кислота

Гидрокарбонат калия + соляная кислота

Оксид серы (VI) + оксид фосфора (V)

Оксид калия + оксид азота (V)

Вариант №3

1. Какая масса иода может выделиться при пропускании хлора через 50 г 16,6%-го раствора иодида калия?

2. При разложении 0,4638 г оксида металла получено 0,4316 г металла. Вычислите массу эквивалента металла.

3. Назовите следующие соединения: $\text{Fe}(\text{OH})_3$; H_2CO_3 ; Mn_2O_7 ; $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$; Li_3PO_4 ; $(\text{CuOH})\text{NO}_3$.

4. Напишите молекулярные и графические формулы соединений:

- Азотной кислоты;
- Основного гидроксида магния;
- Сульфата алюминия;
- Хлорида гидроксожелеза (III);
- Гидросульфида калия.

5. Для взаимодействующих пар веществ напишите уравнения реакций, для не взаимодействующих укажите причину отсутствия взаимодействия:

Железо + азотная кислота (концентр.), t^0

Гидросид бария + азотная кислота

Хлорид гидроксомеди + соляная кислота

Бромид калия + нитрат серебра

Оксид натрия + оксид стронция

Вариант №2

1. Какая масса бромида магния образуется, если 2,4 г магния бросить в склянку с бромом, содержащую 32 г брома?

2. 13,07 г двухвалентного металла вытесняют (н.у.) 4,48 л водорода. Вычислите массу эквивалента металла.

3. Назовите следующие вещества: Ni_2O_3 ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; NaHS ; MnOHCl ; $\text{Mn}(\text{PO}_4)_2$; HF .

4. Напишите молекулярные и графические формулы соединений:

- Марганцовой кислоты (Mn^{+7});
- Основного гидроксида кадмия;
- Сульфата лития;
- Гидросульфита калия;
- Сульфата гидроксиалюминия.

5. Для взаимодействующих пар веществ напишите уравнения реакций, для не взаимодействующих укажите причину отсутствия взаимодействия:

Серебро + серная кислота (разбавл.)

Гидросульфид натрия + соляная кислота

Диоксид углерода + оксид бария

Нитрат висмута (III) + гидроксид натрия

Хлорид кальция + фосфат натрия

Вариант №1

1. Какая масса хлорида натрия образуется, если сжечь 2,3 г натрия в 2,24 л хлора (н.у.)?

2. В оксиде свинца содержится 7,18% кислорода. Вычислите массу эквивалента свинца.

3. Назовите следующие вещества: HNO_3 ; HNO_2 ; KNO_2 ; KNO_3 ; $\text{Ca}(\text{HS})_2$; FeOHCl_2 .

4. Напишите молекулярные и графические формулы соединений:

- Угльной кислоты;
- Основного гидроксида меди;
- Нитрата калия;
- Гидросульфата бария;
- Нитрата гидроксититана (II).

5. Для взаимодействующих пар веществ напишите уравнения реакций, для не взаимодействующих укажите причину отсутствия взаимодействия:

Медь + соляная кислота

Кальций + диоксид кремния

Серная кислота + сульфат меди

Сульфат алюминия + гидроксид кальция

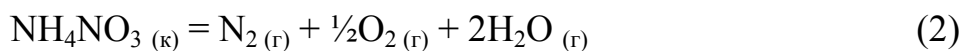
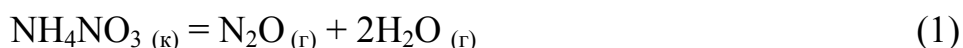
Нитрат свинца(II) + иодид натрия

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ 2
ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА
И
КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ.

Вариант 1

1. Вычислите теплоту растворения кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, если теплоты растворения и гидратации CuSO_4 составляют соответственно $-66,1$ кДж/моль и $-77,8$ кДж/моль.

2. Какой из двух процессов разложения нитрата аммония более вероятен и как зависит от условий:



Стандартные энергии Гиббса равны (ΔG° , кДж/моль) NH_4NO_3 ($-183,8$); N_2O ($+104,1$); H_2O ($-228,61$).

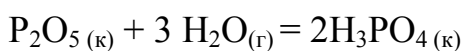
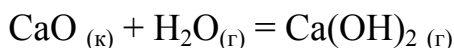
3. Дана система $2\text{N}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{N}_2\text{O}$; $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}} > 0$. Как следует изменить концентрацию веществ системы, чтобы увеличить выход N_2O ? Как повлияет на выход продукта реакции понижение температуры. Ответ подтвердите расчетами: а) если увеличить концентрацию исходных веществ в 2 раза; б) увеличить концентрацию кислорода в 2 раза; в) понизить температуру с 60°C до 20°C , температурный коэффициент равен 2.

4. Константа равновесия реакции $\text{A}_2 (\text{г}) + 3\text{B}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{AB}_3 (\text{г})$ при некоторой температуре равна $K=2,5$. Равновесные концентрации: $[\text{B}_2]=0,6$ моль/л.; $[\text{AB}_3]=1,8$ моль/л. Вычислите равновесную концентрацию A_2 и исходные концентрации A_2 и B_2 .

Вариант 2

1. Теплоты растворения и гидратации SrCl_2 составляют соответственно $-47,7 \text{ кДж/моль}$ и $-78,7 \text{ кДж/моль}$. Вычислите теплоту растворения кристаллогидрата $\text{SrCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

2. Какой из двух оксидов CaO или P_2O_5 при стандартных условиях лучше поглощает водяные пары:



если $\Delta H^\circ_{\text{P}_2\text{O}_5} = -154,6 \text{ кДж/моль}$;

$\Delta H^\circ_{\text{H}_3\text{PO}_4} = -1270,72 \text{ кДж/моль}$;

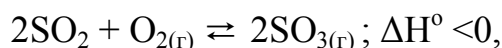
$\Delta H^\circ_{\text{H}_2\text{O}(г)} = -241,82 \text{ кДж/моль}$;

$S^\circ_{\text{P}_2\text{O}_5} = 135,85 \text{ кДж/моль} \cdot \text{К}$;

$S^\circ_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 110,35 \text{ кДж/моль} \cdot \text{К}$;

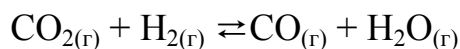
$S^\circ_{\text{H}_2\text{O}(г)} = 118,7 \text{ кДж/моль} \cdot \text{К}$.

3. Как следует изменить давление и температуру в системе:



Чтобы сместить равновесие в сторону обратной реакции? Ответ подтвердите расчетами: а) если увеличить в 2 раза концентрацию исходных веществ; б) если изменить концентрацию продуктов реакции в 2 раза; в) если повысить температуру на 40°C при температурном коэффициенте 2 для прямой реакции и 2,5 для обратной реакции.

4. При некоторой температуре константа равновесия реакции $K_c = 0,8$



Определить равновесные концентрации всех веществ, если начальные концентрации CO_2 и H_2 были соответственно равны 1 и 1,5 моль/л.

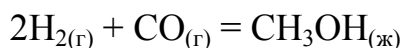
Вариант 3

1. При разложении хлората калия KClO_3



образовался кислород объемом 4,48л (н.у.). Какое количество теплоты выделилось при этом?

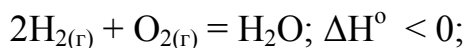
2. Определите возможность протекания процесса



при $T_1 = 298 \text{ К}$, $T_2 = 500 \text{ К}$, если стандартные энтальпии образования веществ (ΔH°) и их стандартные энтропии (S° , Дж/моль·К) равны:

	$\text{H}_{2(\text{г})}$	$\text{CO}_{(\text{г})}$	$\text{CH}_3\text{OH}_{(\text{ж})}$
$\Delta H^\circ =$		-110,5	-238,6
$S^\circ =$	130,58	197,54	126,8

3. Как нужно изменить давление и температуру в системе



чтобы увеличить выход воды? Ответ поясните расчетами:

а) если увеличить давление в 3 раза;

б) если уменьшить давление в 3 раза;

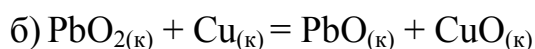
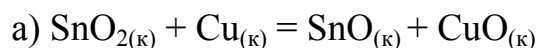
в) если охладить систему на 50°C при температурном коэффициенте 2,5.

4. В начале реакции $2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{N}_{2(\text{г})} = 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ концентрации веществ были следующими: $C_{\text{H}_2} = 2 \text{ моль/л}$; $C_{\text{N}_2} = 1,6 \text{ моль/л}$, $C_{\text{NH}_3} = 0,4 \text{ моль/л}$. Рассчитайте константу равновесия K_c , если в равновесной смеси содержание NH_3 составило $1,6 \text{ моль/л}$.

Вариант 4

1. Сколько теплоты выделится при реакции смеси, состоящей из 20г. железа и 6г. серы, если энтальпия образования сульфида железа $\Delta H^\circ (\text{FeS}_{(\text{к})}) = -95,1 \text{ кДж/моль}$?

2. Рассчитайте $\Delta G_{\text{х.р}}^\circ$:



Возможно ли протекание реакции при 298 К? Какой из оксидов – SnO_2 или PbO_2 – в большей степени проявляет окислительные свойства? Стандартные энтальпии образования (ΔH° , кДж/моль) равны $\text{SnO} = (-286,4)$; $\text{SnO}_2 = (-580,7)$; $\text{PbO} = (-217,9)$; $\text{PbO}_2 = (-276,6)$. Изменения энтропии SnO , SnO_2 , PbO , PbO_2 соответственно равны (ΔS° , Дж/моль·К); 56,5; 52,3; 67,4; 76,4.

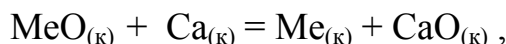
3. При некоторой температуре в реакторе объёмом 20 л установилось равновесие $2\text{HBr}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{г})} + \text{Br}_{2(\text{г})}$. Константа равновесия $K = 1,2$. Вычислите количество разложившегося HBr , если в начале реакции в реактор было помещено 162 г HBr .

4. Константа равновесия реакции $\text{A}_{(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{B}_{(\text{г})}$ равна 2,6. Равновесная концентрация $[\text{B}] = 0,36 \text{ моль/л}$. Вычислите равновесную и исходную концентрации вещества А. Сколько вещества А (в %) прореагировало к моменту равновесия?

Вариант 5

1. При сгорании фосфора массой 9,3 г выделяется 229,5 кДж теплоты. Рассчитайте стандартную теплоту образования оксида фосфора (V).

2. Рассчитайте $\Delta G^\circ_{\text{х.р}}$



где Me – Cu, Fe, Zn, если стандартные энергии Гиббса (ΔG° , кДж/моль) составляют (кДж/моль):

$\Delta G^\circ_{\text{CuO}} = -129,7$; $\Delta G^\circ_{\text{FeO}} = -239,3$; $\Delta G^\circ_{\text{ZnO}} = -319$; $\Delta G^\circ_{\text{CaO}} = -599,4$. Расположите оксиды в порядке уменьшения их окислительной активности.

3. Как следует изменить давление и температуру в системе

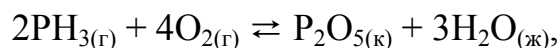


чтобы увеличить выход оксида углерода (II)? Ответ подтвердите расчетами, произвольно выбрав увеличение и уменьшение давления в 2 раза, увеличение и уменьшение температуры на 30°C при температурном коэффициенте γ прямой и обратной реакции, равном 2.

4. В реакторе объёмом 50 л. помещено 72 г. H_2O и 84 г. CO . После нагревания до некоторой температуры возникло равновесие $\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + \text{CO}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{H}_{2(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$, а количество CO_2 составило 44 г. Рассчитайте константу равновесия.

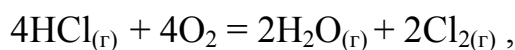
Вариант 6

1. Определите стандартную энтальпию образования фосфита $\text{PH}_{3(\text{г})}$ исходя из уравнения:



если $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}} = -2360$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{P}_2\text{O}_{5(\text{к})}) = -1546,6$ кДж/моль;
 $\Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = -285,84$ кДж/моль.

2. Рассчитайте энтропийный и энтальпийный факторы протекания процесса при стандартных состояниях и 298К:



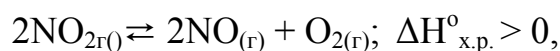
если $\Delta H^\circ_{\text{образования}}$ (кДж/моль) равны: $\text{HCl} = (-92,3)$; $\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = (-241,82)$;

а стандартные энтропии S° (Дж/моль·К) составляют $S^\circ_{\text{HCl}} = 186,69$;

$$S^\circ_{\text{O}_2} = 205,04; S^\circ_{\text{H}_2\text{O}} = 188,7; S^\circ_{\text{Cl}_2} = 222,96.$$

Какой из факторов способствует самопроизвольному протеканию прямой реакции?

3. Как следует изменить давление и температуру в системе



чтобы предотвратить распад NO_2 ?

Ответ подтвердите расчетами скоростей реакции (константы скоростей прямой и обратной реакции принять равными), а температурные коэффициенты реакции равны 1,5.

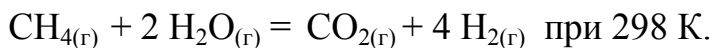
4. При некоторой температуре в гомогенной системе $\text{AB} \rightleftharpoons \text{A} + \text{B}$ установилось равновесие с $K = 0,03$. Вычислите равновесные концентрации, если в начале реакции в реакторе объемом 10 л находилось 5 моль АВ.

Вариант 7

1. Какая горелка выделяет больше теплоты: работающая на водороде, метане CH_4 , или ацетилене C_2H_2 ? Вычислите тепловые эффекты сгорания указанных соединений в расчете на 1 кг и на 1 л горючего вещества. Теплоты (энтальпии) образования (кДж/моль) составляют: $\Delta H^\circ (\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}) = -241,84$;

$$\Delta H^\circ \text{CH}_4 = -74,85; \Delta H^\circ \text{CO}_2 = -393,5; \Delta H^\circ (\text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})}) = +226,75.$$

2. Определите стандартную энергию Гиббса реакции



Возможно ли течение реакции в прямом направлении, если стандартные энергии Гиббса веществ равны $G^\circ_{\text{CH}_4} = -50,79$ кДж/моль; $G^\circ_{\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}} = -228,61$ кДж/моль; $G^\circ_{\text{CO}_2} = -394,38$ кДж/моль.

3. При 298 К реакция завершилась за 120 с. Сколько времени потребуется для завершения этой реакции при 293 К, если температурный коэффициент Вант-Гоффа равен 3?

4. В сосуде объёмом 10 л находится 12,8 г йодоводорода. После нагревания по реакции $2\text{HI}_{(\text{г})} \rightarrow \text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})}$ образовалось 5,12 йода. Рассчитайте константу равновесия K_c .

Вариант 8

1. Вычислите стандартную теплоту образования оксида меди (II), зная, что при восстановлении 40 г CuO углем выделяется CO и поглощается 27,4 кДж.

$$\Delta H^\circ \text{CO}_{2(\text{г})} = -110,5 \text{ кДж/моль}.$$

2. Рассчитайте стандартную энергию Гиббса химической реакции при 298 К и установите возможность её протекания в прямом направлении:



$$\Delta H^\circ \text{CuSO}_{4(\text{к})} = -771,1 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta H^\circ \text{NH}_4\text{OH}_{(\text{ж})} = -69,87 \text{ кДж/моль};$$

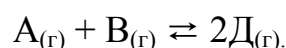
$$\Delta H^\circ \text{Cu}(\text{OH})_{2(\text{к})} = 444,3 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta H^\circ (\text{NH}_4)_2 \text{SO}_{4(\text{к})} = -1179,3 \text{ кДж/моль}.$$

$$S^\circ \text{CuSO}_{4(\text{к})} = 113,3 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}; \quad S^\circ \text{NH}_4\text{OH}_{(\text{ж})} = 192,6 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S^\circ \text{Cu}(\text{OH})_{2(\text{к})} = 84 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}; \quad S^\circ (\text{NH}_4)_2 \text{SO}_{4(\text{к})} = 220 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.$$

3. Перед началом реакции $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ исходные концентрации были равны (моль/л): $C_{\text{NO}} = 1,5$; $C_{\text{O}_2} = 0,5$, Какими станут концентрации C_{NO} и C_{NO_2} , когда концентрации C_{O_2} будет равна 0,05. Во сколько раз уменьшится при этом скорость реакции?

4. При смешении 1 моль вещества А с 1 моль вещества В в некотором объеме к моменту равновесия образовалось 0,8 моль вещества Д по реакции:



Вычислите константу равновесия K_c . Как будет влиять на смещение равновесия этой системы изменение давления?

Вариант 9

1. Сколько теплоты выделится при сжигании 20 л этилена C_2H_4 (н.у.), если стандартные энтальпии образования соответственно равны:

$$\Delta H^\circ (C_2H_4)_r = + 52,28 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^\circ CO_2 = -393,51 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^\circ (H_2O)_r = -241,82 \text{ кДж/моль}.$$

2. Определите температуру, при которой возможен процесс разложения карбоната кальция



при стандартных состояниях всех веществ. Стандартные энтальпии образования (ΔH° , кДж/моль) и стандартные энтропии (S° , Дж/моль·К) равны:

$$\Delta H^\circ (CaCO_3) = -1207,1; \quad \Delta H^\circ (CaO) = -635,5; \quad \Delta H^\circ (CO_2) = -393,51$$

$$S^\circ (CaCO_3) = 92,88; \quad S^\circ (CaO) = 39,7; \quad S^\circ (CO_2) = -213,65$$

3. Температурные коэффициенты прямой и обратной реакции $2A_{(г)} + B_{(г)} \rightleftharpoons 2D_{(г)}$ соответственно равны 2,0 и 3,0. В какую сторону сместится равновесие, если одновременно увеличить давление в системе в 2 раза и увеличить температуру на 30 °С? Каков знак теплового эффекта прямой реакции?

4. Баллон объёмом 6,8 л, содержащий 5 г фосгена $COCl_2$, нагрет до некоторой температуры. Концентрация фосгена при этом установилась равной $3 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Рассчитайте константу равновесия K_c реакции

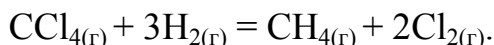


и количество разложившегося фосгена.

Вариант 10

1. Вычислите удельную теплоту сгорания (количество теплоты, выделяющейся при сгорании 1 м^3 газообразного вещества до образования высших оксидов) газа, содержащего 60% H_2 и 40% CH_4 , если известны $\Delta H^\circ_{\text{сгор}}(\text{H}_2) = -286 \text{ кДж/моль}$ и $\Delta H^\circ_{\text{сгор}}(\text{CH}_4) = -890 \text{ кДж/моль}$.

2. Определите возможность самопроизвольного протекания процесса при стандартных состояниях всех веществ при температуре 500 К:



Энтальпии образования $\text{CCl}_{4(\text{г})}$ и $\text{CH}_{4(\text{г})}$ соответственно равны (кДж/моль): $-106,7$; $-74,85$; Стандартные энтропии составляют: S° (Дж/моль·К) – (CCl_4) = $309,7$; $S^\circ(\text{H}_2) = 130,58$; $S^\circ(\text{CH}_4) = 186,9$; $S^\circ(\text{Cl}_2) = 222,96$.

3. В гомогенной газовой системе устанавливается равновесие: $\text{A} + 2\text{B} \rightleftharpoons \text{D}$. Как изменятся скорости прямой и обратной реакции при разбавлении реагирующей смеси в 4 раза? В каком направлении сместится равновесие?

4. В сосуд объёмом $0,1 \text{ м}^3$ введено 10 г водорода и 84 г азота. К моменту достижения равновесия в системе образовалось 34 г аммиака. Определить константу равновесия K_c .

Вариант 11

1. При взаимодействии железа массой 21 г с серой выделилось 36,54 кДж. Рассчитайте стандартную теплоту образования сульфида железа (II).

2. Возможна ли реакция $4\text{HCl}_{(\text{г})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = \text{Cl}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ при стандартных условиях, если стандартные энтальпии образования равны: $\Delta H^\circ (\text{HCl}_{(\text{г})}) = -92,3$ кДж/моль; $\Delta H^\circ (\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = -285,84$ кДж/моль. Стандартные энтропии составляют (Дж/моль·К): $S^\circ (\text{HCl}) = 186,69$; $S^\circ (\text{O}_2) = 20,03$; $S^\circ (\text{Cl}_2) = 222,96$;

$$S^\circ (\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = 70,08.$$

3. Дана система



Как следует изменить концентрацию исходных веществ, температуру реакции, чтобы усилить выход аммиака NH_3 ? Подтвердите ответ расчетами: а) увеличиваем давление системы в 3 раза; б) уменьшаем температуру на 30°C ; в) температурный коэффициент реакции равен 2,5.

4. Константа равновесия системы $2\text{AB}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{A}_{2(\text{г})} + 2\text{B}_{(\text{к})}$ равна 15,0. Определите равновесные концентрации $[\text{AB}]$ и $[\text{A}_2]$, если до начала реакции концентрация АВ была равна 5,0 моль/л. В каком направлении сместится равновесие, если увеличить давление в реакционном сосуде?

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ 3

РАСТВОРЫ

Вариант 1

1. К 3 л 10%-ного азотной кислоты ($\rho = 1,054$ г/мл) прилили 5 л 2%-ного раствора этой же кислоты ($\rho = 1,009$ г/мл). Вычислите концентрацию полученного раствора в массовых долях и молярную концентрацию.
2. Раствор, содержащий 0,512 г неэлектролита в 100г бензола, кристаллизуется при $5,296^\circ\text{C}$. Температура кристаллизации раствора $5,5^\circ\text{C}$. Вычислите молярную массу неэлектролита.
3. Какую массу фенола $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ следует растворить в 370 г диэтилового эфира $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$, чтобы понизить давление насыщенных паров растворителя с 90 КПа до 75 КПа?
4. Чему равно осмотическое давление раствора, содержащего 27г неэлектролита с молярной массой 270 г/моль в 22,4 л раствора при 0°C ?
5. Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения солей:



Укажите характер среды ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} = 7$, $\text{pH} < 7$). В какую сторону смещается равновесие гидролиза, если к каждой из солей прилить раствор кислоты?

Вариант 2

1. Какой объем серной кислоты с массовой долей 96% ($\rho = 1,84$ г/мл) требуется для приготовления 250 мл раствора кислоты с эквивалентной концентрацией 2 моль/л?
2. При какой температуре будет замерзать раствор – антифриз, содержащий 40 мл этиленгликоля $C_2H_6O_2$ ($\rho = 1,116$ г/мл) и 60 мл воды? Криоскопическая константа воды 1,86.
3. Рассчитайте давление насыщенного пара бензола над раствором нафталина $C_{10}H_8$, если в 400 г раствора содержится 128 г нафталина, а давление насыщенного пара чистого бензола равно 24,14 КПа.
4. Вычислите молярную массу неэлектролита, если при растворении 28 г его в 1 л раствора при 27 °С осмотическое давление составило 700 КПа.
5. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:



Укажите характер среды.

Вариант 3

1. Чему равна молярная концентрация 8%-ного раствора ($\rho = 1,072$ г/мл) КОН?
2. Раствор, содержащий ацетон C_3H_6O ($t_{кип}^{\circ} = 56,3^{\circ}C$) массой 100 г и глицерин $C_3H_8O_3$ массой 2,3 г, кипит при $56,73^{\circ}C$. Вычислите эбуллиоскопическую константу ацетона.
3. При 315 К давление насыщенного пара над водой равно 82 КПа. На сколько понизится давление насыщенного водяного пара при указанной температуре, если в 540 г воды растворить 36 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$?
4. Чему равно осмотическое давление раствора, содержащего 36 г глюкозы и 540 г воды ($\rho = 1,01$ г/мл) при $42^{\circ}C$?
5. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:



Укажите характер среды.

Вариант 4

1. После упаривания 10%-го раствора NaOH объемом 6 л ($\rho = 1,109$ г/мл) его масса стала равной 1420 г . Вычислите массовую долю получившегося раствора.
2. Понижение температуры кристаллизации раствора 0,04 г камфоры в 20 г бензола равно $0,067$ °С. Криоскопическая константа бензола $5,12$ °С. Вычислите молярную массу растворенного вещества.
3. Вычислите при 65 °С давление пара над раствором, содержащим 13,68 г сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 90 г воды. Давление насыщенного пара над водой при той же температуре равно 25 КПа.
4. При 25 °С осмотическое давление раствора, содержащего 2,8 г высокомолекулярного вещества в 200 мл раствора, равно 0,7 КПа. Рассчитайте молярную массу растворённого вещества.
5. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:



Укажите характер среды.

Вариант 5

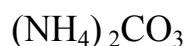
1. Чему равны массы хлорида бария безводного и его кристаллогидрата $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, необходимые для приготовления 1,5 л раствора ($\rho = 1,072$ г/мл) с массовой долей 8%. Какие объёмы воды потребуются в каждом случае?

2. Вычислите молярную массу неэлектролита, если известно, что раствор, содержащий 0,1 г неэлектролита в 10 мл воды, кристаллизуется при $-0,547^\circ\text{C}$. Криоскопическая константа воды $1,86^\circ\text{C}$.

3. Чему равно давление насыщенного пара над 10%-ным раствором карбамида $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ при 100°C .

4. Сколько граммов глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ должно находиться в 0,5 л раствора, чтобы его осмотическое давление было таким же, как раствора, в 1 л которого содержится 9,2 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$? Температуры обоих растворов одинаковы.

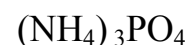
5. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:



Укажите характер среды ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} = 7$, $\text{pH} < 7$).

Вариант 6

1. До какого объема следует разбавить 500 мл 20%-ного раствора NaCl ($\rho = 1,152$ г/мл), чтобы получить 4,5%-ный раствор ($\rho = 1,029$ г/мл)?
2. Водно-спиртовой раствор, содержащий 15% спирта ($\rho = 0,097$ г/мл), кристаллизуется при $-10,26^\circ\text{C}$. Вычислите молярную массу спирта, если криоскопическая константа воды $1,86^\circ\text{C}$.
3. В 100 г H_2O содержится 4,57 г сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Вычислите давление насыщенного пара над раствором при 293 К. Давление насыщенного пара над водой при 293 К равно 2,337 КПа.
4. При какой температуре кипит раствор, содержащий 9 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ и 100 г воды. Эбуллиоскопическая константа воды $0,52^\circ\text{C}$?
5. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:



Укажите характер среды.

Вариант 7

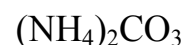
1. Сколько миллилитров 96%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл) необходимого для приготовления 0,5 л 0,25 н раствора кислоты?
2. При какой температуре будет кипеть 40%-ный раствор сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ в воде, если эбуллиоскопическая константа воды $0,52^\circ\text{C}$?
3. Давление пара эфира при 30°C равно $8,64 \cdot 10^4$ Па. Какое количество неэлектролита надо растворить в 50 моль эфира, чтобы понизить давление пара при данной температуре на 2666 Па?
4. Рассчитайте осмотическое давление раствора-неэлектролита, содержащего $1,52 \cdot 10^{23}$ молекул растворённого вещества в 0,5 л раствора при 30°C .
5. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:



Укажите характер среды.

Вариант 8

1. Какой объём 2М раствора Na_2CO_3 необходимо взять для приготовления 1 л 0,25 н раствора?
2. При растворении 13 г неэлектролита в 400 г диэтилового эфира $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ температура кипения повысилась на 0,453 К. Вычислите молекулярную массу растворённого вещества. Эбуллиоскопическая константа эфира равна 1,73 °С.
3. Чему равно давление насыщенного пара 10%-ного раствора сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ в воде при 100°С?
4. При какой температуре осмотическое давление раствора, содержащего 18,6 г анилина $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ в 3 л раствора, достигнет $2,84 \cdot 10^5$ Па?
5. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:



Укажите характер среды.

Вариант 9

1. Вычислите концентрацию в моль/л и массовых долях раствора, содержащего в 1 л 16 г AlCl_3 ($\rho = 1,149$ г/мл).
2. Температура кристаллизации бензола $5,5^\circ$. Криоскопическая константа бензола $5,12^\circ\text{C}$. Вычислите, сколько моль растворённого вещества содержится в 125 г бензола, если раствор кристаллизуется при $4,99^\circ\text{C}$.
3. Вычислите осмотическое давление раствора, в 5 л которого содержится 171 грамм сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ при температуре 25°C .
4. Давление пара раствора неэлектролита при 80°C равно 33310 Па. Какое количество воды приходится на 1 моль растворённого вещества в этом растворе, если давление пара воды при 80°C равно 47375 Па?
5. Объясните, почему при сливании растворов хлорида железа FeCl_3 и карбоната натрия Na_2CO_3 гидролиз идёт интенсивнее, чем каждой соли в отдельности? Напишите соответствующие уравнения гидролиза.

Вариант 10

1. Плотность 15%-ного раствора H_2SO_4 равна 1,105 г/мл. Вычислите: а) нормальность; б) молярность; в) моляльность этого раствора.
2. Сколько граммов фенола $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ следует растворить в 125 г бензола C_6H_6 , чтобы понизить температуру кристаллизации раствора на 1,7 °С? Криоскопическая константа бензола равна 5,1 °С?
3. Давление насыщенного пара воды при 10°С составляет 1,228 КПа. В каком объёме воды следует растворить 16 г метилового спирта CH_3OH для получения раствора, давление которого составляет 1,2 КПа при той же температуре?
4. Раствор, содержащий 3,2 г CH_3OH в 1 л воды при 18°С имеет одинаковое осмотическое давление с раствором анилина $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$. Какая масса анилина содержится в 1 л раствора?
5. В растворе какой соли: сульфида калия K_2S или сульфида алюминия Al_2S_3 величина степени гидролиза больше? Почему? Составьте уравнения гидролиза для каждой соли.
Укажите pH раствора.

Вариант 11

1. Какую массу воды необходимо прибавить к 200 мл 30%-ного раствора NaOH ($\rho=1,33$ г/мл) для получения 10%-ного раствора NaOH.
2. Смешали 2 л 10 5-ного раствора ($\rho = 1,06$ г/мл) азотной кислоты и 4 л 24%-ного раствора ($\rho = 1,3$ г/мл) этой же кислоты. Чему равны процентная, молярная и эквивалентная концентрации полученного раствора?
3. Какой из растворов, содержащих в 1 л по 20 г NaCl и сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ обладает большим осмотическим давлением? Почему?
4. В каком количестве сероуглерода CS_2 нужно растворить 0,1 моль вещества, чтобы раствор кипел при $47^\circ C$? Температура кипения чистого сероуглерода $46,3^\circ C$, а его эбуллиоскопическая константа $2,29^\circ C$.
5. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:



Укажите РН каждого раствора.

Вариант 12

1. Сколько воды и нитрата аммония NH_4NO_3 нужно взять, чтобы получить 3 л 8%-ного раствора ($\rho = 1,058$ г/мл)?
2. Вычислите осмотическое давление 0,02 М раствора неэлектролита 27°C.
3. Водный раствор, содержащий 5,18 г растворённого вещества, кристаллизуется при $-1,39$ °C. Вычислите молярную массу растворённого вещества, если криоскопическая константа воды $1,86$ °C.
4. Давление пара раствора, содержащего 155 г анилина $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ в 201 г эфира при некоторой температуре равно 42,9 КПа. Давление пара эфира при этой температуре равно 86,38 КПа. Рассчитайте молярную массу эфира.
5. Какие из солей NaBr , Na_2S , Li_2SO_3 , CoCl_4 подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные молекулярные уравнения гидролиза. Укажите pH среды каждого раствора.

Вариант 13

1. Рассчитайте молярность и нормальность концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,18$ г/мл), содержащей 36,5% HCl.
2. Какой из растворов будет замерзать при более низкой температуре: 10%-ный раствор глюкозы $C_6H_{12}O_6$ или 10%-ный раствор сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$. Почему? Ответ подтвердите необходимыми расчетами.
3. Массовая доля неэлектролита в водном растворе 63%. Рассчитайте молярную массу неэлектролита, если при некоторой температуре давление насыщенного пара над раствором 1,399 КПа, а над водой 2,335 КПа.
4. Молярная масса неэлектролита 123,11 г/моль. Какая масса неэлектролита должна содержаться в 1 л раствора, чтобы его осмотическое давление было $4,56 \cdot 10^2$ КПа?
5. Степень гидролиза какой соли Na_2CO_3 или Na_2SiO_3 больше, если константы диссоциации H_2O_3 и H_2SiO_3 соответственно равны $4,5 \cdot 10^{-7}$ и $2,2 \cdot 10^{-10}$. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

Вариант 14

1. Сколько граммов SO_3 (г) надо растворить в 400 г воды, чтобы получить 15%-ный раствор Na_2SO_4 ?
2. Вычислите массу воды, в которой следует растворить 300 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ для получения раствора, замерзающего при -2°C . Криоскопическая константа воды $1,86^\circ\text{C}$.
3. В 0,5 л раствора содержится 2 г неэлектролита. Осмотическое давление этого раствора при 0°C равно $0,51 \cdot 10^2$ КПа. Какова молярная масса неэлектролита?
4. Давление насыщенного пара воды при 30°C составляет 4,25 КПа. какую массу сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ следует растворить в 800 г воды для получения раствора, давление пара которого на 0,033 КПа меньше давления пара воды? Вычислите массовую долю (%) сахарозы в растворе.
5. Как влияет на степень гидролиза ZnCl_2 : а) прибавление раствора NaOH ; б) прибавление раствора HCl ; в) прибавление Na_2CO_3 ? Ответ подтвердите необходимыми уравнениями реакций.

Вариант 15

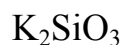
1. Вычислите массовую долю соляной кислоты в её растворе с концентрацией 11,8 н ($\rho = 1,18$ г/мл).
2. На сколько градусов повысится температура кипения воды, если в 100 г её растворить 9 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$? Эбуллиоскопическая константа воды $0,52^\circ\text{C}$.
3. Давление пара воды при 50°C равно 12,33 КПа. Вычислите давление пара раствора, содержащего 50 г этиленгликоля $C_2H_6O_2$ в 900 г воды.
4. Осмотическое давление раствора 3,2 г неэлектролита в 1 л воды равно $2,42 \cdot 10^2$ КПа при 20°C . Чему равна молярная масса неэлектролита?
5. Как влияют на степень гидролиза $Cr_2(SO_4)_3$:
 - а) увеличение кислотности;
 - б) увеличение щёлочности;
 - в) повышение температуры;
 - г) прибавление Na_2CO_3 ?

Вариант 16

1. Вычислите массовую долю CuSO_4 в растворе, полученное растворением 10 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в 1 л воды.
2. Ацетон кипит при 56°C . При какой температуре будет кипеть раствор, содержащий 4,4 г диоксида селена SeO_2 в 200 г ацетона? Эбуллиоскопическая константа ацетона $1,5^\circ\text{C}$.
3. Чему равно осмотическое давление раствора, содержащего 2 г пропилового спирта $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ в 500 мл раствора при 0°C ?
4. Давление насыщенного пара над раствором 10,5 г неэлектролита в 200 г ацетона равно 21,85 КПа. Давление насыщенного пара над чистым ацетоном $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ составляет 23,94 КПа. Рассчитайте молярную массу неэлектролита.
5. Какая из солей FeSO_4 или $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ имеет большую степень гидролиза? Почему? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей.

Вариант 17

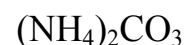
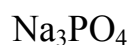
1. Сколько миллилитров 70%-ной уксусной эссенции ($\rho = 1,0733$ г/мл) требуется для приготовления 500 мл 9%-ного столового уксуса ($\rho = 1,012$ г/мл).
2. Рассчитайте температуру кипения раствора, содержащего 1 г нафталина $C_{10}H_8$ в 20 г эфира, если температура кипения эфира $35,6^\circ C$, а его эбуллиоскопическая константа равна $2,16^\circ C$.
3. Рассчитайте давление насыщенного пара над раствором с массовой долей мочевины $(NH_2)_2CO$, равной 10% при $100^\circ C$.
4. При $20^\circ C$ осмотическое давление водного раствора некоторого неэлектролита $4,38 \cdot 10^2$ КПа. Чему будет равно осмотическое давление, если раствор разбавить в 3 раза, а температуру повысить до $40^\circ C$?
5. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:



Укажите pH растворов солей.

Вариант 18

1. Сколько молей воды и хлорида аммония NH_4Cl нужно взять для приготовления 200 мл 25%-ного раствора ($\rho = 1,07$ г/мл)?
2. При 315 К давление насыщенного пара над водой равно 82 КПа. На сколько понизится давление пара, если в 500 г воды растворить 36 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?
3. Чему равна молярная масса растворённого в 500 г бензола неэлектролита массой 76,1 г, если температура замерзания понизилась с $5,4^\circ\text{C}$ до $0,3^\circ\text{C}$. Криоскопическая константа бензола равна $5,1^\circ\text{C}$.
4. Как изменится осмотическое давление раствора неэлектролита с концентрацией 0,5 моль/л при его нагревании от 25°C до 75°C .
5. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:



Укажите значение pH для каждого из растворов.

Вариант 19

1. Сколько граммов этиленгликоля $C_2H_4(OH)_2$ требуется прибавить на каждый килограмм воды для приготовления антифриза с температурой кристаллизации $-9,3\text{ }^{\circ}C$. Криоскопическая константа воды $1,86\text{ }^{\circ}C$.
2. Сколко миллилитров 38%-ной соляной кислоты ($\rho=1,19\text{ г/мл}$) нужно взять для приготовления 5 л 2 н. раствора?
3. В 1 литре раствора содержится по 72 г:
 - а) сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$
 - б) глюкозы $C_6H_{12}O_6$
 - в) этилового спирта C_2H_5OHВ каком растворе осмотическое давление будет больше?
4. Вычислите молярную массу глюкозы, если давление пара над раствором 27 г глюкозы в 108 г воды при $100\text{ }^{\circ}C$ равно $98,78\text{ КПа}$.
5. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:



Укажите pH среды растворов.

Вариант 20

1. К 1 л 10%-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,06$ г/мл) прилили 100 мл 20%-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,16$ г/мл). Вычислите молярность и нормальность полученного раствора.
2. Сколько граммов фенола $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ следует растворить в 125 г бензола, чтобы понизить температуру кристаллизации бензола на $1,7^\circ\text{C}$. Криоскопическая константа бензола $5,1^\circ\text{C}$.
3. Давление пара эфира при 30°C равно 86,4 КПа. Какое количество неэлектролита надо растворить в 50 моль эфира, чтобы понизить давление пара на 2,67 КПа?
4. При 0°C осмотическое давление раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ равно 355 КПа. Какая масса сахара содержится в 1 л раствора?
5. Как изменится равновесие гидролиза соли TiCl_2 при добавлении:
 - а) раствора HCl
 - б) раствора NaOH
 - в) Na_2CO_2Дайте обоснованный ответ.

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ 4

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ

Вариант 1

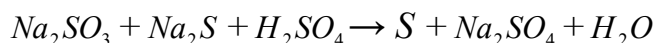
1. Почему потенциал разложения катиона Ni^{2+} ($Ni^{2+} + 2e = Ni^0$) не равен стандартному электродному потенциалу никеля ($Ni^0 - 2e = Ni^{2+}$)?

2. В воду, содержащую растворённый кислород, поместили железную пластинку и железную пластинку, частично покрытую медью. В каком случае ржавчина образуется быстрее? Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на катодном и анодном участках.

3. Электролиз раствора $ZnSO_4$ проводили с цинковым анодом в течение 2 часов при силе тока 10А. Сколько вещества выделилось на катоде? Что произошло на аноде? Как изменилась его масса?

4. Вычислите массу растворившегося алюминия и силу тока, возникающего при коррозии алюминиевой пластинки, частично покрытой медью, если за 45с работы гальванопары на катоде выделилось 0,09л водорода (н.у.).

5. Составьте электронные уравнения и расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



Укажите окислитель и восстановитель.

Вариант 2

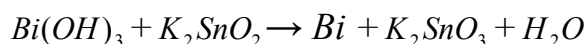
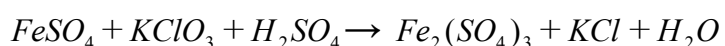
1. Что такое стандартный электродный потенциал? Почему в ряду стандартных потенциалов одни металлы имеют положительную его величину, а другие – отрицательную?

2. Составьте электронные уравнения, происходящие при окислении свинцовой пластинки, частично покрытой медью и помещённой в раствор $ZnCl_2$.

3. Через растворы $NiSO_4$ и $Pb(NO_3)_2$ пропустили одно и то же количество электричества. На одном из катодов выделилось 25,9г свинца. Сколько вещества выделилось на другом катоде?

4. Что представляет поляризация электродов в процессе электролиза? Какие значения имеет это явление?

5. На основании метода электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



Может ли KCl быть окислителем? Почему?

Вариант 3

1. В чём заключается протекторная защита металлов от коррозии? Приведите пример. Составьте электронные уравнения процессов, протекающих при протекторной защите железного изделия от действия влажного воздуха?

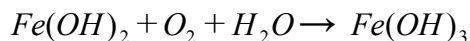
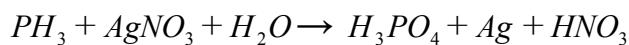
2. Объясните, почему при электролизе растворов солей натрия, кальция, алюминия на катоде выделяется водород? Почему не восстанавливаются ионы Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} ?

3. Составьте схему гальванического элемента, образованного цинковой пластиной в растворе 1м $ZnSO_4$ и свинцовой в растворе 0,01м $Pb(NO_3)_2$.

Напишите электронные уравнения реакций, происходящих на электродах и вычислите $\varphi_{ЭДС}$.

4. За 10 минут из раствора платиновой соли ток силой 5А выделил 1,517г Pt. Вычислите молярную массу эквивалента платины.

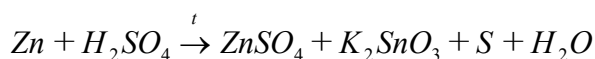
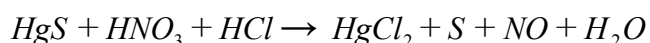
5. На основании метода электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



Что окисляется? Что является окислителем?

Вариант 4

1. Какой физический смысл имеет величина “96500 кулонов”? Как получена эта величина?
2. Алюминиевая пластинка склепана с медной. Какой из металлов будет подвергаться коррозии в кислой среде? Составьте схему электрохимической цепи, напишите электронные уравнения реакций, происходящих при его работе.
3. При электролизе соли некоторого металла в течение 1,5 часа при силе тока 1,8А на катоде выделилось 1,75г этого металла. Вычислите молярную массу ($M_{\circ}$) эквивалента металла.
4. Как осуществляется электрозащита металла от коррозии?
5. На основании метода электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



Может ли сера проявлять и окислительные и восстановительные свойства? Почему?

Вариант 5

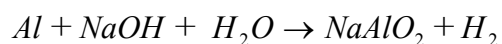
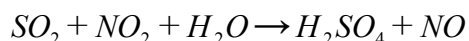
1. Каково строение двойного электрического слоя (ДЭС) у поверхности серебряного электрода, опущенного в концентрированный раствор соли $AgNO_3$? Укажите название слоёв ДЭС.

2. Магниева пластина, соединённая с оловянной, опущена в раствор соляной кислоты. Напишите электронные уравнения происходящих процессов.

3. Сколько времени потребуется для полного выделения хлора электрическим током силой 10А из 1л раствора соляной кислоты, если её концентрация в растворе составляет 2 моль/л?

4. Никелевая пластина склепана с железной. В каком случае её коррозия протекает быстрее: а) в воде б) в разбавленном растворе кислоты

5. На основании метода электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



Какие свойства может проявлять NO с позиции окислительно-восстановительных реакций?

Вариант 6

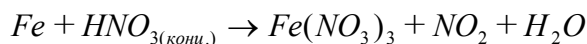
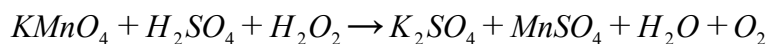
1. Химическая или электрохимическая коррозия имеет место при окислении технического магния (примеси – медь) во влажном воздухе? Почему? Составьте электронные уравнения реакций.

2. Два кусочка цинка одинаковой массы находятся в контакте: а) с медью; б) со свинцом. Какой из них растворится быстрее? Почему? Составьте электронные уравнения реакций.

3. При электролизе соли двухатомного металла электрическим током силой 1А в течение 1ч выделилось на катоде 2,219 металла. Определите, какой это элемент?

4. Как влияет концентрация раствора электролита на величину электродного потенциала металла, помещённого в раствор этого электролита (соли)? Какая формула выражает эту зависимость? Напишите её.

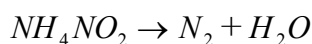
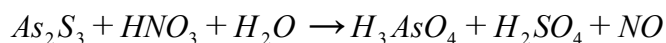
5. На основании метода электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



Может ли сера проявлять и окислительные и восстановительные свойства? Почему?

Вариант 7

1. Объясните, почему при электролизе возможно восстановление ионов металлов со значением φ^0 от -1.6 до 0 вольт из растворов их солей (теоретически должен выделяться водород).
2. Как и при каких условиях возникает электродный потенциал?
3. Составьте схемы двух гальванических элементов, в которых никелевый электрод являлся бы: а) катодом; б) анодом. Составьте электронные уравнения происходящих процессов.
4. При прохождении через раствор соли трёхвалентного металла тока силой 1,5А в течение 30мин на катоде выделилось 1,071г металла. Вычислите молярную массу атома металла.
5. На основании метода электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



К какому типу окислительно-восстановительных реакций относится распад нитрата аммония?

Вариант 8

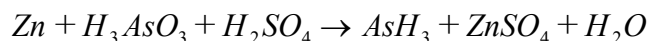
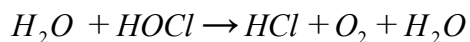
1. Объясните принцип действия гальванического элемента, образованного ртутным электродом в растворе $Hg(NO_3)_2$ и марганцевым электродом в растворе $MnSO_4$. За счёт чего образуется поток электронов (электрический ток)? В каком направлении они перемещаются?

2. При электролизе раствора $NaCl$ на катоде выделилось 560 мл газа (н.у.). Почему не натрия? Сколько кулонов электричества было пропущено через раствор?

3. Почему химический чистый цинк обнаруживает большую устойчивость к коррозии, чем технический цинк? Какие процессы протекают при коррозии технического цинка в растворе кислоты?

4. Какое покрытие железной пластинки – кадмиевое или оловянное надёжнее защищает от коррозии в нейтральной среде пластинку? Почему? Напишите электронные уравнения реакций, происходящих на электродах.

5. На основании метода электронного баланса укажите окислитель и восстановитель и расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



На основании положения мышьяка As в периодической системе, укажите, может ли H_3AsO_3 быть восстановителем? Почему?

Вариант 9

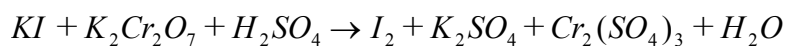
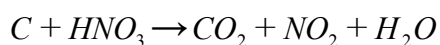
1. Каким образом природа анода влияет на характер образующихся при электролизе продуктов? Приведите примеры.

2. Каково строение двойного электрического слоя на границе раздела золото – насыщенный раствор его соли $AuCl_3$? Может ли возникнуть потенциал между его поверхностью и раствором? Ответ поясните.

3. При электролизе раствора Na_3PO_4 на аноде выделилось 11,2л газа. Какой это газ? В течение какого времени пропускали ток силой 5А через раствор Na_3PO_4 ?

4. Составьте схему электрической цепи, образованной кадмиевой и марганцевой пластинами, помещёнными в 0,01н растворы солей своих металлов. Напишите уравнения реакций, происходящих на электродах. Вычислите ЭДС.

5. На основании метода электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



Может ли KI проявлять свойства окислителя? Почему?

Вариант 10

1. Объясните, почему из водных растворов сульфатов цинка, железа, хрома, никеля возможно при электролизе восстановление этих металлов, хотя их электродный потенциал более отрицательный, чем у водорода?

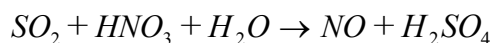
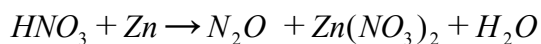
2. Дана электрохимическая система: $(-)Mn / NiSO_4 / Zn(+)$

Какие процессы протекают при её работе? Составьте электронные уравнения реакций. Как можно рассчитать $\varphi_{эдс}$ этой системы?

3. В чём принципиальное отличие электрохимической коррозии от химической?

4. Электролиз водного раствора $NiSO_4$ проводили с анодом из серебра при силе тока 10А. Составьте уравнения электродных процессов. Определите, сколько времени потребуется для окисления на аноде 15г соответствующего вещества.

5. На основании метода электронного баланса укажите окислитель и восстановитель и расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



Может ли SO_2 проявлять свойства окислителя? Почему?

Вариант 11

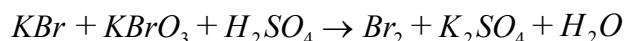
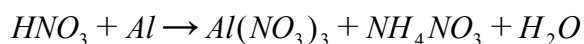
1. Электролиз. Законы Фарадея. Что выражает число Фарадея? Почему его величина равна приблизительно 96500?

2. При электролизе раствора $AgNO_3$ масса серебряного анода уменьшилась на 5,4г. Сколько кулонов электричества израсходовано на этот процесс?

3. Что представляет собой концентрационный гальванический элемент? Какой из электродов: медный в растворе 0,1м $CuSO_4$ или медный в растворе 0,01м $CuSO_4$ (если они соединены между собой) является анодом? Почему? Каково значение электродных потенциалов этих электродов?

4. К каким типам покрытий относятся олово на стали и на серебре в нейтральной среде при 298К?

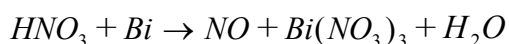
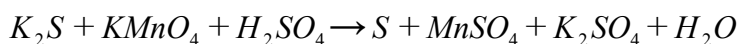
5. На основании метода электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



К какому типу относится каждая из реакций?

Вариант 12

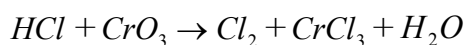
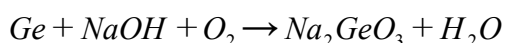
1. Что такое перенапряжение? За счёт чего оно возникает? Какое значение имеет?
2. Почему электродные потенциалы у одних металлов имеют положительные значения, а у других – отрицательные? Как это связано с их измерением относительно водородного электрода
3. Электролиз раствора $FeSO_4$ проводили с железным анодом в течение 5 часов при силе тока 10А. Сколько вещества выделилось на катоде? Что произошло на аноде?
4. Напишите схему электрической системы, образованной оловянным и медным электродами, погруженными в раствор сульфата железа (II). Напишите уравнения реакций, происходящих на электродах. В каком направлении перемещаются электроны по внешней цепи?
5. На основании метода электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



Что является окислителем? Восстановителем?

Вариант 13

1. Электролиз. Концентрационная поляризация (как возникает и какие факторы влияют на её величину?)
2. Чем объяснить, что анодное покрытие металлического изделия, как правило, надёжнее защищает изделие, чем катодное? Объясните на конкретном примере.
3. Какие факторы влияют на скорость электрохимической коррозии металлов?
4. Коррозия подвергается цинковая пластинка, частично покрытая алюминием. Напишите электронные уравнения реакций, протекающих на электродах при коррозии: а) в среде с $\text{pH} < 7$; б) в среде с $\text{pH} = 7$.
5. На основании метода электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



Что окисляется? Восстанавливается?

Вариант 14

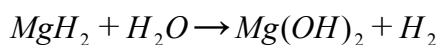
1. Электролиз. Потенциал разложения. Электродная поляризация (что это такое? За счёт чего возникает? Какие факторы влияют на её величину?)

2. Составьте схему гальванического элемента, образованного магниевым электродом в 0,0001м растворе $MgSO_4$ и платиновым электродом в 0,01м растворе соли Pt. Напишите электронные уравнения происходящих процессов и вычислите $\varphi_{эдс}$.

3. Перечислите основные факторы, защищающие металл от коррозии на воздухе.

4. В течение какого времени следует проводить электролиз при силе тока 8А для выделения на катоде всей меди, содержащейся в 250мл 0,1м раствора $CuSO_4$. Что выделяется на угольном аноде?

5. На основании метода электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:

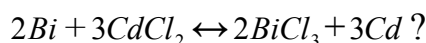


Что окисляется? Восстанавливается?

Вариант 15

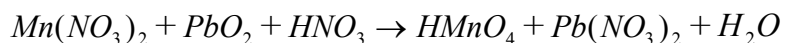
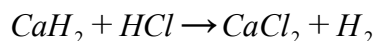
1. Водородный электрод, устройство, для чего применяется?
2. Какие процессы протекают на электродах при электролизе раствора KI? Напишите электронные уравнения. Сколько вещества выделится на катоде при силе 2А в течение 10 минут?
3. Химическая или электрохимическая коррозия протекает при контакте свинцовой пластинки с медной во влажном воздухе? Составьте электронные уравнения реакций, происходящих при коррозии этой системы.

4. В каком направлении может самопроизвольно протекать реакция



Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает эта реакция. Напишите уравнения анодного и катодного процессов. Вычислите ЭДС при концентрациях катионов в растворе, равных 1 моль/л.

5. На основании метода электронного баланса укажите окислитель и восстановитель и расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



Вариант 16

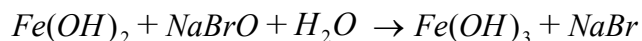
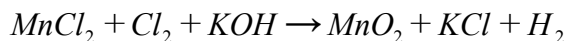
1. Как и за счёт каких взаимодействий на границе металл – раствор электролита возникает потенциал? Почему металл приобретает отрицательный заряд?

2. Какой объём газа выделится на катоде при пропускании тока силой 5А в течение 1 часа через раствор $NaNO_3$?

3. Какое покрытие – медное или цинковое надёжнее защищает железное изделие от действия раствора кислоты? Почему? Напишите соответствующие уравнения реакций.

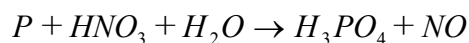
4. Составьте схему электрохимической цепи, образованной серебряными электродами, погружёнными один – в 0,1н. раствор $AgNO_3$, а другой – в 0,001н раствор этой же соли. Какой электрод является анодом? Какой катодом? Вычислите ЭДС цепи.

5. На основании метода электронного баланса укажите окислитель и восстановитель и расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



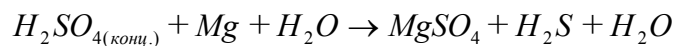
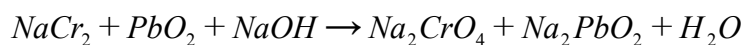
Вариант 17

1. За счёт чего серебряная пластика в концентрированном растворе нитрата серебра приобретает положительный заряд? Ответ поясните.
2. Составьте схему гальванического элемента, состоящего из железного электрода в 0,0001м растворе $FeSO_4$ и кадмиевого электрода в 0,01м растворе $CdSO_4$. Напишите электронные уравнения происходящих при его работе и вычислите $\varphi_{ЭДС}$.
3. Объясните физический смысл числа Фарадея (96500кл.).
4. Составьте уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водного раствора $Bi_2(SO_4)_3$ в электролиз.: а) с угольными электродами; б) с висмутовыми электродами.
5. На основании метода электронного баланса укажите окислитель и восстановитель и расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



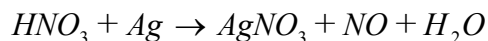
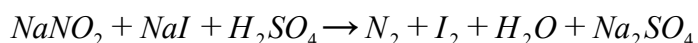
Вариант 18

1. Двойной электрический слой на границе металл – раствор. За счёт каких сил и как он образуется, какое строение имеет?
2. Объясните принцип действия гальванического элемента, образованного медным и никелевым электродами, опущенными в растворы $CuSO_4$ и $NiSO_4$ соответственно.
3. Чем отличаются продукты электролиза раствора $ZnSO_4$: а) с графитовым; б) с цинковым электродами? Составьте электронные уравнения реакций.
4. Протектором из какого металла можно защитить железнодорожный сплав? Напишите электронные уравнения реакций без протектора и с протектором во влажном воздухе.
5. На основании метода электронного баланса укажите окислитель и восстановитель и расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



Вариант 19

1. Измерение электродных потенциалов. В каких случаях применяется формула Нернста?
2. Какое покрытие – анодное или катодное эффективнее защищает металлическое изделие от коррозии? Приведите примеры и составьте электронные уравнения процессов, происходящих на изделии в кислой среде.
3. Сколько вещества (литров) выделится на аноде при электролизе раствора $Pb(NO_3)_2$? Электрический ток пропускали в течение 1,5 часа силой 5А.
4. Составьте схему электрохимической системы, образованной железной пластинкой, перевитой алюминиевой проволокой и погружённой в речную воду. Какие процессы протекают на электродах системы, напишите электронные уравнения.
5. На основании метода электронного баланса укажите окислитель и восстановитель и расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



Вариант 20

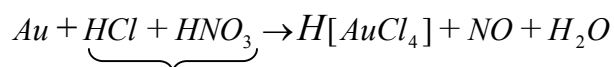
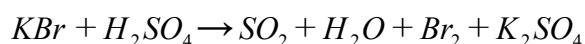
1. Что происходит на поверхности железной пластины, опущенной в очень разбавленный раствор $FeSO_4$? Какой заряд и за счёт чего приобретает эта пластина?

2. Сколько вещества выделится на каждом электроде при пропускании электрического тока силой 2А в течение 2 часов через раствор $Bi(NO_3)_3$?

3. По какому свойству подбирают протектор при протекторной защите железа и сплавов на его основе от коррозии? Какой металл – цинк, марганец или медь лучше защищает железо? Почему?

4. Рассчитайте, чему равна ЭДС элемента, составленного из медной и магниевой пластин, погруженных в растворы своих солей, если концентрация катионов магния 0,1 моль/л, а катионов меди 0,001 моль/л.

5. Расставьте коэффициенты в уравнении окислительно – восстановительных реакций, используя метод электронного баланса:



“царская водка”

Федеральное агентство по образованию Российской Федерации
Амурский государственный университет

УТВЕРЖДАЮ
Проректор по учебно-научной работе

Е.С. Астапова
 “ ____ ” _____ **200__ г.**

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

По дисциплине “Химия”

Специальность	Электрические станции	Электроэнергетические системы и сети	Электроснабжение	Релейная защита и автоматизация	Тепловые электрические станции
Шифр спец-ти	140204	140205	140211	140203	140101
Лекции	36 час.	36 час.	36 час.	36 час.	36 час.
Лаб. работы	18 час.	18 час.	18 час.	18 час.	36 час.
Самост. работа	46 час.	46 час.	46 час.	46 час.	78 час.
Всего часов	100 час.	100 час.	100 час.	100 час.	150 час.

Курс 1, семестр – 1

Составитель: Ющенко В.Н., доцент каф. химии

Факультет: инженерно – физический

Кафедра химии

2001 г.

Рабочая программа составлена на основании Государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования для энергетических специальностей и является авторской разработкой

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры “Химия”

“11” сентября 2001 г. Протокол № 1

Зав. кафедрой _____ Т. А. Родина

Рабочая программа одобрена на заседании УМС энергетических специальностей

“12” сентября 2001 г. Протокол № 1

Председатель _____ Н.В. Савина

Согласовано

Начальник УМУ

_____ Г.Н. Торопчина

“ ” 200__ г.

Согласовано

Председатель УМС ф-та

“ ” 200__ г.

Согласовано

Зав. кафедрой энергетики

_____ Н.В.Савина

“ ” 200__ г.

1. ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Химия, как одна из естественных наук, наука о строении и свойствах веществ, закономерностях их взаимного превращения, имеет большое значение для подготовки инженера – энергетика.

1.1 Цели преподавания учебной дисциплины.

Способствовать развитию у студентов химического мышления, необходимого в решении вопросов технологического управления производством.

Способствовать развитию научного мировоззрения студента.

Дать представление об атомно-молекулярном уровне организации материи.

1.2 Задачи изучения дисциплины.

Дать студенту современное научное представление о веществе, как одном из видов материи, и механизме их превращений.

Показать роль химических процессов в развитии Вселенной, воздействие человека на природу, получение веществ с заданными свойствами.

Ознакомить с различными химическими системами, их составом и свойствами (катализ, растворы, дисперсные системы, электрохимические системы, системы высокомолекулярных веществ).

Осветить историю химической науки, роль отечественных и зарубежных учёных в развитии химии.

Показать значение химии в жизни общества.

Добиться прочного усвоения студентами основных законов и теорий химии, овладения техникой химических расчётов.

1.3 Перечень дисциплин, усвоение которых студентами необходимо для изучения данной дисциплины.

Данная дисциплина преподаётся студентам первого курса, поэтому у них должна быть удовлетворительная база знаний по химии, физике, математике после завершения образования в средней школе.

Изучение химии предшествует изучению электротехнического материаловедения, водоподготовки, экологии, безопасности жизнедеятельности и разделов специальных дисциплин, где химические знания необходимы.

1.4 Перечень основных умений и навыков, приобретаемых студентами при изучении химии.

Согласно Госстандарту специальности выпускник данной специальности в области химии должен иметь представления:

- о фундаментальном единстве естественных наук, незавершённости естествознания и возможности его дальнейшего развития;
- о дискретности и непрерывности в природе;
- о динамических и статистических закономерностях в природе;
- о вероятности как объективной характеристике природных систем;
- о фундаментальных константах естествознания;
- об основных законах химии;
- об основных химических системах и процессах в них;
- о методах химической идентификации и определения вещества;
- о взаимосвязи между свойствами химической системы, природой вещества и его реакционной способностью;
- об экологических принципах охраны природы и рациональном природопользовании, экологически чистых технологиях.

Студенты должны знать и уметь использовать основные понятия, законы химических систем, химической термодинамики и кинетики, реакционной способности веществ, химической идентификации, экологии. Уметь производить расчёты материальных и тепловых балансов, приготавливать растворы заданной концентрации, объяснить результаты проведённых экспериментов.

2. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ.

2.1. Выписка из Государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования для энергетических направлений по учебной дисциплине "Химия"

Специальности

- 040204 – “Электрические станции”
- 040205 – “Электроэнергетические системы и сети”
- 040211 – “Электроснабжение”

ЕН.04 Химия:

100 час.

химические системы: растворы, дисперсные системы, электрохимические системы, катализаторы и каталитические системы, полимеры и олигомеры; химическая термодинамика и кинетика, энергетика химических процессов, химическое и фазовое равновесие, скорость реакции и методы её регулирования; колебательные реакции;

реакционная способность веществ: химия и периодическая система элементов, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ, химическая связь, комплиментарность;

химическая идентификация: качественный и количественный анализ, аналитический сигнал, химический, физико-химический и физический анализ, физико-химическое старение материалов; химический практикум.

Специальность

- 040203 – “Релейная защита и автоматизация”

ЕН.04 Химия:

100 час.

химические системы: растворы, дисперсные системы, электрохимические системы, катализаторы и каталитические системы, полимеры и олигомеры; химическая термодинамика и кинетика, энергетика химических процессов,

химическое и фазовое равновесие, скорость реакции и методы её регулирования; колебательные реакции;

реакционная способность веществ: химия и периодическая система элементов, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ, химическая связь, комплиментарность;

химическая идентификация: качественный и количественный анализ, аналитический сигнал, химический, физико-химический и физический анализ, физико-химическое старение материалов; химический практикум.

Специальность

- 040101 – “Тепловые электрические станции”

ЕН.04 Химия:

150 час.

химические системы: растворы, дисперсные системы, электрохимические системы, катализаторы и каталитические системы, полимеры и олигомеры; химическая термодинамика и кинетика, энергетика химических процессов, химическое и фазовое равновесие, скорость реакции и методы её регулирования; колебательные реакции;

реакционная способность веществ: химия и периодическая система элементов, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ, химическая связь, комплиментарность;

химическая идентификация: качественный и количественный анализ, аналитический сигнал, химический, физико-химический и физический анализ, физико-химическое старение материалов; химический практикум.

2.2. Теоретический курс (36 часов)

2.2.1. Введение (2 час.)

Химия как часть естествознания. Предмет химии и ее связь с другими науками. Вещество, материя, поле, их взаимосвязь и взаимопревращения. Формы движения материи и науки, их изучающие. Основоположники российской химической науки М.В. Ломоносов, Д.И. Менделеев, А.М. Бутлеров. Роль химии в формировании диалектико-материалистического мировоззрения.

ния, в изучении природы и развитии техники. Фундаментальные и стехиометрические законы химии. Химический эквивалент.

2.2.2. Электронное строение атома и систематика химических элементов (4 час.)

Атом. Состав атомных ядер. Изотопы. Первые атомные модели и теории, их достоинства и недостатки. Квантовая модель атома. Волновая природа материальных частиц. Двойственная природа электрона. Квантовые числа, типы электронных орбиталей. Принцип Паули. Правило Хунда. Порядок заполнения электронных уровней в многоэлектронных атомах. Электронно-графические формулы атомов элементов. Нормальное и возбужденное состояние атомов.

Энергия ионизации атомов. Сродство к электрону.

Периодическая система элементов Д.И. Менделеева и ее связь со строением атомов. Диалектический характер периодического закона. Особенности электронного строения атомов в главных и побочных подгруппах. s-, p-, d- и f-элементы. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в соответствии с электронной структурой атомов. Изменение окислительно-восстановительных свойств элементов, кислотно-основных свойств соединений по группам и периодам. Электроотрицательность элементов.

2.2.3. Химическая связь (4 час.)

Природа химических связей. Основные типы и характеристики связи. Основы метода валентных связей (МВС). Образование молекулы водорода. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи: энергия, длина, направленность, насыщенность. Поляризация ковалентной связи, полярно-ковалентная связь, дипольный момент. Свойства вещества с полярно-ковалентной связью. Сигма- и пи-связь. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации (sp -, sp^2 -, sp^3 -гибридизация).

Понятие о методе молекулярных орбиталей (ММО). Энергетические диаграммы образования двухядерных частиц. Связывающие и разрыхляющие

МО, сигма– и пи– молекулярные орбитали. Парамагнетизм и диамагнетизм. Порядок связи. Сравнение методов ВС и МО.

Ионная связь. Механизм образования, свойства связи. Ионные соединения. Степень окисления атомов элементов. Поляризация ионов и их поляризующее действие, влияние этих факторов на свойства вещества.

2.2.4. Типы взаимодействия молекул (1 час.)

Основные виды взаимодействия молекул. Межмолекулярные взаимодействия: ориентационное, индукционное и дисперсное. Силы Ван-дер-Ваальса и водородная связь. Влияние связи на свойства вещества.

2.2.5. Химия вещества в конденсированном состоянии (1 час.)

Агрегатное состояние вещества. Химическое строение твердого тела. Металлическая связь, механизм ее образования, свойства. Химическая связь в полупроводниках и диэлектриках.

Для самостоятельного изучения:

1. Стехиометрические законы: сохранения массы, постоянства состава, кратных соотношений. Закон Авогадро. Уравнение Менделеева-Клайперона.
2. Ядерные реакции. Изотопы, их применение. Использование радиоактивных материалов, ядерных реакций в энергетике.
3. Аморфное состояние веществ. Кристаллы. Кристаллические решетки. Химическая связь в твердых телах. Изомерия и аллотропия.

2.2.6. Элементы химической термодинамики (2 час.)

Энергетические эффекты химических реакций. Химические системы. Изобарные и изохорные процессы. Понятие о внутренней энергии и энтальпии. Термохимические законы. Закон Гесса, следствие из него. Энтальпия образования химических соединений. Энергетические эффекты при фазовых переходах. Изменение энтальпии в различных процессах. Термохимические расчеты.

Понятие об энтропии. Изменение энтропии при химических процессах и фазовых переходах. Энергия Гиббса и Гельмгольца и их изменение при химических процессах. Химическое сродство и направленность процессов.

2.2.7. Химическая кинетика (2 час.)

Виды химических реакций, колебательные реакции.

Скорость химических реакций. Гомогенные и гетерогенные системы. Зависимость скорости химических реакций от концентрации реагирующих веществ, температуры, давления. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Закон действующих масс, константа скорости.

Скорость гетерогенных химических реакций. Влияние поверхности взаимодействующих веществ на скорость.

Катализ. Свойства катализаторов. Гомогенный и гетерогенный катализ. Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса.

Адсорбция физическая и химическая. Уравнение Гиббса. Обменная адсорбция. Хроматографические методы анализа.

2.2.8. Растворы (6 час.)

Определение и классификация растворов. Растворимость. Изменение энтальпии и энтропии при растворении. Влияние на растворимость природы компонентов, температуры и давления. Фазовые превращения в растворах. Плотность и давление насыщенного пара над раствором, закон Рауля, осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Температура кипения и кристаллизации. Криоскопия, эбуллиоскопия. Идеальные растворы.

Растворы электролитов. Причины неподчинения законам Рауля и Вант-Гоффа. Теория электролитической диссоциации. Роль молекул растворителя в процессе распада электролита на ионы. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации и ее связь с изотоническим коэффициентом. Константа диссоциации слабых электролитов. Состояние сильных электролитов в растворе.

Особенности воды как растворителя. Электролитическая диссоциация во-

ды. Водородные показатель среды. Индикаторы.

Гидролиз солей. Механизм гидролиза и его типы. Степень гидролиза, ее зависимость от концентрации и температуры. Константа гидролиза.

Для самостоятельного изучения:

1. Ионные реакции и равновесия.
2. Малорастворимые электролиты. Произведение растворимости.
3. Коллоидные системы. Дисперсность и дисперсные системы. Классификация коллоидных систем. Золи и гели. Строение и свойства коллоидных систем.
4. Химия воды. Физико-химические свойства воды. Жёсткость воды, методы её устранения. Водоочистка и водоподготовка. Действия природной воды на металлические и бетонные сооружения. Накипи и шламы, образующиеся в паросиловых установках.
5. Загрязнение гидросферы. Рациональное использование природных гидроресурсов и охрана окружающей среды.
6. Концентрация растворов. Основные способы выражения концентрации растворов.

2.2.9. Электрохимические процессы (6 час.)

Понятие об электродных потенциалах. Строение двойного электрического слоя на границе электрод – раствор. Природа возникновения и измерение электродных потенциалов. Зависимость величины электродных потенциалов от природы электродов и растворителей, от концентрации ионов в растворе. Стандартный водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов. Гальванические элементы. Принцип действия гальванических элементов. Зависимость окислительно-восстановительных потенциалов от концентрации реагентов. Уравнение Нернста. Кинетика электродных процессов. Электрохимическая и концентрационная поляризация.

Химические источники тока: аккумуляторы, топливные элементы, элек-

трохимические генераторы.

Законы Фарадея. Последовательность разрядки ионов. Анодное окисление и катодное восстановление. Вторичные процессы при электролизе. Электродная поляризация. Перенапряжение. Электролиз с расплавов и водных растворов электролитов. Выход по току. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми анодами.

Электролитическое получение и рафинирование металлов, нанесение гальванических покрытий. Электрохимическая обработка металлов. Получение водорода, кислорода и других продуктов.

Основные виды коррозии. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Коррозия под действием блуждающих токов. Факторы, влияющие на скорость коррозии. Защита металлов от коррозии: легирование, электрохимическая защита – протекторная, катодная, защитные покрытия. Изменение свойств коррозионной среды. Ингибиторы коррозии.

Для самостоятельного изучения:

1. Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных реакций и расстановка коэффициентов. Метод электронного баланса. Метод полуреакций (ионно-электронный метод).

2.2.10. Металлы (2 час.)

Химия металлов. Электронное строение атомов металлов. Зависимость свойств металлов от положения в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Нахождение в природе. Извлечение металлов из руд. Получение металлов высокой чистоты. Физико-химические свойства металлов.

2.2.11. Химическая идентификация вещества (2 час.)

Химическая идентификация: понятие о количественном и качественном анализе. Аналитический сигнал. Химические и физико-химические методы анализа.

2.2.12. Органические полимерные материалы (2 час.)

Органические вещества: классификация и строение. Методы получения полимерных материалов. Реакции полимеризации и поликонденсации. Зависимость свойств полимеров от состава и структуры. Полимерные конструкционные материалы. Полимерные диэлектрики. Органические полупроводники. Применение полимеров.

2.2.13. Химия органического топлива (2 час.)

Виды топлива. Химический состав и свойства топлива. Понятие о физико-химических процессах горения топлива. Теплота сгорания и теплотворная способность топлива. Продукты горения и защита воздушного бассейна, гидросферы и поверхности Земли. Твердое топливо. Жидкое и газообразное топливо. Области применения топлива. Водород – топливо будущего.

Для самостоятельного изучения:

1. Характеристики алюминия, меди, цинка, серебра, железа, германия, олова, свинца. Свойства. Применение.
2. Строение, классификация и свойства органических соединений. Зависимость свойств от состава и структуры.
3. Полимерные материалы в энергетике и электротехнике. Полимерные диэлектрики. Органические полупроводники.

2.3. Тематика, содержание и объем лабораторных занятий

2.3.1. Лабораторно-практические занятия (18 часов) для специальностей:

140204 – Электрические станции

140205 – Электро-энергетические системы и сети

140211 – Электроснабжение

140203 – Релейная защита и автоматизация

№	Тематика занятия	Кол-во час.
1.	Основные классы неорганических соединений	2 часа
2.	Строение атома и Периодическая система элементов	2 часа
3.	Химическая связь	4 часа
4.	Термохимические расчеты	2 часа
5.	Кинетика химических реакций	2 часа
6.	Свойства водных растворов электролитов	2 часа
7.	Окислительно-восстановительные реакции	2 часа
8.	Электрохимические расчёты	2 часа
9.	Коррозия металлов	2 часа

**2.3.2. Лабораторно-практические занятия (36 часов) для специально-
сти: 140101 – Тепловые электрические станции**

№	Тематика занятия	Кол-во час.
1.	Основные классы неорганических соединений	2 часа
2.	Строение атома и Периодическая система элементов	2 часа
3.	Окислительно-восстановительные реакции	2 часа
4.	Химическая связь	2 часа
5.	Коллоквиум – 1. "Строение атома и химическая связь"	2 часа
6.	Расчеты по приготовлению растворов заданной концентрации	
7.	Термохимические расчеты	2 часа
8.	Кинетика химических реакций	2 часа
9.	Контрольная работа "Химическая термодинамика и кинетика"	2 часа
10	Свойства растворов	2 часа
11	Растворы электролитов. Гидролиз солей	2 часа
12	Жесткость воды	2 часа
13	Контрольная работа "Растворы"	2 часа
14	Электрохимические расчёты	2 часа
15	Электролиз	2 часа
16	Коррозия металлов	2 часа
17	Коллоквиум – 2 "Электрохимические процессы"	2 часа
18	Свойства металлов	2 часа

2.4. Самостоятельная работа студентов

(46 часов) для специальностей

140204 – Электрические станции

140205 – Электро-энергетические системы и сети

140211 – Электроснабжение

140203 – Релейная защита и автоматизация

(78 часов) для специальности

140101 – Тепловые электрические станции

2.4.1. Темы для самостоятельного изучения – 16/20 часов.

2.4.1.1. Стехиометрические законы химии

2.4.1.2. Ядерные реакции. Изотопы, их применение. Использование радиоактивных материалов в энергетике.

2.4.1.3. Аморфное состояние вещества. Кристаллы. Кристаллические решетки. Химическая связь в твердых телах. Изомерия и аллотропия.

2.4.1.4. Ионные реакции и равновесия. Малорастворимые электролиты. Произведение растворимости.

2.4.1.5. Коллоидные системы.

2.4.1.6. Химия воды (для специальности 040101).

2.4.1.7. Экология гидросферы и атмосферы.

2.4.1.8. Характеристика полимерных материалов, применяемых в энергетике.

2.4.2. Проработка лекционного материала и подготовка к лабораторно-практическим занятиям .

2.4.3 Выполнение индивидуальных домашних заданий.

3. ФОРМЫ КОНТРОЛЯ ЗНАНИЙ СТУДЕНТОВ

3.1. Индивидуальные домашние задания по темам

- 3.1.1. Классы неорганических соединений, расчетные задания.
- 3.1.2. Строение атома и химическая связь.
- 3.1.3. Элементы химической термодинамики и кинетики реакций.
- 3.1.4. Растворы. Концентрация растворов.
- 3.1.5. Электрохимические процессы: окислительно-восстановительные реакции, гальванический элемент, коррозия металлов, электролиз.

4. СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

4.1. Основная литература

- 4.1.1. Курс химии под ред. Н.В. Коровина. – М. ВШ. 2000.
- 4.1.2. Суворов А.В. Общая химия. – М. ВШ. 1996.
- 4.1.3. Фролов В.В. Химия. – М. ВШ. 1986.
- 4.1.4. Любимова Н.Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии. – М. ВШ. 1990.
- 4.1.5. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Л. Химия 1988 г.

4.2. Дополнительная литература

- 4.2.1. Новиков Г.И. Основы общей химии – М. ВШ. 1988.
- 4.2.2. Зубович И.А. Неорганическая химия. – М. ВШ. 1989.
- 4.2.3. Федотьев И.П. и др. Прикладная электрохимия. – Л. Химия 1980.
- 4.2.4. Рачев Х., Стефанов С. Справочник по коррозии. – М. Мир. 1982.
- 4.2.5. Романцева Л.М., Лещинская З.Л., Суханова В.А. Сборник задач и упражнения по общей химии. – М. ВШ. 1991.

5. ПЕРЕЧЕНЬ ПОСОБИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В УЧЕБНОМ ПРОЦЕССЕ

5.1. Наглядные пособия:

5.1.1. Периодическая система элементов

5.1.2. Ряд стандартных электродных потенциалов.

5.1.3. Схемы, таблицы и плакаты по темам:

- строение атома и химическая связь;
- формы электронных облаков и теория гибридизации;
- энергетическая диаграмма образования молекулярных орбиталей;
- гальванический элемент;
- коррозия (виды коррозии, влияние среды на коррозию);
- строение комплексных соединений и др.

5.2. Методические указания к лабораторно-практическим занятиям:

5.2.1. Классы неорганических соединений.

5.2.2. Кинетика химических реакций.

5.2.3. Электролитическая диссоциация.

5.2.4. Гидролиз солей.

5.2.5. Окислительно-восстановительные реакции.

5.2.6. Электрохимические свойства металлов.

5.2.7. Коррозия металлов.

5.2.8. Общие свойства металлов.

5.2.9. Жесткость воды.

**5.3. Карточки индивидуальных домашних заданий по темам
(5 заданий по вариантам).**

5.4. Вопросы – задания к лабораторно-практическим занятиям, коллоквиумам.

5.5. Тестовые и контрольные задания по темам занятий.

6. ВОПРОСЫ В ЭКЗАМЕНУ

1. Стехиометрические законы химии (закон сохранения массы, постоянства состава, эквивалентов). Области их применения.
2. Атом. Состав атомных ядер. Изотопы.
3. Квантово-механическая модель атома. Корпускулярно-волновая природа элементарных частиц. Дискретность энергии электрона. Принцип неопределенности.
4. Квантовые числа, их физический смысл и значения. Принцип паули.
5. Порядок заполнения электронных уровней в многоэлектронных атомах. Правила Клечковского, исключения из них. Нормальные и возбужденные состояния атомов электронов. Правило Гунда (Хунда).
6. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева и ее связь со строением атомов. Диалектический характер периодического закона. Особенности строения атомов в главных и побочных подгруппах.
7. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в соответствии с электронной структурой атомов. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность. Изменение окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств элементов и их соединений в группах и периодах.
8. Ковалентная химическая связь. Механизмы образования (на примере водорода H_2 и иона NH_4^+).
9. Свойства ковалентной связи: длина, энергия, направленность, насыщаемость, поляризуемость. Полярно-ковалентная связь: длина диполя и дипольный момент, влияние их величин на свойства химической связи.
10. Кратность ковалентной связи. Образование сигма- и пи- связей.
11. Гибридизация атомных орбиталей. Условия и типы гибридизации. Роль гибридизации в образовании молекул.
12. Ионная химическая связь. Механизм образования, свойства ион-

ной связи (отличие от ковалентной связи). Степень окисления атомов. Поляризация и поляризующее действие ионов, влияние их на свойства вещества.

13. Межмолекулярные взаимодействия (силы Ван-дер-Ваальса, водородная связь).

14. Металлическая связь, механизм образования и свойства.

15. Энергетические эффекты химических реакций. Химическая термодинамика. Химические системы. Изобарные и изохорные процессы. Гомогенные и гетерогенные системы. Понятие "фаза" в гетерогенных системах.

16. Понятие внутренней энергии и энтальпии. Энтальпия химических процессов и фазовых превращений. Энтальпия образования вещества. Закон Гесса и следствие из него, значение в расчете тепловых балансов.

17. Понятие энтропии. Изменение энтропии при фазовых переходах и химических реакциях. Стандартная энтропия вещества.

18. Энергия Гиббса: изменение при химических изобарных процессах. Химическое сродство веществ и направленность химической реакции.

19. Химическая кинетика. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ, температуры, давления. Энергия активации и активные молекулы. Уравнение Вант-Гоффа. Закон действующих масс, области его применения. Константа скорости химической реакции.

20. Влияние на скорость реакций природы и величины поверхности реагирующих веществ. Применение закона действующих масс к гетерогенным системам. Понятие о катализе.

21. Необратимые и обратимые процессы. Химическое равновесие (с кинетической и термодинамической точек зрения). Константа равновесия в гомогенных и гетерогенных процессах и ее связь с энергией Гиббса. Принцип Ле Шателье.

22. Определение и классификация растворов. Растворимость. Влия-

ние на растворимость природы компонентов, температуры, давления. Изменение энтальпии и энтропии при растворении.

23. Давление насыщенного пара над раствором. Закон Рауля. Изменение температур кипения и замерзания (кристаллизации) растворов. Идеальные и реальные растворы. Применение к ним закона Рауля.

24. Понятие осмотического давления. Закон Вант-Гоффа.

25. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Роль молекул растворителя в процессе диссоциации. Степень диссоциации. Слабые и сильные электролиты.

26. Слабые электролиты. Константа диссоциации. Ступенчатая диссоциация слабых электролитов.

27. Сильные электролиты. Активность ионов. Влияние концентрации сильных электролитов на их химическую активность.

28. Вода. Особенности воды как растворителя. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель среды. Понятие об индикаторах.

29. Дисперсность и дисперсные системы, их классификация. Коллоидные системы. Золи и гели, их свойства. Аэрозоли.

30. Гидролиз солей. Механизм гидролиза. Типы. Гидролиза. Степень гидролиза, ее зависимость от природы соли, концентрации и температуры.

31. Химия воды. Физико-химические свойства воды. Жесткость воды и методы ее устранения. Водоочистка и водоподготовка. Действие природной воды на металлические и бетонные сооружения. Понятие о накипях и шлаках.

32. Электрохимия. Возникновение потенциала на границе фаз "электролит – электрод". Измерение электродных потенциалов. Стандартный электродный потенциал. Зависимость величины электродных потенциалов от природы электродов и электролитов, концентрации электролитов. Формула Нернста. Понятие о контактном и диффузионном потенциалах.

33. Химические источники электрической энергии (ХИЭЭ). Принцип

действия гальванических элементов. ЭДС и ее измерение. Окислительно-восстановительные потенциалы, их зависимость от концентрации растворов.

34. Электродная и концентрационная поляризация.

35. Принцип действия концентрационных гальванических элементов, аккумуляторов, топливных элементов.

36. Электролиз. Закон Фарадея. Физический смысл числа Фарадея. Потенциал разложения. Электродная и концентрационная поляризация. Перенапряжение. Выход по току.

37. Последовательность восстановления на катоде и окисления на аноде (электролиз расплавов и растворов, электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами). Практическое применение электролиза.

38. Коррозия металлов. Классификация коррозионных процессов. Химическая коррозия (газовая и жидкостная). Электрохимическая коррозия.

39. Факторы, влияющие на скорость коррозии. Защита металлов от коррозии.

40. Полимеры. Строение. Методы получения. Свойства полимеров. Применение.

41. Органическое топливо. Виды топлива, химический состав и свойства. Понятие о физико-химических процессах горения. Теплота сгорания и теплотворная способность топлива. Продукты горения и защита атмосферы, гидросферы и поверхности Земли.

42. Химическая идентификация веществ. Методы анализа.

ПРИМЕЧАНИЕ: вопросы 29, 31 – только для специальности 140101.

7. ВОПРОСЫ К ЗАЧЁТУ

1. Классы неорганических соединений. Умение определить возможность взаимодействия между собой веществ различных классов соединений и написать соответствующие уравнения реакций.

2. Эквиваленты элементов и соединений, закон эквивалентов, применение понятия "эквивалент" в химических расчётах (массы одного из взаимодействующих веществ, эквивалентной концентрации растворов, массы веществ, выделившихся на электроде при электролизе).

3. Электронные формулы атомов и ионов.

4. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств веществ в соответствии с положением элементов в Периодической системе.

5. Химическая связь. Умение определить тип, вид, направленность, полярность, кратность химических связей в предложенной молекуле; тип гибридизации и форму молекулы, ее реакционную способность.

6. Рассчитать количество выделившейся теплоты при взаимодействии, например: 7г железных опилок реагируют с 8г серы. Сколько теплоты выделится в результате реакции, если $\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{FeS}) = -100$ кДж/моль?)

7. Дана система: $2A_{(г)} + B_{(г)} \rightleftharpoons A_2B_{(г)}$; $\Delta H^0_p = -400$ кДж.

Как изменится скорость прямой реакции, если

А) увеличить давление в системе в 2 раза;

Б) уменьшить температуру на 30 °С при температурном коэффициенте $\gamma = 2$;

Какими изменениями концентрации, температуры и давления можно добиться большего выхода продукта реакции?

8. Как влияет изменение концентрации растворённого вещества на изменение давления пара, температур замерзания(кристаллизации) и

кипения, осмотического давления? (Законы Рауля и Вант-Гоффа, применение их к расчётам концентраций вещества, $\Delta t_{\text{крист}}$, $\Delta t_{\text{кип}}$, $\Delta P_{\text{пара}}$, $\Delta P_{\text{осм}}$).

9. Чему равно значение водородного показателя в растворе: а) 0,01 Н НСl; б) содержащем 0,2 г NaOH в 500 мл раствора?

10. Возможны ли реакции в растворах между: а) сульфатом меди и гидроксидом калия; б) сульфатом меди и азотной кислотой? Почему? Напишите ионно-молекулярные уравнения реакций.

11. Гидролиз солей. Какую среду и почему имеют растворы солей, например: CuSO_4 , KNO_3 , K_3PO_4 , $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$? Указать $\text{pH} > 7$, $\text{pH} = 7$, $\text{pH} < 7$ среды в предложенных растворах.

12. Напишите формулы коллоидных частиц, образующихся при взаимодействии растворов: а) нитрата свинца с избытком иодида калия; б) избытка силиката натрия с соляной кислотой. Какие ионы является потенциалобразующими ионами? Противоионами? Стабилизирующими и коагулирующими ионами? Какой заряд имеют мицелла и гранула? В сторону какого электрода перемещаются мицелла и гранула в электрическом поле?

13. Чему равна сумма коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$? Что окисляется? Что восстанавливается?

14. Два железных стержня, перевитых один – медной проволокой, другой – алюминиевой, опущены в воду, в которую добавлен фенолфталеин. Какие изменения можно наблюдать в каждом случае? Объясните. В каком направлении перемещаются электроны?

15. Две свинцовые пластинки, частично покрытые, одна – серебром, другая – цинком, находятся в растворе серной кислоты. Какая пластинка быстрее подвергается коррозии? Почему? Что изменится и почему, если цинк заменить медью?

16. Назовите известные Вам природные полимеры. Из каких

мономеров они могут быть получены?

17. Как изменяются свойства полимеров (например, бутадиенового каучука) при воздействии на него кислорода, ультрафиолетового излучения, нагревания с серой.

18. На чем основаны хроматографический, потенциометрический, кулонометрический, титриметрический, кондуктометрический, спектрофотометрический методы количественного анализа?

6. КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ

К сдаче зачёта допускаются студенты, выполнившие и защитившие все лабораторные работы, выполнившие индивидуальные домашние задания не ниже оценки “удовлетворительно”, прошедшие с положительной оценкой проверочные тест–опросы по каждой теме лабораторно-практических занятий.

Зачёт проводится устно, путем собеседования по темам лабораторного практикума. При этом проверяется умение студента применить теоретические знания к написанию формул, уравнений реакций, проведению несложных расчетов, объяснению результатов опытов лабораторных работ. В ходе собеседования студент должен правильно и обоснованно ответить на 3 из 4 поставленных вопросов.

К экзамену допускаются студенты, выполнившие и защитившие все лабораторные работы, выполнившие индивидуальные домашние задания, при условии сдачи всех коллоквиумов, контрольных, самостоятельных и проверочных работ не ниже оценки “удовлетворительно”. Студент на момент сдачи экзамена не должен иметь неудовлетворительных оценок.

Экзамен сдается по экзаменационным билетам, утвержденным на заседании кафедры. Экзамен сдается устно. На подготовку по билету отводится 1 академ. час. При подготовке студент может пользоваться таблицами, плакатами, другими наглядными материалами по дисциплине. При оценке ответа оценивается не только качество теоретических знаний, но и уровень владения

терминологией, химическими формулами, умение делать выводы, объяснять свойства вещества в зависимости от их строения.

Оценка «отлично» ставится, если студент показал свободное владение материалом, умение записывать химические формулы и уравнения, владение химической номенклатурой и терминологией, знание механизмов процессов, основополагающих законов и умения их применять для решения конкретных задач. Допускается 1 – 2 небольших ошибки, исправленные при указании преподавателя.

Оценка «хорошо» ставится, если студент достаточно полно освещает материал экзаменационного билета. Умеет записывать химические формулы и химические уравнения, пользуется номенклатурой, знает основные свойства вещества и закономерности протекания химических процессов, но допускает при ответе неточности, затрудняется при решении задач. Допускаются 1 – 2 ошибки.

Оценка «удовлетворительно» ставится при знании основных понятий, законов, определений, закономерностей протекания химических реакций, но студент затрудняется при написании химических уравнений протекающих процессов, недостаточно владеет номенклатурой и терминологией, неполно излагает теоретический материал, допускает существенные ошибки при ответе.

Оценка «неудовлетворительно» ставится при отсутствии ответа на экзаменационные вопросы или при проявлении студентом слабых, неполных, отрывочных знаний, при неумении использовать терминологию, химические формулы, незнании наиболее важных законов и закономерностей, неумении применять их для решения расчетных задач.

Прием и передача экзамена осуществляется на основании Положения о курсовых и экзаменах АмГУ.

Федеральное агентство по образованию Российской Федерации
Амурский государственный университет

УТВЕРЖДАЮ

Проректор по учебно-научной работе

Е.С. Астапова

“ ” 200__ г.

Рабочая программа

По дисциплине “Химия”

Для специальности: – (220301) – “Автоматизация технологических процессов и производств (по отраслям)”

Курс 1, семестр – 2

Лекции – 36 час

Лабораторные работы – 18 час.

Зачет – 2 семестр

Самостоятельная работа – 26 час.

Всего часов – 80 час.

Составитель: Ющенко В.Н., доцент каф. химии

Факультет: инженерно – физический

Кафедра химии

2006 г.

Рабочая программа составлена на основании Государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования для специальности (220301) – “Автоматизация технологических процессов и производств (по отраслям)” и является авторской разработкой

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры “Химия”

“ _____ ” _____ 2006 г. Протокол № _____

Зав. кафедрой _____ Т. А. Родина

Согласовано

Начальник УМУ

_____ Г.Н. Торопчина

“ _____ ” _____ 2006 г.

Согласовано

Председатель УМС ф-та

“ _____ ” _____ 2006 г.

Согласовано

Заведующий выпускающей кафедры

_____ А.Н. Рыбалев

“ _____ ” _____ 2006 г.

ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЙ СТАНДАРТ

Специальность 220301 – “Автоматизация технологических процессов и производств (по отраслям)”

Химические системы: растворы, дисперсные системы, электрохимические системы, катализаторы и каталитические системы, полимеры и олигомеры; химическая термодинамика и кинетика, энергетика химических процессов, химическое и фазовое равновесие, скорость реакции и методы её регулирования;

реакционная способность веществ: химия и периодическая система элементов, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ, химическая связь, химический практикум.

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ, ЕЕ МЕСТО В УЧЕБНОМ ПРОЦЕССЕ

1.1 Цели преподавания учебной дисциплины.

Способствовать развитию у студентов химического мышления, необходимого в решении вопросов технологического управления производством.

Способствовать развитию научного мировоззрения студента.

Дать представление об атомно-молекулярном уровне организации материи.

1.2 Задачи изучения дисциплины.

Дать студенту современное научное представление о веществе, как одном из видов материи, и механизме их превращений.

Показать роль химических процессов в развитии Вселенной, воздействие

человека на природу, получение веществ с заданными свойствами.

Ознакомить с различными химическими системами, их составом и свойствами (катализ, растворы, дисперсные системы, электрохимические системы, системы высокомолекулярных веществ).

Осветить историю химической науки, роль отечественных и зарубежных учёных в развитии химии.

Показать значение химии в жизни общества.

Добиться прочного усвоения студентами основных законов и теорий химии, овладения техникой химических расчётов.

1.3 Перечень дисциплин, усвоение которых студентами необходимо для изучения данной дисциплины.

Данная дисциплина преподаётся студентам первого курса, поэтому у них должна быть удовлетворительная база знаний по химии, физике, математике после завершения образования в средней школе.

Изучение химии предшествует изучению материаловедения, экологии, безопасности жизнедеятельности и разделов специальных дисциплин, где химические знания необходимы.

1.4 Перечень основных умений и навыков, приобретаемых студентами при изучении химии.

Согласно Госстандарту специальности выпускник данной специальности в области химии должен иметь представления:

- о фундаментальном единстве естественных наук, незавершённости естествознания и возможности его дальнейшего развития;
- о дискретности и непрерывности в природе;
- о динамических и статистических закономерностях в природе;
- о вероятности как объективной характеристике природных систем;
- о фундаментальных константах естествознания;
- об основных законах химии;

об основных химических системах и процессах в них;
о взаимосвязи между свойствами химической системы, природой вещества и его реакционной способностью.

Студенты должны знать и уметь использовать основные понятия, законы химической термодинамики и кинетики, реакционной способности веществ, экологии. Уметь производить расчёты материальных и энергетических балансов, приготавливать растворы заданной концентрации, объяснить результаты проведённых экспериментов.

2. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ.

2.1. Теоретический курс (36 часов)

2.1.1 *Строение вещества (10 час.).*

Материя, вещество и поле, их взаимосвязь. Формы движения материи и науки их изучающие. Основоположники российской химической науки М.В. Ломоносов, Д.И. Менделеев, А.М. Бутлеров.

Атомно-молекулярный уровень, его место в иерархии уровней. Организация материи. Атом. Строение атомного ядра. Изотопы. Типы ядерных реакций. Атомная энергетика. Поведение электрона в атоме. Квантовый характер энергетических изменений. Корпускулярно-волновое поведение. Неопределённость положения и скорости. Электронное облако. Формы электронных облаков. Электронное строение атома водорода. Квантовые числа, их физический смысл и значения. Принцип Паули.

Многоэлектронные атомы. Принцип наименьшей энергии. Правило Хунда. Правила Клечковского. Случаи повышенной устойчивости подуровней (провал электрона, распределение)

Периодическая система элементов Д.И. Менделеева и электронная структура атомов. Периодичность свойств атомов. Причины периодического изменения свойств. s-, p-, d- и f-элементы. Закон Мозли и его значение в утверждении Периодической системы элементов. Периодический закон и проявление законов категории материалистической диалектики: перехода количества

в качество, непрерывности и прерывности, единства и борьбы противоположностей.

Природа химических связей. Типы химических связей. Основы метода валентных связей (МВС). Образование молекулы водорода. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи: энергия, длина, направленность, насыщенность. Поляризация ковалентной связи, полярно-ковалентная связь, дипольный момент. Свойства вещества с полярно-ковалентной связью. Сигма- и пи-связь. Гибридизация атомных орбиталей. Оценка метода ковалентных связей.

Основы метода молекулярных орбиталей (ММО). Энергетические диаграммы образования двухядерных частиц. Объяснение устойчивости двухядерных частиц, их магнитные свойства и возможности существования молекулярных ионов. Электронные формулы молекул. Оценка ММО.

Ионная связь. Механизм образования, свойства связи. Ионные соединения. Степень окисления атомов элементов. Взаимная поляризация ионов. Эффективные заряды.

Понятие о металлической связи, механизм ее образования, свойства.

Межмолекулярные взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса и водородная связь. Строение вещества в конденсированном состоянии: кристаллическое и стеклообразное состояние. Анизотропность кристаллов. Изоморфизм. Полиморфизм. Типы кристаллических решеток в зависимости от типа связи между частицами в узлах решетки. Структура вещества как отражение диалектического единства формы и содержания.

Для самостоятельного изучения:

4. Стехиометрические законы: сохранения массы, постоянства состава, кратных соотношений, эквивалентов. Области их применения. Закон Авогадро. Уравнение Менделеева-Клайперона.

5. Ядерные реакции. Изотопы, их применение.

6. Внутренняя структура газов, жидкостей, кристаллических и аморфных веществ.

2.1.2. Химическая термодинамика и кинетика (6 час.).

Химические системы. Изобарные и изохорные процессы. Понятие о внутренней энергии системы. Энтальпия образования вещества, химических процессов, фазовых переходов.

Закон Гесса, следствие из него. Расчет энергетических балансов систем.

Энтропия. Энергия Гиббса. Направленность химических процессов.

Химическая кинетика. Энергия активации, активные молекулы, уравнение Аррениуса. Скорость реакции в гомогенных системах. Влияние концентрации, температуры, давления. Константа скорости. Скорость реакции в гетерогенных системах, значение поверхности взаимодействующих веществ.

Обратимость химических процессов. Условия необратимости реакций. Химическое равновесие. Константа равновесия, ее связь с энергией Гиббса. Принцип Ле-Шателье.

Поверхностные явления на границе раздела фаз. Сорбция. Адсорбция, ее виды. Изотерма адсорбции. Поверхностно-активные вещества.

Катализ. Свойства катализаторов. Гомогенный и гетерогенный катализ. Химическое равновесие в гетерогенных системах. Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса.

2.1.3 Растворы (6 час.).

Общие сведения о растворах: классификация, энергетические эффекты при растворении. Вода как растворитель и теплоноситель. Ассоциация и диссоциация при растворении. Идеальные и реальные растворы.

Давление насыщенного пара над раствором.

Методы изучения растворов на основании их свойств: осмометрия, криоскопия, эбуллиоскопия. Законы Рауля и Вант-Гоффа.

Растворы электролитов. Причины неподчинения законам Рауля и Вант-

Гоффа. Слабые электролиты. Факторы, влияющие на величину степени диссоциации. Константа диссоциации. Ступенчатая диссоциация.

Электролитическая диссоциация воды. Константа диссоциации ионного равновесия воды. Водородные показатель.

Состояние сильных электролитов в растворах. Кажущаяся степень диссоциации.

Гидролиз солей. Механизм гидролиза и его типы. Степень гидролиза. Факторы, влияющие на величину степени гидролиза и его полноту.

Коллоидные системы как разновидность дисперсных систем. Получение и строение коллоидных систем. Коагуляция и седиментация. Причины устойчивости. Золи и гели. Тиксотропия. Микрогетерогенные системы.

Для самостоятельного изучения:

1. Способы выражения состава раствора.
2. Малорастворимые электролиты. Произведение растворимости.
3. Вода в технике. Жёсткость воды, методы её устранения. Водоочистка и водоподготовка. Действия природой воды на металлические и бетонные сооружения. Накипи и шламы, образующиеся в паросиловых установках.
4. Загрязнение гидросферы. Рациональное использование природных гидроресурсов и охрана окружающей среды.

2.1.4 Электрохимические процессы (6 час.).

Природа возникновения и измерение электродных потенциалов, факторы, влияющие на их величину. Уравнение Нернста. Принцип действия гальванических элементов.

Электролиз. Законы Фарадея. Процессы на электродах. Электродная поляризация. Перенапряжение. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми анодами.

Электрорафинирование металлов, гальваностегия и гальванопластики.

Электрохимическая обработка металлов. Вопросы экологии.

Основные виды коррозии. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Факторы, влияющие на скорость коррозии. Защита металлов от коррозии.

Для самостоятельного изучения:

1. Окислительно-восстановительные процессы.
2. Химические источники электрической энергии: аккумуляторы, топливные элементы. Электрохимические генераторы.

2.1.5. Полимеры (6 час.).

Олигомеры и полимеры. Методы получения: полимеризация и поликонденсация. Понятие о реакциях полимеров: полимераналогичные превращения, внутри- и межмолекулярные реакции, деструкция. Значение этих реакций. Зависимость свойств полимеров от состава и строения. Пластификация.

Для самостоятельного изучения:

1. Классификация полимеров.
2. Пластмассы. Состав. Свойства. Переработка в изделия.

2.2. Лабораторно-практические занятия (18 часов)

	Строение атома и Периодическая система элементов	2 часа
	Химическая связь	2 часа
	Скорость химических реакций	2 часа
	Термодинамика и химическое равновесие	2 часа
	Растворы электролитов. Ионно-молекулярные равновесия	2 часа
	Окислительно-восстановительные реакции	2 часа
	Электрохимические расчёты	2 часа
	Коррозия металлов	2 часа
	Свойства полимеров	2 часа

2.3 Самостоятельная работа студентов (26 часов)

2.3.1. Темы для самостоятельного изучения – 8 часов.

1. Колебательные реакции. Цепные и фотохимические процессы. Процессы горения. Взрывы.
2. Вода в технике. Жесткость воды, методы ее устранения.
3. Экология гидросферы и атмосферы.
4. Химические источники электрической энергии.
5. Пластмассы. Состав. Свойства. Переработка в изделия.

2.3.2. Подготовка к лабораторно-практическим занятиям – 8 часов.

2.3.3 Выполнение индивидуальных домашних заданий – 10 часов.

4. ФОРМЫ КОНТРОЛЯ ЗНАНИЙ СТУДЕНТОВ

3.1. Индивидуальные домашние задания

1. Основные понятия и законы химии. Классификация неорганических соединений.
2. Строение атома и химическая связь.
3. Химическая термодинамика и кинетика реакций.
4. Растворы: способы выражения концентрации растворов. Законы Рауля и Вант-Гоффа. Гидролиз солей. Реакции в растворах электролитов.
5. Электрохимические процессы.

3.2 Тест-проверка знаний перед выполнением лабораторно-практических работ(6 вопросов на 15 мин).

4. СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

4.1.1. Основная литература

1. Денисов ВВ, Дрововозова Т.И, Лозановская И.Н. и др.
Химия. “МарТ” М-Ростов-на-Дону. 2003г.
2. Коровин Н.В. Общая химия. М. ВШ 1988, 2002 г.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. М. Химиздат 2000 г.
4. Глинка НЛ. Задачи и упражнения по общей химии. Л. Химия 1983 г.

4.1.2. Дополнительная литература

1. Зайцев О.С. Химия. Современный курс. М.Агар 1997.
2. Крестов Г.А. Теоретические основы неорганической химии.
М. ВШ 1982.
3. Семенов И.Н, Перфилова И.Л. Химия СПб. Химиздат 2000.
4. Суворов АВ, Никольский АБ. Общая Химия. Спб. Химиздат 2000.
5. Никольский АБ, Суворов АВ, Химия Спб. Химиздат 2001.
6. Федотьев И.П. и др. Прикладная электрохимия. Л.Химия 1980.

4.2. Перечень наглядных и других пособий, методических указаний, методических материалов, используемых в учебном процессе

4.2.1. Наглядные пособия:

- периодическая система элементов;
- линейчатые спектры атомов;
- модели строения атомов;
- последовательность заполнения электронами атомных орбиталей;
- возбуждённые и невозбуждённые состояния атомов;
- квантовые числа;
- типы гибридизации АО;
- типы кристаллических решеток;

- механизмы образования ковалентной связи;
- энергетическая диаграмма образования двухатомной молекул;
- диаграмма состояния воды;
- механизм гидролиза солей;
- строение коллоидной частицы;
- принцип действия гальванических элементов;
- аккумуляторы;
- виды коррозии;
- коррозия оцинкованного и луженого железа;
- свойства полимеров;

4.2.2. Методические указания к лабораторно-практическим занятиям:

- Классы неорганических соединений. Бл., БТИ, 1989;
- Скорость химических реакций. Бл, БТИ, 1990
- Гидролиз солей. Бл., БТИ. 1990
- Коллоидные системы Бл., Бти. 1992
- Окислительно-восстановительные реакции. Бл. БТИ.1991;
- Электрохимические свойства металлов. Бл., БТИ, 1990;

5. ВОПРОСЫ К ЗАЧЁТУ.

1. Классы неорганических соединений. Химические свойства оксидов, оснований, кислот, солей. Средние, кислые, основные соли.
2. Эквиваленты элементов и веществ, закон эквивалентов, применение их в химических расчётах (массы одного из взаимодействующих веществ, эквивалентной концентрации растворов, массы веществ выделившихся на электроде при электролизе).
3. Строение атома. Электронные формулы атомов и ионов.

4. Периодическая система элементов. Изменение энергии ионизации и относительной электроотрицательности атомов в группах и периодах. Причины этих изменений. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств веществ (на примере оксидов элементов).
5. Химическая связь. Механизм образования. Полярность химической связи и её влияние на свойства молекул. Кратность связи (например, количество сигма – и пи-связей в молекуле SiO_2). Типы гибридизации АО и форма молекул.
6. Строение вещества в конденсированном состоянии (типы кристаллических решеток). Уметь указать тип кристаллической решетки в соединениях (например, SiO_2 , $\text{C}_{(\text{алмаз})}$, KI , Sn , H_2O , и др.).
7. Химическая термодинамика: внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, энергия Гиббса (определение, единицы измерения). Термохимические расчёты (например: 7г железа реагируют с 8г серы. Сколько теплоты выделится в результате реакции, если $\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{FeS}) = -100 \text{ кДж/моль}$?)
8. Скорость химических реакций и влияние на неё концентрации взаимодействующих веществ, температуры, давления (расчёты с применением закона действующих масс и уравнения Вант-Гоффа). Химическое равновесие. Применение принципа Ле-Шателье к обратимым системам (например: $2\text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{A}_2\text{B}_{(\text{г})}$; $\Delta H^0_{\text{р}} = -400 \text{ кДж}$. Какими изменениями температуры и давления можно добиться большего выхода продукта реакции?)
9. Растворы. Расчёты массовой доли, молярной, эквивалентной концентрации растворенного вещества. Влияние концентрации растворённого вещества на изменение давления пара, температур замерзания (кристаллизации) и кипения, осмотического давления. (Законы Рауля и Вант-Гоффа, применение их к расчётам концентраций вещества, $\Delta t_{\text{крист}}$, $\Delta t_{\text{кип}}$, $\Delta P_{\text{пара}}$, $\Delta P_{\text{осм}}$). Водородный показатель растворов, его вы-

числение по концентрации вещества в растворе.

10. Гидролиз солей. Какую среду и почему имеют растворы солей. (например: CuSO_4 , KNO_3 , K_3PO_4 , $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$)? Указать $\text{pH} > 7$, $\text{pH} = 7$, $\text{pH} < 7$ среды в предложенных растворах).

11. Реакции в растворах электролитов. Уметь написать уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

12. Дисперсные системы. Классификация по дисперсности и агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды. Строение дисперсных (коллоидных) частиц (например, полученных при сливании растворов BaCl_2 и избытка серной кислоты). Что является потенциалобразующими ионами? Противоионами? Стабилизирующими и коагулирующими ионами? Какой заряд имеют мицелла и гранула? В сторону какого электрода перемещаются мицелла и гранула в электрическом поле? Что такое седиментация, коагуляция? Чем они обусловлены? Чем отличаются золи от гелей? Что такое тиксотропия? Состав микрогетерогенных систем.

13. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Расстановка коэффициентов в уравнениях ОВР методом электронного баланса.

14. Электрохимические системы. Причины образования потенциалов на границе “металл – электролит”. Ряд стандартных электродных потенциалов, изменение окислительных и восстановительных свойств атомов и ионов. В каком направлении перемещаются электроны в системе, образованной, например, оловянным и марганцевым электродами, погруженными в раствор Сульфата меди? Что восстанавливается? Что окисляется? Какой процесс происходит на катоде?

15. Электролиз. Законы Фарадея, их применение к расчётам массы (объёма) веществ, выделяющихся на электродах при электролизе растворов и расплавов электролитов с инертными и растворимыми анодами.

16. Коррозия металлов. Отличие химической коррозии от электрохими-

ческой. Коррозия металлов с анодными и катодными покрытиями в кислой и нейтральной среде (электронные уравнения реакций).

17. Полимеры и олигомеры. Полимеры природные (белок, крахмал, целлюлоза, натуральный каучук), искусственные и синтетические, их состав. Реакции получения полимеров. Деструкция. Вулканизация. Как изменяется температура плавления, эластичность, механическая прочность полимеров при переходе линейной структуры в сетчатую?

6. КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ

К сдаче зачёта допускаются студенты, выполнившие и защитившие все лабораторные работы, выполнившие индивидуальные домашние задания не ниже оценки “удовлетворительно”, прошедшие с положительной оценкой проверочные тест–опросы по каждой теме лабораторно-практических занятий.

Зачёт сдаётся по тест–заданиям, включающим вопросы теоретического и практического характера по основным темам курса. Вопросы к тест–заданиям утверждаются на заседании кафедры. Зачёт сдаётся письменно. Для выполнения зачётного задания из 20 вопросов отводится 80 мин.

Зачёт считается сданным, если студент правильно ответил на 15 вопросов тест–задания.

Приём и пересдача зачёта осуществляется на основании Положения о курсовых зачётах и экзаменах.