

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Щёкина Бера Витальевна

Должность: Ректор

Дата подписания: 26.12.2019 08:58:25

Уникальный программный ключ:

a2232a55157e576551a81976544581af53989420420336ffbf573a434e57789



**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ**

**Федеральное государственное бюджетное общеобразовательное
учреждение высшего образования**

«Благовещенский государственный педагогический университет»

ОСНОВНАЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА

Рабочая программа дисциплины

УТВЕРЖДАЮ

Декан

**индустриально-педагогического
факультета ФГБОУ ВО «БГПУ»**

Л.М. Калнинш

«22» мая 2019 г

Рабочая программа дисциплины

ХИМИЯ

Направление подготовки

44.03.05 ПЕДАГОГИЧЕСКОЕ ОБРАЗОВАНИЕ

Профиль

ТЕХНОЛОГИЯ

Профиль

ЭКОНОМИКА

Уровень высшего образования

БАКАЛАВРИАТ

Принята на заседании кафедры химии

(протокол № 8 от «15» мая 2019 г.)

Благовещенск 2019

СОДЕРЖАНИЕ

1	ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА.....	3
2	УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ	4
3	СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ).....	5
4	МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ (УКАЗАНИЯ) ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ	10
5	ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ.....	16
6	ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ КОНТРОЛЯ (САМОКОНТРОЛЯ) УСВОЕННОГО МАТЕРИАЛА.....	36
7	ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕН.....	70
8	ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦАМИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ...	70
9	СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ.....	71
10	МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА.....	72
11	ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ.....	74

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

1.1 Цель дисциплины: познакомить с теоретическими представлениями и концепциями, составляющими фундамент системы химических знаний; установление межпредметных связей, способствующих усвоению и глубокому пониманию физико-химической сущности технологии обработки различных материалов.

1.2 Место дисциплины в структуре ООП. Дисциплина Б1.О.26 «Химия» относится к обязательным дисциплинам вариативной части учебного плана подготовки бакалавров 44.03.05 «Педагогическое образование», профиль «Технология», «Экономика».

Для освоения дисциплины «Химия» студенты используют знания, умения, навыки, сформированные в общеобразовательной школе. Курс тесно связан с другими дисциплинами: физикой и математикой.

1.3 Требования к результатам освоения дисциплины. В результате освоения дисциплины «Химия» студент должен обладать следующими компетенциями:

-УК- 1 - Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач;

- УК-1.1 Демонстрирует знание особенностей системного и критического мышления и готовность к нему;
- УК-1.2 Находит и критически анализирует информацию, необходимую для решения поставленной задачи;
- УК-1.3 Аргументированно формирует собственное суждение и оценку информации, принимает обоснованное решение.

ОПК-8. Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний, **индикаторами** достижения которой является:

- ОПК-8.3 Демонстрирует специальные научные знания в том числе в предметной области.

1.4 Перечень планируемых результатов обучения. В результате изучения дисциплины студент должен:

- знать:

- общие положения, законы и химические теории;
- современную номенклатуру химических соединений;
- основные классы химических соединений и типы химических реакций;

- уметь:

- применять химические теории и законы, концепции о строении и реакционной способности химических веществ;
- решать задачи по химии;
- проводить эксперименты, анализ и оценку лабораторных исследований.

- владеть:

- способами ориентации в профессиональных источниках информации (журналы, сайты, образовательные порталы);

1.5 Общая трудоемкость дисциплины «Химия» составляет 2 зачетных единицы (72 часа). Программа предусматривает изучение материала на лекциях и практических занятиях. Предусмотрена самостоятельная работа студентов по темам и разделам. Проверка знаний осуществляется фронтально, индивидуально.

ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ И ВИДЫ УЧЕБНОЙ РАБОТЫ

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры 2
Общая трудоемкость	72	72
Аудиторные занятия	36	36
Лекции	14	14
Лабораторные работы	22	22
Самостоятельная работа	36	36

Вид итогового контроля:	-	зачет
-------------------------	---	-------

2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ

Учебно-тематический план (очная форма обучения)

№	Тема и раздел программы	Всего часов	Аудиторные занятия		Самостоятельная работа
			Лекции	Лабораторные работы	
ОБЩАЯ ХИМИЯ					
I	Введение.	1	1		
II	Атомно-молекулярное учение. Основные химические понятия. Классификация и номенклатура химических соединений.	4	1		3
	<i>Лабораторная работа №1.</i> «Основные законы атомно-молекулярного учения. Химический эквивалент. Определение эквивалентной массы магния».	2		2	
	<i>Лабораторная работа №2.</i> «Газовые законы. Определение относительной молекулярной массы оксида углерода (IV)».	2		2	
III	Электронное строение атома. Периодический закон и система Д.И. Менделеева.	6	2		4
	<i>Лабораторная работа №3.</i> «Определение свойств атомов, связанных с их строением».	2		2	
IV	Химическая связь. Комплексные соединения.	6	2		4
	<i>Лабораторная работа №4.</i> «Строение веществ. Определение свойств веществ, связанных с их строением».	2		2	
	<i>Лабораторная работа №5.</i> «Комплексные соединения».	2		2	
V	Химические реакции.	6	2		4
	<i>Лабораторная работа №6.</i> «Окислительно-восстановительные реакции».	2		2	
VI	Растворы.	5	1		4
	<i>Лабораторная работа №7.</i> «Приготовление растворов заданной концентрации». Решение задач.	2		2	
VII	Теория электролитической диссоциации.	5	1		4
	<i>Лабораторная работа №8.</i> «Электролитическая диссоциация»	2		2	

	растворов электролитов».				
	Лабораторная работа №9. «Гидролиз солей. Образование осадков. Произведение растворимости».	2		2	
VIII	Электролиз. Коррозия металлов.	6	2		4
	Лабораторная работа №10. «Электролиз. Никелирование стальных или медных предметов».	2		2	
ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ					
IX	Введение. Общие вопросы органической химии.	4	1		3
ПРИРОДНЫЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ					
X	Аминокислоты и белки.	3			3
	Лабораторная работа №11. «Аминокислоты. Белки».	2		2	
XI	Углеводы.	4	1		3
	Всего:	72	14	22	36

**Интерактивное обучение по дисциплине
«Химия»**

№	Тема занятия	Вид занятия	Форма занятия	Кол-во часов
1	Растворы	Практическое занятие	Деловые и ролевые игры	2ч.
2	Определение элементного состава минералов.	Практическое занятие	Семинар-встреча, кейс-технологии	2ч.
3	Аминокислоты и белки	Лекция	Лекция-дискуссия	2ч.
Всего:				6ч.

3 СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ)

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Тема 1. ВВЕДЕНИЕ

Предмет химии. Понятие о материи. Конкретные виды материи: вещество и поле. Движение как форма существования материи; формы движения материи; химическая форма движения. Философское и химическое понятия вещества. Уровни организации вещества, изучаемые химией: атомы, молекулы, конденсированные системы. Связь химии с биологией, физикой и другими науками о природе.

Тема 2. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ. ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ. КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Возникновение и развитие атомно-молекулярного учения. Факты, закономерности и законы, послужившие экспериментальной базой для развития представлений о дискретном строении вещества. Основные положения молекулярной теории. Атом, молекул, элемент, простое вещество, сложное вещество. Их размеры и массы. Отно-

сительные атомные и молекулярные массы. Число Авогадро. Химическая формула. Классификация и номенклатура химических соединений.

Работы М. В. Ломоносова. Закон сохранения массы и энергии и его значение в химии.

Химический эквивалент. Закон эквивалентов. Границы применимости этих законов. Атомистика Дальтона.

Закон простых объемных отношений Гей-Люссака. Закон Авогадро и выводы из него.

Химическая метрология. Единицы измерения в химии. Моль - единица количества вещества. Молярная масса и молярный объем газа. Методы определения атомных и молекулярных масс.

Соотношение между молярной массой, эквивалентом и эквивалентной массой веществ. Методы определения атомных и эквивалентных масс. Определение молекулярных масс газообразных веществ. Расчеты по химическим формулам. Уравнения химических реакций. Стехиометрические расчеты с использованием величин масс и объемов.

Тема 3. ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И СИСТЕМА Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Экспериментальные обоснования представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Радиоактивность. Основные характеристики α -, β - и γ -лучей. Модель атома Томсона. Опыты Резерфорда по рассеянию α -частиц. Планетарная модель атома. Ее достоинства и недостатки.

Теория атома водорода по Бору. Объяснение спектра атома водорода. Внутренние противоречия теории атома водорода по Бору. Попытки их устранения. Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.

Квантово-механическая модель атома водорода. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное (n), орбитальное (l), магнитное (m_l) квантовые числа. Физический смысл квантовых чисел. Понятие об электронном облаке.

Атомные орбитали (АО). Основное и возбужденное состояние. Вырожденные состояния. Вид атомных s -, p -, d - и f -орбиталей.

Собственные угловой и магнитный моменты электрона (спин) и спиновое квантовое число m_l . Емкость электронных слоев.

Многоэлектронные атомы. Заряды ядер атомов. Три принципа заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип (запрет) Паули, правило Гунда. Порядок заполнения атомных орбиталей. Правило Клечковского. Электронные формулы. Символическая и графическая формы записи электронных формул.

Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивые и неустойчивые ядра.

Свойства изолированных атомов. Атомные радиусы (ковалентные, металлические). Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Относительная электроотрицательность. Условные ионные радиусы. Магнитные свойства атомов. Диамагнетизм, парамагнетизм.

Открытие периодического закона Д. И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Использование Д.И. Менделеевым метода интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов. Экспериментальное подтверждение теоретических предсказаний Д.И. Менделеева.

Вопросы, поставленные периодическим законом и периодической системой, их разрешение с позиций представлений о строении атомов. Современная формулировка периодического закона.

Периодическая система как естественная система элементов. Длинная и короткая формы периодических таблиц. Периоды, группы, подгруппы. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы s-, p-, d- и f- семейств. Связь свойств элементов с их положением в периодической системе. Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов.

Тема 4. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Эволюция взглядов на сущность химической связи. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность. Основные типы химической связи.

Ковалентная связь. Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов разных атомов и донорно-акцепторный механизм; σ - и π -связи. Кратность (порядок) связи. Факторы, влияющие на прочность связи. Полярность связи.

Свойства ковалентной связи: насыщаемость, направленность, поляризуемость.

Теория направленных валентностей. Гибридизация атомных орбиталей (АО). Типы гибридизации и геометрия молекул. Полярность связей и полярность молекул в целом

Ионная связь. Катионы и анионы в молекулах и твердых телах. Свойства ионной связи. Область применимости ионной модели.

Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов элементов, способных к образованию металлической связи.

Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородные связи. Влияние водородной связи на свойства веществ. Роль водородной связи в биологических процессах.

Валентности, степени окисления и координационные числа атомов в соединениях с различным типом связи.

Кристаллы. Типы кристаллических решеток, образуемых веществами с ковалентной связью в молекулах. Свойства этих веществ. Ионные кристаллические решетки. Свойства веществ с ионным типом связи. Металлические кристаллические решетки и физические свойства металлов.

Межмолекулярные взаимодействия. Диполь - диполь, диполь - индуцированный диполь, дисперсионные взаимодействия.

Комплексные соединения. Понятие о комплексных соединениях. Основные положения координационной теории А. Вернера. Внешняя и внутренняя сферы комплексов. Характеристика лигандов. Координационное число комплексообразователя. Заряд комплексного иона.

Основные классы комплексных соединений. Изомерия комплексных соединений. Гидратная и координационная изомерия. Цис- и транс- изомерия. Номенклатура комплексных соединений.

Природа химической связи в комплексных соединениях. Рассмотрение ее с позиций метода валентных связей. Высокоспиновые и низкоспиновые комплексные соединения, внешнеорбитальные и внутриорбитальные комплексные соединения, парамагнитные и диамагнитные комплексные соединения. Роль координационных соединений в биологии.

Тема 5. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

Классификация химических реакций. Признаки классификации химических реакций.

Реакции, идущие без изменения состава веществ. Аллотропия и аллотропные видоизменения.

Химические реакции и их классификация по характеру взаимодействия реагирующих веществ (обменные, окислительно-восстановительные, комплексообразования). Реакции, идущие с изменением и без изменения степени окисления атомов элементов. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Электронная теория окисления.

Окислительно-восстановительные реакции. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Окисление и восстановление, окислитель и восстановитель. Основные окислители и восстановители. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Методы электронного и ионно-электронного баланса. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов.

Взаимодействие металлов с кислотами и солями в водных растворах как окислительно-восстановительный процесс.

Тема 6. РАСТВОРЫ

Определение растворов. Химическая теория растворов Д.И. Менделеева. Растворимость. Типы растворов (ненасыщенные, насыщенные и перенасыщенные). Зависимость растворимости веществ в различных факторах. Способы выражения концентрации растворов (массовая доля, молярная концентрация, нормальная концентрация, понятие об эквиваленте, эквивалентные массы).

Тема 7. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ

Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации веществ с различным типом химической связи. Роль полярных молекул воды в процессах диссоциации и ионизации веществ. Механизм гидратации анионов и катионов. Влияние на гидратацию размеров и зарядов ионов. Образование иона гидроксония. Энергетика процесса диссоциации.

Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Применение закона действия масс к процессу диссоциации слабых электролитов; константа диссоциации. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.

Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация. Основной и кислотный типы диссоциации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды. Зависимость типа диссоциации и силы гидроксидов от относительной полярности химических связей в молекулах.

Электролитическая диссоциация комплексных соединений. Диссоциация на ионы внешней и внутренней сферы. Диссоциация комплексного иона в водном растворе как реакция замещения лигандов молекулами воды. Устойчивость комплексных ионов в растворах. Константы нестойкости. Образование и разрушение комплексных ионов в растворах.

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Концентрация ионов водорода в растворах. Водородный показатель.

Обменные реакции между ионами. Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.

Гидролиз солей. Реакция среды в водных растворах солей. Обратимый и необратимый гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Факторы, смещающие равновесие гидролиза. Роль гидролиза в биологических и химических процессах.

Буферные системы в живых организмах. Механизм действия буферных систем.

Тема 8. ЭЛЕКТРОЛИЗ. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Общие понятия. Электрохимический ряд напряжений металлов. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей и его практическое значение. Законы электролиза (М. Фарадей).

Гальванические элементы. Классификация гальванических элементов. Химические источники тока. Аккумуляторы.

Химическая и электрохимическая коррозия металлов и методы борьбы с ней. Пассивность металлов. Ингибиторы коррозии. Биокоррозия.

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Тема 9. ВВЕДЕНИЕ. ОБЩИЕ ВОПРОСЫ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Развитие представлений о природе органических соединений. Теория химического строения органических веществ Бутлерова. Понятия об изомерии и гомологии. Классификация органических соединений (по строению углеродной цепи, по природе функциональной группы). Механизмы и типы химических реакций.

Теория электронных смещений.

Индуктивный эффект. Зависимость полярности σ -связей от электроотрицательности элементов. Два вида индуктивных эффектов: $-I$, $+I$ - эффекты. Зависимость значения I -эффекта от типа заместителя. Затухание индуктивного эффекта по цепи σ -связей. Влияние индуктивного эффекта на физические и химические свойства.

Мезомерный эффект. Перераспределение электронной плотности в системе π -связей. Стабилизация системы. неполярный (M) и полярные ($+M$, $-M$)- эффекты.

Предельные структуры, мезоформы с изогнутыми стрелками и выровненными связями. Энергия мезомерии.

Изомерия. Структурная изомерия. Примеры (изомерия углеродного скелета, положения функциональной группы и кратной связи, таутомерия). Стереои́зомерия: конфигурационная и конформационная. Конфигурационная изомерия: оптическая и геометрическая. Оптическая изомерия. Соединения с одним асимметрическим атомом углерода, энантиомеры (антиподы), рацематы. Проекционные формулы Фишера, знак вращения и конфигурация. Абсолютная конфигурация (R, S -система Кана, Ингольда, Прелога; правила старшинства). Соединения с двумя различными и одинаковыми асимметрическими центрами.

Геометрическая изомерия (*цис*-, *транс*- или Z -, E -) на примере 2-бутена.

Конформационная изомерия. Причина заторможенного вращения вокруг σ -связи. Конформация, конформационный изомер. Заслоненные и заторможенные конформации этана и 1,2-дихлорэтана.

Тема 10. АМИНОКИСЛОТЫ И БЕЛКИ

АМИНОКИСЛОТЫ.

Изомерия, номенклатура. Оптическая изомерия α -аминокислот. *Синтез аминокислот.* Аминирование α -галогенокислот. Схема получения аминокислот гидролизом белка. Биологическое значение α -аминокислот.

Химические свойства аминокислот. Амфотерность и образование биполярных ионов. Соли аминокислот. Комплексные соли с ионами меди (II). Реакции по карбоксильной группе: образование сложных эфиров, галогеноангидридов. Декарбоксилирование α -аминокислот.

Реакции по аминогруппе: ацилирование, алкилирование, взаимодействие с азотистой кислотой. Понятие о полипептидах. Полиамидные полимеры.

БЕЛКИ

Понятие белков. Классификация белков (простые белки, или протеины и сложные белки или протеиды). Структура белковой молекулы (первичная, вторичная, третичная и четвертичная).

Тема 11. УГЛЕВОДЫ

УГЛЕВОДЫ.

Определение, общая формула состава. Классификация. Оксигидриды, оксикетонны, альдозы, кетозы, тетозы, пентозы, гексозы. Номенклатура.

Изомерия моносахаридов. Изомерия, обусловленная наличием альдегидной или кетонной группы. Изомерия, связанная с наличием асимметрических атомов углерода (оп-

тическая изомерия). Число изомеров для оксоформ. Структурные и проекционные формулы, антиподы, диастереоизомеры. D- и L-ряды, связь с конфигурацией глицеринового альдегида. Проекционные формулы рибозы, 2-дезоксирибозы, арабинозы, ксилозы, глюкозы, маннозы, галактозы, фруктозы. Кольчато-цепная таутомерия (цикло-оксотаутомерия). Мутаротация, α - и β -формы (аномеры). Число оптических изомеров циклических форм. Изомерия, связанная с наличием пиранозного и фуранозного циклов. Полуацетальный (гликозидный гидроксил). Гликозиды. Перспективные формулы Хеуорзса. β -D-глюкопираноза и α -D-глюкопираноза. Конформационные изомеры. Понятие о конформациях пиранозного цикла: “кресло” и “ванна”.

Методы получения моносахаридов. Гидролиз дисахаридов и высших полисахаридов. Получение сахаристого вещества Бутлеровым. Циангидриновый синтез.

Химические свойства. Реакции карбонильных цепных форм. Присоединение цианистоводородной кислоты. Окисление: в кислой среде - получение одноосновных (альдоновых) и двухосновных (сахарных) кислот; в щелочной среде - реакция серебряного зеркала. Избирательное окисление пероксидом водорода (укорочение цепи моноз). Восстановление альдоз и кетоз в многоатомные спирты. Практическое значение сорбита и ксилита. Взаимодействие с фенилгидразином (получение озазонов). Действие щелочей: разбавленных (эпимеризация), концентрированных (деструкция).

Реакции циклических форм (реакции по гидроксильным группам). Свойства полуацетального гидроксила, отличие его от других гидроксильных групп (алкилирование метиловым спиртом в присутствии хлористого водорода). Получение и гидролиз гликозидов. Исчерпывающее алкилирование (диметилсульфатом, алкилгалогенидами) и ацилирование моносахаридов. Сложные эфиры азотной и фосфорной кислот. Действие кислот на пентозы (образование фурфура). Понятие о спиртовом брожении гексоз.

ДИСАХАРИДЫ.

Общая формула. Два типа дисахаридов. Гликозидогликозиды: трегалоза (глюкозидоглюкозид), сахароза (глюкозидофруктозид). Восстанавливающие и невосстанавливающие дисахариды. Проекционные и перспективные формулы. Гликозидоглюкозы: мальтоза, целлобиоза, лактоза. *Отличие химических свойств* восстанавливающих и невосстанавливающих дисахаридов. Мутаротация восстанавливающих дисахаридов.

ВЫСШИЕ ПОЛИСАХАРИДЫ.

Природные биополимеры. Крахмал, образование в растениях, строение. Амилоза и амилопектин, строение цепей. Гидролиз крахмала. Гликоген. Целлюлоза. Природные источники целлюлозы. Отличия от строения крахмала. Гидролиз целлюлозы. Гидролизный спирт. Применение целлюлозы и ее производных (нитратов, ацетатов). Искусственные волокна (вискозное, ацетатное).

4 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ (УКАЗАНИЯ) ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Учебно-методический комплекс призван помочь студентам профиля «Технология», «Экономика» индустриально-педагогического факультета в организации самостоятельной работы по освоению дисциплины «Химия».

Учебно-методические материалы по подготовке лекционных и практических занятий в пособии представлены по каждому разделу общей, неорганической и органической химии в соответствии с программой дисциплины и последовательностью изучения курса: «Введение», «Атомно-молекулярное учение. Основные химические понятия и законы стехиометрии», «Электронное строение атома. Периодический закон и система Д.И. Менделеева», «Химическая связь. Комплексные соединения», «Типы химических реакций», «Растворы», «Природные органические соединения», «Органическая химия».

Учебно-методические материалы включают:

1) лекционный материал дисциплины «Химии» по каждому разделу и теме. Лекция, обобщающая основные теоретические вопросы раздела содержит план и вопросы для самоконтроля.

2) план самостоятельной работы студентов, содержащий тему изучаемого материала, задания для самостоятельной работы, список основной литературы с указанием конкретных страниц.

3) учебно-методические материалы по подготовке к лабораторным и семинарским занятиям, содержащие контрольные вопросы и упражнения для самопроверки.

4) практикум по дисциплине

5) дидактические материалы

6) глоссарий

7) список литературы

8) материально-техническую базу

Специфика изучения раздела IV. «Комплексные соединения» настоящего комплекса заключается в необходимости установления причинно-следственных связей между электронным строением атома и кристаллохимическим строением вещества, которые дадут химическую основу для познания дисциплины «Геология».

Специфика изучения темы «Коррозия металлов» проявляется в возможности прогнозирования «старения» металлов, что важно при изучении курса «Экология».

Рабочей учебной программой дисциплины «Химия» предусмотрена самостоятельная работа студентов в объеме 144 часа. Самостоятельная работа проводится с целью углубления знаний по дисциплине и предусматривает:

- чтение студентами рекомендованной литературы и усвоение теоретического материала дисциплины;

- работу с Интернет-источниками;

- подготовку к лабораторным занятиям;

- подготовку к сдаче коллоквиумов, выполнению тестовых заданий и сдаче зачетов, экзаменов;

- подготовку к курсовой работе.

Планирование времени на самостоятельную работу, необходимого на изучение настоящей дисциплины, студентам лучше всего осуществлять на весь семестр, предусматривая при этом регулярное повторение пройденного материала. Материал, законспектированный на лекциях, необходимо регулярно дополнять сведениями из литературных источников, представленных в рабочей программе дисциплины «Химия». По каждой из тем для самостоятельного изучения, приведенных в рабочей программе дисциплины, следует сначала прочитать рекомендованную литературу и при необходимости составить краткий конспект основных положений, терминов, сведений, требующих запоминания и являющихся основополагающими для данной темы и для освоения последующих разделов курса. Для расширения знаний по дисциплине рекомендуется использовать Интернет-ресурсы: проводить поиск в различных системах, таких как общие поисковые системы: www.rambler.ru, www.yandex.ru, www.google.ru, www.yahoo.ru; специальные поисковые системы: <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/>, <http://www.chemnavigator.hotbox.ru/>, <http://www.lti-gti.ru/orgchem/>, и использовать материалы кафедры, сайтов и обучающих программ, рекомендованных преподавателем на лекционных занятиях.

Рекомендуемый план изучения тем по общей химии:

1 Характеристика электронного строения атомов и кристаллохимического строения простых веществ неметаллов.

1.1 Особенности электронного строения атомов. Изотопы.

1.3 Кристаллохимического строения простых веществ. Аллотропия.

1.4 Физические свойства.

1.5 Химические свойства.

2 Характеристические соединения неметаллов. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

2.1 Водородные соединения.

2.2 Оксиды.

2.3 Гидроксиды.

2.4 Соли.

3 Применение.

4 Нахождение в природе и общие принципы получения.

При изучении материала раздела I «Неметаллы» для элементов одной подгруппы необходимо выявить следующие закономерности в характере изменения:

- радиусов, энергий ионизации атомов элементов в подгруппе;
- устойчивых степеней окисления и координационных чисел элементов;
- связи, кристаллохимического строения, температур плавления и кипения простых веществ;
- химической активности;
- устойчивости, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений.

Особое внимание уделите вопросам нахождения в природе, получения простых веществ, применения в промышленности соединений элементов рассматриваемой группы.

При изучении темы 9 «Введение. Общие вопросы органической химии» необходимо обратить внимание на предмет органической химии, важнейшие этапы развития органической химии и промышленности органического синтеза, перспективы развития промышленности органического синтеза, основные сырьевые источники получения органических соединений. Важно, чтобы были рассмотрены вопросы о методах выделения, очистки, идентификации и установления строения органических соединений, принципах качественного и количественного анализа, физических методах идентификации и исследования строения органических веществ, ИК-, УФ-, ЯМР-спектроскопии и масс-спектрометрии, дипольном моменте, хроматографии. Краткие сведения о развитии теоретических представлений в органической химии.

Необходимо рассмотреть и обосновать Теорию А. М. Бутлерова о строении органических соединений, изомерии и стереохимических представлениях в органической химии, природе связей. Ковалентные связи. Октетные формулы. Современные представления о природе химической связи, концепции молекулярных орбиталей и локализованных электронных пар. sp^3 - и sp^2 -, sp -гибридные состояния углерода. Типы деформации электронной плотности в молекулах органических веществ. Индукционный эффект, эффекты $\pi\pi$, $\rho\pi$ - и π,σ -сопряжения и сверхсопряжения.

Важно рассмотреть классификацию реакций по результатам и типам разрыва химических связей. Реакции присоединения и замещения. Радикальный, ионный и молекулярный механизмы реакций органических соединений. Катализ органических реакций.

Тема 11 «Углеводы. Моносахариды». При рассмотрении вопросов, связанных с моносахаридами следует рассмотреть определение, общую формулу состава. Классификацию. Оксигидриды, оксикетоны, альдозы, кетозы, тетозы, пентозы, гексозы. Номенклатуру.

Необходимо обратить внимание на изомерию моносахаридов. Изомерию, обусловленную наличием альдегидной или кетонной группы. Изомерию, связанную с наличием асимметрических атомов углерода (оптическая изомерия). Число изомеров для оксоформ. Структурные и проекционные формулы, антиподы, диастереоизомеры. D- и L-ряды, связь с конфигурацией глицеринового альдегида. Проекционные формулы рибозы, 2-дезоксирибозы, арабинозы, ксилозы, глюкозы, маннозы, галактозы, фруктозы. Кольчатую таутомерию (цикло-оксоттаутомерию). Мутаротацию, α - и β -формы (аномеры). Число оптических изомеров циклических форм. Изомерию, связанную с наличием пи-

ранозного и фуранозного циклов. Полуацетальный (гликозидный гидроксил). Гликозиды. Перспективные формулы Хеуордса. β -D-глюкопираноза и α -D-глюкопираноза. Конформационные изомеры. Понятие о конформациях пиранозного цикла: «кресло» и «ванна».

При работе над данной темой необходимо остановиться на методах получения моносахаридов. Гидролизе дисахаридов и высших полисахаридов. Получении сахаристого вещества Бутлеровым. Циангидриновом синтезе.

Рассматривая химические свойства моносахаридов следует изучить реакции карбонильных цепных форм. Присоединение цианистоводородной кислоты. Окисление: в кислой среде - получение одноосновных (альдоновых) и двухосновных (сахарных) кислот; в щелочной среде - реакция серебряного зеркала. Избирательное окисление пероксидом водорода (укорочение цепи моноз). Восстановление альдоз и кетоз в многоатомные спирты. Практическое значение сорбита и ксилита. Взаимодействие с фенилгидразином (получение озазона). Действие щелочей: разбавленных (эпимеризация), концентрированных (деструкция).

Реакции циклических форм (реакции по гидроксильным группам). Свойства полуацетального гидроксила, отличие его от других гидроксильных групп (алкилирование метиловым спиртом в присутствии хлористого водорода). Получение и гидролиз гликозидов. Исчерпывающее алкилирование (диметилсульфатом, алкилгалогенидами) и ацилирование моносахаридов. Сложные эфиры азотной и фосфорной кислот. Действие кислот на пентозы (образование фурфура). Понятие о спиртовом брожении гексоз.

Необходимым условием успешного освоения курса является систематическая подготовка к лабораторному занятию, заключающаяся в:

- изучении теоретического материала по конспекту лекции, учебнику, практикуму, дополнительной литературе;
- решении расчетных задач;
- письменных ответах на контрольные вопросы рассматриваемой темы;
- оформлении лабораторных работ.

Выполнение упражнений дает возможность студентам глубже усвоить теоретический материал, применить полученные знания на практике, выработать прочные умения и навыки, необходимые химику-исследователю.

По курсу химии студенты должны закрепить навык решения расчетных задач. В процессе подготовки Вы можете также использовать учебное пособие «Основные типы и способы решения усложненных задач по химии» / Егорова И.В., Иваненко Т.К., Трофимцова И.А. - Благовещенск: Изд-во БГПУ, - 2005. - 192 с.

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций ионно-электронным методом, опирайтесь на имеющийся в методических рекомендациях алгоритм.

Прежде чем приступить к выполнению заданий для самоконтроля, студентам необходимо изучить рекомендуемую по каждой теме литературу. Общий список учебной, учебно-методической и научной литературы представлен в отдельном разделе пособия. При оформлении лабораторных отчетов и индивидуальных заданий следует пользоваться справочной химической литературой и химической энциклопедией.

После курса «Химия» Вам предложено выполнить тестовые задания. Тесты позволяют поэтапно осуществлять управление и дифференцированный контроль самостоятельной работы студентов. Специфика выполнения данных заданий заключается в выборе ответа из серии предложенных. Вопросы и несложные расчетные задачи подобраны так, чтобы при выборе ответа Вы сначала составили свой собственный ответ, а затем сравнили его с приведенными. В тест входят также задания, при выполнении которых, следует заполнить пропуск – термин или ключевое слово, содержащее главный смысл - в предложенной фразе. Тема является освоенной, если дано не менее 50% правильных ответов.

При написании литературного обзора используйте не только учебную литературу, но и статьи из научных журналов: «Журнала общей химии», «Журнала неорганической химии», «Химия координационных соединений», электронного журнала «Бутлеровские сообщения»; монографии: «Синтез, строение и некоторые реакции арильных соединений висмута» Егорова И.В., Шарутин. В.В., Шарутина О.К.- Благовещенск: Изд-во БГПУ, 2007.- 241 с. Поскольку курсовая работа по химии всегда является экспериментальной, следует особое внимание уделить технике и методике проведения эксперимента; описанию прибора, условий опыта, реактивов. В этом Вам помогут учебные пособия, подготовленные преподавателями кафедры химии БГПУ, например, «Синтез элементоорганических соединений»/ Шарутин. В.В., Шарутина О.К., Егорова И.В., Иваненко Т.К., Панова Л.П.- Благовещенск: Изд-во БГПУ, 2005.- 163 с., а также диссертационные работы преподавателей.

При подготовке к зачету необходимо уделить внимание установлению причинно-следственных связей, выделению главного, обобщению. Опыт приема экзамена выявил, что наибольшие трудности при проведении экзамена возникают по разделу «Металлы побочных подгрупп». Для того чтобы избежать трудностей при ответах, рекомендуем опираться на сравнительную характеристику свойств элементов одной группы, подгруппы и закономерности изменения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений, определяемые степенью окисления элемента и устойчивостью соединения в данной среде. Систематизируя и обобщая пройденный материал, придерживайтесь логической структуры ответа на теоретический вопрос:

- электронное строение атома элемента, степени окисления, координационные числа;
- кристаллохимическое строение, физические и химические свойства простого вещества;
- характеристические соединения (водородные соединения, оксиды, гидроксиды, соли), их строение, кислотно-основные, окислительно-восстановительные свойства;
- нахождение в природе, общие принципы получения, применение простых веществ и их соединений.

Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов по дисциплине Химии (очная форма обучения)

№	Наименование раздела (темы) дисциплины	Формы/виды самостоятельной работы	Количество часов, в соответствии с учебно-тематическим планом
1.	Атомно-молекулярное учение. Основные химические понятия. Классификация и номенклатура химических соединений.	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Выполнение индивидуального задания.	3
2.	Электронное строение атома. Периодический закон и система Д.И. Менделеева.	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной	4

		работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение учебных задач	
3.	Химическая связь. Комплексы соединения.	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе	4
4.	Химические реакции.	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение учебных задач	4
5.	Растворы.	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение учебных задач	4
6.	Теория электролитической диссоциации.	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение учебных задач	4
7.	Электролиз. Коррозия металлов.	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе	4
8.	Введение. Общие вопросы органической химии.	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Конспектирование изучен-	3

		ных источников Выполнение индивидуально- го задания	
9.	Аминокислоты и белки.	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе	3
10.	Углеводы.	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Конспектирование изученных источников	3
	Итого		36

5 ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Тема 2. Атомно-молекулярное учение. Основные химические понятия. Классификация и номенклатура химических соединений.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

«Основные законы атомно-молекулярного учения. Химический эквивалент. Определение эквивалентной массы магния»

Контрольные вопросы по теме:

Контрольные вопросы по теме:

Лабораторная работа «Определение эквивалентной массы магния»

Бабич, Л.В. Практикум по неорганической химии: учеб.пособие для студентов пед. институтов / Л.В. Бабич, С.А. Балезин, Ф.Б. Глинка и др. - М. : Просвещение, 1991.-320 с. - стр. 49.

Задачи для самостоятельного решения:

Стр. 49 № 2, 3, 6.; стр. 67 № 2, 5, 7, 8, 14, 18, 22.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

«Газовые законы. Определение относительной молекулярной массы оксида углерода IV»

Лабораторная работа «Определение относительной молекулярной массы оксида углерода IV»

Бабич, Л.В. Практикум по неорганической химии: учеб.пособие для студентов пед. институтов / Л.В. Бабич, С.А. Балезин, Ф.Б. Глинка и др. - М. : Просвещение, 1991.-320 с. - стр. 52.

или

Фролов, В.И. Практикум по общей и неорганической химии: учеб.пособие для студ. вузов, обучающихся по направлению «Металлургия», «Химическая технология и биотехнология» / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова ; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. – 2-е изд., перераб., доп. – М. : Дрофа, 2002. – 301 с. - стр. 49.

Задачи для самостоятельного решения:

1. Фролов, В.И. Практикум по общей и неорганической химии: учеб. пособие для студ. вузов, обучающихся по направлению «Металлургия», «Химическая технология и биотехнология» / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова ; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. – 2-е изд., перераб., доп. – М. : Дрофа, 2002. – 301 с. - стр. 51, № 1, 2, 4, 5, 6.
2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / Глинка Н.Л. – Л. : Химия, 1985.-264 с.- с. 13, 18, № 32, 33, 38, 54, 55.

Тема 3. Электронное строение атома. Периодический закон и система Д.И. Менделеева.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

«Определение свойств атомов, связанных с их строением»

Лабораторная работа: «Определение свойств атомов, связанных с их строением»

При квантовом переходе из одного энергетического состояния в другое выделяется или поглощается энергия, что объясняет происхождение атомных спектров. Спектр служит одной из важнейших характеристик атома и отражает его внутреннее строение.

Например, при внесении металла или его соли в пламя горелки образующийся пар взятого вещества, состоящий из атомов или ионов металлов, поглощает и испускает фотоны с определенной длиной волны λ . Если λ соответствует видимой области спектра, то пламя окрашивается в определенный цвет. По цвету пламени, сравнивая его со спектром видимой области (рис. 1, а), определяем λ и рассчитываем энергию активации E_a электронов в атомах или ионах исследуемого металла по формуле Планка:

$$E_a = h\nu = hc/\lambda,$$

где $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж · с – постоянная Планка; $c = 3 \cdot 10^8$ м/с – скорость света.

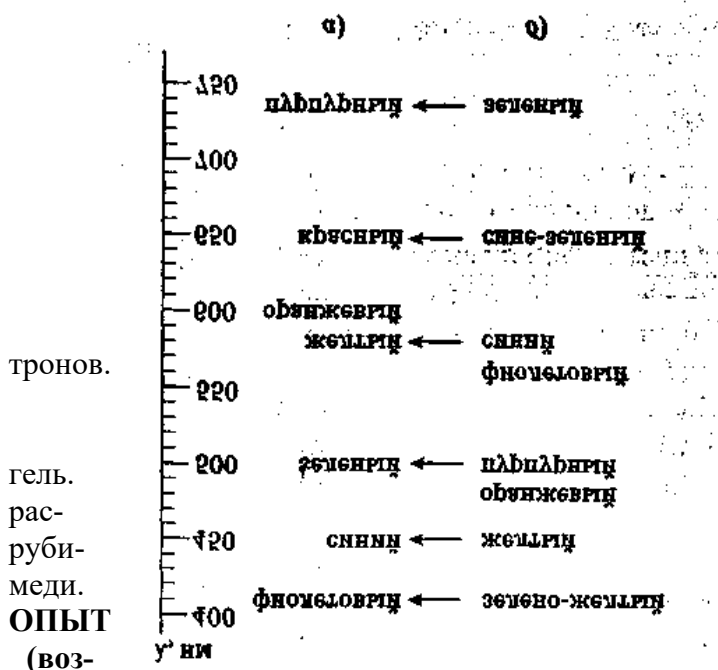


Рис.1. Длина волны λ видимого света спектра испускания (а) и соответствующие им дополнительные цвета (б) спектра поглощения

Цель работы:

Расчет энергии активации элект-

Оборудование и реактивы:

Газовая горелка. Пробирки. Ти-
Стальная проволока. Насыщенные
творы солей: лития, натрия, калия,
дия, цезия, кальция, стронция, бария,

1. Определение энергии активации (по цвету пламени) электронов E_a

Чистую и предварительно прокаленную стальную проволоку погрузить в насыщенный раствор соли металла, а затем внести в некопящее пламя газовой горелки. Отметить цвет пламени. Пользуясь рис. 1, а (спектром видимой области), определить длину волны испускаемых фотонов и рассчитать энергию активации электронов атома исследуемого металла. Результаты наблюдений и расчетов занести в таблицу по форме:

Катион металла Me^+	Цвет пламени	Длина волны λ , нм	Энергия активации электронов E_a , Дж

Проделать опыты с насыщенными растворами солей лития, натрия, калия, рубидия, цезия, кальция, стронция, бария и меди. Для каждой соли использовать чистую стальную проволоку.

Сравнить E_a для щелочных и щелочно-земельных металлов.

Тема 4. Химическая связь. Комплексные соединения.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

«Строение вещества. Определение свойств веществ, связанных с их строением»

Лабораторная работа: «Строение вещества. Определение свойств веществ, связанных с их строением»

Многие физико-химические свойства кристаллических веществ определяются типом химической связи между образующими их частицами. В соответствии с этой классификацией кристаллы подразделяют на молекулярные, атомные, ионные, металлические.

Наиболее прочные кристаллические решетки – атомные и ионные – придают веществам тугоплавкость. Атомные кристаллы нерастворимы, а ионные кристаллы растворяются только в полярных растворителях (например, в воде). Кристаллические решетки типичных металлов придают им легкоплавкость и растворимость в жидкой ртути с образованием амальгам. Наименее прочные кристаллические решетки – у молекулярных кристаллов, что объясняет их легкоплавкость и хорошую растворимость либо в полярных (вода), либо в неполярных (бензол) растворителях (в зависимости от полярности своих молекул).

Цель работы:

Исследование прочности кристаллических решеток разного типа.

Оборудование и реактивы:

Газовая горелка. Пробирки. Тигель. Оксид кремния (IV). Оксид алюминия. Сахароза (в виде сахарного песка). Иод. Олово. Медный купорос. Хлорид натрия.

ОПЫТ 1. Исследование физических свойств кристаллов различного типа

А. В две пробирки поместить несколько крупинок исследуемого вещества. В одну добавить воду, в другую – бензол.

Взболтать. Вывод о растворимости занести в таблицу: + хорошо, ± слабо и – нерастворимо.

Для исследования взять оксид кремния (IV) SiO_2 (в виде песка), оксид алюминия Al_2O_3 , хлорид натрия $NaCl$, кристаллогидрат сульфата меди $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (медный купорос), сахарозу $C_{12}H_{22}O_{11}$ (в виде сахарного песка), иод и олово.

Вещество	Цвет	Испытание		
		на плавкость	на растворимость	
			в воде	в бензоле
SiO_2				
Al_2O_3				
$NaCl$				
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$				
$C_{12}H_{22}O_{11}$				
I_2				
Sn				

Б. Поместить вещество в тигель и, нагрев его на пламени горелки, проверить, способно ли оно плавиться. Результаты наблюдений отметить в таблице.

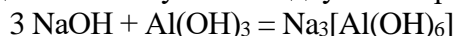
На основании результатов эксперимента сделайте вывод о том, у каких веществ кристаллическая решетка наиболее и у каких наименее прочная, имея в виду, что оксиды кремния и алюминия имеют атомные решетки; хлорид натрия и сульфат меди – ионные; медный купорос, сахар и иод – молекулярные, а олово – металлическую решетку.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

«Комплексные соединения»

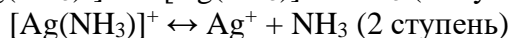
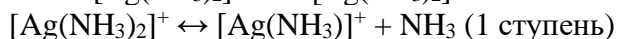
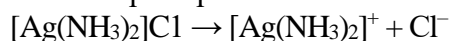
Молекулярные соединения, образующие при диссоциации комплексные ионы, способные существовать в растворах, называются *комплексными* или *координационными*.

Многие комплексные соединения получают из двух или трех веществ. Например:



Координационные соединения имеют координационную (внутреннюю) сферу, которую составляют комплексообразователь (центральный атом или ион) и лиганды.

В водных растворах комплексные соединения диссоциируют как сильные электролиты с образованием комплексных ионов. Комплексные ионы также диссоциируют, но в незначительной степени и ступенчато. Например:



Константы диссоциации комплексных ионов могут быть охарактеризованы константами равновесий, которые называются в этом случае ступенчатыми константами нестойкости. Чем меньше константа нестойкости, тем прочнее комплексный ион. Произведение ступенчатых констант нестойкости равно общей константе нестойкости. Комплексные соединения с большой константой нестойкости, следовательно, малоустойчивой внутренней сферой, называются двойными солями, например $(\text{NH}_4)_2[\text{Fe(SO}_4)_2] \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Их записывают в виде двойных солей: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. В водном растворе двойные соли диссоциируют практически нацело.

Комплексные соединения классифицируют:

1. По заряду комплексного иона:

а) катионные комплексы – $[\text{Cu(NH}_3)_4]^{2+}\text{Cl}_2$;

б) анионные комплексы – $\text{Na}_2[\text{CuCl}_4]^{2-}$;

в) молекулярные комплексы (без внешней сферы) – $[\text{Fe(CO)}_5]^0$.

2. По принадлежности к определенному классу соединений:

а) комплексные кислоты – $\text{H}[\text{AuCl}_4]$;

б) комплексные основания – $[\text{Ni(NH}_3)_6](\text{OH})_2$;

в) комплексные соли – $\text{K}_3[\text{AlF}_6]$, $[\text{Ni(H}_2\text{O)}_6]\text{SO}_4$.

Лабораторная работа «Комплексные соединения»

Цель работы:

Ознакомление со свойствами комплексных соединений и двойных солей; получение комплексов различного типа; изучение устойчивости комплексных соединений с помощью качественных реакций.

Оборудование и реактивы:

Штатив с пробирками. Хлорид кобальта(II). Растворы: хлорида натрия (0,1 М), тиосульфата натрия (0,1 М), иодида кадмия (0,1 М), сульфата меди (0,1 М), нитрата серебра (0,1 М), сульфата цинка (0,1 М), нитрата ртути(II) (0,1 М), сульфата алюминия (0,1 М), сульфата хрома (0,1 М), хлорида железа(III) (0,1 М), аммиака (0,1 М), гексацианоферрата(II) калия, гексацианоферрата(III) калия, азотной кислоты. Сероводородная вода.

ОПЫТ 1. Свойства аквакомплексов

А. Поместить в небольшой тигель 1 микрошпатель медного купороса. Слабо прокалить содержимое тигля. Обратит внимание на изменение цвета кристаллов. После того как тигель остынет, добавить 1 – 2 капли воды, отметить изменение окраски раствора. Написать уравнения реакций.

Б. В пробирку поместить 1 микрошпатель кристаллогидрата хлорида кобальта(II) $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, осторожно нагреть. Наблюдать изменение цвета, соответствующее реакции отщепления воды.



Охладить пробирку и прибавить несколько капель раствора NaOH . Записать наблюдения.

ОПЫТ 2. Получение и свойства некоторых аммиаков

А. Поместить в пробирку 3 капли сульфата меди(II) CuSO_4 , затем прибавить 2 капли гидроксида аммония NH_4OH .

Наблюдать выпадение осадка гидроксида меди $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Отметить цвет осадка и записать уравнение реакции.

К полученному осадку прибавить избыток концентрированного раствора NH_4OH . Что наблюдается? Записать уравнение реакции получения сульфата тетраамминмеди(II) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

Прибавить к полученному раствору 3 – 5 капель сероводородной кислоты H_2S . Написать уравнение реакции и объяснить выпадение черного осадка, учитывая, что $\text{PP}_{\text{CuS}} = 8,5 \cdot 10^{-45}$.

Б. К 1 капле раствора нитрата серебра AgNO_3 прибавить 2 капли раствора хлорида калия KCl или натрия NaCl . К полученному осадку прибавить раствор гидроксида аммония NH_4OH до полного растворения осадка хлорида серебра AgCl . Написать уравнения реакций.

В пробирку с полученным раствором хлорида диамминсеребра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ прибавлять по каплям разбавленной азотной кислоты HNO_3 (3 – 5 капель). Написать уравнение реакции и объяснить образование осадка при прибавлении HNO_3 .

ОПЫТ 3. Получение и свойства ацидокомплексов

А. В пробирку внести 2 – 3 капли раствора нитрата ртути(II) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и добавлять по каплям раствор иодида калия KI , до образования осадка иодида ртути HgI_2 . Отметить цвет осадка. К осадку добавить избыток раствора KI до растворения осадка. Написать уравнение реакции HgI_2 с избытком иодида калия (координационное число Hg^{2+} равно 4). Написать уравнение диссоциации полученного комплексного иона.

Полученный раствор тетраиодогидратаргирата(II) калия $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ разделить на две части. К одной части добавить несколько капель раствора щелочи, а к другой – сероводородной воды H_2S . Отметить наблюдения и объяснить полученные результаты.

Б. Получить осадок AgCl . Затем по каплям прибавлять раствор тиосульфата натрия до полного растворения осадка. Написать уравнение реакции получения дитиосульфатоаргентата натрия. (Координационное число иона Ag^+ равно 2.)

В. К 1 – 2 каплям раствора хлорида железа(III) FeCl_3 прибавить столько же раствора гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

К 1 – 2 каплям свежеприготовленного раствора сульфата железа(II) FeSO_4 прибавить 1 – 2 капли гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметить наблюдения и написать для обоих опытов уравнения реакций, учитывая, что в первом опыте получится гексацианоферрат(II) железа(III) калия $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ («берлинская лазурь»), а во втором — гексацианоферрат(III) железа(II) калия («турнбуллева синь»), имеющего такую же формулу.

ОПЫТ 4. Образование гидроксокомплексов

В три пробирки поместить отдельно растворы солей цинка, хрома(III) и алюминия. В каждую из них добавлять по каплям раствор щелочи. Наблюдать вначале выпадение осадков, а затем их растворение в избытке щелочи. Написать уравнение реакции образования растворимых гидроксокомплексов, содержащих ионы $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$.

Тема 5. Химические реакции.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6

Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительными реакциями (ОВР) называются реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

Состояние атомов в молекуле характеризует его степень окисления (окислительное число). Степень окисления – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов. Степень окисления может иметь положительное, отрицательное и нулевое значение. Атомы одного и того же элемента в различных соединениях проявляют различные значения степени окисления. Так, степени окисления углерода в молекулах CH_4 , CH_3OH , CH_2O , HCOOH , CO_2 соответственно равны -4, -2, 0, +2, +4, тогда как валентность углерода во всех этих соединениях равна четырем. Изменение степени окисления связано с переходом электронов или смещением электронных пар к наиболее электроотрицательному атому.

С электронной точки зрения *окислением* называется процесс потери электронов, а *восстановлением* – процесс, связанный с присоединением электронов. Вещества, которые при окислительно-восстановительных реакциях теряют электроны, называются *восстановителями*, а вещества, присоединяющие электроны, – *окислителями*. Итак, окислитель в процессе реакции всегда восстанавливается (степень окисления понижается), а восстановитель окисляется (степень окисления возрастает).

Лабораторная работа: «Окислительно-восстановительные реакции»

Цель работы:

Проведение качественных опытов, раскрывающих окислительные и восстановительные свойства отдельных веществ.

Оборудование и реактивы:

Штатив с пробирками. Бромид калия. Иодид калия. Сульфит натрия. Тригидрат нитрата меди(II). Растворы: хлорида железа(III) (1 М), хлорида железа(II) (1М), хлорида олова(IV) (1 М), хлорида олова(II) (1 М), гексацианоферрата(III) калия (1 М), серной кислоты (2М). перманганата калия (0,05 М), дихромата калия (1 М), гидроксида калия (40 %-ный), сульфита натрия (0,1 М), иодида калия (0,1 М), нитрита натрия (0,1 М), соли Мора, тиоцианата аммония (0,1 М), серной кислоты (конц.), гексацианоферрата(II) калия (0,1 М), хлорида калия (0,1 М), сульфата меди(II) (0,1 М), хлорида бария (0,1 М). Сероводородная вода, хлорная вода, бромная вода, иодная вода.

ОПЫТ 1. Окислительные свойства перманганата калия в разных средах

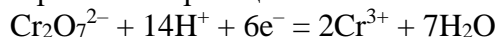
В три пробирки внести по 3 – 4 капли раствора перманганата калия KMnO_4 . Затем в первую добавить 3 – 4 капли разбавленного раствора H_2SO_4 , во вторую – 3 – 4 капли воды, в третью – 3 – 4 капли концентрированного раствора KOH .

В каждую пробирку внести раствор сульфита натрия Na_2SO_3 до изменения цвета раствора.

Отметить наблюдаемые изменения. Написать уравнения реакций между KMnO_4 и Na_2SO_3 в кислой, нейтральной и щелочной средах. Рассчитать ЭДС реакций, используя таблицу стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Сделать заключение об окислительной способности перманганата в разных средах.

ОПЫТ 2. Окислительные свойства дихромата калия

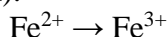
Определить возможность протекания реакции



при использовании в качестве восстановителей – иодида калия KI, сероводородной воды H₂S и нитрата натрия NaNO₂, рассчитав ЭДС каждой реакции. Подтвердить правильность ответа опытным путем. Для этого в три пробирки внести по 3 – 4 капли раствора дихромата калия K₂Cr₂O₇ и по 3 – 4 капли разбавленного раствора H₂SO₄. В первую пробирку добавить раствор иодида калия KI, во вторую – раствор сероводорода H₂S, в третью – раствор нитрита натрия NaNO₂ до появления устойчивой окраски. Записать наблюдения и уравнения реакций.

ОПЫТ 3. Окислительные свойства галогенов

Пользуясь таблицей стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, определить, с помощью каких галогенов, взятых в качестве окислителя, можно провести процесс окисления железа(II) в железо(III):



Подтвердить правильность ответа экспериментально. Для этого в три пробирки налить по 4 – 5 капель свежеприготовленного раствора соли Мора (NH₄)₂Fe(SO₄)₂ · 6H₂O (раствор содержит ионы Fe²⁺); в первую – добавить 4 – 5 капель хлорной воды, во вторую – бромной воды, в третью – йодной воды. В каждую пробирку добавить по 2 – 3 капли тиоцианата аммония NH₄SCN, являющегося реактивом на ионы Fe³⁺. Отметить, в каких пробирках появилось красное окрашивание раствора. Написать уравнения наблюдаемых реакций.

ОПЫТ 4. Восстановительные свойства галогенидов

(Опыт проводить под тягой.)

Сравнить восстановительную способность ионов Br⁻ и I⁻ по значениям стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

Убедиться в различной восстановительной способности галогенид-ионов по взаимодействию их с концентрированным раствором H₂SO₄. Для этого в две пробирки поместить по 1 микрошпателью кристаллов бромид калия KBr и иодида калия KI и добавить несколько капель концентрированного раствора H₂SO₄.

О ходе реакции судить по изменению окраски растворов и по запаху выделяющихся газов (сернистого газа и сероводорода). Написать уравнения реакций.

ОПЫТ 5. Влияние комплексообразования

на окислительно-восстановительные свойства веществ

Стандартный окислительно-восстановительный потенциал для простых ионов железа больше, чем для цианидных комплексных ионов.

По значениям E^0 определить:

1) какие ионы – Fe²⁺ или [Fe(CN)₆]⁴⁻ – могут быть окислены йодной водой;

2) какие ионы – Fe³⁺ или [Fe(CN)₆]³⁻ – способны окислить иодид-ионы. Ответ подтвердить экспериментально.

Для этого в две пробирки внести по 3 – 4 капли йодной воды. В одну пробирку добавить 3 – 4 капли раствора соли, содержащей Fe²⁺, в другую – 3 – 4 капли раствора K₄[Fe(CN)₆]. В какой пробирке наблюдается обесцвечивание йодной воды?

В две другие пробирки внести 3 – 4 капли раствора иодида калия KI, подкислить разбавленным раствором H₂SO₄. Затем в одну пробирку добавить 3 – 4 капли раствора хлорида железа(III) FeCl₃, в другую – 3 – 4 капли раствора гексацианоферрата(III) калия K₃[Fe(CN)₆].

В какой пробирке выделяется свободный иод? Сделать вывод о влиянии комплексообразования на окислительные способности ионов Fe³⁺.

ОПЫТ 6. Окислительно-восстановительные свойства соединений элементов, находящихся в промежуточной степени окисления

Убедиться в окислительно-восстановительной двойственности нитрита натрия NaNO_2 .

Для этого в одну пробирку поместить 3 – 4 капли раствора перманганата калия KMnO_4 , подкислить разбавленным раствором H_2SO_4 и добавить раствор NaNO_2 до обесцвечивания раствора.

В другую пробирку внести 3 – 4 капли раствора иодида калия KI , подкислить разбавленным раствором H_2SO_4 и добавить раствор NaNO_2 до изменения окраски.

Как объяснить наблюдаемые явления? Написать уравнения реакций. В каком случае нитрит-ионы проявляют восстановительные и в каком – окислительные свойства? При восстановлении нитрит-ионов выделяется азот, а при их окислении образуются нитрат-ионы.

ОПЫТ 7. Реакция диспропорционирования

В пробирку поместить 2 – 3 кристалла сульфита натрия Na_2SO_3 . Закрепить пробирку в штативе и нагревать в течение 5 – 6 мин. В остывшую пробирку добавить 8 – 10 капель дистиллированной воды и растворить продукты реакции.

С помощью раствора сульфата меди CuSO_4 обнаружить образовавшиеся сульфид-ионы S^{2-} . Сравнить действие раствора CuSO_4 на раствор исходной соли. Какое еще вещество, кроме сульфида натрия, образовалось при термическом разложении сульфита натрия? Как его обнаружить? Написать уравнение реакции диспропорционирования Na_2SO_3 при прокаливании.

ОПЫТ 8. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные процессы

В пробирку внести несколько кристаллов нитрата меди $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Закрепить пробирку в штативе и осторожно нагревать, наблюдая изменение цвета кристаллов и цвета выделяющегося газа. Написать уравнение реакции разложения нитрата меди(II), учитывая окраску возможных продуктов реакции: безводный $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ – белый; $\text{Cu}(\text{NO}_2)_2$ – не существует; CuO – черный; Cu – красный; N_2 , NO и O_2 – бесцветные газы; NO_2 – бурый. Указать окислитель и восстановитель в молекуле нитрата меди(II).

Тема 6. Растворы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №7

«Растворы. Приготовление растворов заданной концентрации»

Установление состава раствора является одной из задач аналитической химии. Количественный анализ проводят физическими, химическими и физико – химическими методами. Одним из наиболее простых среди них является титриметрия.

Титриметрия – аналитический метод, основанный на измерении объема раствора реагента, взаимодействующего с определяемым веществом. Растворы реагентов известной концентрации, используемые в титриметрии, называют *титрованными* (стандартными) *растворами*, или *титрантами*.

Титриметрический анализ заключается в измерении объема титранта (раствора точно известной концентрации), затраченного на реакцию с определяемым веществом. Процесс постепенного добавления титранта к анализируемой пробе называется титрованием, а момент завершения реакции – точкой эквивалентности. Расчет концентрации исследуемого раствора, в соответствии с законом эквивалентов, проводят по формуле:

$$C_{\text{ЭКВ 1}} \cdot V_1 = C_{\text{ЭКВ 2}} \cdot V_2$$

где $C_{\text{ЭКВ } 1}$ и $C_{\text{ЭКВ } 2}$ – молярные концентрации эквивалентов пробы и титранта, соответственно, моль экв/л; V_1 – отмеренный объем пробы, л; V_2 – объем титранта, израсходованный на титрование, л.

Выделим три основных задачи, которые необходимо решить для успешного проведения титриметрического анализа.

1. Необходимо знать точную концентрацию титранта.

2. Необходимо знать точные объемы растворов реагирующих веществ, т. е. титранта и анализируемого вещества.

3. Необходимо правильно выбирать реакцию для определения и надежно фиксировать точку эквивалентности.

В титриметрическом анализе могут использоваться не все химические реакции, а только те, которые отвечают определенным требованиям. Перечислим основные:

1. реакция должна быть практически необратимой;

2. реакция должна протекать в строгом соответствии с уравнением химической реакции, без побочных продуктов (это требование часто формулируется как «стехеометричность процесса»);

3. реакция должна протекать достаточно быстро;

4. должен существовать способ фиксирования точки эквивалентности.

При определении концентрации кислот и оснований используется *метод кислотно-основного титрования*, в основе которого лежит реакция нейтрализации:



В кислотной среде концентрация ионов водорода H^+ больше концентрации гидроксид – ионов OH^- , а в щелочной среде, наоборот, меньше. Для удобства характеристики среды используют понятие *водородного показателя рН*, численно равного отрицательному десятичному логарифму молярной концентрации ионов водорода в растворе:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

Истинная точка эквивалентности кислотно-основного титрования соответствует равенству молярных концентраций ионов водорода H^+ и гидроксид – ионов OH^- :

$$C_{\text{H}^+} = C_{\text{OH}^-}$$

Реакция нейтрализации сопровождается видимыми изменениями, например, переменной окраски раствора. Поэтому для фиксирования точки эквивалентности используют индикаторы (органические красители), структура и окраска которых зависит от величины водородного показателя рН.

Использование в качестве титрантов только сильных кислот и сильных оснований обеспечивает практическую необратимость многих реакций.

Реакции между кислотами и основаниями не сопровождаются, как правило, какими-либо внешними эффектами, поэтому для фиксирования точки эквивалентности приходится использовать специальные вещества-индикаторы.

Кислотно-основные индикаторы – слабые кислоты или основания, степень ионизации которых определяется концентрацией H^+ -ионов в растворе.

Все индикаторы изменяют свою окраску не скачкообразно, а плавно, т. е. в определенном интервале значений рН, называемом интервалом перехода. Различные индикаторы имеют разные интервалы перехода.

Значение рН раствора в процессе титрования постоянно меняется, вблизи точки эквивалентности наблюдается так называемый скачок титрования – резкое изменение рН раствора при незначительном добавлении титранта.

Для надежного фиксирования точки эквивалентности надо подобрать такой индикатор, интервал перехода окраски которого попадал бы в скачок титрования.

В аналитической практике из индикаторов чаще других применяют метиловый оранжевый (интервал перехода 3,1 – 4,4) и фенолфталеин (интервал перехода 8,0 – 9,6). При титровании сильной кислоты сильным основанием скачок титрования находится в диапазоне рН от 4 до 10 (при концентрации реагирующих веществ, равной 0,1 моль/л).

В данном случае могут использоваться метиловый оранжевый и фенолфталеин.

При титровании слабой кислоты сильным основанием точка эквивалентности смещается с линии нейтральности в щелочную область вследствие гидролиза образующейся в точке эквивалентности соли ($pH > 7$). Скачок титрования сужается и будет тем уже, чем слабее титруемая кислота. В этом случае в качестве индикатора может быть использован из двух упомянутых индикаторов только фенолфталеин.

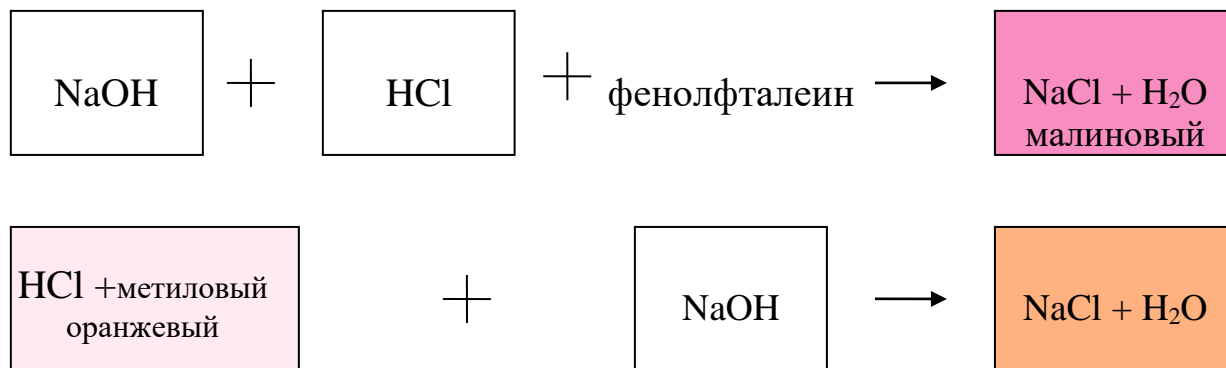
При титровании слабого основания сильной кислотой по завершении реакции образуется соль, гидролизующаяся по катиону; точка эквивалентности смещается в кислую область. Для фиксирования точки эквивалентности нельзя применять фенолфталеин, можно использовать только метиловый оранжевый.

При уменьшении концентрации реагирующих веществ скачок титрования сужается. Что усложняет проблему выбора индикатора. При титровании многоосновных кислот или солей могут наблюдаться несколько скачков титрования.

Титранты, применяемые в кислотно-основном титровании

Различают ацидиметрию – титрование с помощью кислот и алкалиметрию – титрование с помощью оснований. Ацидиметрически можно определять основания и соли, вступающие в необратимое взаимодействие с сильными кислотами (например, карбонаты – вследствие выделения газообразного продукта, бораты – вследствие образования слабой борной кислоты). Алкалиметрически можно определять кислоты и гидролизующие соли.

Схематически процесс титрования щелочи сильной кислотой в присутствии фенолфталеина и сильной кислоты щелочью в присутствии метилового оранжевого можно изобразить следующим образом:

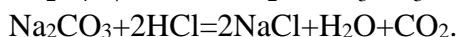


В ацидиметрии используется в основном раствор соляной кислоты, с концентрациями от 0,05 до 0,2 моль/л.

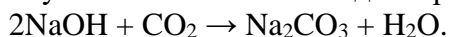
Раствор HCl нельзя приготовить по точной массе исходного вещества из-за его летучести, поэтому титрант готовят приблизительной концентрации разбавлением концентрированного раствора, а затем его стандартизируют. Для этого нужно иметь первичный стандарт – вещество, раствор которого можно приготовить по точной массе и которое реагирует с титрантом. Для определения точной концентрации титранта используют вспомогательное титрование, которое и называют стандартизацией титранта.

В качестве первичных стандартов для раствора HCl используют декагидрат тетрабората натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (бура) или декагидрат карбоната натрия $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

В основе стандартизации лежат следующие реакции:

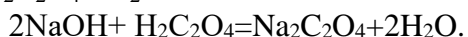


В алкалиметрии титрантом является раствор гидроксида натрия. Этот раствор также нельзя приготовить по точной массе, т.к. исходное вещество вследствие его взаимодействия с углекислым газом всегда загрязнено примесью карбоната натрия:



Титрант готовят приблизительной концентрации, разбавляя водой 50%-ный раствор (т.к. растворимость карбоната натрия в концентрированном растворе NaOH мала, он из этого раствора выпадает в осадок).

Стандартизацию приготовленного титранта проводят по дигидрату щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$:



Применение кислотно-основного титрования.

Метод кислотно-основного титрования находит широкое применение в повседневной практике. Например, при санитарно-гигиенической оценке объектов окружающей среды. Промышленные стоки могут содержать или кислые, или щелочные продукты. Закисление или защелачивание природных водоемов и почвы приводит порой к необратимым последствиям, в связи с чем контроль кислотно-основного баланса весьма важен. В медицине метод позволяет решать многие задачи, возникающие при клиническом анализе биологических жидкостей, как при постановке диагноза, так и при лечении больных. Примерами могут служить задачи по определению кислотности желудочного сока, буферной емкости крови, спинномозговой жидкости.

С помощью этого метода можно также анализировать лекарственные вещества или устанавливать доброкачественность продуктов питания (например, молока).

Ход работы:

Приборы и реактивы: бюретка на 25 мл, воронка, мерная колба 100 мл, пипетки на 10 мл и 2 мл, колбы конические для титрования, колба для слива, резиновая груша.

Раствор-титрант HCl 0,1 Н (с точно известной концентрацией).

Раствор NaOH (концентрированный) с указанной концентрацией и плотностью,

Растворы индикаторов метилового оранжевого и фенолфталеина.

Цель работы: научиться готовить раствор с заданной концентрацией, разбавлением концентрированных растворов. Овладеть методикой кислотно-основного титрования.

Задание: приготовить раствор NaOH заданной концентрации. Проверить концентрацию полученного раствора методом кислотно-основного титрования.

Сущность работы: готовят разбавленный раствор NaOH, используя концентрированный раствор NaOH. Проверяют концентрацию приготовленного раствора, для чего проводят ацидиметрическое титрование приготовленного раствора NaOH в присутствии метилового оранжевого, а затем фенолфталеина, титрант – 0,1 Н раствор HCl.

Ход работы:

1. Рассчитывают объем концентрированного раствора NaOH, необходимый для приготовления 100 мл разбавленного раствора NaOH заданной концентрации, по следующей схеме:

- 1) рассчитать молярную концентрацию разбавленного раствора NaOH;
- 2) рассчитывают количество вещества (ν) щелочи, необходимой для приготовления заданного раствора;
- 3) рассчитывают массу щелочи, соответствующую этому количеству;
- 4) используя массовую долю вещества в растворе ($w\%$), находят массу концентрированного раствора щелочи;
- 5) рассчитывают объем концентрированного раствора.

Необходимый объем концентрированного раствора отбирают пипеткой с помощью резиновой груши и переносят в мерную колбу на 100 мл через воронку. Воронку ополаскивают дистиллированной водой, затем раствор доводят до метки. Колбу закрывают резиновой пробкой и перемешивают полученный раствор.

2. С помощью пипетки на 10 мл отбирают пробы (аликвотные доли) в три конические колбы для титрования (по 10 мл приготовленного раствора в каждую колбу).

В каждую колбу добавляют несколько капель индикатора. В присутствии фенолфталеина раствор NaOH окрашивается в малиновый цвет, а в присутствии метилового оранжевого в желтый. Титруют раствор NaOH в присутствии метилового оранжевого индикатора.

тора, до перехода окраски из желтой в интенсивно розовую. Повторяют титрование три раза, для этого бюретку заполняют 0,1 Н раствором HCl (титрантом) до нулевой отметки перед каждым титрованием. Объемы титранта пошедшие на титрование заносят в таблицу. Вычисляют средний объем титранта пошедший на титрование. Повторяют все операции по титрованию используя в качестве индикатора фенолфталеин, до обесцвечивания раствора.

№ опыта	Объем аликвотной доли анализируемого раствора V, мл	Индикатор	Объем титранта V, мл	Средний объем титранта V, мл
1				
2				
3				
1				
2				
3				

Концентрацию приготовленного раствора щелочи находят, используя закон эквивалентов:

$$C_{\text{HNaOH}} = C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} / V_{\text{NaOH}}$$

Рассчитают суммарную погрешность титрования и приготовления раствора по формуле:

$$\eta \% = \frac{C_{\text{H(теор. NaOH)}} - C_{\text{H(эксп. NaOH)}}}{C_{\text{H(теор. NaOH)}}} \cdot 100\%$$

Контрольные вопросы:

1. Какой закон лежит в основе титриметрического анализа? Приведите его математическую запись.
2. Какие требования предъявляются к реакциям, используемым в титриметрическом анализе?
3. Какие титранты применяют в ацидиметрии и алкалиметрии?
4. Чем вызвана необходимость стандартизации раствора соляной кислоты и гидроксида натрия?
5. Какие первичные стандарты применяют при определении точной концентрации растворов кислот и щелочей?
6. Что собой представляют индикаторы, применяемые в методе кислотно-основного титрования? Приведите примеры кислотно-основных индикаторов.
7. Что называется интервалом перехода индикатора? От чего он зависит?

Литература:

Логинов Н.Я. и др. Аналитическая химия: Учеб.пособие для студентов хим.-биол. и биол.-хим. спец. пед. ин-тов / Н.Я. Логинов, А.Г. Воскресенский, И.С. Солодкин. – 2-е изд., перераб. – М.: Просвещение, 1979.–С. 318-371.

Тема 7. Теория электролитической диссоциации.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №8

«Электролитическая диссоциация растворов электролитов»

Лабораторная работа: «Электролитическая диссоциация»

Процесс распада веществ на ионы под действием полярных молекул растворителя (например, воды) называют электролитической диссоциацией. Следствием электролитической диссоциации является электрическая проводимость растворов электролитов (кислот, оснований, солей).

Электролитическая диссоциация – процесс обратимый, и в растворах электролитов имеет место равновесие между ионами и молекулами. Отношение числа молекул, распавшихся на ионы (N_i), к общему числу растворенных молекул (N) электролита называется *степенью диссоциации* α :

$$\alpha = N_i/N.$$

Степень диссоциации электролита определяется экспериментально и выражается в долях единицы или в процентах. Степень диссоциации зависит от природы электролита, его концентрации, природы растворителя, присутствия в растворе одноименных ионов.

По степени диссоциации электролиты делятся на: сильные, средние и слабые. К сильным электролитам относятся такие, которые в 0,1 М растворе имеют $\alpha > 30\%$. Сильными электролитами являются: 1) почти все соли (кроме HgCl_2 , CdCl_2 , $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ и некоторые другие); 2) многие минеральные кислоты, например HNO_3 , HCl , H_2SO_4 , HI , HBr , HClO_4 и др.; 3) основания щелочных и щелочно-земельных металлов, например KOH , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и др.

У средних электролитов $\alpha = 3 - 30\%$ в 0,1 М растворах; к ним относятся, например, H_3PO_4 , H_2SO_3 , HF , $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Для слабых электролитов в 0,1 М растворах $\alpha < 3\%$; слабыми электролитами являются H_2S , H_2CO_3 , HNO_2 , HCN , H_2SiO_3 , H_3BO_3 , HClO и др., а также большинство оснований многовалентных металлов, NH_4OH и вода.

Об относительной силе электролитов можно судить по электрической проводимости их растворов. При разбавлении растворов степень электролитической диссоциации α увеличивается. Присутствие в растворе одноименных ионов понижает степень диссоциации.

Многоосновные кислоты и многокислотные основания диссоциируют ступенчато. Ступенчатость диссоциации обуславливает возможность образования кислых и основных солей.

Кроме степени диссоциации состояние слабых электролитов в растворе характеризует *константа равновесия* между молекулами и ионами. Например: для $\text{HNO}_2 = \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$

$$K_p = [\text{H}^+][\text{NO}_2^-]/[\text{HNO}_2],$$

где K – константа равновесия или константа электролитической диссоциации, не зависящая ни от концентрации раствора электролита, ни от присутствия в растворе других электролитов. Константа электролитической диссоциации дает более общую характеристику электролита, чем степень диссоциации. Константа диссоциации зависит от температуры и природы растворителя.

Между константой и степенью диссоциации слабого электролита существует взаимосвязь:

$$K = \alpha^2 C / (1 - \alpha).$$

Это уравнение – математическое выражение закона разбавления Оствальда.

Для слабого электролита при небольших разбавлениях α очень мала, а величина $(1 - \alpha)$ близка к единице. Поэтому $K = \alpha^2 C$ или $\alpha = \sqrt{K/C}$.

Смещение ионного равновесия, которое приводит к увеличению или уменьшению степени диссоциации слабого электролита, осуществляется по принципу ЛеШателье. Введение в раствор одноименного иона, т. е. увеличение концентрации одного из продуктов реакции, приводит к смещению ионного равновесия влево, в сторону образования молекул или к уменьшению степени диссоциации электролита. Наоборот, связывание одного из ионов в малодиссоциированное вещество ведет к повышению степени диссоциации электролита.

Цель работы:

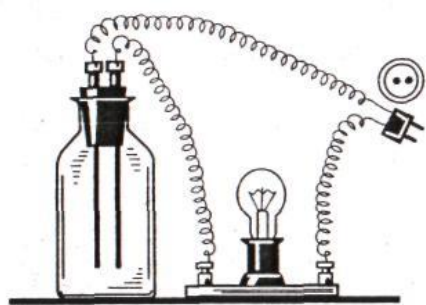
Изучение электрической проводимости растворов электролитов и зависимости ее от различных факторов, умение предсказывать направление обменной реакции в растворах электролитов.

Оборудование и реактивы:

Прибор для испытания электрической проводимости растворов. Кристаллизатор. Промывалка. Штатив с пробирками. Бюретка. Хлорид аммония. Фенолфталеин. Растворы: уксусной кислоты (0,1 М), аммиака (0,1 М), гидроксида натрия (0,1 М), азотной кислоты (0,1 М), соляной кислоты (0,1 М), гидроксида калия (0,1 М), серной кислоты (0,02 М), гидроксида бария (0,02 М), сульфата алюминия (0,1М), хлорида кальция (1н.), хлорида цинка (1н.), хлорида железа(II) (1н.), хлорида кадмия (1н.), хлорида марганца (1н.), хлорида меди (1н.), хлорида сурьмы(III) (1н.).

ОПЫТ 1. Изучение электрической проводимости растворов

После каждого испытания выключать прибор из электрической сети и промывать электроды дистиллированной водой.



А. В прибор для испытания электрической проводимости растворов (рис. 1.) налить дистиллированной воды, опустить предварительно промытые дистиллированной водой угольные электроды, включить вилку прибора в электрическую сеть. Отметить визуально степень накала лампы.

Б. Исследовать электрическую проводимость (см. оп.

1.А) каждого из шести 0,1 М растворов: CH_3COOH , NH_4OH , HNO_3 , HCl , NaOH , KOH .

Рис. 1 Прибор для испытаний

электрической проводимости растворов.

Записать результаты наблюдений, отмечая степень накала лампы. По степени накала лампы сделать вывод: сильным или слабым электролитом является тот или иной раствор.

В. Смешать равные объемы растворов: 1) сильной кислоты и сильного основания; 2) слабой кислоты и слабого основания. Испытать электрическую проводимость полученных растворов. Записать наблюдения и составить уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Сделать вывод об электрической проводимости полученных растворов.

ОПЫТ 2. Зависимость электрической проводимости раствора (степени диссоциации электролита) от разбавления

В прибор налить минимальный объем концентрированного раствора уксусной кислоты, необходимый для погружения электродов, включить прибор в электрическую сеть и отметить степень накала лампы. Затем кислоту разбавить, добавляя постепенно дистиллированную воду. Как меняется степень накала лампы? Чем объяснить наблюдаемое явление?

Прибор и электроды промыть водопроводной водой, затем дистиллированной и повторить опыт с концентрированным раствором аммиака. Сделать общий вывод из наблюдений.

ОПЫТ 3. Изменение электрической проводимости в результате смещения ионного равновесия

Исследовать отдельно электрическую проводимость 0,02 М раствора серной кислоты и 0,02 М раствора гидроксида бария. Затем исследовать электрическую проводимость 0,02 М раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$ в присутствии 0,02 М раствора H_2SO_4 . Для этого в прибор поместить раствор $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и добавить 2 – 3 капли раствора фенолфталеина. Раствор H_2SO_4

добавлять по каплям из бюретки через воронку, вставленную в крышку прибора. Наблюдать за изменением окраски индикатора и степени накала лампы.

Какова электрическая проводимость раствора в момент исчезновения окраски индикатора (в точке эквивалентности)? Что происходит при добавлении к раствору избытка серной кислоты? Объяснить наблюдаемые явления.

ОПЫТ 4. Влияние одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита (смещение равновесия диссоциации)

В пробирку налить разбавленный раствор аммиака и добавить 2 – 3 капли фенолфталеина. Раствор разделить на две части. Одну оставить для сравнения, а в другую всыпать немного твердого хлорида аммония NH_4Cl и хорошо размешать. Объяснить изменение цвета раствора, исходя из принципа ЛеШателье и константы диссоциации.

Сделать вывод о влиянии одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита.

Фенолфталеин является индикатором на ионы OH^- , которые образуются при диссоциации слабого основания – гидроксида аммония:



При добавлений к раствору NH_4Cl концентрация ионов NH_4^+ возрастает, равновесие диссоциации смещается в сторону обратной реакции, концентрация ионов OH^- уменьшается и окраска фенолфталеина исчезает.

ОПЫТ 5. Смещение ионного равновесия в насыщенном растворе амфотерного электролита

К раствору соли алюминия приливать по каплям разбавленный раствор NaOH до появления осадка гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$. Разделить осадок на две части. К одной части прилить избыток соляной кислоты, к другой – избыток концентрированного раствора щелочи. Что наблюдается в том и другом случае? Объяснить происходящие явления с точки зрения смещения ионного равновесия в насыщенном растворе гидроксида алюминия. Составить ионные уравнения реакций, учитывая, что амфотерный гидроксид плохо растворим в воде.

ОПЫТ 6. Реакции с образованием осадка

А. С помощью таблицы растворимости решить, какие реактивы можно использовать для осаждения ионов Ca^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} . Провести эти реакции. Указать цвет осадков. Написать уравнения в ионном виде.

Б. Подействовать раствором сульфида натрия Na_2S или аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ на растворы, содержащие следующие катионы: Zn^{2+} , Cd^{2+} , Mn^{2+} , Cu^{2+} , Sb^{3+} . Указать цвет осадков. Написать уравнения реакций в ионном виде. Перечисленные катионы могут быть обнаружены в растворе по характерному цвету их сульфидов, что используется в аналитической химии в качественном анализе веществ.

В. По реакции обмена получить осадок хлорида свинца PbCl_2 , действуя раствором хлорида натрия на раствор соли свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Дать осадку осесть. Слить маточный раствор (надосадочную жидкость). В жидкости допускается небольшая масса взвеси. Затем в этот раствор добавить раствор иодида калия KI . Дать осадку осесть. Снова слить маточный раствор и добавить к нему раствор сульфида натрия Na_2S или сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Указать цвет получающихся осадков. Объяснить возможность протекания этих реакций на основании произведения растворимости (ПР) образующихся солей свинца. Написать уравнения реакций в ионном виде.

Г. Налить 1/3 объема пробирки раствора силиката натрия (жидкого стекла) Na_2SiO_3 и пропустить через него диоксид углерода. Что наблюдается? Какие выводы можно сделать относительно степени диссоциации кремниевой и угольной кислот? Какая из них слабее? Написать уравнение реакции в ионном виде.

Д. В две пробирки налить раствор сульфата меди CuSO_4 . В одну добавить раствор гидроксида натрия NaOH , а в другую раствор гидроксида бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Чем объяснить, что осадка во второй пробирке больше? Написать уравнения реакций в ионном виде.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №9

«Гидролиз солей. Образование осадков. Произведение растворимости»

Лабораторная работа: «Гидролиз солей»

Изменение характера среды раствора происходит не только в результате добавления к воде кислоты или щелочи, но и при растворении некоторых солей. Процесс обменного взаимодействия ионов соли с водой, который приводит к изменению среды раствора, называется *гидролизом соли*. Вследствие связывания ионов соли с ионами воды в малодиссоциированные соединения (молекулы или ионы) нарушается равновесие диссоциации воды в сторону ее усиления и накопления в растворе ионов водорода или гидроксид-ионов. При этом меняется рН раствора.

Причиной гидролиза соли является наличие в ней ионов электролита: основания или кислоты. Различают гидролиз соли по: 1) катиону (катион от слабого основания); аниону (анион от слабой кислоты); 3) катиону и аниону (оба от слабых электролитов). В последнем случае гидролиз соли происходит наиболее сильно.

Соли, образованные многозарядным катионом или многозарядным анионом, гидролизуются ступенчато с образованием малодиссоциированных гидроксокатионов или гидроанионов. При комнатной температуре, как правило, гидролиз идет по первой ступени.

Гидролиз по катиону приводит к связыванию гидроксид-ионов воды и накоплению ионов водорода, среда кислая, $\text{pH} < 7$. Гидролиз по аниону приводит к связыванию ионов водорода от воды и накоплению ионов OH^- , среда щелочная, $\text{pH} > 7$. Соли, гидролизующиеся и по катиону, и по аниону, в растворе, как правило, не существуют, так как они полностью разлагаются водой, образуя соответствующие слабое основание и слабую кислоту.

Полнота гидролиза характеризуется степенью гидролиза h , которая показывает отношение числа гидролизированных молекул к общему числу растворенных молекул.

Цель работы:

Изучение реакций гидролиза солей различных типов, смещения гидролитического равновесия и определение степени гидролиза солей.

Оборудование и реактивы:

Штатив с набором реактивов. Растворы (1 М): хлорида цинка, карбоната натрия. Универсальная индикаторная бумага.

ОПЫТ 1. Определение характера среды в растворах солей

В четырех пробирках растворить в 8 – 10 каплях дистиллированной воды по 2 – 3 кристаллика следующих солей: в первой – ацетат натрия CH_3COONa , во второй – карбонат натрия Na_2CO_3 , в третьей – хлорид аммония NH_4Cl , в четвертой – сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. (В случае отсутствия твердых солей взять готовые растворы.)

Определить рН растворов: в первой и третьей пробирках с помощью универсальной индикаторной бумаги, во второй – с помощью фенолфталеина, в четвертой – с помощью лакмуса. Затем в первую пробирку добавить 1 – 2 капли фенолфталеина, а в третью – 1 – 2 капли лакмуса. Изменится ли окраска растворов в первой и третьей пробирках? Записать и объяснить наблюдения. Написать уравнения реакций гидролиза взятых солей в молекулярной и ионной формах.

ОПЫТ 2. Необратимый гидролиз

По таблице растворимости определить соли, не существующие в растворе, т.е. подвергающиеся полному (необратимому) гидролизу. К 4 – 5 каплям раствора соли алюминия прибавить столько же раствора соли сульфида натрия Na_2S или аммония

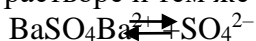
$(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Как доказать, что выпавший осадок не является солью сероводородной кислоты? Написать уравнение реакции с учетом полного гидролиза Al_2S_3 .

ОПЫТ 3. Влияние разбавления на гидролиз

В пробирку поместить несколько капель раствора хлорида сурьмы SbCl_3 или висмута(III) BiCl_3 и постепенно разбавлять дистиллированной водой. Что наблюдается? Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной формах, учитывая, что при разбавлении гидролиз идет по второй ступени, при этом образуется малорастворимый хлорид оксосурьмы(III) SbOCl или хлорид оксовисмута(III) BiOCl за счет отщепления от дигидроксополимолекулы воды: $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl} - \text{H}_2\text{O} = \text{SbOCl}$. С помощью индикатора отметить характер среды раствора. Затем прибавить несколько капель HCl до растворения осадка. Снова прилить воду. Объяснить смещение ионного равновесия гидролиза взятой соли.

Лабораторная работа: «Образование осадков. Произведение растворимости»

При образовании малорастворимых электролитов в насыщенном растворе устанавливается равновесие между веществом в растворе и тем же веществом в осадке.



в осадке в растворе

Применяя к этому равновесию закон действующих масс, получим:

$$K_{\text{BaSO}_4}[\text{BaSO}_4] = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] \quad \text{или} \quad \text{PP}_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}].$$

Произведение растворимости PP – постоянная величина при данной температуре – представляет собой произведение концентрации ионов в насыщенном растворе малорастворимого электролита.

Числовое значение PP позволяет судить о растворимости соединения. По данным растворимости можно вычислить PP и наоборот.

Если при получении малорастворимого электролита его ионное произведение $[\text{A}^{n+}]^m[\text{B}^{m-}]^n < \text{PP}_{\text{AmBn}}$, то осадок не выпадает, если $[\text{A}^{n+}]^m[\text{B}^{m-}]^n > \text{PP}_{\text{AmBn}}$, то осадок выпадает. При $[\text{A}^{n+}]^m[\text{B}^{m-}]^n = \text{PP}_{\text{AmBn}}$ раствор становится насыщенным.

Цель работы:

Получение осадков малорастворимых электролитов и количественное определение PP малорастворимого гидроксида.

Оборудование и реактивы:

Стакан (50 мл). Буферные растворы с pH 1,68; 6,86; 9,18. Хлорид аммония. Растворы: соляной кислоты (0,1 М), серной кислоты (0,1 М и 98%-ный), гидроксида натрия (1 М), аммиака (10%-ный), сульфида аммония (0,1 М), дихромата калия (0,1 М), хлорида магния (0,1 М), сульфата меди(III) (0,1 М), сульфата железа(II) (0,1 М), хлорида бария (0,1 М), хлорида кальция (0,1 М), сульфата марганца(II) (0,1 М), хлорида кобальта(II) (0,1 М), сульфата никеля(II) (0,1 М).

ОПЫТ 1. Сравнительная растворимость сульфатов кальция и бария

В одну пробирку внести 5 капель раствора хлорида кальция CaCl_2 , в другую – 5 капель раствора хлорида бария BaCl_2 . Затем в каждую пробирку добавить по 2 – 3 капли раствора серной кислоты. В обеих ли пробирках выпал осадок? Объяснить наблюдения, пользуясь значениями PP .

Добавить к пробирке с раствором хлорида кальция 2 – 3 капли концентрированной серной кислоты. Наблюдать образование осадка и объяснить причину его выпадения.

ОПЫТ 2. Образование сульфидов железа и меди и их растворимость в соляной кислоте

В пробирку внести 2 – 3 капли раствора соли железа(II), в другую – 2 – 3 капли раствора соли меди(II). В каждую пробирку добавить несколько капель раствора сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ до появления осадков FeS и CuS . Затем прилить к осадкам немного соля-

ной кислоты. Какой из осадков растворяется? Составить уравнения реакций. Объяснить различие в растворимости осадков, используя значения произведения растворимости.

ОПЫТ 3. Получение хромата бария

Внести в пробирку 2 – 3 капли раствора хлорида бария BaCl_2 и 5 – 6 капель раствора ацетата натрия CH_3COONa . Затем прибавить 4 – 6 капель раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. При этом выпадает желтый осадок хромата бария BaCrO_4 , нерастворимый в уксусной кислоте. Составить уравнение реакции ($\text{ПР}_{\text{BaCrO}_4} = 2,4 \cdot 10^{-10}$).

ОПЫТ 4. Взаимодействие гидроксида магния с хлоридом аммония

В две пробирки внести по 2 – 3 капли раствора MgCl_2 . В одну пробирку добавить 5 – 6 кристаллов NH_4Cl и, встряхивая, добиться их растворения. Затем в каждую из пробирок добавить по 8 – 10 капель раствора NH_4OH . Объяснить, почему осадок выпадает в пробирке, в которой отсутствует NH_4Cl .

Тема 8. Электролиз. Коррозия металлов.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №10

«Электролиз. Никелирование стальных или медных предметов»

Цель работы. Ознакомиться с методами нанесения гальванических покрытий на поверхность металлов и измерить толщину гальванопокрытия.

Теоретический материал. Прохождение постоянного электрического тока через расплавы и растворы солей, кислот и щелочей обусловлено окислительно-восстановительными реакциями, протекающими на электродах. Это явление называется электролизом.

Процессы, происходящие при электролизе, изучались М. Фарадеем, который установил первый и второй законы электролиза, названные его именем.

Первый закон: масса вещества m , выделившегося у электрода, прямо пропорциональна количеству электричества Q , проходящего через электролит.

Второй закон: одно и то же количество электричества Q выделяет у электродов различные вещества в массах m , пропорциональных их химическим эквивалентам (Э).

Количество электричества Q равно произведению силы тока на время:

$$Q = I \cdot t,$$

где, Q – количество электричества в кулонах (Кл); I – сила тока в амперах (А); t – время в секундах (с).

Каждому кулону электричества, прошедшему через электролит, соответствует определенное количество выделившегося вещества.

Ввиду того, что законы Фарадея принадлежат к точным законам, явления электролиза положены в основу метода измерения силы тока и определения практической единицы такой силы – ампера.

Один ампер – сила тока, выделяющая из раствора 0,001118 г серебра в секунду.

Один кулон – количество электричества, проходящего через раствор в одну секунду при силе тока в один ампер.

Электролизеры, предназначенные для измерения силы тока или его количества, называются вольтметрами или кулонометрами.

Для выделения 1 г-экв любого вещества при электролизе через раствор должно пройти 96500 Кл электричества (26,8 А/ч). Это число кулонов называется *фарадеем (F)*.

Массу, которая выделяется при прохождении через электролит одного кулона электричества, называют электрохимическим эквивалентом Э.

Принадлежности для работы. Источник постоянного тока; никелевая пластинка; электролизер; стальные и медные изделия для никелирования; 5 %-ный раствор H_2SO_4 ; реактивы для никелирования; электрическая плитка; провода и приспособления для

укрепления в электролите катода и анода; амперметр; термометр; секундомер; наждачная бумага; весы.

Описание установки. Для никелирования применяют электролизер, состоящий из ванны, в которую наливают электролит, источника постоянного тока, никелируемого изделия, погруженного в электролит (катод), и пластинки из никеля (анод).

Ход работы. В зависимости от состава электролита никелевое покрытие получают матовым или блестящим.

Для увеличения электрической проводимости в электролит добавляют сульфат натрия. pH раствора должен быть в пределах 4-6,3, для этого в ванну вносят борную кислоту. Для повышения растворимости анода в электролит добавляют хлорид натрия или калия.

Убыль никеля из раствора электролита восполняется за счет растворения никелевого анода.

Для получения блестящего покрытия в состав электролита добавляют блескообразователи, например дисульфонафталиновую кислоту. Для получения никелевого покрытия используется следующий состав электролита и режим работы:

сульфат никеля $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	240 г/л
хлорид натрия.....	22,5 г/л
борная кислота H_3BO_3	80 г/л
pH раствора.....	5,4
температура раствора электролита.....	50–60 °С
плотность тока поверхности катода.....	0,5 А/см ²

Перед использованием электролит фильтруют для удаления осадка и взвешенных частиц.

Стальной или медный предмет, который будет никелироваться, предварительно очищают наждачной бумагой, протравливают в 5 %-ном растворе серной кислоты, промывают водой, высушивают над плиткой, взвешивают на весах и на металлическом крючке помещают в электролит.

Включают ток в цепи, устанавливая необходимую силу тока и засекают время. Через 8-12 минут, ток в цепи и секундомер выключают. Никелированное изделие промывают проточной водой, сушат и взвешивают.

Расчеты. На основании полученных данных вычисляют выход по току и среднюю толщину покрытия.

Выход по току η это процентное отношение фактически полученного вещества на катоде m_{np} к теоретически вычисленной массе вещества $m_{теор.}$, которая должна получиться в соответствии с законом Фарадея:

$$\eta = m_{np} \cdot 100 / m_{теор.} (\%),$$

Если силу прошедшего через систему электрического тока (в амперах) выразить через I , эквивалентную массу вещества, полученного на катоде, через \mathcal{E} , продолжительность электролиза (в часах) через t , то выход по току будет определяться уравнением:

$$\eta = m_{np} \cdot 26,8 \cdot 100 / I \cdot t \cdot \mathcal{E} (\%),$$

где m_{np} – масса выделившегося на катоде вещества; I – сила тока в амперах; t – время прохождения тока в часах; \mathcal{E} – молярная масса эквивалента вещества (никеля).

Среднюю толщину покрытия d_{cp} (в микронах) определяют по массе образца до и после никелирования по формуле:

$$d_{cp} = (m_2 - m_1) \cdot 1000 / 8,9 \cdot S$$

где m_1 – масса изделия до никелирования; m_2 – масса изделия после никелирования; S – площадь поверхности образца в см²; 8,9 – плотность никеля в г/см³.

Отчет о работе. 1. Зарисовать схему установки для никелирования. 2. Рассчитать массу никеля выделившуюся на катоде, выход по току и толщину никелевого покрытия.

Задачи и упражнения.

1. Составьте уравнения реакций катодных и анодных процессов проходящих при электролизе растворов а) сульфата калия; б) бромиды цинка; в) гидроксида калия с инертными электродами.
2. Определите массу цинка который выделится на катоде при электролизе раствора сульфата цинка в течение 0,5 ч при токе 26,8 А, если выход цинка по току равен 60 %.
3. Какая масса КОН образовалась у катода при электролизе раствора сульфата калия, если у анода выделилось 11,2 л кислорода.

Тема 10. Аминокислоты и белки.

Лабораторная работа №11

«Аминокислоты. Белки»

Опыт 1. Реакция аминокислот с хлоридом железа (III). К 1 мл 5%-ного раствора α -аминокислоты в воде добавляют каплю 5%-ного раствора хлорида железа (III). Объясните причину появления красного окрашивания.

Опыт 2. Реакция аминокислот с солями меди (II) (образование хелатов). К 1 мл 1%-ного раствора α -аминокислоты в воде добавляют кристаллик медного купороса и кристаллик ацетата натрия (для создания буферного раствора). Раствор приобретает темно-синий цвет. Объясните причину этого. Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. Цветные реакции на белки. Нингидриновая реакция характерна для аминогруппы в α -положении. а) В пробирку вносят 1 мл раствора глицина, добавляют 5-6 капель раствора нингидрина и нагревают. Появляется сине-фиолетовое окрашивание. б) К 1-2 мл раствора белка приливают 0,3-0,5 мл нингидрина. Получается фиолетовое (иногда фиолетово-розовое окрашивание); с течением времени раствор синееет.

Опыт 4. Ксантопротеиновая реакция (на циклические аминокислоты). Многие белки при нагревании с крепкой азотной кислотой дают желтое окрашивание, переходящее в оранжевое при добавлении щелочи или аммиака. По гречески «ксантос» - желтый, отсюда название ксантопротеиновой. Такое желтое окрашивание можно наблюдать при попадании крепкой азотной кислоты на кожу, ногти, шерсть и т.д. Реакция характерна для бензольного ядра циклических аминокислот (тирозина и триптофана), которые содержатся почти во всех белках. При добавлении концентрированной азотной кислоты происходит нитрование бензольного кольца с образованием нитросоединений желтого цвета.

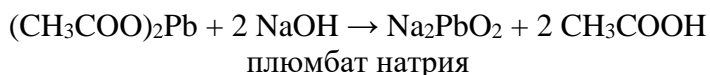
В пробирку помещают 1 мл раствора белка, приливают 5-6 капель концентрированной азотной кислоты. Появляется осадок свернувшегося белка, который при осторожном нагревании окрашивается в желтый цвет. Пробирке дают остыть и приливают избыток концентрированного раствора аммиака или 20 %-ного гидроксида натрия. Желтая окраска при подщелачивании переходит в оранжевую.

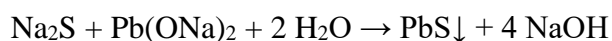
Опыт 5. Обнаружение углеводных компонентов в сложных белках. Многие белки содержат в своем составе углеводные компоненты. В присутствии концентрированной серной кислоты последние дают характерное окрашивание с α -нафтолом. Из углеводов под действием серной кислоты образуются фурфурол и его производные.

В пробирку вносят 1 мл слюны, содержащий гликопротеин-муцин, добавляют 0,5 мл α -нафтола. Осторожно (по стенке) приливают 2 мл концентрированной серной кислоты, наблюдают фиолетовое окрашивание на границе раздела серной кислоты и белка.

Опыт 6. Реакция Фоля (на серусодержащие аминокислоты: цистин и цистеин). В состав молекулы большинства белков входят содержащие серу аминокислоты – цистин и цистеин.

При кипячении белка с раствором гидроксида натрия и ацетатом свинца раствор начинает темнеть. Крепкая щелочь разрушает цистин и цистеин и отщепляет серу в виде сульфида натрия.





В одну пробирку добавляют 5 капель 1 %-ного раствора яичного белка. Другую – 5 капель 1%-ного раствора желатина. В каждую пробирку добавляют по 6 капель реактива Фоля. При интенсивном кипячении жидкость темнеет.

Опыт 7. Биуретовая реакция (на белок). В щелочной среде в присутствии солей меди белки дают фиолетовое окрашивание в результате образования комплексного соединения меди с пептидными группами: -CO-NH-. Биуретовая реакция идет и с продуктами неполного гидролиза белка – пептонами и полипептидами.

Название биуретовая реакция получила от производного мочевины – биурета, который дает эту реакцию. Биурет образуется при нагревании мочевины с отщеплением от нее аммиака. Биуретовую реакцию дают: аминокислота гистидин и амид аспарагиновой кислоты – аспарагин.

В пробирку помещают 1 мл раствора белка, 1-2 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия и 1-2 капли 5%-ного раствора сульфата меди. При взбалтывании образуется фиолетовое окрашивание.

Контрольные вопросы:

1. Почему аминокислоты обладают амфотерными свойствами?
2. Чем объясняются основные свойства лизина и кислые свойства аспарагиновой кислоты?
3. К какому классу соединений относится продукт реакции аланина с гидроксидом меди? Напишите химическую реакцию.
4. Какие продукты образуются при нагревании α -, β -, γ - аминокислот?

6 ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ КОНТРОЛЯ (САМОКОНТРОЛЯ) УСВОЕННОГО МАТЕРИАЛА

6.1 Оценочные средства, показатели и критерии оценивания компетенций

Индекс компетенции	Оценочное средство	Показатели оценивания	Критерии оценивания сформированности компетенций
УК-1 ОПК-8	Отчет по лабораторной работе	Низкий – неудовлетворительно	ставится, если допущены существенные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые не исправляются даже по указанию преподавателя.
		Пороговый – удовлетворительно	ставится, если допущены одна-две существенные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые исправляются с помощью преподавателя.
		Базовый – хорошо	а) работа выполнена правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы; б) допустимы: неполнота проведения или оформления эксперимента, одна-две несущественные ошибки в проведении или оформлении эксперимента, в правилах работы с веществами и приборами

		Высокий – отлично	<p>а) работа выполнена полно, правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы;</p> <p>б) эксперимент осуществлен по плану с учетом техники безопасности и правил работы с веществами и приборами;</p> <p>в) имеются организационные навыки (поддерживается чистота рабочего места и порядок на столе, экономно используются реактивы).</p>
Коллоквиум		Низкий – неудовлетворительно	<ul style="list-style-type: none"> - незнание программного материала; - при ответе возникают ошибки; - затруднения при выполнении практических работ.
		Пороговый – удовлетворительно	<ul style="list-style-type: none"> - усвоение основного материала; - при ответе допускаются неточности; - при ответе недостаточно правильные формулировки; - нарушение последовательности в изложении программного материала; - затруднения в выполнении практических заданий.
		Базовый – хорошо	<ul style="list-style-type: none"> - знание программного материала; - грамотное изложение, без существенных неточностей в ответе на вопрос; - правильное применение теоретических знаний; - владение необходимыми навыками при выполнении и практических задач.
		Высокий – отлично	<ul style="list-style-type: none"> - глубокое и прочное усвоение программного материала; - полные, последовательные, грамотные и логически излагаемые ответы при видоизменении задания; - свободно справляющиеся с поставленными задачами, знания материала; - правильно обоснованные принятые решения; - владение разносторонними навыками и приемами выполнения практических работ.
Контрольная работа		Низкий – неудовлетворительно	допустил число ошибок и недочетов превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка «3»
		Пороговый – удовлетворительно	если студент правильно выполнил не менее половины работы или допустил: не более двух грубых ошибок; или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета; или не более двух-трех негрубых ошибок; или одной негрубой ошибки и трех недочетов; или

			при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.
		Базовый – хорошо	студент выполнил работу полностью, но допустил в ней: не более одной негрубой ошибки и одного недочета или не более двух недочетов
		Высокий – отлично	работа выполнена без ошибок, указаны все расчетные формулы, единицы измерения, без ошибок выполнены математические расчеты
Учебные задачи		Низкий – неудовлетворительно	допустил число ошибок и недочетов превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка «3»
		Пороговый – удовлетворительно	студент правильно выполнил не менее половины работы или допустил: не более двух грубых ошибок; или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета; или не более двух-трех негрубых ошибок; или одной негрубой ошибки и трех недочетов; или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.
		Базовый – хорошо	студент выполнил работу полностью, но допустил в ней: не более одной негрубой ошибки и одного недочета или не более двух недочетов
		Высокий – отлично	работа выполнена без ошибок, указаны все расчетные формулы, единицы измерения, без ошибок выполнены математические расчеты
Реферат		Низкий – неудовлетворительно	тема реферата не раскрыта, обнаруживается существенное непонимание проблемы.
		Пороговый – удовлетворительно	имеются существенные отступления от требований к реферированию. В частности: тема освещена лишь частично; допущены фактические ошибки в содержании реферата или при ответе на дополнительные вопросы; во время защиты отсутствует вывод.
		Базовый – хорошо	основные требования к реферату и его защите выполнены, но при этом допущены недочёты. В частности, имеются неточности в изложении материала; отсутствует логическая последовательность в суждениях; не выдержан объём реферата; имеются упущения в оформлении; на дополнительные вопросы при защите даны неполные ответы.

		Высокий – отлично	выполнены все требования к написанию и защите реферата: обозначена проблема и обоснована её актуальность, сделан краткий анализ различных точек зрения на рассматриваемую проблему и логично изложена собственная позиция, сформулированы выводы, тема раскрыта полностью, выдержан объём, соблюдены требования к внешнему оформлению, даны правильные ответы на дополнительные вопросы.
	Тест	Низкий – до 60 баллов (неудовлетворительно)	за верно выполненное задание тестируемый получает максимальное количество баллов, предусмотренное для этого задания, за неверно выполненное – ноль баллов. После прохождения теста суммируются результаты выполнения всех заданий. Подсчитывается процент правильно выполненных заданий теста, после чего этот процент переводится в оценку, руководствуясь указанными критериями оценивания.
		Пороговый – 61-75 баллов (удовлетворительно)	
		Базовый – 76-84 баллов (хорошо)	
		Высокий – 85-100 баллов (отлично)	
УК-1 ОПК-8	Зачет	Зачтено	вопросы раскрыты, изложены логично, без существенных ошибок, показано умение иллюстрировать теоретические положения конкретными примерами, продемонстрировано усвоение ранее изученных вопросов, сформированность компетенций, устойчивость используемых умений и навыков. Допускаются незначительные ошибки.
		Не зачтено	не раскрыто основное содержание учебного материала; обнаружено незнание или непонимание большей или наиболее важной части учебного материала; допущены ошибки в определении понятий, которые не исправлены после нескольких наводящих вопросов; не сформированы компетенции, умения и навыки

6.2 Промежуточная аттестация студентов по дисциплине

Промежуточная аттестация является проверкой всех знаний, навыков и умений студентов, приобретённых в процессе изучения дисциплины. Формой промежуточной аттестации по дисциплине является зачёт/экзамен.

Для оценивания результатов освоения дисциплины применяется следующие критерии оценивания.

Критерии оценивания устного ответа на зачете

Оценка «зачтено» выставляется студенту, если:

1. вопросы раскрыты, изложены логично, без существенных ошибок;
2. показано умение иллюстрировать теоретические положения конкретными примерами;
3. продемонстрировано усвоение ранее изученных вопросов, сформированность компетенций, устойчивость используемых умений и навыков.

Допускаются незначительные ошибки.

Оценка «не зачтено» выставляется, если:

1. не раскрыто основное содержание учебного материала;
2. обнаружено незнание или непонимание большей или наиболее важной части учебного материала;
3. допущены ошибки в определении понятий, которые не исправлены после нескольких наводящих вопросов;
4. не сформированы компетенции, умения и навыки.

6.3 Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки результатов освоения дисциплины

ТРЕБОВАНИЯ К ФОРМЕ ОТЧЕТА ПО ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ

Форма отчета. Отчет должен содержать название, цель работы, описание хода работы, схемы приборов, расчеты, таблицу, графики зависимости, вывод. К лабораторной работе должны быть разобраны вопросы к занятию.

Основные законы атомно-молекулярного учения

Вопросы к занятию:

1. Основные понятия химии: атом, химический элемент, изотопы, молекула, простое и сложное вещество, химическая реакция.
2. Уровни организации вещества, изучаемые химией. Характеристика жидкого, кристаллического и газообразного состояний.
3. Основные положения атомно-молекулярного учения.
4. Атомистика Дальтона. Относительная атомная масса.
5. Основные законы атомно-молекулярного учения:
Закон постоянства состава Пруста;
Закон кратных отношений Дальтона;
Закон простых объемных отношений Гей-Люссака.
Границы применимости этих законов.
6. *Закон Авогадро. Число Авогадро.*
7. Вычисления массы отдельных атомов и молекул.
8. Моль – единица количества вещества. Молярная масса и молярный объем газа.
9. Структура неорганических веществ. Постоянный и переменный состав. Формульная масса.
10. Химическая формула. Расчеты по химическим формулам. Определение истинной формулы химического соединения.
11. Вычисления по уравнениям химических реакций.

Химический эквивалент

Вопросы к занятию:

1. Химический эквивалент.
- эквивалент элемента
- эквивалент сложного вещества: оксида, кислоты, основания, соли

2. Эквивалентная масса.
3. Эквивалентный объем.
4. Закон эквивалентов.
5. Соотношение между молярной массой, эквивалентом и эквивалентной массой вещества.
6. Методы определения эквивалента элемента:
 - метод прямого определения;
 - метод косвенного определения;
 - метод вытеснения.

Газовые законы. Определение относительной молекулярной массы
оксида углерода IV

Вопросы к занятию:

1. Газовые законы:
Закон Бойля-Мариотта;
Закон Гей-Люссака-Шарля;
Закон Авогадро и выводы из него.
2. Уравнение Менделеева-Клапейрона. Определение относительных атомных и молекулярных масс.

Определение свойств атомов, связанных с их строением

Вопросы к занятию:

1. Экспериментальные доказательства сложного строения атома:
 - фотоэффект;
 - катодные лучи;
 - спектральный анализ;
 - радиоактивность;
 - основные характеристики α -, β -, γ -лучей.
2. Модель атома Томсона.
3. Опыты Резерфорда по рассеянию α - частиц. Планетарная модель атома. Ее достоинства и недостатки.
4. Теория атома водорода по Бору. Внутренние противоречия теории атома водорода по Бору. Попытки их устранения.
5. Объяснение спектра атома водорода.
6. Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.
7. Квантово-механическое описание атома.
8. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме.
 - главное (n) квантовое число;
 - орбитальное (l) квантовое число;
 - магнитное (m_l) квантовое число.
 Физический смысл квантовых чисел. Понятие об электронном облаке.
9. Атомные орбитали (АО). Основное и возбужденное состояние. Вырожденные состояния. Вид атомных s -, p -, d - и f -орбиталей.
10. Собственные угловой и магнитный моменты электрона (спин) и спиновое квантовое число m_l .
11. Емкость электронных слоев.
12. Многоэлектронные атомы. Три принципа заполнения орбиталей в атомах:
 - принцип наименьшей энергии;
 - принцип (запрет) Паули;
 - правило Гунда.

13. Порядок заполнения атомных орбиталей. Правило Клечковского. Электронные формулы. Символическая и графическая формы записи электронных формул.
14. Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивые и неустойчивые ядра.
15. Свойства изолированных атомов:
 - атомные радиусы (ковалентные, металлические, ионные);
 - энергия ионизации;
 - сродство к электрону;
 - электроотрицательность.
16. Магнитные свойства атомов. Диамагнетизм, парамагнетизм.

Периодический закон Д.И. Менделеева

Вопросы к занятию:

1. Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Использование Д.И. Менделеевым метода интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов.
2. Экспериментальное подтверждение теоретических предсказаний Д.И. Менделеева.
3. Вопросы, поставленные периодическим законом и периодической системой, их разрешение с позиций представлений о строении атомов. Современная формулировка периодического закона.
4. Периодическая система как естественная система элементов. Длинная и короткая формы периодических таблиц. Периоды, группы, подгруппы.
5. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы *s*-, *p*-, *d*- и *f*- семейств.
6. Связь свойств элементов с их положением в периодической системе. Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер.
7. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов.

Химическая связь. Ковалентная связь

Вопросы к занятию:

1. Эволюция взглядов на сущность химической связи.
2. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность. Валентный угол. Основные типы химической связи.
3. Ковалентная связь. *Метод валентных связей* (МВС). Физическая идея метода: образование двухцентровых двухэлектронных связей, принцип максимального перекрывания АО.
4. Два механизма образования ковалентной связи:
 - обменный механизм;
 - донорно-акцепторный механизм.
- *Объясните образование химических связей в молекулах: H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 , NH_3 и молекулярных ионах: H_2O^+ , NH_4^+ .
5. σ - и π - связи. Кратность связи. Факторы, влияющие на прочность связи. Полярность связи.
6. Свойства ковалентной связи:
 - насыщенность;
 - направленность;
 - полярность;
 - поляризуемость.

7. *Теория направленных валентностей. Гибридизация атомных орбиталей (АО). Типы гибридизации и геометрия молекул. Определите тип гибридизации и геометрию следующих молекул и ионов: BeCl_2 , BF_3 , BF_3 , BF_4^- , C_2H_6 , C_2H_4 , C_3H_4 .
8. Полярность связей и полярность молекул в целом.
9. *Метод молекулярных орбиталей* (ММО). Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами.
10. Метод ЛКАО МО, σ - и π -молекулярные орбитали как линейная комбинация s - и p -атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие МО.
11. Принципы заполнения молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы и электронные формулы молекул.
12. Формальное число связей (двухэлектронных) в молекуле. Формальный порядок связи.
13. *Гомонуклеарные молекулы и молекулярные ионы, образованные элементами I и II периодов: H_2 , H_2^+ , H_2^- , He_2 , F_2 , O_2 , O_2^+ , O_2^- , O_2^{2-} , N_2 , B_2 .
Зависимость кратности, прочности и длины связи, а также магнитных свойств от характера заполнения МО в этих молекулах. Объяснение парамагнетизма кислорода.
14. Сравнение методов ВС и МО.
15. Типы кристаллических решеток, образуемых веществами с ковалентной связью в молекулах. Свойства этих веществ.

Химическая связь. Ионная. Металлическая. Водородная

Вопросы к занятию:

1. Ионная связь. Катионы и анионы в молекулах и твердых телах. Свойства ионной связи. Область применимости ионной модели.
 2. Ионные кристаллические решетки. Свойства веществ с ионным типом связи.
 3. Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов элементов, способных к образованию металлической связи.
 4. Теория электронного газа Друде и Лоренца. Ее недостатки. Зонная теория кристаллов. Сравнение металлической и ковалентной связей.
 5. Металлические кристаллические решетки и физические свойства металлов.
 6. Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородные связи. Влияние водородной связи на свойства веществ. Роль водородной связи в биологических процессах.
 7. Валентности, степени окисления и координационные числа атомов в соединениях с различным типом связи.
 8. *Межмолекулярные взаимодействия. Диполь - диполь, диполь - индуцированный диполь, дисперсионные взаимодействия.
- Вопросы, выделенные значком *, выполняются письменно.

Комплексные соединения

Вопросы к занятию:

1. Сформулируйте определение *комплексное соединение* и рассмотрите строение комплексного соединения согласно теории Альфреда Вернера (1892 г) на примере $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$. Определите понятия: *комплексообразователь, лиганд, внутренняя и внешняя сферы комплексного соединения, степень окисления и координационное число комплексообразователя*.
2. Дайте классификацию комплексных соединений по характеру заряда. Каково отличие в их строении. Сформулируйте правила номенклатуры комплексных соединений на примере: $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, $\text{K}_2[\text{Be}(\text{CO}_3)_2]$, Na_2SO_4 , $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$, $\text{K}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2](\text{OH})$, $\text{H}[\text{AuCl}_4]$. Проанализируйте их принад-

- лежность к определенному классу соединений: комплексным кислотам, комплексным основаниям или комплексным солям.
- Какова классификация лигандов. Среди указанных примеров выделите комплексы с моно- и бидентатными лигандами.
 - Объясните образование комплексов $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ и $[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-}$ с позиций теории валентных связей. Определите понятия *внешнеорбитальные* и *внутриорбитальные комплексы*. В чем причина *парамагнетизма* и *диамагнетизма* комплексов? Какой тип гибридизации можно приписать орбиталям центрального атома, принимающим участие в образовании связи, и какова пространственная конфигурация данных комплексов?
 - Напишите диссоциацию комплексного соединения $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2](\text{OH})$. Диссоциация на ионы внешней и внутренней сферы. Выразите *константу нестойкости* комплексного иона.
 - Устойчивость комплексных ионов в растворах. Образование и разрушение комплексных ионов в растворах (на примере результатов опытов 2А, 2Б). Используя табличные значения констант нестойкости, определите, какие комплексы наиболее устойчивы.
 - Перечислите виды изомерии комплексных соединений. Приведите примеры.
 - Какова биологическая роль комплексных соединений?

Окислительно-восстановительные реакции

Вопросы к занятию:

- Химические реакции и их классификация по характеру взаимодействия реагирующих веществ (обменные, окислительно-восстановительные, комплексообразования).
- Реакции, идущие с изменением и без изменения степени окисления атомов элементов. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Электронная теория окисления.
- Окислители и восстановители.
- Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Методы электронного баланса и электронно-ионный. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных реакций.
- Взаимодействие металлов с кислотами и солями в водных растворах как окислительно-восстановительный процесс.
- Электрохимический ряд напряжений металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.
- Основные понятия ОВР: электроотрицательность, степень окисления, окисление, восстановление, окислитель, восстановитель, окислительно-восстановительная реакция
- Определение степени окисления элементов в соединении. Уравнение электронейтральности.
- Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах.
- Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей и его практическое значение.

Растворы

Вопросы к занятию:

- Раствор. Растворенное вещество. Растворитель.
- Приведите факты, которые указывают на то, что в водных растворах существуют химические соединения растворенного вещества с водой, и факты, которые сближают растворы с механическими смесями.

3. Строение молекулы воды.
4. Сольватация. Сольватированные ионы. Кристаллогидраты.
5. Растворимость. Коэффициент растворимости.
6. Насыщенный, ненасыщенный и пересыщенный растворы. Концентрированный и разбавленный растворы.
7. Количественное выражение состава раствора:
 - массовая доля ω (%) вещества в растворе;
 - молярная доля N вещества в растворе;
 - молярная концентрация раствора C_m ;
 - нормальная концентрация раствора C_n ;
 - титр раствора T ;
 - моляльность раствора $C_{мл}$.
8. Физико-химические свойства разбавленных растворов: осмос, криоскопия, эбулиоскопия.

Электролитическая диссоциация

Вопросы к занятию:

1. Электролитическая диссоциация. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации С. Аррениуса.
2. Механизм диссоциации веществ с различным типом химической связи. Механизм гидратации анионов и катионов.
3. Влияние на гидратацию размеров и зарядов ионов. Образование иона гидроксония. Энергетика процесса диссоциации.
4. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Истинная и кажущаяся степень диссоциации.
5. Применение закона действия масс к процессу диссоциации слабых электролитов. Константа диссоциации.
6. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.
7. Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация.
8. Основной и кислотный типы диссоциации гидроксидов. Зависимость типа диссоциации и силы гидроксидов от относительной полярности химических связей в молекулах.
9. Амфотерные гидроксиды. Объяснение амфотерности гидроксидов с точки зрения электролитической диссоциации аквакомплексов и протолитической теории кислотно-основных равновесий.
10. Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.
11. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Концентрация ионов водорода в растворах. Водородный показатель.

Гидролиз солей

Вопросы к занятию:

1. Гидролиз солей. Различные типы гидролиза солей. Реакция среды в водных растворах солей.
2. Обратимый и необратимый гидролиз солей. Степень и константа гидролиза.
3. Факторы, смещающие равновесие гидролиза.
4. Объяснение гидролиза солей с точки зрения электролитической диссоциации аквакомплексов и протолитической теории кислотно-основных равновесий.
5. Роль гидролиза в биологических и химических процессах.

Электролиз. Никелирование стальных или медных предметов

Вопросы к занятию:

- 1) В чем сущность процесса электролиза?
- 2) Какие процессы проходят в расплавах и растворах электролитов при пропускании электрического тока?
- 3) Законы электролиза М. Фарадея.
- 4) Что называется выходом по току?
- 5) Как определяется средняя толщина покрытия?

Аминокислоты. Белки

Вопросы к занятию:

1. Аминокислоты. Изомерия, номенклатура. Получение и химические свойства аминокислот. Амфотерность и образование биполярных ионов.
2. Соли аминокислот. Комплексные соли с ионами меди (II). Реакции по карбоксильной группе: образование сложных эфиров, галогеноангидридов.
3. Схема получения аминокислот гидролизом белка. Биологическое значение α -аминокислот. Полиамидные полимеры.
4. Понятие о полипептидах. Капролактамы. Общее понятие о белках.

ВОПРОСЫ К КОЛЛОКВИУМУ по теме «Атомно-молекулярное учение.

Газовые законы. Периодический закон»

1. Уровни организации вещества, изучаемые химией. Характеристика жидкого, кристаллического и газообразного состояний.
2. Основные положения атомно-молекулярного учения.
3. Основные законы атомно-молекулярного учения:
Закон постоянства состава Пруста;
Закон кратных отношений Дальтона;
Закон простых объемных отношений Гей-Люссака.
Границы применимости этих законов.
4. Газовые законы:
Закон Бойля-Мариотта;
Закон Гей-Люссака-Шарля;
Закон Авогадро и выводы из него.
5. Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Использование Д.И. Менделеевым метода интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов.
6. Экспериментальное подтверждение теоретических предсказаний Д.И. Менделеева.
7. Вопросы, поставленные периодическим законом и периодической системой, их разрешение с позиций представлений о строении атомов. Современная формулировка периодического закона.
8. Периодическая система как естественная система элементов. Длинная и короткая формы периодических таблиц. Периоды, группы, подгруппы.
9. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы s -, p -, d - и f - семейств.
10. Связь свойств элементов с их положением в периодической системе. Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер.
11. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности

изменения электронных конфигураций атомов.

Примеры контрольных работ
Контрольная работа №1
Тема: Электронное строение атома
Вариант 1

1. Как изменяются окислительные свойства в ряду
Li B N F
2. Укажите элемент, у которого самый большой радиус атома
Na Al P Cl K
3. Определите место в периодической системе элементов, атомы которых имеют электронную структуру, выражаемые электронными формулами.
А) $1s^2 2s^2 2p^2$
Б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
4. Запишите электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра +3, +11, +20, +23 и укажите их название.
5. Запишите электронные формулы катионов и анионов
 Na^+ , Mg^{+2} , Cl^- , S^{-2}

Контрольная работа №1
Тема: Электронное строение атома
Вариант 2

1. Как изменяются восстановительные свойства в ряду
Fr Ac Ns
2. Укажите элемент, у которого самый маленький радиус атома
C Si Ge Sn Pb
3. Определите место в периодической системе элементов, атомы которых имеют электронную структуру, выражаемые электронными формулами.
А) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
4. Запишите электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра +4, +17, +21, +34 и укажите их название.
5. Запишите электронные формулы катионов и анионов
 Li^+ , Be^{+2} , Br^- , Se^{-2}

Контрольная работа №1
Тема: Электронное строение атома
Вариант 3

4. Как изменяются окислительные свойства в ряду
Li B N F
5. Укажите элемент, у которого самый большой радиус атома
Na Al P Cl K
6. Определите место в периодической системе элементов, атомы которых имеют электронную структуру, выражаемые электронными формулами.
А) $1s^2 2s^2 2p^2$
Б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
4. Запишите электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра +3, +11, +20, +23 и укажите их название.
6. Запишите электронные формулы катионов и анионов
 Na^+ , Mg^{+2} , Cl^- , S^{-2}

Контрольная работа №1

Тема: Электронное строение атома

Вариант 4

1. Как изменяются восстановительные свойства в ряду
Fr Ac Ns
2. Укажите элемент, у которого самый маленький радиус атома
C Si Ge Sn Pb
3. Определите место в периодической системе элементов, атомы которых имеют электронную структуру, выражаемые электронными формулами.
А) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
4. Запишите электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра +4, +17, +21, +34 и укажите их название.
5. Запишите электронные формулы катионов и анионов
 Li^+ , Be^{+2} , Br^- , Se^{-2}

Контрольная работа №2

Тема: Химические реакции

Вариант 1

1. Вычислите среднюю скорость химической реакции $A+B=2C$, если начальная концентрация вещества А равна 0,22 моль/л, а через 10с – 0,215 моль/л. Как изменилась за это время концентрация вещества В?
2. Вычислите по термохимическому уравнению количество теплоты, выделяемое при сгорании 1кг серы:
 $S+O_2=SO_2+297\text{кДж}$

Контрольная работа №2

Тема: Химические реакции

Вариант 2

1. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от 150°C до 200°C, если при повышении температуры на 10°C скорость химической реакции увеличилась в 3 раза?
2. Вычислите по термохимическому уравнению количество теплоты, выделяемое при сгорании 2кг серы:
 $S+O_2=SO_2+297\text{кДж}$

Контрольная работа №3

Тема: Углеводы.

Вариант 1

1. Назовите соединения по заместительной номенклатуре
2. Написать шесть аминокислот и назвать их.
3. Напишите трипептид ала-глу-цис. Обозначьте пептидную связь.
4. Написать гидролиз крахмала.
5. Написать глюкозу.

Контрольная работа №3

Тема: Природные органические соединения. Углеводы.

Вариант 2

1. Назовите соединения по заместительной номенклатуре
2. Написать шесть аминокислот и назвать их.
3. Напишите трипептид гли-сер-лиз. Обозначьте пептидную связь.
4. Написать гидролиз крахмала.
5. Написать целлюлозу.

Контрольная работа №4

Тема: Электролитическая диссоциация растворов электролитов

ВАРИАНТ 1

1. Для соединения $Zn(OH)_2$ укажите тип химической связи, назовите химическое соединение по систематической номенклатуре, охарактеризуйте основные химические свойства.
2. Запишите электронное строение элемента № 21, в соответствии с правилом Клечковского.
3. Рассчитайте нормальную концентрацию раствора, приготовленного из 20 г гидроксида натрия и 380 г воды. Плотность раствора 1,16 г/мл.
4. Определите тип и расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции
 $KI + KBrO_3 + HCl \rightarrow I_2 + KBr + KCl + H_2O$
5. Составьте уравнение гидролиза соли $FeBr_3$, укажите реакцию среды и величину pH (>7 , <7 , $=7$). Дайте название продуктам гидролиза.
6. В раствор, содержащий сульфат меди (II) внесли цинк массой 7,8 г. Рассчитайте массу меди, которая может быть выделена при этом из раствора.

Контрольная работа №4

Тема: Электролитическая диссоциация растворов электролитов

ВАРИАНТ 2

1. Для соединения $Cu(OH)_2$ укажите тип химической связи, назовите химическое соединение по систематической номенклатуре, охарактеризуйте основные химические свойства.
2. Запишите электронное строение элемента № 23, в соответствии с правилом Клечковского.
3. Рассчитайте нормальную концентрацию раствора, приготовленного из 20 г гидроксида натрия и 380 г воды. Плотность раствора 1,16 г/мл.
4. Определите тип и расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции
 $KI + KBrO_3 + HCl \rightarrow I_2 + KBr + KCl + H_2O$
5. Составьте уравнение гидролиза соли $FeCl_3$, укажите реакцию среды и величину pH (>7 , <7 , $=7$). Дайте название продуктам гидролиза.
6. В раствор, содержащий сульфат меди (II) внесли цинк массой 7,8 г. Рассчитайте массу меди, которая может быть выделена при этом из раствора.

УЧЕБНЫЕ ЗАДАЧИ

Тема: Строение атома. Периодическая система и периодический закон

Д. И. Менделеева

1. Напишите электронные формулы атомов индия, лантана и церия. Являются ли они аналогами?
2. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 18, 19, 21. Являются ли они аналогами?
3. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 4, 48, 80. Являются ли они аналогами?
4. Составьте электронные формулы атомов скандия и галлия. Являются ли они аналогами?
5. Найдите в периодической системе элементы, электронная формула которых $(n-1)d^4ns^2$. Напишите их химические символы и полную электронную формулу атома одного из этих элементов.
6. Найдите в периодической системе элементы, электронная формула которых np^3 . Напишите их химические символы и полную электронную формулу атома одного из этих элементов.
7. Найдите в периодической системе элемент, в атоме которого завершается заполнение электронами третьего квантового уровня. Напишите полную электронную формулу

атома этого элемента.

8. Напишите электронную формулу атома кобальта и иона Co^{2+} .

9. Напишите электронную формулу атома хрома и иона Cr^{3+} .

10. Найдите в периодической системе элемент, в атоме которого завершается заполнение электронами второго энергетического уровня. Напишите электронную формулу атома этого элемента.

11. Сколько и какие значения может принимать магнитное квантовое число m_l при орбитальном квантовом числе $l = 0; 1; 2$ и 3 ? Какие элементы в периодической системе называются s -, p -, d - и f -элементами? Приведите примеры.

12. Какие значения могут принимать квантовые числа n , l , m_l и m_s ? Какие значения они принимают для внешних электронов атома магния?

Тема: Растворы.

1. Сколько миллилитров раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 30 % (пл. 1,22 г/см³) нужно взять для приготовления 0,1 н. раствора H_2SO_4 объемом 600 мл? Определите молярную концентрацию приготовленного раствора?

2. В 100 мл раствора содержится 1 г хлорида натрия. Рассчитайте молярную концентрацию и титр этого раствора. Сколько миллилитров данного раствора необходимо взять для приготовления 0,001 М раствора NaCl объемом 500 мл?

3. Рассчитайте молярную концентрацию 0,6 н. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

4. К раствору серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 10 % (пл. 1,07 г/см³) объемом 200 мл прибавили раствор серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 30 % объемом 300 мл (пл. 1,22 г/см³). Рассчитайте массовую долю кислоты в полученном растворе.

5. Титр раствора хлорида кальция равен 0,0222 г/мл. Рассчитайте молярную и нормальную концентрации этого раствора.

6. При сгорании серы в кислороде образовалось SO_2 массой 12,8 г. Сколько молей эквивалентов кислорода требуется на эту реакцию? Чему равны молярные массы эквивалентов серы и ее оксида?

7. Рассчитайте нормальную и молярную концентрацию раствора с массовой долей сульфата алюминия 20 %. Плотность раствора 1,23 г/см³.

8. Имеется 20%-ный раствор H_2SO_4 с плотностью 1,14 г/см³. Определить C_M , C_N , $C_{Mл}$ этого раствора.

9. В воде объемом 450 мл растворили 50 г гидроксида натрия. Плотность раствора 1,05 г/см³. Рассчитайте массовую долю (в %) полученного раствора.

10. Сколько воды надо добавить к 100 мл раствора с массовой долей HCl 20 % (пл. 1,1 г/см³), чтобы получить раствор с массовой долей HCl 4 %.

Тема: Электролитическая диссоциация

1. Вычислите pH 0,01 М NaOH и 0,01 М NH_4OH .

2. Вычислите pH 0,05 М HCl и 0,05 М CH_3COOH .

3. В 1 л раствора гидроксида калия содержится КОН массой 0,28 г. Вычислите pH этого раствора при 298 К.

4. В 1 л раствора гидроксида натрия содержится NaOH массой 1 г. Вычислите pH этого раствора при 298 К.

5. Определите активности ионов H^+ и OH^- в некотором растворе, если его pH 4,7.

6. Рассчитайте активности ионов H^+ и OH^- в некотором растворе, если его pH 13,23.

7. Рассчитайте pH 0,01 М раствора H_2SO_3 при 298 К (диссоциацией по второй ступени можно пренебречь).

8. Рассчитайте pH 0,1 М раствора H_2CO_3 при 298 К (диссоциацией по второй ступени можно пренебречь).

9. Рассчитайте pH 0,05 М раствора H_2CO_3 при 298 К (диссоциацией по второй ступени можно пренебречь).

10. Рассчитайте pH 0,05 М раствора H_3PO_4 при 298 К (диссоциацией по второй и третьей ступеням можно пренебречь).

11. Каково значение рН воды при температурах 273, 323, 353 и 373 К?

Тема: Гидролиз солей.

1. Определить рН 0,1 М раствора ортофосфата калия.

2. Указать, какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: $ZnBr_2$, K_2S , $Fe_2(SO_4)_3$, $MgSO_4$, $Cr(NO_3)_3$, K_2CO_3 , Na_3PO_4 , $CuCl_2$. Для каждой из гидролизующихся солей написать в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза по каждой ступени, указать реакцию водного раствора соли.

3. Почему раствор $NaHCO_3$ имеет слабощелочную, а раствор $NaHSO_3$ – слабокислую среду?

4. При сливании водных растворов $Cr(NO_3)_3$ и Na_2S образуется осадок гидроксида хрома(III) и выделяется газ. Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения происходящей реакции.

5. Раствор NaH_2PO_4 имеет слабокислую, а раствор Na_3PO_4 – слабощелочную реакцию. Объясните эти факты и подтвердите соответствующими ионно-молекулярными уравнениями.

Тема: Комплексные соединения

1. Хлорид серебра растворяется в растворах аммиака и тиосульфата натрия. Дайте этому объяснение и напишите молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

2. Константы нестойкости комплексных ионов $[Co(NH_3)_6]^{3+}$, $[Fe(CN)_6]^{4-}$, $[Fe(CN)_6]^{3-}$ соответственно равны $6,2 \cdot 10^{-36}$, $1,0 \cdot 10^{-37}$, $1,0 \cdot 10^{-44}$. Какой из этих ионов является более прочным? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов и формулы соединений, содержащих эти ионы.

3. Какие орбитали в ионе комплекссообразователя занимают электронные пары лигандов в соединении $[Cu(NH_3)_2]Cl_2$? Определите тип гибридизации АО центрального иона.

4. Напишите формулу комплексного иона, в котором комплекссообразователем является ион Fe^{3+} с координационным числом, равным шести, а лигандами – ионы F^- . Каков заряд этого иона?

5. Напишите электронную формулу иона Zn^{2+} . Исходя из этой формулы, сделайте вывод о том, какие электронные орбитали иона Zn^{2+} участвуют в образовании комплексного иона $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$.

6. Гидроксид алюминия $Al(OH)_3$ растворяется в избытке щелочи, образуя гидроксо-соединение с координационным числом шесть. Какова формула этого соединения?

Каков механизм образования химической связи между ионом Ni^{2+} и ионами CN^- в молекуле $K_2[Ni(CN)_4]$?

7. Определите заряд и координационное число комплекссообразователя в комплексных соединениях $K_2[Co(NO_2)_6]$ и $K_2[Co(CN)_4]$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водном растворе.

8. При взаимодействии каких молекул образуется комплексное соединение $K_2[Zn(OH)_4]$? Напишите уравнение диссоциации этого соединения в водном растворе.

9. Определите заряд комплексного иона и заряд комплекссообразователя в соединении $K_3[Al(OH)_6]$. Напишите уравнение диссоциации этого соединения в водном растворе.

10. Определите заряд комплекссообразователя и координационное число в комплексном соединении $H[AuCl_4]$. Напишите уравнение диссоциации этого соединения в водном растворе.

11. При взаимодействии каких молекул получилось комплексное соединение $(NH_4)_3[Fe(CN)_6]$? Напишите уравнение диссоциации этого соединения и уравнение константы нестойкости комплексного иона.

12. Укажите для комплексных соединений $H_2[PtCl_6]$, $[Ag(NH_3)_2]Cl$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $K[Al(OH)_4]$: а) комплекссообразователь; б) координационное число комплекссообразователя; в) заряд комплекссообразователя; г) лиганды. Почему молекулы аммиака могут быть лигандами в комплексном соединении?

13. Какое комплексное соединение образуется в результате взаимодействия CuCl_2 с 4NH_3 ? Чему равны заряд комплексного иона и координационное число комплексообразователя? Напишите уравнение константы нестойкости полученного комплексного иона.

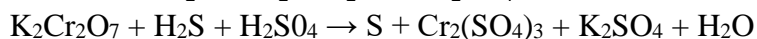
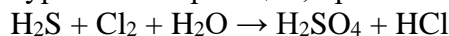
14. Напишите формулу комплексного иона, в котором комплексообразователь – ион Cu^{2+} с координационным числом, равным четырем, а лиганды молекулы воды. Напишите уравнения диссоциации этого соединения в водном растворе.

15. Ион $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ парамагнитен. Определить тип гибридизации АО иона Ni^{2+} .

16. Для иона $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ энергия расщепления равна 167,2 кДж/моль. Какова окраска соединений хрома (III) в водных растворах.

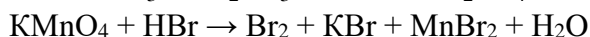
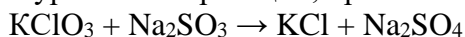
Тема: Окислительно-восстановительные реакции

1. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, протекающих по схемам:



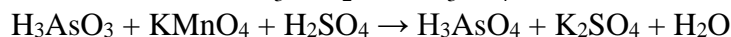
Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель, какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

2. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, протекающих по схемам:



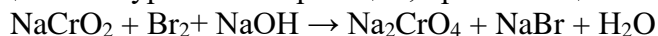
Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель, какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

3. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, протекающих по схемам:



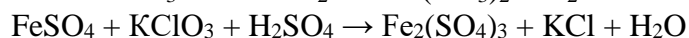
Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель, какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

4. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, протекающих по схемам:



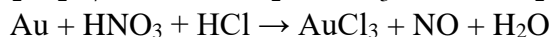
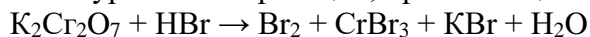
Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель, какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

5. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, протекающих по схемам:



Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель, какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

6. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, протекающих по схемам:



Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель, какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

Расчетные задачи по теме «Растворы»

1. Коэффициент растворимости хлорида аммония при 100°C составляет 77 г, а при 0°C – 37 г в 100 г воды. Сколько соли выделится при охлаждении 60 г насыщенного при 100°C раствора хлорида аммония до 0°C ? Ответ: 13,6 г.

2. При осторожном упаривании 120 г 16%-ного раствора хлорида кальция было получено 37,9 г кристаллогидрата. Определите его формулу. Ответ: $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

3. Требуется приготовить 1 кг 15%-ного раствора аммиака. Сколько нужно взять для этого воды и концентрированного 25%-ного раствора аммиака? Ответ: 600 г 25%-ного раствора аммиака и 400 г воды.

4. 120 г 10%-ного раствора поваренной соли упарили до 80 г. Какова массовая доля соли в растворе после упаривания? Ответ: 15%.

5. Плотность 20%-ного водного раствора хлорида бария при 20°C равна 1,2 г/мл. Вычислите молярную концентрацию этого раствора. Ответ: 1,15 М.
6. Сколько граммов 5 %-ного раствора нитрата серебра требуется для обменной реакции со 120 мл 0.6 Н раствора хлорида алюминия?
7. Вычислите C_m , C_n и C_{ml} 98 %-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1.84$ г/мл).
8. Сколько литров 0.1 Н раствора серной кислоты можно приготовить из 70 мл ее 50%-ного раствора?
9. Температура замерзания раствора, содержащего 48 г метанола в 500 г воды ($K_{воды} = 1.86$ град·кг/моль), равна 0С.
Варианты ответов: -5,58; -2,29; +5,58; 0.
10. Раствор ацетона в 200 г воды ($E_{воды} = 0.52$ град·кг/моль) кипит при температуре 100,26 0С. Масса ацетона в растворе равна грамма.
Варианты ответов: 1,5; 8,7; 2,9; 5,8.

ТЕМЫ РЕФЕРАТОВ

1. Актиноиды
2. благородные газы
3. Ван-дер-Ваальсовы взаимодействия
4. Водород – топливо будущего
5. Водородная связь
6. Инертные газы
7. Комплексные соединения
8. Клатраты
9. Кристаллическое состояние вещества
10. Ксенон и его соединения
11. Лантаноиды
12. Радиоактивный распад веществ
13. Редкоземельные элементы
14. Трансурановые элементы

Примеры тестовых заданий ПРИМЕРЫ ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ

Тест: Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева

1. Периодически изменяется следующее свойство атомов:
 - 1) заряд атомного ядра;
 - 2) относительная атомная масса;
 - 3) число электронов на внешнем энергетическом уровне;
 - 4) число энергетических уровней.
2. В периоде с увеличением заряда атомного ядра у химических элементов наблюдается:
 - 1) увеличение атомного радиуса и увеличение значения электроотрицательности;
 - 2) увеличение атомного радиуса и уменьшение значения электроотрицательности;
 - 3) уменьшение атомного радиуса и увеличение значения электроотрицательности;
 - 4) уменьшение атомного радиуса и уменьшение значения электроотрицательности.
3. Наименьшим значением энергии ионизации обладает атом щелочноземельного металла:
 - 1) стронция;
 - 2) бария;
 - 3) кальция;
 - 4) радия.
4. В порядке возрастания энергии ионизации расположены элементы в следующей группе:
 - 1) магний, натрий, кремний, алюминий;
 - 2) натрий, магний, кальций, кремний;
 - 3) натрий, кальций, магний, кремний;

- 4) кремний, алюминий, магний, натрий.
5. По происхождению (этимологии) названий «лишним» в перечне элементов будет:
1) селен; 2) теллур; 3) ниобий; 4) церий.
6. По единству в происхождении названий будет неточным следующий ряд химических элементов:
1) рутений, лютеций, франций, дубний;
2) бром, иод, фтор, хлор;
3) селен, теллур, уран, плутоний;
4) калифорний, эйнштейний, фермий, менделевий.
7. С Россией и русскими *не связано* название следующего элемента:
1) рутений; 2) дубний; 3) самарий; 4) тулий.
8. Какой ряд химических элементов представлен *не в порядке* уменьшения их атомных радиусов?
1) Кальций – магний – бериллий;
2) сера – хлор – аргон;
3) литий – натрий – калий;
4) литий – бериллий – бор.
9. Какое утверждение из общей характеристики свойств подгруппы щелочных металлов *неверно*?
1) Атомы всех элементов содержат на внешнем уровне один электрон;
2) эти элементы образуют простые вещества – металлы, обладающие свойством фотоэффекта;
3) наиболее сильно фотоэффект выражен у цезия;
4) с увеличением порядкового номера у атомов этих элементов возрастает твердость образуемых ими металлов.
10. Какое утверждение из общей характеристики подгруппы галогенов *неверно*?
1) У атомов галогенов с увеличением порядкового номера возрастают: радиус, восстановительные свойства и значения электроотрицательности;
2) молекулы простых веществ, образованных галогенами, двухатомны и в ряду фтор – хлор – бром – иод увеличиваются плотность, интенсивность окраски, температура кипения и металлические свойства веществ;
3) окислительные свойства галогенов с увеличением порядкового номера элементов возрастают, а восстановительные – убывают;
4) в ряду галогеноводородов: фтороводород – хлороводород – бромоводород – иодоводород прочность молекул уменьшается, а кислотные свойства их растворов возрастают.
11. Какое из следующих утверждений *неверно*?
1) После завершения 7-й период таблицы Д. И. Менделеева будет включать 32 элемента и будет завершаться элементом 118, который будет благородным газом;
2) подобно 6-му периоду, в 7-м периоде будут два s-элемента, шесть p-элементов, десять d-элементов и четырнадцать f-элементов;
3) все элементы 7-го периода, кроме 117-го и 118-го, будут металлами;
4) все простые вещества, образованные элементами 7-го периода, кроме 117-го, будут иметь металлическую кристаллическую решетку.
12. Наиболее известные изотопы водорода и хлора могут дать следующее число разновидностей молекул хлороводорода:
1) три; 2) четыре; 3) пять; 4) шесть.
13. Число элементов, образующих следующие вещества: легкая вода, тяжелая вода, сверхтяжелая вода, пероксид водорода, кислород, озон, — равно:
1) шести; 2) пяти; 3) трем; 4) двум.
14. Число элементов, образующих следующие вещества: карбин, фуллерен, активированный уголь, кокс, сажа, — равно:
1) одному; 2) двум; 3) трем; 4) четырем.

15. Какое утверждение неверно?

- 1) Элементов-неметаллов в таблице Д. И. Менделеева почти в три раза меньше элементов-металлов (из 110 к металлам относят 88);
- 2) для элементов-неметаллов явление аллотропии более характерно, чем для элементов-металлов;
- 3) все элементы-неметаллы обладают свойством аллотропии; причинами аллотропии для неметаллов являются: различное строение кристаллических решеток и разное число атомов в молекулах.

16. К щелочам относятся гидроксиды элементов IA группы (начиная с лития), элементов IIA группы (начиная с кальция), а также:

- 1) гидроксид галлия (III);
- 2) гидроксид таллия (I);
- 3) гидроксид индия (III);
- 4) гидроксид олова (II).

17. Более точно отражает химическую сущность элементов VIIIA группы название «благородные газы» вместо устаревшего «инертные газы». Тем не менее последнее название справедливо для следующего из элементов этой группы:

- 1) гелий;
- 2) радон;
- 3) аргон;
- 4) криптон.

18. Какой из перечисленных элементов не является полным электронным аналогом трех остальных?

- 1) рубидий;
- 2) серебро;
- 3) цезий;
- 4) франций.

19. Какое из следующих утверждений верно?

- 1) Щелочные металлы при взаимодействии с кислородом образуют основной оксид состава $\text{Э}_2\text{O}$;
- 2) все соли щелочных металлов растворимы в воде;
- 3) все щелочные металлы хранят под керосином;
- 4) все гидроксиды щелочных металлов являются щелочами.

20. Какое из следующих утверждений верно?

- 1) Все галогены проявляют только окислительные свойства;
- 2) реактивом на все галогенид-ионы служит раствор нитрата серебра;
- 3) фтор проявляет только окислительные свойства;
- 4) все хлориды металлов, кроме хлорида серебра, хорошо растворимы в воде.

21. Одинаковое числовое значение, но противоположный заряд (степень окисления) в летучем водородном соединении и в высшем оксиде имеет элемент:

- 1) бром;
- 2) углерод;
- 3) азот;
- 4) сера.

22. В ряду водородных соединений элементов VIA группы:



полярность связи Э—H:

- 1) увеличивается;
- 2) уменьшается;
- 3) не изменяется;
- 4) сначала уменьшается, потом увеличивается.

23. Среди следующих неверно утверждение: «Водород относится к элементам IA группы потому, что:

- 1) атом водорода содержит один электрон на внешнем энергетическом уровне, как и атомы щелочных металлов;
- 2) водород относится к s-элементам, равно как и все щелочные металлы;
- 3) водород является хорошим восстановителем, подобно щелочным металлам;
- 4) водород, как и щелочные металлы, не образует аллотропных модификаций».

24. Среди следующих неверно утверждение: «Водород относится к элементам VIIA группы потому, что:

- 1) атому водорода, как и атомам галогенов, до завершения внешнего и единственного энергетического уровня недостает одного электрона;
- 2) молекула за счет одинарной ковалентной связи двухатомна, подобно молекулам галогенов, и водород при обычных условиях является газом, равно как фтор и хлор;
- 3) водород в реакциях с металлами проявляет окислительные свойства, образуя при этом твердые солеподобные бинарные соединения, гидриды, подобно галогенидам металлов;
- 4) водороду, как и галогенам, свойственно явление аллотропии».

25. Аналогами будут соответственно следующие пары оксидов и гидроксидов серы и хрома:

- 1) $\text{SO}_3 - \text{H}_2\text{SO}_4$ и $\text{Cr}_2\text{O}_3 - \text{H}_2\text{CrO}_4$;
- 2) $\text{SO}_2 - \text{H}_2\text{SO}_3$ и $\text{CrO}_3 - \text{Cr}(\text{OH})_3$;
- 3) $\text{SO}_3 - \text{H}_2\text{SO}_3$ и $\text{Cr}_2\text{O}_3 - \text{Cr}(\text{OH})_3$;
- 4) $\text{SO}_3 - \text{H}_2\text{SO}_4$ и $\text{CrO}_3 - \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

26. Свойства гидроксидов элементов 3-го периода Периодической системы в вышних степенях окисления изменяются следующим образом:

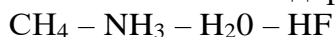
Щелочь - нерастворимое основание - амфотерный гидроксид - слабая нерастворимая кислота - кислота - средней силы - сильная кислота - очень сильная кислота, в силу того что:

- 1) увеличивается значение степени окисления элемента, уменьшается его радиус;
- 2) увеличивается степень окисления элемента, увеличивается его радиус;
- 3) уменьшается степень окисления элемента, увеличивается его радиус;
- 4) уменьшается степень окисления элемента, уменьшается его радиус.

27. Свойства высших оксидов элементов 8-го периода Периодической системы изменяются следующим образом:

- 1) от амфотерного через основные к кислотным;
- 2) от основных через кислотные к амфотерным;
- 3) от основных через амфотерные к кислотным;
- 4) от кислотных через амфотерные к основным.

28. Свойства водородных соединений элементов 2-го периода



изменяются следующим образом:

- 1) от безразличных через основные и амфотерные к кислотным;
- 2) от безразличных через амфотерные и основные к кислотным;
- 3) от амфотерных через основные и кислотные к безразличным;
- 4) от основных через амфотерные и безразличные к кислотным.

29. Свойства щелочного металла должен проявлять элемент с порядковым номером:

- 1) 111; 2) 117; 3) 119; 4) 131.

30. Один из химических элементов, существование которого предсказал Д. И. Менделеев, образует оксид состава E_2O_3 с массовой долей кислорода 25,53%. Название этого элемента:

- 1) галлий; 3) германий;
- 2) скандий; 4) цирконий.

Текущий тестовый контроль Основные понятия и законы химии

1. К основным законам химии относятся

- закон сохранения массы

- закон всемирного тяготения
- закон постоянства состава
- закон Авогадро
- закон Архимеда
- закон Кулона
- периодический закон2. Химический элемент - это совокупность атомов
 - с одинаковой атомной массой
 - с одинаковым числом электронных слоев
 - с одинаковым зарядом ядра
 - с одинаковым числом нейтронов в ядре
 - с одинаковым числом протонов в ядре3. При одинаковых температуре и давлении равное число молекул содержат
 - 4 г N₂ и 4 г N₂O
 - 1,8 г H₂O и 1,8 г H₂O₂
 - 6,7 л O₂ и 6,7 л O₃
 - 2,24 л CO и 2,24 г H₂
 - 2 г H₂ и 8 г He
 - 1,7 г NH₃ и 2,6 г C₂H₄. Масса одной молекулы серной кислоты (в г) равна

<input type="checkbox"/> 3,26·10 ⁻²³	<input type="checkbox"/> 1,63·10 ⁻²²	<input type="checkbox"/> 5,90·10 ⁻²⁵
<input type="checkbox"/> 3,26·10 ²⁵	<input type="checkbox"/> 6,02·10 ²³	<input type="checkbox"/> 6,15·10 ²¹

5. Наименьшее количество вещества атомов кислорода содержится в 1 моль

<input type="checkbox"/> N ₂ O	<input type="checkbox"/> CO ₂	<input type="checkbox"/> H ₂ O ₂
<input type="checkbox"/> Fe ₃ O ₄	<input type="checkbox"/> CH ₃ CH ₂ OH	<input type="checkbox"/> CH ₃ COOH

6. Массовая доля кислорода в карбонате кальция равна

<input type="checkbox"/> 0,16	<input type="checkbox"/> 0,20	<input type="checkbox"/> 0,32
<input type="checkbox"/> 0,40	<input type="checkbox"/> 0,48	<input type="checkbox"/> 0,60

7. Относительная плотность сероводорода по кислороду равна

<input type="checkbox"/> 17	<input type="checkbox"/> 8,5	<input type="checkbox"/> 2,125
<input type="checkbox"/> 1,0625	<input type="checkbox"/> 0,9412	<input type="checkbox"/> 0,4706

8. Расположите соединения в порядке увеличения в них массовой доли водорода

1. H₂O

2. NH_3
3. K_2HPO_2
4. C_6H_6

Напишите номера соединений (указанны в задании) без пробелов и знаков препинания.

9. Установите соответствие между газами и их относительной плотностью по гелию

ПЛОТНОСТЬ	ГАЗЫ
	аргон
	азот
	кислород
	оксид углерода (IV)

10. Рассчитайте количество вещества атомов металла (моль) в 284 г образца сульфата натрия. (Ответ введите целым числом).

Строение атома

1. Планетарную модель атома предложил

- Бор
- Демокрит
- Резерфорд
- Томпсон
- Фарадей
- Эйнштейн

2. Число электронов в атоме химического элемента равно

- числу протонов в ядре атома
- числу нейтронов в ядре атома
- сумме чисел протонов и нейтронов
- порядковому (атомному) номеру химического элемента

3. Разновидности химических элементов, атомы которых имеют одинаковый заряд, но различные массовые числа, называются

- изомерами
- изотопами
- изобарами
- нуклидами
- аллотропными модификациями

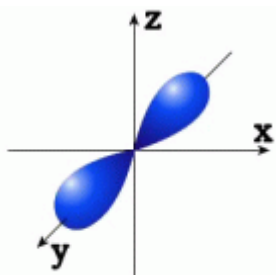
4. При α -распаде изотопа тория ${}_{90}^{230}\text{Th}$ образуется

<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
${}_{87}^{228}\text{Fr}$	${}_{88}^{226}\text{Ra}$	${}_{88}^{228}\text{Ra}$
<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
${}_{89}^{230}\text{Ac}$	${}_{91}^{230}\text{Pa}$	${}_{92}^{234}\text{U}$

5. При β -распаде изотопа протактиния ${}_{91}^{234}\text{Pa}$ образуется

<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
${}_{89}^{230}\text{Ac}$	${}_{89}^{232}\text{Ac}$	${}_{90}^{234}\text{Th}$
<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
${}_{90}^{232}\text{Th}$	${}_{92}^{234}\text{U}$	${}_{92}^{235}\text{U}$

6. Обозначение электронной орбитали



<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
1s	2s	2p _x
<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
2p _y	2p _z	3d _{xz}

7. Среди перечисленных состояний электронов невозможными являются

<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
1s	1p	2p
<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
2d	3f	3p

8. Установите соответствие между типами электронных орбиталей и значениями побочного квантового числа l электронов, находящихся на этих орбиталях

ВЕЛИЧИНА l	ТИП ОРБИТАЛИ
	2p
	3d
	4s
	5f

9. Максимально возможное число электронов на электронной оболочке, для которой побочное квантовое число $l=4$.

Введите ответ числом:

10. Максимально возможное число электронов в электронном слое, для которого главное квантовое число

Химическая связь

1. Химическая связь, образующаяся только за счет перекрывания электронных орбиталей взаимодействующих атомов

- ионная
- ковалентная
- металлическая
- водородная
- межмолекулярная

2. Валентными электронами у большинства d-элементов являются

- s- и p-электроны
- p- и d-электроны
- s- и d-электроны
- p- и f-электроны
- s- и f-электроны

3. Ионная химическая связь является связью

- прочной
- слабой
- направленной
- ненаправленной
- насыщаемой
- ненасыщаемой

4. При взаимодействии $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$ между частицами возникает

- водородная связь
- ионная связь
- ковалентная связь, образованная по обменному механизму
- донорно-акцепторная связь, образованная по донорно-акцепторному механизму

5. Вещества, в молекулах которых имеются только ковалентные полярные связи

- MgO, N₂, Ca₃(PO₄)₂
- NaF, H₂S, P₄O₁₀
- SiO₂, NaOH, HgO
- NH₃, CO₂, HF
- KOH, LiCl, H₂SO₄

6. Полярные молекулы

<input type="checkbox"/> N ₂	<input type="checkbox"/> NH ₃	<input type="checkbox"/> H ₂ S
<input type="checkbox"/> CH ₄	<input type="checkbox"/> CO	<input type="checkbox"/> CO ₂

7. Расположите молекулы в порядке увеличения энергии (энтальпии) разрыва связи элемент – водород

1. H₂Se
2. H₂O
3. H₂S
4. H₂Te

Введите номера соединений
без разделительных знаков:

8. Установите соответствие между типом химической связи между атомами в молекулах и их формулами

ТИП СВЯЗИ	ФОРМУЛЫ
	NO
	CsCl
	F ₂
	Cu
	NaF

9. Число s-связей в молекуле H₃PO₄

Введите ответ числом:

10. Число p-связей в молекуле H₂SO₄

Введите ответ числом:

Окислительно-восстановительные реакции

1. Окисление – это процесс

- отдачи электронов окислителем
- отдачи электронов восстановителем
- принятия электронов окислителем
- принятия электронов восстановителем
- не связанный с принятием и отдачей электронов

2. Типичные окислители

<input type="checkbox"/> К	<input type="checkbox"/> K ₂ S	<input type="checkbox"/> HNO ₃
<input type="checkbox"/> KMnO ₄	<input type="checkbox"/> K ₂ Cr ₂ O ₇	<input type="checkbox"/> KCr(SO ₄) ₂

3. Типичные восстановители

<input type="checkbox"/> NaI	<input type="checkbox"/> H ₂ S	<input type="checkbox"/> H ₂ SO ₄
<input type="checkbox"/> Na ₃ PO ₄	<input type="checkbox"/> KNO ₃	<input type="checkbox"/> CO

4. Проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства

<input type="checkbox"/> S	<input type="checkbox"/> H ₂ O ₂	<input type="checkbox"/> H ₂ SO ₃
<input type="checkbox"/> KNO ₂	<input type="checkbox"/> KNO ₃	<input type="checkbox"/> H ₃ PO ₄

5. Химическому превращению $S^{+4} \rightarrow S^{+6}$ соответствуют уравнения реакций

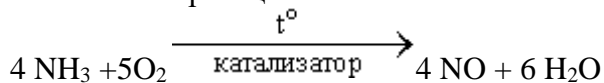
- $2SO_2 + O_2 \xrightarrow[\text{катализатор}]{t^\circ} 2SO_3$
- $2H_2S + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2SO_2 + 2H_2O$
- $PbS + 4H_2O_2 = PbSO_4 + 4H_2O$
- $K_2SO_3 + H_2O_2 = K_2SO_4 + H_2O$
- $Cu + 2H_2SO_{4(\text{конц.})} \xrightarrow{t^\circ} CuSO_4 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$
- $2H_2S + SO_2 = S \downarrow + 2H_2O$

6. Реакция, в которой хлор проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства

- $Ca + Cl_2 = CaCl_2$
- $NaCl_{(\text{кр.})} + H_2SO_{4(\text{конц.})} = HCl \uparrow + NaHSO_4$
- $Cl_2 + 2KOH = KCl + KClO + H_2O$

- $4\text{HCl}_{(\text{конц.})} + \text{MnO}_2 = \text{Cl}_2\uparrow + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$

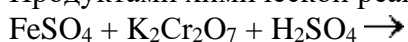
7. Химической реакции



соответствует схема превращения азота

<input type="checkbox"/> $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{+2}$	<input type="checkbox"/> $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^0$	<input type="checkbox"/> $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{+5}$
<input type="checkbox"/> $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+2}$	<input type="checkbox"/> $\text{N}^0 \rightarrow \text{N}^{+2}$	<input type="checkbox"/> $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{-3}$

8. Продуктами химической реакции



являются

<input type="checkbox"/> FeS	<input type="checkbox"/> FeSO ₃	<input type="checkbox"/> Fe ₂ (SO ₄) ₃	<input type="checkbox"/> K ₂ SO ₄
<input type="checkbox"/> Cr ₂ (SO ₄) ₃	<input type="checkbox"/> CrSO ₄	<input type="checkbox"/> K ₂ CrO ₄	<input type="checkbox"/> H ₂ O

9. Число электронов, которое принимает одна молекула окислителя – перманганата калия в различных средах

ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ	СРЕДА
	нейтральная среда
	кислая среда
	щелочная среда

10. Напишите уравнение химической реакции взаимодействия меди с разбавленной азотной кислотой. Определите сумму коэффициентов в правой части этого уравнения.

Введите ответ числом:

Электролитическая диссоциация

1. Электролиты, при диссоциации которых в водном растворе образуются только катионы металлов и анионы кислотных остатков

<input type="checkbox"/> H ₃ PO ₃	<input type="checkbox"/> (NH ₄) ₃ PO ₄	<input type="checkbox"/> K ₂ Cr ₂ O ₇
<input type="checkbox"/> NaH ₂ PO ₄	<input type="checkbox"/> KAl(SO ₄) ₂	<input type="checkbox"/> CH ₃ COOH

2. Сильными (неассоциированными) электролитами в разбавленном водном растворе являются

- азотистая кислота
- азотная кислота
- сероводородная кислота
- сернистая кислота
- серная кислота

3. В водных растворах являются слабыми (ассоциированными) электролитами

<input type="checkbox"/> H_3PO_3	<input type="checkbox"/> KNO_3	<input type="checkbox"/> $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	<input type="checkbox"/> H_2CO_3
<input type="checkbox"/> $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	<input type="checkbox"/> HClO	<input type="checkbox"/> KCN	<input type="checkbox"/> HBr

4. В разбавленных водных растворах проявляют себя сильными (неассоциированными) электролитами

<input type="checkbox"/> NH_4Cl	<input type="checkbox"/> H_2SO_3	<input type="checkbox"/> K_2CrO_4
<input type="checkbox"/> HCN	<input type="checkbox"/> $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$	<input type="checkbox"/> H_2S

5. К электролитам, диссоциация которых в разбавленных водных растворах протекает в несколько ступеней (более одной), относятся

- H_2CO_3
- K_2S
- H_3PO_4
- $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$
- NaH_2PO_4

6. Установите соответствие между количеством ионов, образующихся при диссоциации солей в разбавленных водных растворах, и формулами этих солей.

КОЛИЧЕСТВО ИОНОВ	ФОРМУЛЫ
	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
	CH_3COONa
	Na_3PO_4
	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

7. Правая часть уравнения электролитической диссоциации соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ в разбавленном водном растворе имеет вид

- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4$
- $2\text{NH}_4^+ + \text{Fe}^{3+} + 2\text{SO}_4^{2-}$
- $2\text{NH}_4^+ + \text{Fe}^{2+} + 2\text{SO}_4^{2-}$
- $2\text{NH}_3 + \text{Fe}^{2+} + 2\text{SO}_4^{2-}$
- $\text{FeSO}_4 + \text{NH}_3$
- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

8. Расположите молекулы и ионы в порядке убывания степени диссоциации в разбавленных водных растворах одинаковой концентрации

1. H_3PO_4
2. K_3PO_4
3. HPO_4^{2-}
4. H_2PO_4^-

Запишите в ответе номера частиц (указанные в задании) без пробелов и знаков препинания :

9. Степень диссоциации уксусной кислоты в водном растворе увеличится при

- повышении концентрации CH_3COOH
- уменьшении концентрации (разбавлении водой) CH_3COOH
- добавлении в раствор CH_3COONa
- добавлении в раствор H_2SO_4

10. При растворении 0,003 моль сульфата алюминия в некотором количестве дистиллированной воды образовался один литр раствора. При этом в нем содержится сульфат-анионов (моль/л)

<input type="checkbox"/> 0,003	<input type="checkbox"/> 0,015	<input type="checkbox"/> 0,0015	<input type="checkbox"/> 0,009
<input type="checkbox"/> 0,001	<input type="checkbox"/> 0,002	<input type="checkbox"/> 0,006	<input type="checkbox"/> 0,0018

Гидролиз

1. Обратимый гидролиз солей – это реакция, которая

- сопровождается выделением газа или выпадением осадка
- сопровождается изменением степеней окисления атомов элементов

- не сопровождается изменением степеней окисления атомов элементов
- сопровождается выделением теплоты
- является обменной между солью и водой
- протекает при пропускании через раствор соли постоянного электрического тока

2. В водных растворах соли гидролизуются только по катиону

- Na_2SO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- CuCl_2 , NH_4Br , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- K_2CO_3 , KClO , Na_2S
- KF , NaHCO_3 , CaCl_2
- NaNO_2 , KClO_3 , CH_3COONa

3. В водных растворах соли гидролизуются только по аниону

- Na_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, KNO_3
- CuCl_2 , NH_4Br , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- K_2CO_3 , Na_2HPO_4 , Na_2S
- KCN , NaHCO_3 , CH_3COONa
- KClO_4 , NaH_2PO_4 , CuSO_4

4. В водных растворах гидролизу не подвергаются соли

<input type="checkbox"/> $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	<input type="checkbox"/> KCl	<input type="checkbox"/> Na_2SO_3	<input type="checkbox"/> NH_4Br
<input type="checkbox"/> $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	<input type="checkbox"/> BeCl_2	<input type="checkbox"/> Na_3PO_4	<input type="checkbox"/> K_2SO_4

5. Вследствие взаимного усиления гидролиза солей выделяется газ при совместном присутствии в водном растворе

- $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и K_2CO_3
- $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ и K_2SO_3
- Na_2SO_3 и HCl
- K_2CO_3 и H_2SO_4
- $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и K_2CO_3
- AlCl_3 и Na_2S

6. Щелочную реакцию имеют растворы

<input type="checkbox"/> KCl	<input type="checkbox"/> Na ₂ CO ₃	<input type="checkbox"/> ZnCl ₂
<input type="checkbox"/> Na ₃ PO ₄	<input type="checkbox"/> (NH ₄) ₂ SO ₄	<input type="checkbox"/> CH ₃ COONH ₄

7. В водном растворе сульфида калия максимальной будет концентрация

<input type="checkbox"/> HS ⁻	<input type="checkbox"/> S ²⁻	<input type="checkbox"/> H ⁺
<input type="checkbox"/> H ₂ S	<input type="checkbox"/> K ⁺	<input type="checkbox"/> OH ⁻

8. Гидролиз нитрита натрия можно подавить при добавлении в его водный раствор

- NaNO₃
- NaOH
- H₂O
- HCl
- KOH

9. Для усиления гидролиза FeCl₃ в его водном растворе необходимо

- повысить температуру раствора соли
- понизить температуру раствора соли
- добавить хлороводородную кислоту
- добавить хлорид натрия
- добавить воду

10. При медленном добавлении раствора карбоната натрия к раствору нитрата магния в результате взаимного усиления гидролиза солей образуются продукты:

<input type="checkbox"/> Mg(OH) ₂	<input type="checkbox"/> MgCO ₃	<input type="checkbox"/> Mg ₂ (OH) ₂ CO ₃	<input type="checkbox"/> MgO
<input type="checkbox"/> NaNO ₃	<input type="checkbox"/> NaHCO ₃	<input type="checkbox"/> CO ₂	<input type="checkbox"/> H ₂

Растворы.

1. Водный раствор сахара, массовая доля C₁₂H₂₂O₁₁ в котором равна 1% является раствором

- ненасыщенным
- насыщенным
- пересыщенным
- разбавленным

- концентрированным
- коллоидным

2. Насыщенный раствор нитрата калия

- является разбавленным раствором
- является концентрированным раствором
- является коллоидным раствором
- хорошо проводит электрический ток
- плохо проводит электрический ток

3. Хорошо растворимы в воде все соли

- соляной кислоты
- азотной кислоты
- серной кислоты
- фосфорной кислоты
- аммония
- лития

4. Чтобы увеличить растворимость газа в воде, следует

- повысить температуру
- понизить температуру
- повысить давление
- понизить давление

5. Хорошо проводят электрический ток водные растворы

<input type="checkbox"/> HNO_3	<input type="checkbox"/> CH_3OH	<input type="checkbox"/> NaOH
<input type="checkbox"/> K_2SO_4	<input type="checkbox"/> $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	<input type="checkbox"/> CH_3COOH

6. Массовая доля есть отношение массы

- растворителя к массе раствора
- раствора к массе растворителя
- растворенного вещества к массе растворителя
- растворенного вещества к массе раствора

раствора к массе растворенного вещества

7. В 78 г воды растворили 20 г серного ангидрида. Рассчитайте массовую долю кислоты в полученном растворе.

Введите ответ целым числом:

8. В 415 г воды растворили 112 л (н.у.) аммиака. Рассчитайте массовую долю аммиака в полученном растворе.

Введите ответ целым числом:

9. Для приготовления четырех растворов в одном литре воды растворили 1 моль следующих веществ:

1. KCl
2. HNO₃
3. Na₂CO₃
4. C₂H₅OH

Расположите полученные растворы в порядке увеличения в них массовой доли растворенного вещества.

Введите номера соединений
без разделительных знаков:

10. Смешали 50 г водного раствора KOH с массовой долей щелочи 20% и 250 г 8 мас. % раствора едкого кали. Рассчитайте массовую долю (в %) гидроксида калия в полученном растворе.

Введите ответ целым числом:

ВОПРОСЫ К ЗАЧЕТУ

1. Предмет и задачи химии.
2. Основные законы атомно-молекулярного учения.
3. Газовое состояние. Газовые законы.
4. Открытие суммарных частиц и первых моделей атомов.
5. Квантовые числа.
6. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.
7. Правило Октеда, энергия, длина связи.
8. Виды химической связи (ионная, ковалентная, водородная, металлическая).
9. Ковалентная связь. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.
10. Комплексные соединения.
11. Типы химических реакций (соединения, разложения, замещения, обмена).
12. Окислительно-восстановительные реакции. Метод электронного баланса.
13. Типы растворов. Способы выражения концентрации растворов.

14. Теория электролитической диссоциации.
15. Гидролиз солей.
16. Буферные системы.
17. Электролиз
18. Гальванический элемент.
19. Коррозия металлов.
20. Органические соединения. Классы органических соединений. Типы и природа ковалентной связи в молекулах органических веществ. Индукционный эффект и эффект сопряжения. Примеры веществ, в которых имеют место указанные эффекты.
21. Теория химического строения А.М.Бутлерова. Изомерия углеводородов. Механизмы и типы реакций.
22. Аминокислоты. Номенклатура, классификация, получение. Химическое строение молекул аминокислот, амфотерность аминокислот, химические свойства карбоксильной и аминогрупп. Получение синтетических волокон на основе аминокислот.
23. Углеводы, номенклатура, классификация. Углеводы в природе. Моносахариды. Химическое строение, физические и химические свойства. Дисахариды, олигосахариды, полисахариды. Химическое строение, физические и химические свойства. Крахмал, целлюлоза.

7 ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕНИЯ

Информационные технологии – обучение в электронной образовательной среде с целью расширения доступа к образовательным ресурсам, увеличения контактного взаимодействия с преподавателем, построения индивидуальных траекторий подготовки, объективного контроля и мониторинга знаний студентов.

В образовательном процессе по дисциплине используются следующие информационные технологии, являющиеся компонентами Электронной информационно-образовательной среды БГПУ:

- Официальный сайт БГПУ;
- Система электронного обучения ФГБОУ ВО «БГПУ»;
- Система тестирования на основе единого портала «Интернет-тестирования в сфере образования www.i-exam.ru»;
- Система «Антиплагиат.ВУЗ»;
- Электронные библиотечные системы;
- Мультимедийное сопровождение лекций и практических занятий.

8 ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦАМИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ

При обучении лиц с ограниченными возможностями здоровья применяются адаптивные образовательные технологии в соответствии с условиями, изложенными в разделе «Особенности реализации образовательной программы для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья» основной образовательной программы (использование специальных учебных пособий и дидактических материалов, специальных технических средств обучения коллективного и индивидуального пользования, предоставление услуг ассистента (помощника), оказывающего обучающимся необходимую техническую помощь и т. п.) с учётом индивидуальных особенностей обучающихся.

Для обучающихся с ограниченными возможностями здоровья предусмотрены следующие формы организации педагогического процесса и контроля знаний:

- для слабовидящих:

обеспечивается индивидуальное равномерное освещение не менее 300 люкс;

для выполнения контрольных заданий при необходимости предоставляется увеличивающее устройство;

задания для выполнения, а также инструкции о порядке выполнения контрольных заданий оформляются увеличенным шрифтом (размер 16-20);

- для глухих и слабослышащих:

обеспечивается наличие звукоусиливающей аппаратуры коллективного пользования, при необходимости обучающимся предоставляется звукоусиливающая аппаратура индивидуального пользования;

- для лиц с тяжелыми нарушениями речи, глухих, слабослышащих все контрольные задания по желанию могут проводиться в письменной форме.

Основной формой организации педагогического процесса является интегрированное обучение инвалидов, т.е. все обучающиеся учатся в смешанных группах, имеют возможность постоянно общаться со сверстниками, легче адаптируются в социуме.

9 СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ЭЛЕКТРОННЫХ РЕСУРСОВ

9.1 Литература

1. Логинов Н.Я. и др. Аналитическая химия: Учеб.пособие для студентов хим.-биол. и биол.-хим. спец. пед. ин-тов / Н.Я. Логинов, А.Г. Воскресенский, И.С. Солодкин. – 2-е изд., перераб. – М.: Просвещение, 1979.–С. 318-371.

2. Бабич, Л.В. Практикум по неорганической химии: учеб.пособие для студентов пед. институтов / Л.В. Бабич, С.А. Балезин, Ф.Б. Глинка и др. - М. : Просвещение, 1991.- 320 с.

3. Саенко О.Е. Химия для нехимических специальностей / учебник, 2015. – 346с.

4. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: учебник для студ. химико-техн. и пед. вузов / Н.С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадыгина. – 4-е изд., испр. – М. : Высш. шк., 2002. – 366 с.(34 экз.)

5. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб.пособие для студ. Вузов / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. – стер. Изд. – М. : Интеграл-Пресс, 2011. – 240 с. (16 экз.)

6. Глинка, Н.Л. Общая химия: учеб.пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – 30-е изд., испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2007 – 727 с.(21 экз.)

7. Неорганическая химия. В 3 т. : учебник для студ. вузов / ред. Ю. Д. Третьяков. – М. : Академия, 2007. – (Высшее профессиональное образование). (28 экз.)

8. Павлов, Н.Н. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н.Н. Павлов. – 2-е изд. – М. : Дрофа, 2002. – 448 с. (27 экз.)

9. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для студ. вузов, обучающихся по направлению и спец. «Химия» / Я.А. Угай. – 4-е изд., стер. – М. : Высш. шк., 2004. – 526 с. (18 экз.)

10. Фролов, В.И. Практикум по общей и неорганической химии: учеб. пособие для студ. вузов, обучающихся по направлению «Металлургия», «Химическая технология и биотехнология» / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова ; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. – 2-е изд., перераб., доп. – М. : Дрофа, 2002. – 301 с. (31 экз.)

11. Артеменко, А.И. Справочное руководство по химии / А.И. Артеменко, И.В. Тикунова, В.А. Малеванный. – 2-е изд., перераб. и доп. – М. : Высш. шк., 2003. – 368 с. (27 экз.)

12. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для студ. нехим. спец. вузов / под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – 26-е изд., стереотип. – Л. : Химия, 1988. – 272 с. (15 экз.)

13. Ермолаева, В.И. Химия элементов: учебное пособие / А.И. Захарова. – М.: Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана. 2007 – 176 с. – ЭБС Лань.

14. Ерыгин, Д.П. Методика решения задач по химии: учеб. пособие для студ. пед. ин-тов по биол. и хим. спец. / Д.П. Ерыгин, Е.А. Шишкин. – М. : Просвещение, 1989. – 173 с. (15 экз.)

15. Кнотько, А.В. Химия твердого тела: учеб. пособие для студ., обучающихся по спец. «Химия» / А.В. Кнотько, И.А. Пресняков, Ю.Д. Третьяков. – М. : Академия, 2006. – 301 с. (19 экз.)
16. Координационная химия: учеб. пособие для студ. вузов / В.В. Скопенко [и др.]. – М. : Академкнига, 2007. – 487 с. (10 экз.)
17. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для студ. вузов / Н.В. Коровин. – 10-е изд., перераб. – М. : Высш. шк., 2008. – 556 с. (5 экз.)
18. Кудрявцев, А. А. Составление химических уравнений : учеб. пособие для тех. вузов / А. А. Кудрявцев. - 7-е изд., перераб. и доп. - Мн. : Высш. шк.-А, 2009. - 319, [1] с. : ил. (19 экз.)
19. Лидин, Р.А. Неорганическая химия в реакциях: справочник / Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.Л. Андреева. – 2-е изд., перераб., доп. – М. : Дрофа, 2007. – 637 с. (5 экз.)
20. Фролов, В.И. Практикум по общей и неорганической химии: учеб. пособие для студ. вузов, обучающихся по направлению «Металлургия», «Химическая технология и биотехнология» / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова ; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. – 2-е изд., перераб., доп. – М. : Дрофа, 2002. – 301 с. (31 экз.)
21. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии. В 2 т. / К. Хаускрофт, Э. Констебл ; под ред. В.П. Зломанова ; пер. с англ. – М. : Мир, 2002. – (Лучший зарубежный учебник). (14 экз.)
22. Хаханина, Т.И. Неорганическая химия : учеб. пособие для студ. вузов / Т. И. Хаханина, Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова. - М. : Юрайт, 2010. (15 экз.)

9.2 Базы данных и информационно-справочные системы

1. Сайт о химии <http://www.xumuk.ru/>
2. Каталог образовательных интернет-ресурсов <http://www.edu.ru>
3. Популярная библиотека химических элементов <http://n-t.ru/ri/ps/>
4. Электронная библиотека по химии <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/>

9.3 Электронно-библиотечные ресурсы

1. Polpred.com Обзор СМИ/Справочник [http:// polpred.com/news](http://polpred.com/news).
2. ЭБС «Лань» [http:// e.lanbook.com](http://e.lanbook.com).

10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА

Для проведения занятий лекционного и семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации используются аудитории, оснащённые учебной мебелью, аудиторной доской, компьютерами с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением, коммутатором для выхода в электронно-библиотечную систему и электронную информационно-образовательную среду БГПУ, мультимедийными проекторами, экспозиционными экранами, учебно-наглядными пособиями (карты, таблицы, мультимедийные презентации). Для проведения практических занятий также используется:

Ауд. 109 «А». Лаборатория общей химии

- Стол письменный 2-мест. (10 шт.)
- Стол преподавателя (1 шт.)
- Стул (21 шт.)
- Ноутбук «Samsung» с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением (1 шт.)
- 8 - портовый коммутатор D-Link для выхода в электронно-библиотечную систему и электронную информационно-образовательную среду БГПУ (1 шт.)
- Мультимедийный проектор SHARP -10 X (1 шт.)
- Телевизор «SONI» (1 шт.)
- Фотоэлектрокалориметр (1 шт.)
- Водонагреватель «Thermet» (1 шт.)
- Нагреватель для пробирок (1 шт.)
- Шкаф SL-65T (1 шт.)
- Химические реактивы по тематике лабораторных работ

- Дестилятор (1 шт.)
- Весы ЕК-410 (технические) (1 шт.)
- Электроплита (3 шт.)
- Доска для сушки посуды (1 шт.)
- Набор посуды принадлежностей для демонстрационных опытов по химии
- Набор деталей для монтажа установок, иллюстрирующих химические производства
- Столик подъемный (1 шт.)
- Штатив для демонстрационных пробирок ПХ-21 (10 шт.)
- Штатив металлический ШЛБ (10 шт.)
- Экран фоновый черно белый (двусторонний) (1 шт.)
- Аппарат Киппа (1 шт.)
- Аппарат для проведения химических реакций (АПХР) (1 шт.)
- Горелка универсальная (1 шт.)
- Набор для опытов по химии с электрическим током (Электролизёр) (1 шт.)
- Комплект термометров
- Комплект–лаборатория «Пчёлка–У» (5 шт.)
- Прибор для демонстрации закона сохранения массы веществ (1 шт.)
- Прибор для иллюстрации зависимости скорости химической реакции от условий (1 шт.)
- Прибор для окисления спирта над медным катализатором (1 шт.)
- Прибор для получения растворимых твердых веществ ПРВ (1 шт.)
- Установка для перегонки (1 шт.)
- Установка для фильтрации под вакуумом (1 шт.)
- Набор для экологического мониторинга окружающей среды (1 шт.)
- Набор по электрохимии лабораторный (1 шт.)
- Набор по тонкослойной хроматографии (1 шт.)
- Прибор для получения газов (1 шт.)
- Набор кристаллических решеток (1 шт.)
- Набор для моделирования строения неорганических веществ органических веществ (1 шт.)
- Набор для моделирования типов химических реакций (модели-аппликации) (1 шт.)
- Набор для моделирования электронного строения атомов (1 шт.)
- Набор для моделирования строения атомов и молекул (1 шт.)
- Натуральные объекты коллекции
- Учебно-наглядные пособия - слайды, таблицы, мультимедийные презентации по дисциплине «Техногенные системы и экологический риск»

Самостоятельная работа студентов организуется в аудиториях оснащенных компьютерной техникой с выходом в электронную информационно-образовательную среду вуза, в специализированных лабораториях по дисциплине, а также в залах доступа в локальную сеть БГПУ.

Лицензионное программное обеспечение: операционные системы семейства Windows, Linux; офисные программы Microsoft office, Libreoffice, OpenOffice; Adobe Photoshop, Matlab, DrWeb antivirus и т.п.

Разработчик: Лаврентьева С.И., кандидат биологических наук, доцент кафедры химии.

11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ

Утверждение изменений в РПД для реализации в 2020/2021 уч. г.

РПД обсуждена и одобрена для реализации в 2020/2021 уч. г. на заседании кафедры химии (протокол № 9 от «11» июня 2020 г.). В РПД внесены следующие изменения и дополнения:

№ изменения: 1	
№ страницы с изменением: титульный лист	
Исключить: МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ	Включить: МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Утверждение изменений в РПД для реализации в 2021/2022 уч. г.

РПД обсуждена и одобрена для реализации в 2021/2022 уч. г. на заседании кафедры химии (протокол № 7 от «14» апреля 2021 г.).